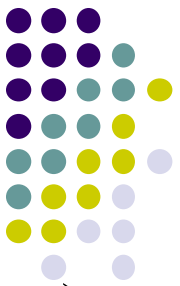
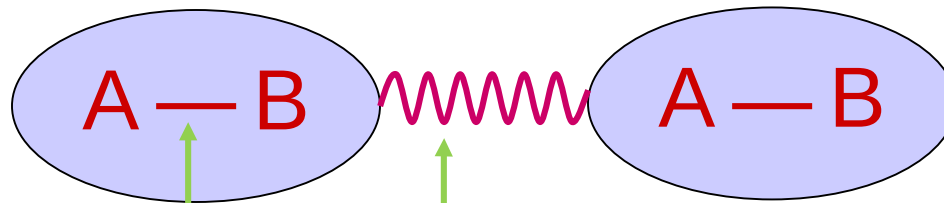


พันธะเคมี (Chemical bond)



พันธะเคมี หมายถึง แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอม (ภายใน โมเลกุล)



แรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล

- พันธะโลหะ
- พันธะไอออนิก
- พันธะโควาเลนต์
- พันธะโคออร์ดิเนตโควาเลนต์

แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล

- แรงลอนดอน เกิดในทุกโมเลกุล
- แรงไดโพล ไดโพล
เกิดในโมเลกุลมีขั้ว
- พันธะไฮโดรเจน
เกิดกับอะตอมที่มีค่า EN สูง

พันธะโลหะ(metallic bond)



- * เป็นแรงดึงดูดระหว่างไอออนบวกซึ่งเรียงชิดกันกับอิเล็กตรอนที่อยู่โดยรอบ

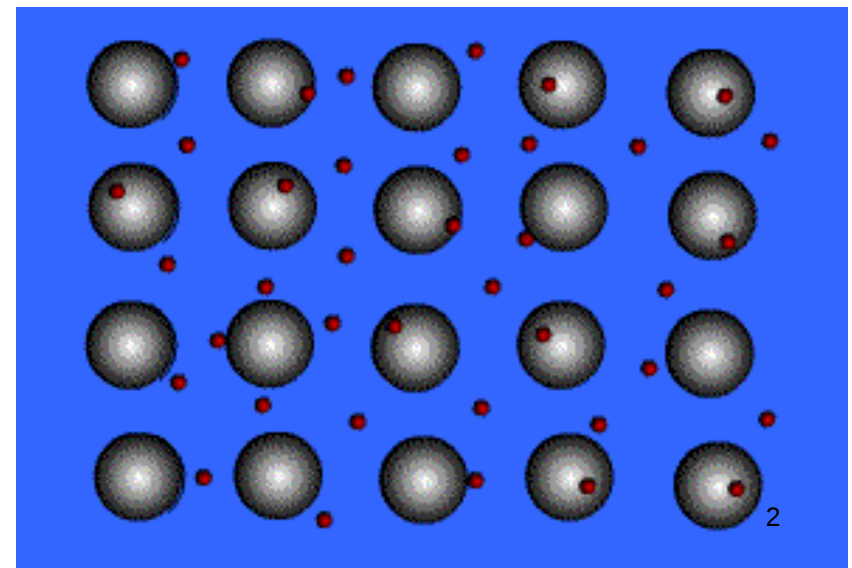
- * อะตอมของโลหะจะอยู่ในสภาพที่เป็นบวก

- * ใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกัน เวเลนซ์อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ไปรอบๆ

ก้อนโลหะเป็น **กลุ่มหมอกอิเล็กตรอน (electron cloud)**

ทำให้ดึงดูดนิวเคลียสของอะตอม
เหล่านั้นได้ด้วย

- * โลหะหมู่ 2 แข็งแรงกว่าโลหะหมู่ 1



การที่โลหะมีพันธะโลหะจึงทำให้โลหะมีสมบัติทั่วไป ดังนี้



1. โลหะเป็นตัวนำไฟฟ้าที่ดี เพราะอิเล็กตรอนเคลื่อนที่ได้ง่าย
2. โลหะมีจุดหลอมเหลวสูง เพราะเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมทั้งหมดในก้อนโลหะยึดอะตอมไว้อย่างเหนียวแน่น
3. โลหะสามารถตีแผ่เป็นแผ่นบาง ๆ ได้ เพราะมีกลุ่มเวเลนซ์อิเล็กตรอนทำหน้าที่ยึดอนุภาคให้เรียงกันไม่ขาดออกจากกัน
4. โลหะมีผิวเป็นมันวาว เพราะกลุ่มอิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่โดยอิสระมีปฏิกิริยาต่อแสง จึงสะท้อนแสงทำให้มองเห็นเป็นมันวาว
5. สถานะปกติเป็นของแข็ง ยกเว้น Hg เป็นของเหลว
6. โลหะนำความร้อนได้ดี เพราะอิเล็กตรอนอิสระเคลื่อนที่ได้ทุกทิศทาง

กฎออกเตต (Octet rule)



การที่อะตอมของธาตุต่าง ๆ รวมตัวกันด้วยสัดส่วนที่ทำให้วาเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8

โครงสร้างอะตอมของธาตุเฉื่อยมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนวงนอกสุดเหมือนกันคือ มี 8 อิเล็กตรอน (ยกเว้น He มี 2 อิเล็กตรอน)

