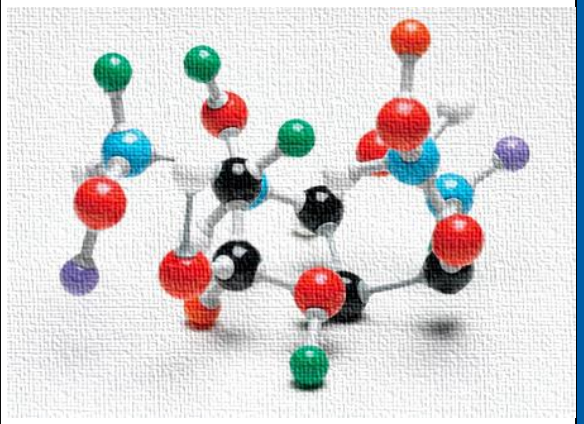


พันธะเคมี

อาจารย์ ดร.สุภาวรัตน์ ทัพสุริย์

สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์

Logo

Contents

1 พันธะเคมี

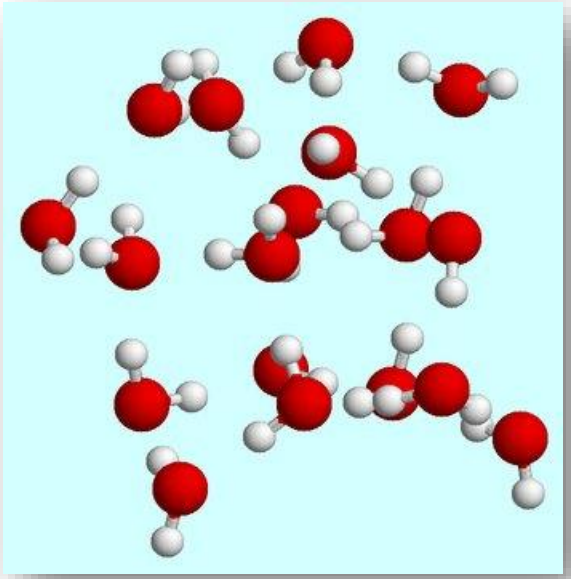
2 พันธะไอออนิก

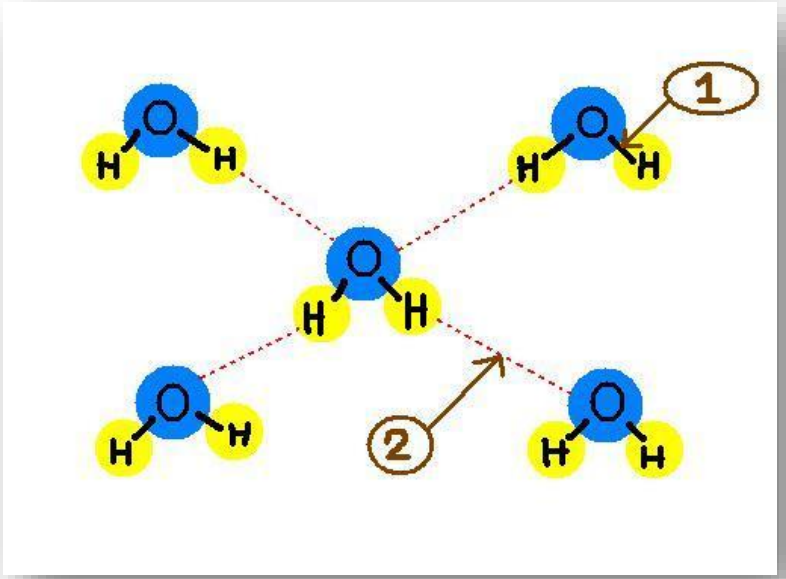
3 พันธะโคเวเลนต์

4 พลังงานพันธะ, ความยาวพันธะ, สภาพขั้วของพันธะ

พันธะเคมี

แรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล	แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล
พันธะไอออนิก	พันธะไฮโดรเจน
พันธะโคเวเลนต์	แรงแวนเดอร์วาลส์
พันธะโลหะ	แรงลอนดอน





พันธะเคมี

เป็นแรงยึดเหนี่ยวภายในและภายนอกระหว่างอะตอม โมเลกุล หรือไอออน พันธะเคมีเกิดจากเวเลนซ์อิเล็กตรอน (อิเล็กตรอนในระดับพลังงานนอกสุด) ของอะตอมนั้นมีจำนวนอิเล็กตรอนครบ 8 ตัว ซึ่งเป็นไปตามกฎออกเตต หรือกฎครบแปด ทำให้ธาตุนั้นเสถียร ด้วยวิธีการต่างๆ