เช่น Ne →

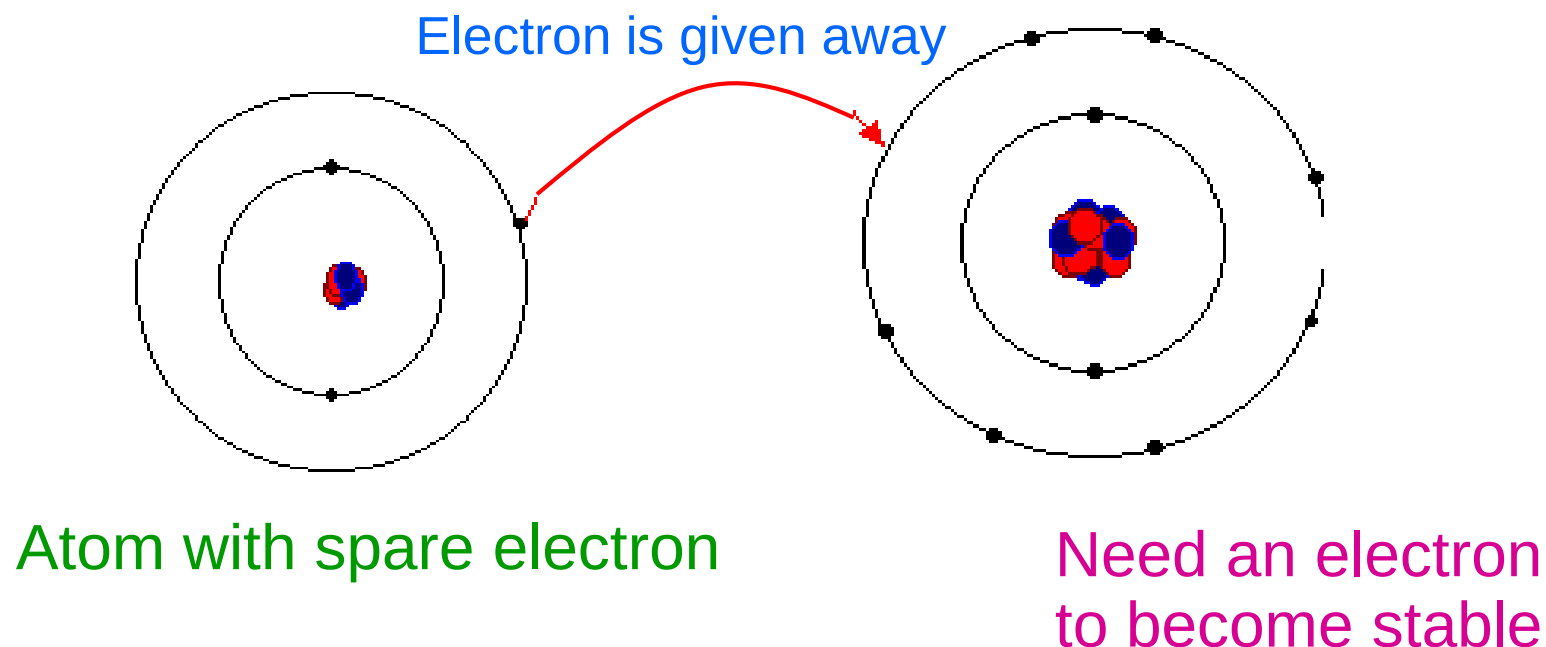
Ar →

ธาตุที่มีวาเลนซ์อิเล็กตรอนไม่ครบ 8 จะไม่สามารถอยู่เป็นอะตอมเดี่ยวได้(ไม่เสถียร) ต้องรวมกันเป็นโมเลกุลซึ่งอาจจะมี 2 อะตอมหรือมากกว่า

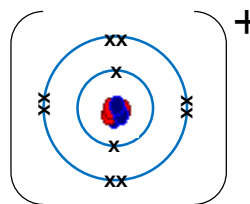
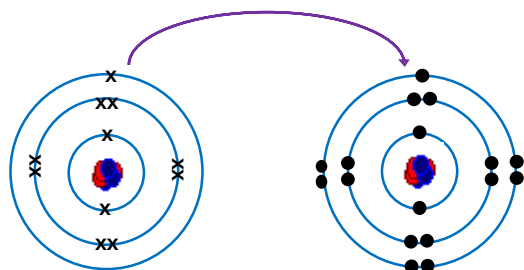
พันธะไอออนิก(Ionic bond)



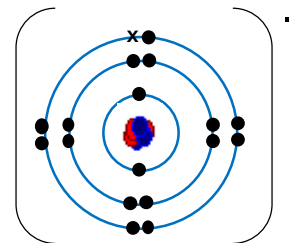
* เป็นพันธะเคมีที่เกิดขึ้นจากแรงยึดเหนี่ยวทางไฟฟ้าของไอออนบวกกับไอออนลบ (electrostatic force)



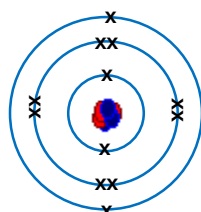
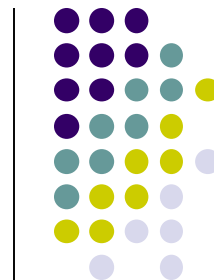
* สารประกอบไอออนิกได้แก่ NaCl , MgO , CaCl_2



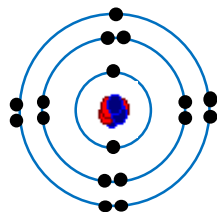
$\text{Na}^+ [2,8]^+$



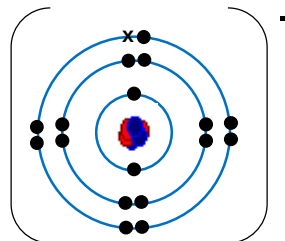
$\text{Cl}^- [2,8,8]^-$



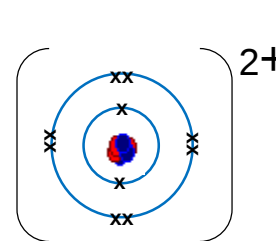
$\text{Mg} (2,8,2)$



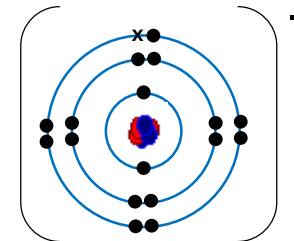
$\text{Cl} (2,8,7)$



$\text{Cl}^- [2,8,8]^-$



$\text{Mg}^{2+} [2,8]^{2+}$



$\text{Cl}^- [2,8,8]^-$



การเขียนสูตรสารประกอบไอออนิก

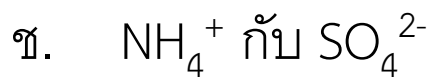
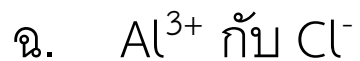
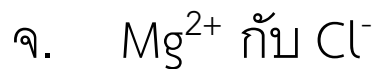
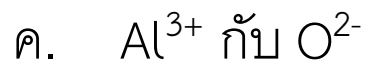
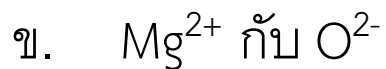
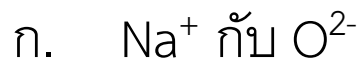
สารประกอบไอออนิกมีสภาพเป็นกลางคือ ประจุบวกจะหักล้างกับประจุลบ

1. เขียนไอออนบวกของโลหะหรือกลุ่มไอออนบวกไว้ข้างหน้า ตามด้วยไอออนลบของอโลหะหรือกลุ่มไอออนลบ

2. ไอออนบวกและไอออนลบจะรวมกันในอัตราส่วนที่ทำให้ผลรวมของประจุเป็นศูนย์ ดังนั้นจึงต้องหาตัวเลขมาคูณกับจำนวนประจุบนไอออนบวกและไอออนลบให้มีจำนวนเท่ากัน แล้วใส่ตัวเลขเหล่านั้นไว้ที่มุมขวาล่างของแต่ละไอออน ซึ่งทำได้โดยใช้จำนวนประจุบนไอออนบวกและไอออนลบคูณไขว้กัน

3. ถ้ากลุ่มไอออนบวกหรือไอออนลบมีมากกว่า 1 กลุ่ม ให้ใส่วงเล็บ () และใส่จำนวนกลุ่มไว้ที่มุมล่างขวาล่าง

ตัวอย่าง จงเขียนสูตรของสารประกอบไอออนิกต่อไปนี้



การอ่านชื่อสารประกอบไอออนิก



วิธีการอ่านชื่อสารประกอบไอออนิกให้อ่านตามลำดับของธาตุที่เขียนในสูตร คือ เริ่มจากธาตุแรกซึ่งเกิดเป็นไอออนบวก (ธาตุโลหะ) แล้วตามด้วยธาตุหลัง ซึ่งเป็นไอออนลบ (ธาตุอโลหะ)

1. เริ่มจากอ่านชื่อไอออนบวก (ธาตุโลหะ) ก่อน
2. อ่านชื่อธาตุไอออนลบ (ธาตุอโลหะ) โดยเปลี่ยนเสียงสุดท้ายเป็น -ไนด์ (-ide) เช่น

NaBr อ่านว่า โซเดียมโบรไมด์

CaO อ่านว่า แคลเซียมออกไซด์

3. หากไอออนลบมีลักษณะเป็นกลุ่มธาตุ จะมีชื่อเรียกเฉพาะที่แตกต่างกัน

เช่น NO_3^- อ่านว่า ไนเตรต

CO_3^{2-} อ่านว่า คาร์บอเนต

SO_4^{2-} อ่านว่า ซัลเฟต

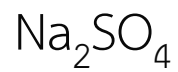
OH^- อ่านว่า ไฮดรอกไซด์

ตัวอย่าง



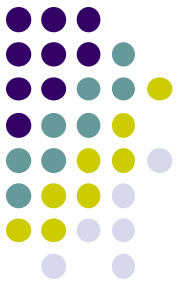
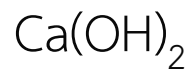
อ่านว่า

แคลเซียมคาร์บอเนต



อ่านว่า

โซเดียมซัลเฟต

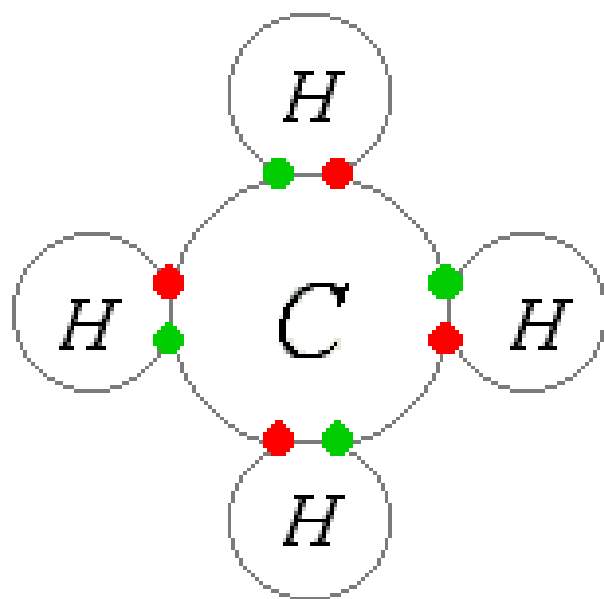


พันธะโควาเลนต์ (Covalent bond)