1. ให้-รับอิเล็กตรอนกับอะตอมอื่น → พันธะไอออนิก

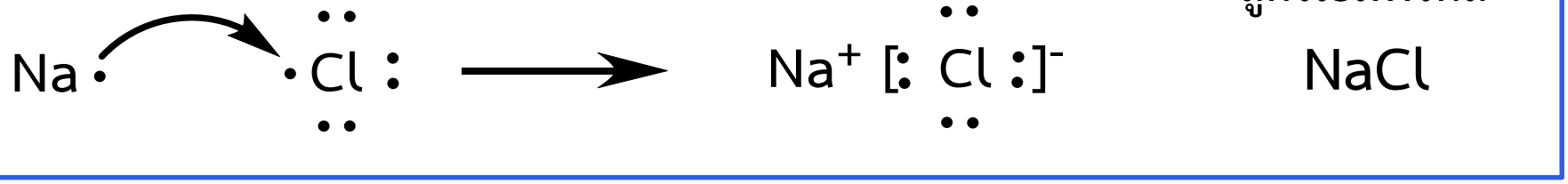
2. ใช้อิเล็กตรอนร่วมกันกับอะตอมอื่น → พันธะโคเวเลนต์

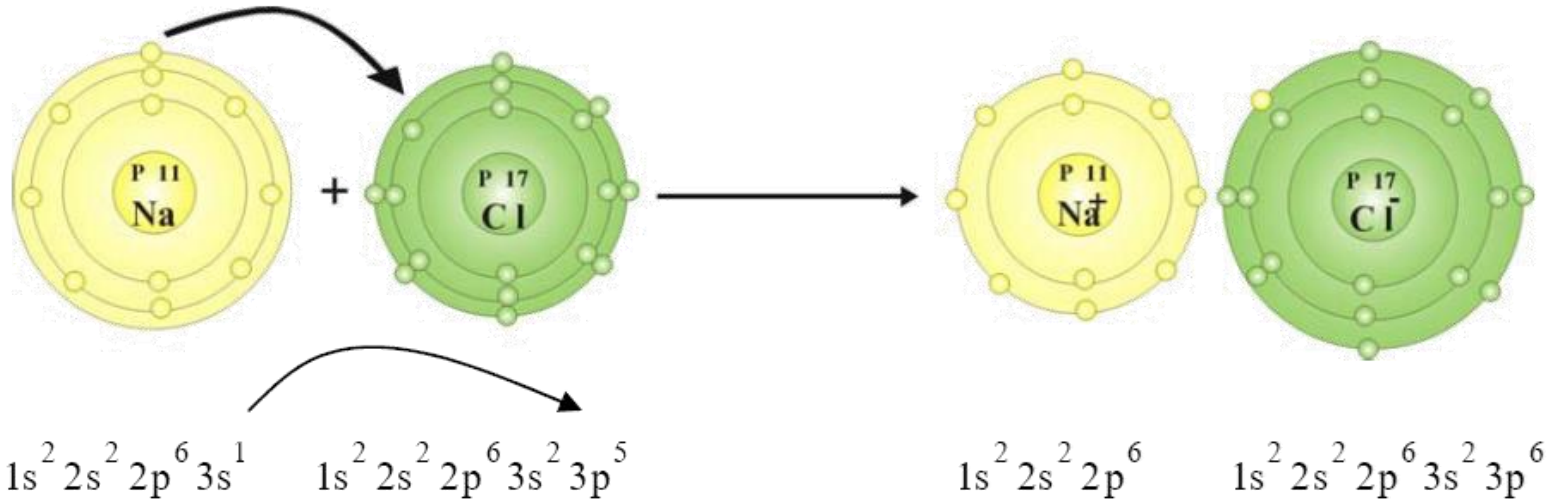
พันธะไอออนิก

พันธะที่เกิดขึ้นอันเนื่องมาจากแรงดึงดูดทางไฟฟ้าสถิตระหว่างไอออนบวก (cation) และไอออนลบ (anion) อันเนื่องมาจากการถ่ายโอนอิเล็กตรอน จากโลหะให้แก่อโลหะโดยทั่วไปแล้วพันธะไอออนิกเป็นพันธะที่เกิดขึ้นระหว่างโลหะและอโลหะ

atom ที่สูญเสีย e- จะกลายเป็นไอออนบวก (Cation) -> หมู่ IA, IIA, IIIA
atom ที่รับ e- จะกลายเป็นไอออนลบ (Anion) -> หมู่ VIA, VIIA,