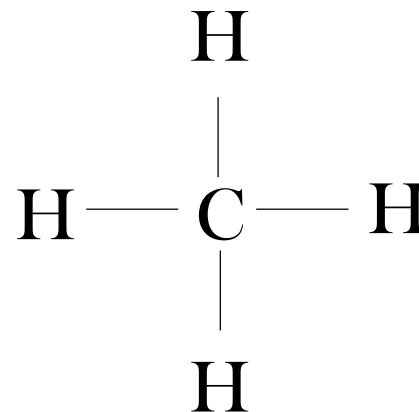


* เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดจากอะตอมของธาตุที่ใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกันเป็นคู่ ๆ เพื่อให้เป็นไปตามกฎออกเตต (Octet rule)

ได้แก่ Cl_2 CO_2 N_2 CH_4



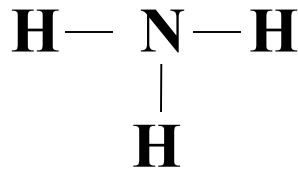
● *Electron from carbon*
● *Electron from hydrogen*





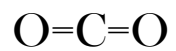
สูตรโครงสร้าง คือสูตรที่แสดงถึงการจับกันของธาตุในโมเลกุล
แบ่งเป็น 2 ชนิด

1. สูตรแบบเส้น : ใช้เส้นตรงแทนอิเล็กตรอนที่ร่วมพันธะกัน 2 ตัว
เช่น แอมโมเนีย

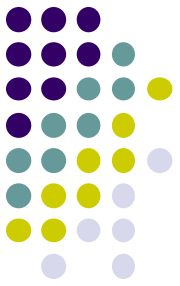


2. สูตรแบบจุด : ใช้จุดแทนอิเล็กตรอนที่ร่วมพันธะกัน ซึ่งจะเขียน
เฉพาะอิเล็กตรอนวงนอกเท่านั้น
เช่น กรดไฮโดรคลอริก





ความสัมพันธ์ระหว่างชนิดของพันธะกับพลังงานพันธะและความยาวพันธะ



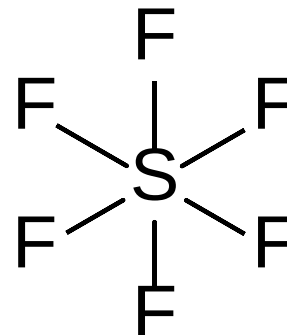
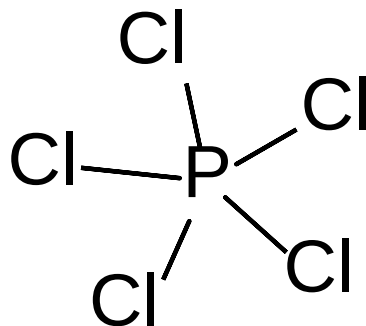
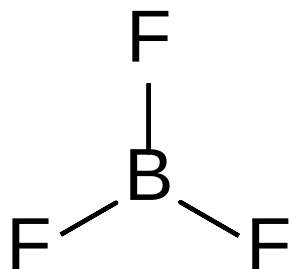
พลังงานพันธะ กับ ชนิดของพันธะ

พลังงานพันธะ = พันธะสาม > พันธะคู่ > พันธะเดี่ยว

ความยาวพันธะ กับ ชนิดของพันธะ

ความยาวพันธะ = พันธะเดี่ยว > พันธะคู่ > พันธะสาม

สารประกอบที่ไม่เป็นไปตามกฎออกเตต เช่น

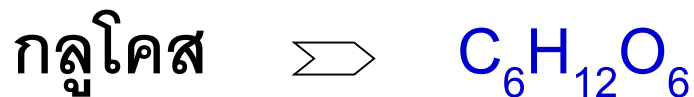


อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนล้อมรอบกี่ตัว ?

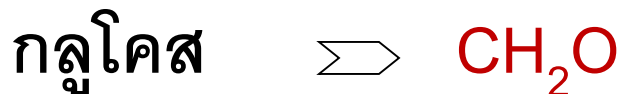
สูตรเคมี



สูตรโมเลกุล คือ สูตรที่แสดงว่า สารนั้น 1 โมเลกุลประกอบด้วย
ธาตุใดบ้าง และแต่ละธาตุมีกี่อะตอม



สูตรอย่างง่าย คือ สูตรที่แสดงว่าสารนั้นประกอบด้วยธาตุใดบ้าง
ในอัตราส่วนจำนวนอะตอมค่าต่ำที่สุดเท่าไร



$$(\text{สูตรอย่างง่าย})_n = \text{สูตรโมเลกุล}$$



ประจุฟอร์มอล (Formal charge)

เป็นประจุไฟฟ้าสมมติที่กำหนดขึ้นมักใช้กับสารโควาเลนต์เพื่อทำนายโครงสร้างโมเลกุล

อะตอมแต่ละตัวอาจมีประจุเป็นศูนย์

บางอะตอมเสมือนว่ามีอิเล็กตรอนเกินมา ก็จะมีประจุเป็นลบ

บางอะตอมอาจเสมือนว่าเสียอิเล็กตรอน ก็จะมีประจุเป็นบวก

ซึ่งเรียกประจุเหล่านี้ว่า ประจุฟอร์มอล (formal charge)

การคำนวณประจุฟอร์มอล



$$\text{ประจุฟอร์มอล} = V - N - 1/2 B$$

เมื่อ V = จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมที่สนใจ
 N = จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่ไม่สร้างพันธะ (non-bonding)
 B = จำนวนอิเล็กตรอนที่สร้างพันธะอยู่รอบอะตอมนั้น



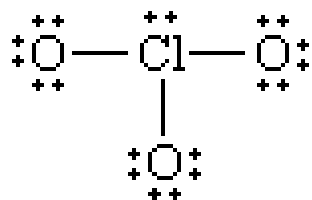
หลักการพิจารณาว่าโครงสร้างแบบใดเป็นไปได้มากหรือน้อย

1. โครงสร้างที่เป็นไปตามกฎออกเตตมากที่สุด มีความเป็นไปได้มากที่สุด
2. สำหรับโมเลกุลที่เป็นกลางโครงสร้างที่มีประจุฟอร์มอลรวมต่ำที่สุดหรือเป็นศูนย์ มีความเป็นไปได้มากที่สุด
3. อนุภาคที่มีประจุไฟฟ้า โครงสร้างที่มีประจุฟอร์มอลรวมเท่ากับประจุของอนุภาค เป็นโครงสร้างที่เป็นไปได้มากที่สุด
4. อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันที่อยู่ในโมเลกุลเดียวกัน มีประจุฟอร์มอลตรงข้ามกัน เป็นโครงสร้างที่เป็นไปได้น้อย
5. อะตอมที่มีค่า EN สูงมีประจุฟอร์มอลเป็นลบ เป็นโครงสร้างที่เป็นไปได้มากกว่า

ตัวอย่าง จงหาประจุฟอร์มัลของ ClO_3



$$\text{ประจุฟอร์มัล} = V - N - 1/2 B$$



$$\begin{aligned}\text{ประจุฟอร์มัลของ Cl} &= 7 - 2 - \frac{1}{2}(6) \\ &= 7 - 2 - 3 \\ &= +2\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{ประจุฟอร์มัลของ O} &= 6 - 6 - \frac{1}{2}(2) \\ &= -1\end{aligned}$$

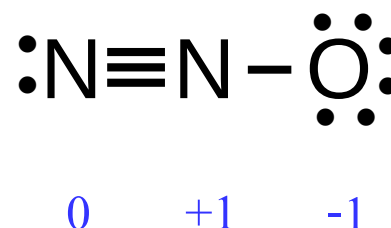
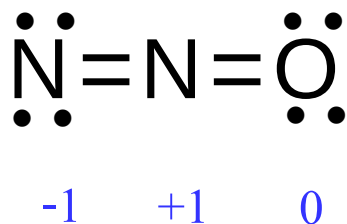
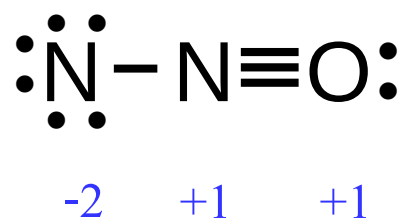
O ทั้ง 3 อะตอม มีประจุฟอร์มัล = -1 เช่นเดียวกัน

$$\text{ดังนั้น ประจุฟอร์มัลรวม} = +2 - 1 - 1 - 1 = -1 \rightarrow [\text{ClO}_3]^-$$



ตัวอย่าง จงพิจารณาว่าโครงสร้างเรโซแนนซ์ของ N_2O แบบใดเป็นไปได้มากกว่ากัน

ประจุฟอร์มอล $= V - N - 1/2 B$



โครงสร้างที่เป็นไปได้มากกว่า

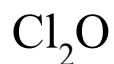
เนื่องจาก O มีค่า EN สูง มีประจุฟอร์มอลเป็นลบ จึงเป็นโครงสร้างที่เป็นไปได้มากกว่า

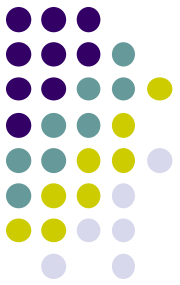
การเขียนสูตรโมเลกุลของสารประกอบโคเวเลนต์



โดยทั่วไปเขียนสัญลักษณ์ของธาตุที่เป็นองค์ประกอบเรียงตามลำดับของธาตุและค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี (เรียงลำดับก่อนหลังดังนี้ B, Si, C, P, H, S, I, Br, Cl, O และ F) แล้วระบุจำนวนอะตอมของธาตุที่เป็นองค์ประกอบของโมเลกุล

ตัวอย่าง





การอ่านชื่อสารประกอบโคเวเลนต์

อ่านจำนวนอะตอมพร้อมชื่อธาตุแรก

(ในกรณีธาตุแรกมีอะตอมเดียวไม่ต้องอ่านจำนวน)

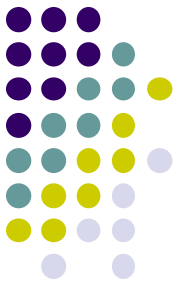
อ่านจำนวนอะตอม และชื่อธาตุที่สอง ลงท้ายเป็น ไ-ด์ (ide)

จำนวนอะตอม (number prefix) อ่านเป็นภาษากรีก คือ

1 = mono	2 = di	3 = tri	4 = tetra
5 = penta	6 = hexa	7 = hepta	8 = octa
9 = nona	10 = deca	11 = undec	12 = dodec

ตัวอย่าง

CO	carbon monoxide
PH ₃	phosphorus trihydride
NO ₂	nitrogen dioxide
N ₂ O ₃	dinitrogen trioxide
Cl ₂ O	dichlorine monoxide
P ₄ O ₁₀	tetraphosphorus decaoxide
CCl ₄	carbon tetrachloride





สารประกอบโควาเลนต์บางชนิดมักอ่านด้วยชื่อสามัญ (common name)