พันธะไอออนิก

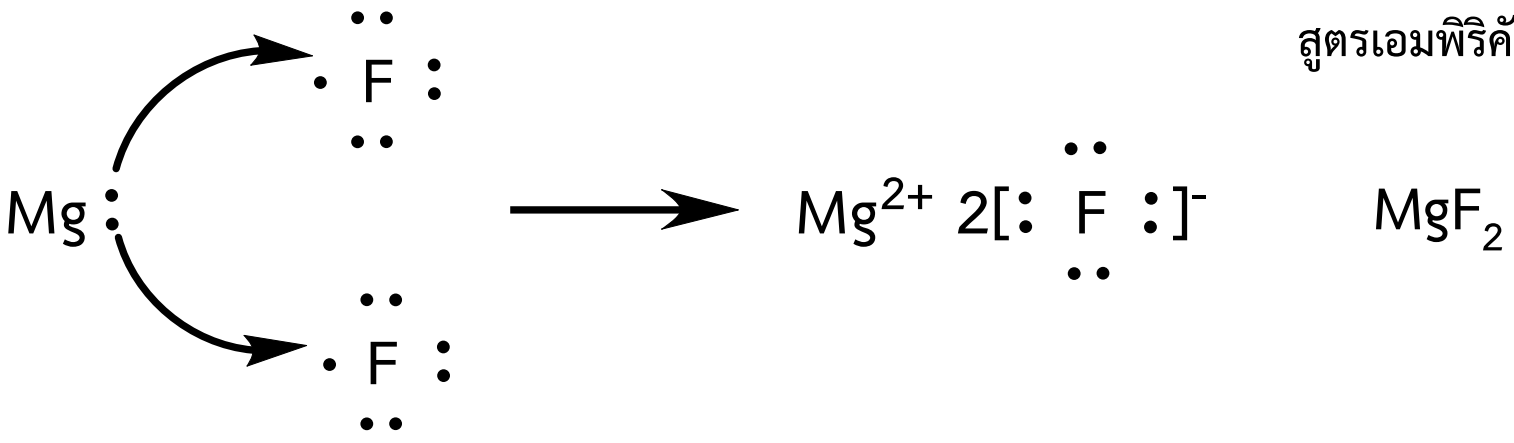


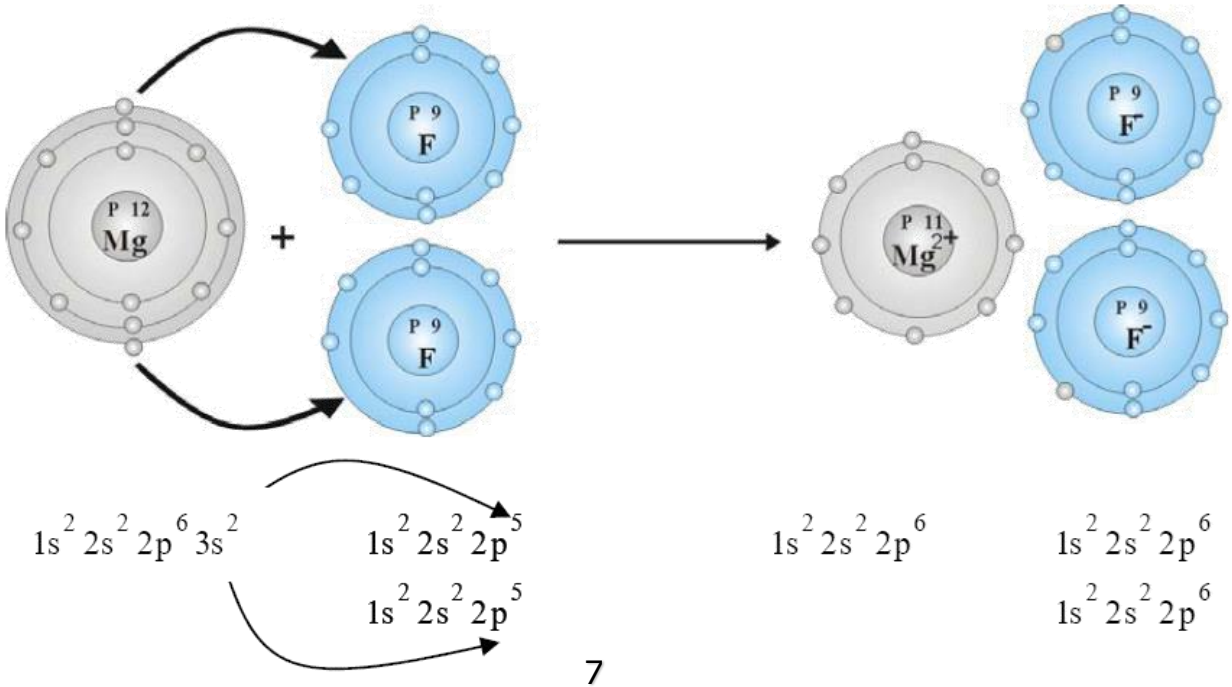


อะตอมหรือไอออน ที่มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนตามแบบก๊าซเฉื่อย
โดยจำนวนอิเล็กตรอนวงนอกเท่ากับแปด