Formula	Common Name	Prefix Name
CH_4	methane	carbon tetrahydride
NH_3	ammonia	nitrogen trihydride
H_2O	water	dihydrogen monoxide
HCl		hydrogen chloride

รูปร่างของโมเลกุล



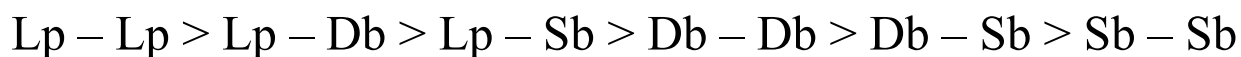
อธิบายด้วยทฤษฎีการผลักคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์

(Valence Shell Electron Pair Repulsion: VSEPR)

โมเลกุลโควาเลนต์มีรูปร่างต่างกัน เนื่องจากสาเหตุดังนี้คือ

* คู่อิเล็กตรอนใน valence shell ของอะตอม จะจัดตัวให้อยู่ห่างกันมากที่สุด

* คู่อิเล็กตรอนโดดเดี่ยว จะมีแรงผลักอิเล็กตรอนคู่อื่น ๆ มากกว่าอิเล็กตรอนร่วมพันธะ
การผลักกันระหว่างคู่อิเล็กตรอนจะลดลงตามลำดับดังนี้



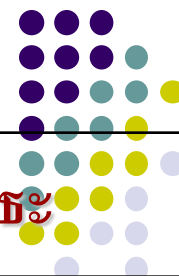
เมื่อ Lp = อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว Db = พันธะคู่ Sb = พันธะเดี่ยว

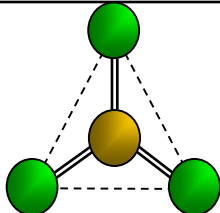
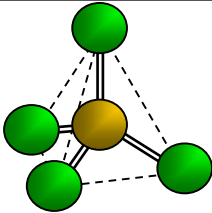
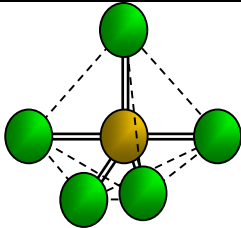
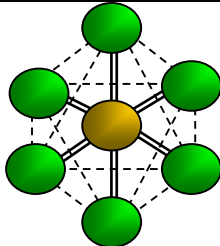
การผลักกันของอิเล็กตรอนต่าง ๆ จะลดลงตามลำดับดังนี้

lone pair > multiple bond > bonding pair > unpaired electron

* ทิศทางของพันธะโควาเลนต์ จะมีทิศทางที่แน่นอน

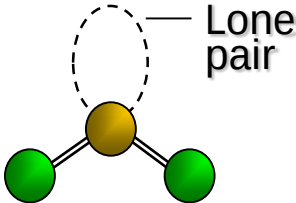
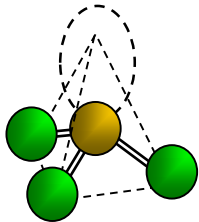
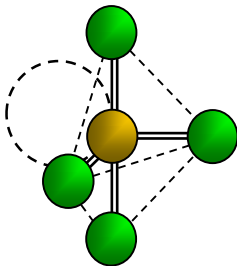
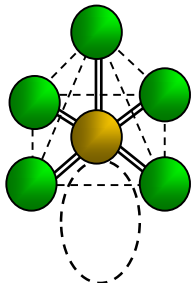
ตารางที่ 1 รูปร่างของโมเลกุลหรือไอออนที่ไม่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว



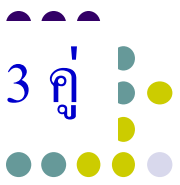
สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	การจัดเรียงตัว	มุมพันธะ
AX_2	เส้นตรง (linear)		180°
AX_3	สามเหลี่ยมแบนราบ (trigonal planar)		120° BCl_3, BF_3, GaI_3
AX_4	ทรงสี่หน้า (tetrahedral)		109.5° $CH_4, SnCl_4, CHCl_3$
AX_5	พีระมิดคู่ร่วมฐานสามเหลี่ยม (trigonal bipyramidal)		120° (equatorial) $(90^\circ$ axial)
AX_6	ทรงแปดหน้า (octahedral)		90° $SF_6, [AlCl_6]^{3-}, [SiF_6]^{2-}$

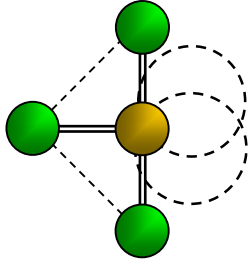
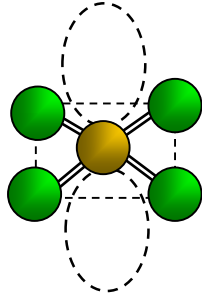
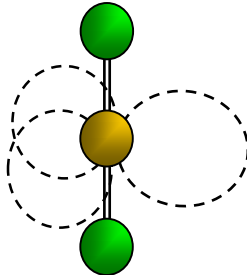
ตารางที่ 2 รูปร่างของโมเลกุลหรือไอออนที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 1 คู่



สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	การจัดเรียงตัว	มุมพันธะ
AX_2E	รูปตัววี		$< 120^\circ$ $SnCl_2, SO_2, NO_2^-$
AX_3E	พีรามิดฐานสามเหลี่ยม		107° NH_3, H_3O^+, PCl_3
AX_4E	คล้ายไม้กระดานหก (seesaw) หรือทรงสี่หน้าที่บิดเบี้ยว		186° และ 116° $SF_4, TeCl_4$
AX_5E	พีรามิดฐานสี่เหลี่ยมจตุรัส		ประมาณ 90° BrF_5, IF_5

ตารางที่ 3 รูปร่างของโมเลกุลหรือไอออนที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 2 และ 3 คู่



สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	การจัดเรียงตัว	มุมพันธะ
AX_3E_2	รูปตัวที T (T-shaped)		90° BrF_3, ClF_3
AX_4E_2	ระนาบจัตุรัส		90° XeF_4, ICl_4^-
AX_2E_3	เส้นตรง Linear		180° I_3^-, ICl_2^-, XeF_2

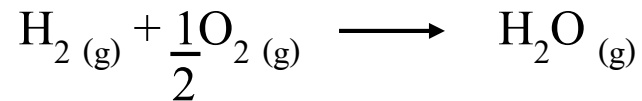
ความมีขั้วกับรูปร่างโมเลกุล



อาจบอกได้จากรูปร่างโมเลกุล ดังนี้

1. โมเลกุลหลายอะตอมที่เป็นเส้นตรง ไคโพลจะหักล้างกันหมด กลายเป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว
2. โมเลกุลที่มีรูปร่างเป็นสามเหลี่ยมแบนราบ (AX_3) จะเป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว เช่น BCl_3 แต่ถ้าเป็น AX_2Y จะเป็นโมเลกุลมีขั้ว
3. โมเลกุลที่มีรูปร่างเป็นทรงสี่หน้า ซึ่งมีสูตรทั่วไปเป็น AX_4 จะเป็นโมเลกุลไม่มีขั้วเช่น CH_4, CF_4 แต่ถ้าเป็น AX_3Y หรือ AX_2Y_2 จะเป็นโมเลกุลมีขั้ว
4. โมเลกุลที่มีรูปร่างแบบคู่พีระมิดร่วมฐานสามเหลี่ยม ซึ่งมีสูตรทั่วไป AX_5 หรือแบบทรงแปดหน้า ซึ่งมีสูตรทั่วไป AX_6 จะเป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว
5. โมเลกุลที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวที่อะตอมกลาง มักเป็นโมเลกุลมีขั้ว เช่น SO_2, H_2O

ตย. จงคำนวณการเปลี่ยนแปลงของพลังงานความร้อนของปฏิกิริยาต่อไปนี้



กำหนดให้ พลังงานพันธะ $\text{H-H} = 431.0 \text{ kJ}$

$$\text{H-O} = 463.0 \text{ kJ}$$

$$\text{O=O} = 485.0 \text{ kJ}$$

ปฏิกิริยานี้เป็นแบบดูดหรือคายความร้อน?

วิธีทำ จากสมการ พันธะที่ถูกทำลาย คือ H-H และ O=O
พันธะที่เกิดขึ้น คือ H-O

$$\begin{aligned} \text{พลังงานที่ต้องใช้เพื่อสลายพันธะ} &= 431 \text{ kJ} + \frac{1}{2} (485.0 \text{ kJ}) \\ &= 673.5 \text{ kJ} \end{aligned}$$

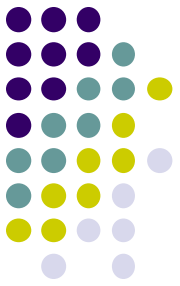
$$\begin{aligned} \text{พลังงานที่ถูกคายออกมา} &= 2 (463.0 \text{ kJ}) \quad \text{H-O 2 พันธะ} \\ &= 926.0 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\text{ความร้อนที่เปลี่ยนแปลง} = 926.0 - 673.5 = 252.5 \text{ kJ}$$

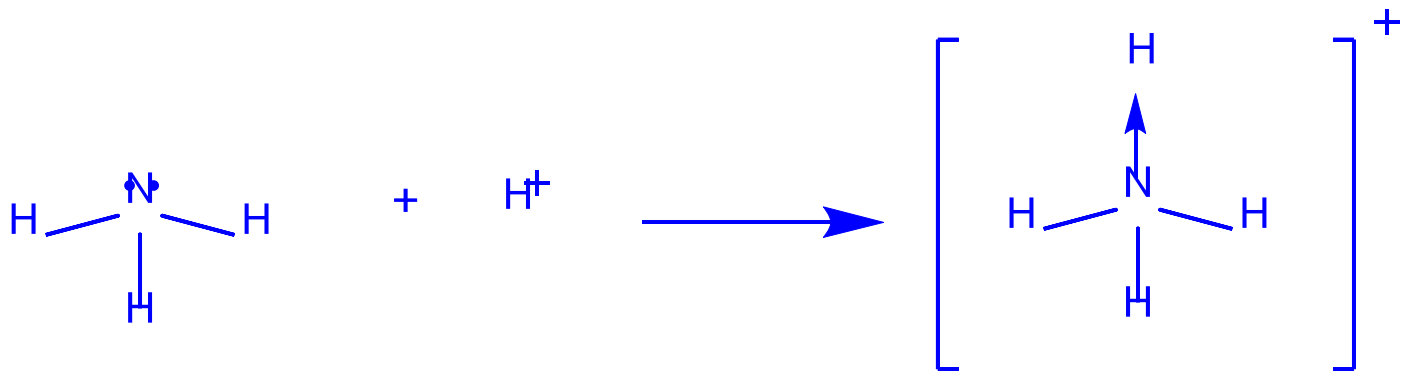
ความร้อนที่ระบบคายออกมา มากกว่า ความร้อนที่ถูกดูดเข้าไป **ปฏิกิริยาคายความร้อน**



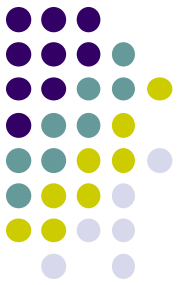
พันธะโคออร์ดิเนตโควาเลนต์ (coordinate covalent bond)



- * เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดจากอะตอมหนึ่งตัวให้อิเล็กตรอนหนึ่งคู่ในการสร้างพันธะกับอะตอมอีกหนึ่งตัว
- * เรียกอีกอย่างว่า *dative bond*



แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล



เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่มีความแข็งแรงน้อยกว่าเมื่อเปรียบเทียบกับพันธะไอออนิก และพันธะโคเวเลนต์

1. แรงแวนเดอร์วาลส์

เป็นแรงดึงดูดอย่างอ่อนระหว่างโมเลกุล มี 2 ชนิดที่สำคัญ คือ

1.1 แรงลอนดอน(London force) หรือแรงกระจายลอนดอน (London dispersion force) ซึ่งเป็นแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่ไม่มีขั้ว

1.2 แรงไดโพล-ไดโพล ซึ่งเป็นแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่มีขั้วด้วยกัน

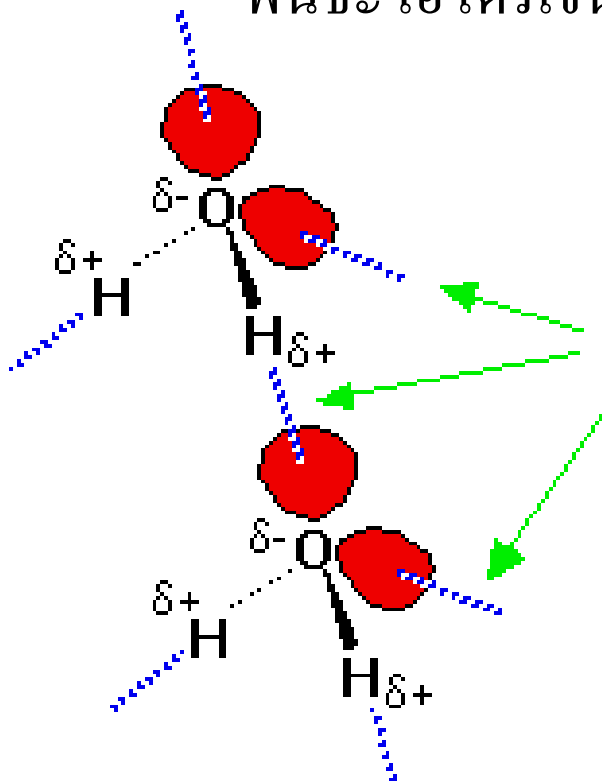
2. พันธะไฮโดรเจน (hydrogen bond)



- * เป็นพันธะที่เกิดจากแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่มีความแรงมากกว่าแรงแวนเดอร์วาลส์

- * เกิดจากแรงดึงดูดระหว่างไฮโดรเจนที่เกิดพันธะกับอะตอมที่มีอิเล็กโตรเนกาติวิตี(EN)สูง เช่น O , N , F (กับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว)

- * พันธะไฮโดรเจนมักแทนด้วยเส้นประ (- - -)



พันธะไฮโดรเจน
Hydrogen Bond

Bonding Forces

Bonding Forces within molecule

STRONG

Bonding Forces bet molecule

WEAK

Ionic bond

Covalent bond

Metallic bond

Intermolecular force bet molecule (IMF)

Molecules/NOT ions

Ions

Ion dipole forces

Polar

Non Polar

Permanent dipole

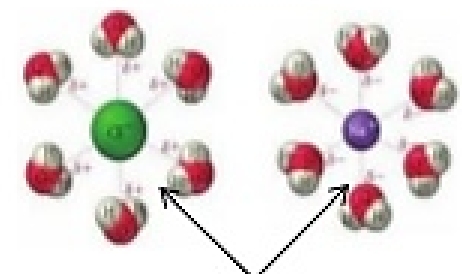
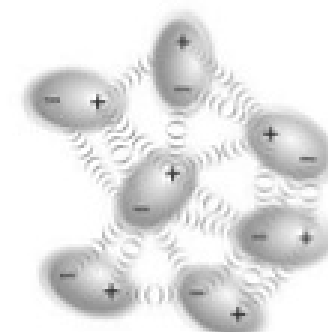
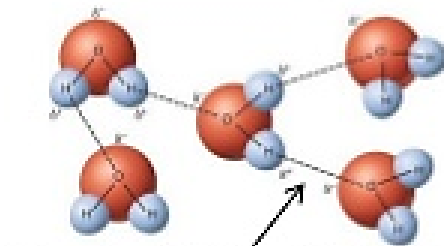
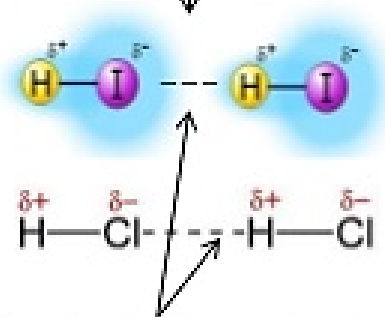
Temporary dipole
(Instantaneously induced dipole)
London dispersion forces

Dipole/dipole attraction

Dipole/dipole attraction

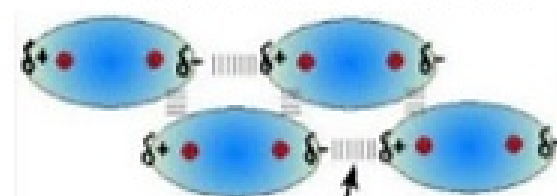
(Involving Atom attach to N,O,F)

Hydrogen bonding



Attraction bet ions with polar molecules

Van Der Waals' Forces attraction



forces bet molecule