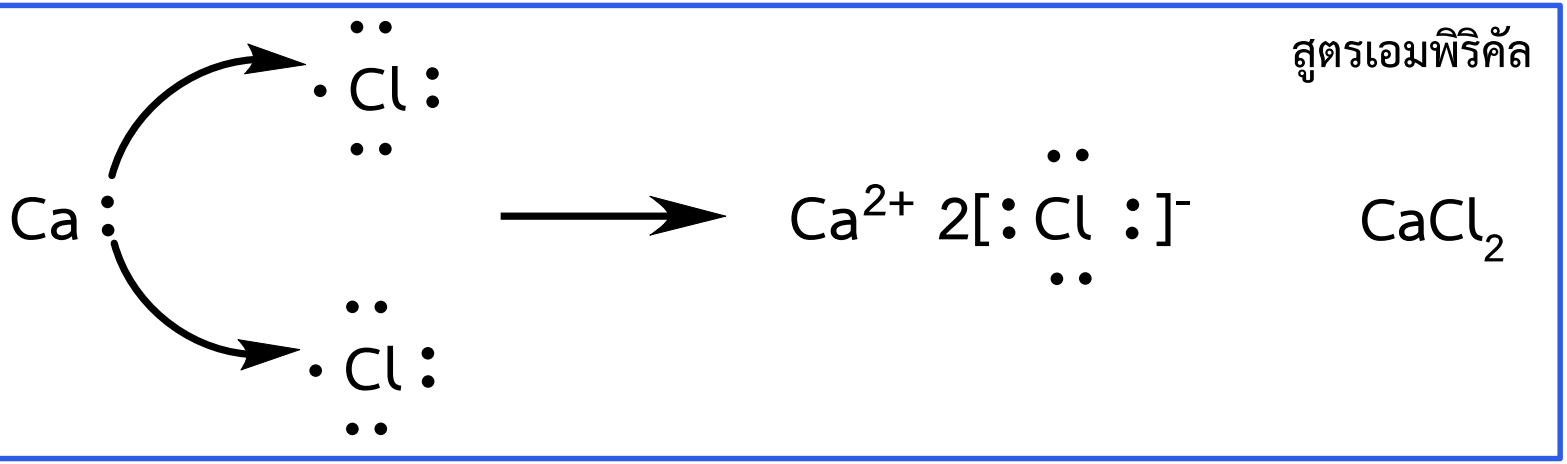
พันธะไอออนิก

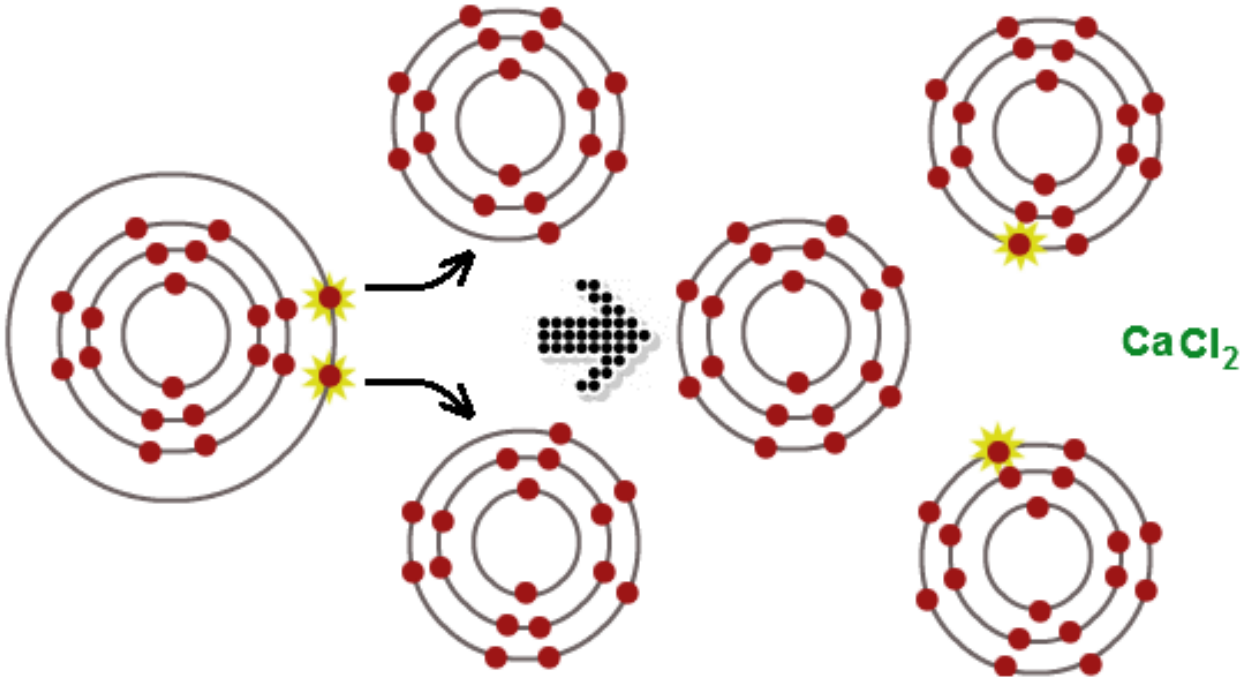
สูตรเอมพิริคัล





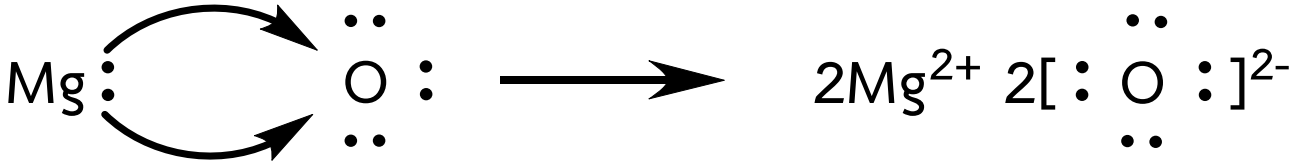
พันธะไอออนิก

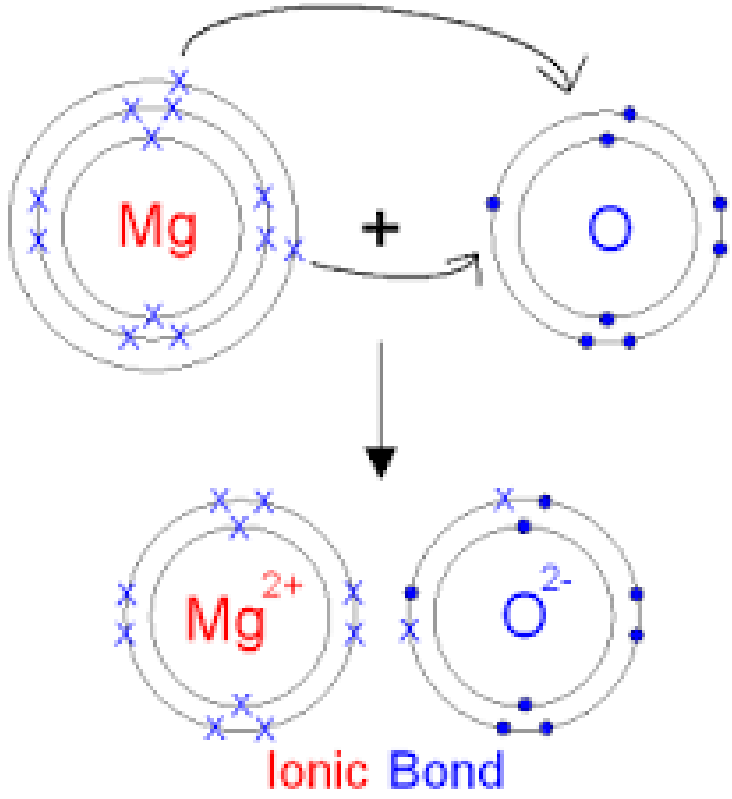




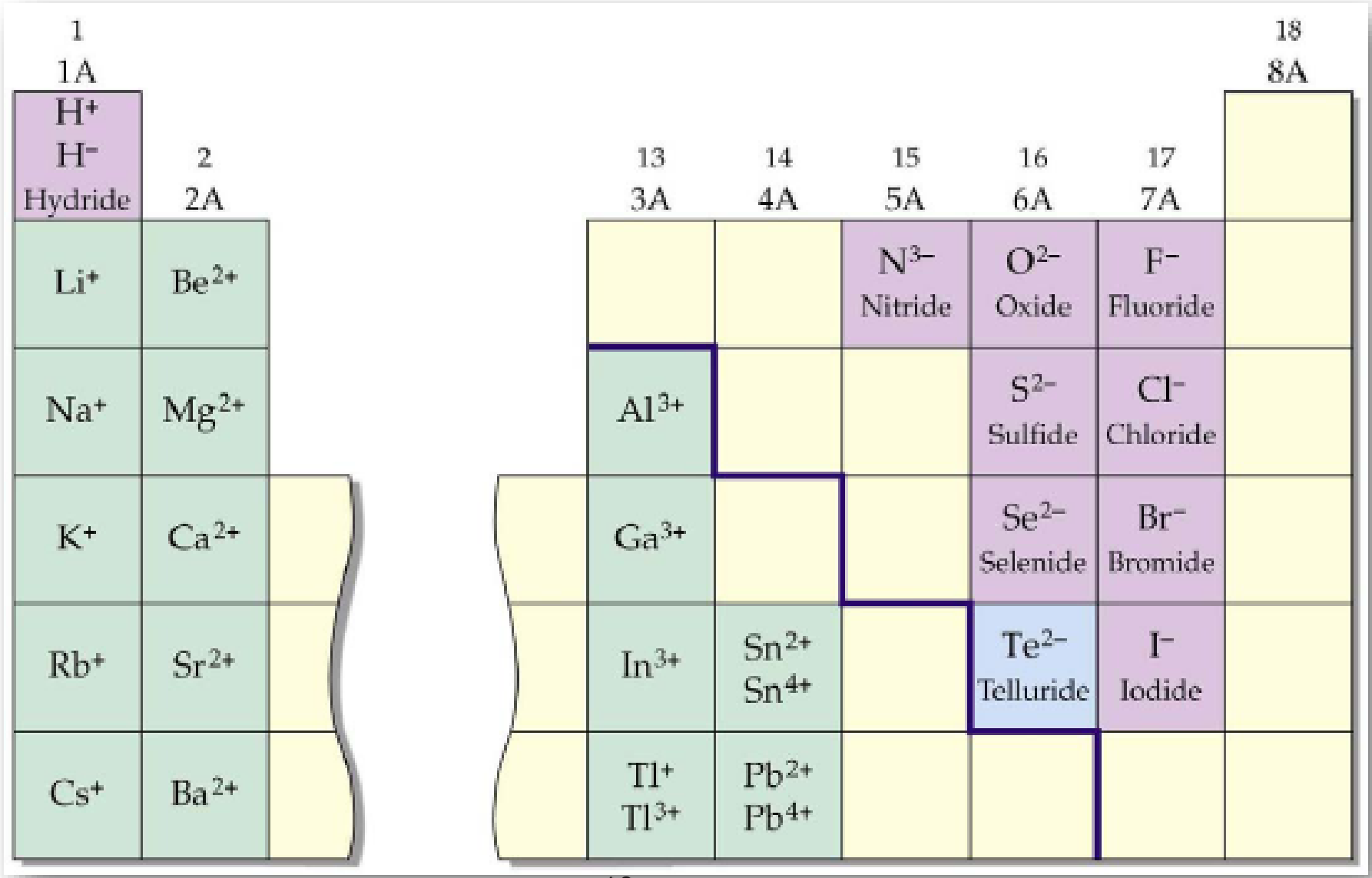
พันธะไอออนิก

สูตรเอมพิริคัล





พันธะไอออนิก


1
1A
18
8A
H^+
H^-
Hydride
2
2A
13
3A
14
4A
15
5A
16
6A
17
7A
Li^+
Be^{2+}
N^{3-}
Nitride
O^{2-}
Oxide
F^-
Fluoride
Na^+
Mg^{2+}
Al^{3+}
S^{2-}
Sulfide
Cl^-
Chloride
K^+
Ca^{2+}
Ga^{3+}
Se^{2-}
Selenide
Br^-
Bromide
Rb^+
Sr^{2+}
In^{3+}
Sn^{2+}
Sn^{4+}
Te^{2-}
Telluride
I^-
Iodide
Cs^+
Ba^{2+}
Tl^+
Tl^{3+}
Pb^{2+}
Pb^{4+}

พันธะเคมีไอออนิก

โลหะหมู่	อะโลหะหมู่	สูตรเอมพิริกัล	ตัวอย่าง
IA	VIIA	MX	NaCl KI CsF
IA	VIA	M_2X	Li_2O K_2O Na_2S
IIA	VIIA	MX_2	$MgCl_2$ $SrBr_2$ $CaCl_2$
IIA	VIA	MX	BaS SrO MgS
IIIA	VIIA	MX_3	AlF_3
IIIA	VIA	M_2X_3	Al_2O_3

M : โลหะ

X : อโลหะ

การอ่านชื่อพันธะเคมีไอออนิก

❖**โลหะที่มีประจุบวกได้ค่าเดียว(เช่น โลหะหมู่ IA, IIA และ IIIA)**

ให้อ่านชื่อโลหะ หรือ ไอออนบวกก่อน แล้วตามด้วยชื่ออโลหะหรือไอออนลบ โดยเปลี่ยนพยางค์ท้ายเป็นไอด์ (ide) ยกเว้นถ้าธาตุต่อไปนี้อยู่ที่ท้ายให้อ่านดังนี้

ไฮโดรเจน ให้อ่านเป็น ไฮไดรด์ (ไม่ใช่ ไฮโดรไจด์)

ไนโตรเจน ให้ อ่านเป็น ไนไตรด์ (ไม่ใช่ ไนโตรไจด์)

ออกซิเจน ให้อ่านเป็น ออกไซด์ (ไม่ใช่ ออกซิไจด์)

ฟอสฟอรัส ให้อ่านเป็น ฟอสไฟด์ (ไม่ใช่ ฟอสฟอไรด์)

การอ่านชื่อพันธะเคมีไอออนิก

สูตร	อ่านว่า
NaCl	โซเดียมคลอไรด์
KBr	โพแทสเซียมโบรไมด์
$MgBr_2$	แมกนีเซียมโบร์ไมด์
LiH	ลิเทียมไฮไดรด์
MgO	แมกนีเซียมออกไซด์
KF	โพแทสเซียมฟูออไรด์
KNO_3	โพแทสเซียมไนเตรต
$Ca(PO_4)_2$	แคลเซียมฟอสเฟต
Na_2CO_3	โซเดียมคาร์บอเนต
$NaNO_3$	โซเดียมไนเตรต

การอ่านชื่อพันธะเคมีไอออนิก

❖กรณีโลหะมีเลขออกซิเดชันหลายค่า

ให้อ่านชื่อโลหะหรือไอออนบวกก่อนและระบุเลขออกซิเดชันของโลหะเป็นเลขโรมัน และตามด้วยอโลหะหรือไอออนลบ

$FeCl_2$	ไอร์ออน (II) คลอไรด์
$FeCl_3$	ไอร์ออน (III) คลอไรด์
CuO	คอปเปอร์ (II) ออกไซด์
Cu_2O	คอปเปอร์ (I) ออกไซด์

พันธะเคมีไอออนิก

แบบฝึกหัดที่ 2 จงเขียนสูตรเอมพิริคัลของสารประกอบไอออนพร้อมทั้งอ่านชื่อ

ก) Cu^{2+} และ SO_4^{2-}

ข) Cr^{2+} และ PO_4^{3-}

ค) NH_4^{+} และ S^{2-}

พันธะเคมีไอออนิก

แบบฝึกหัดที่ 2 จงอ่านชื่อของสารประกอบไอออนิก

ก) $MgSO_4$

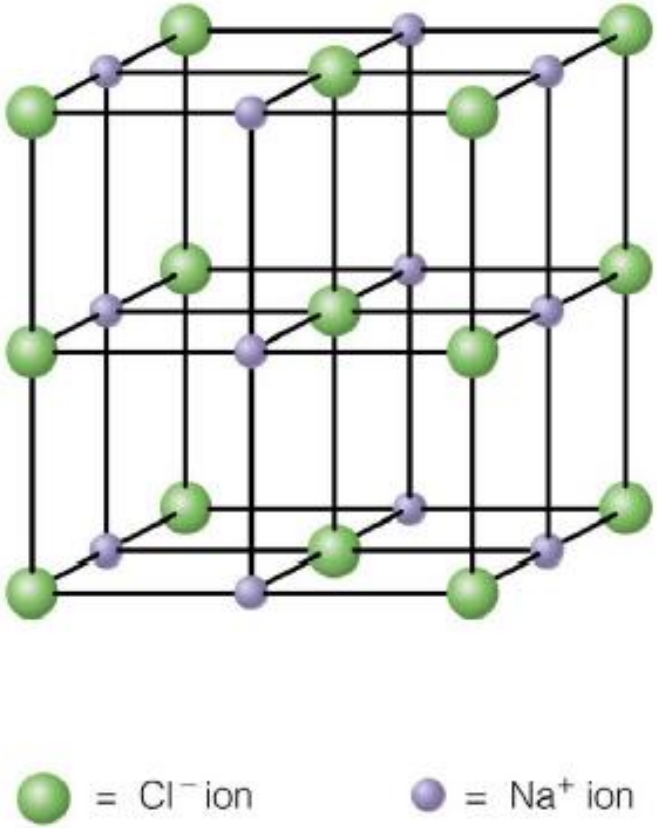
ข) NaBr

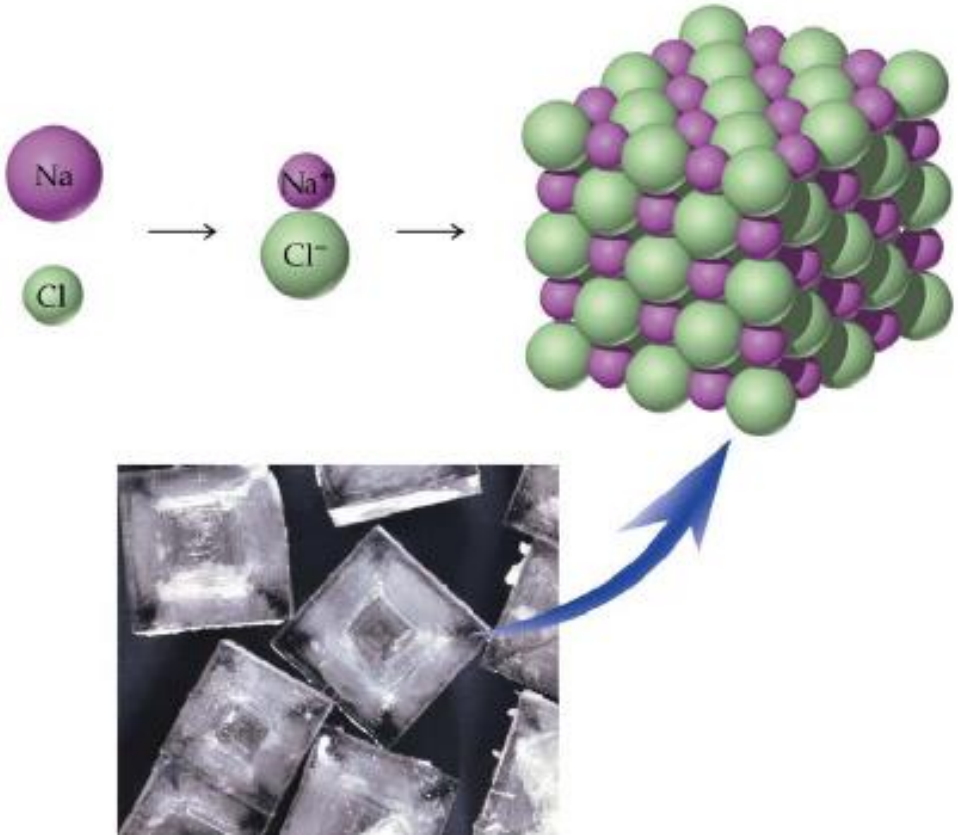
ค) MnO_2

ง) $CrCl_2$

สมบัติพันธะเคมีไอออนิก

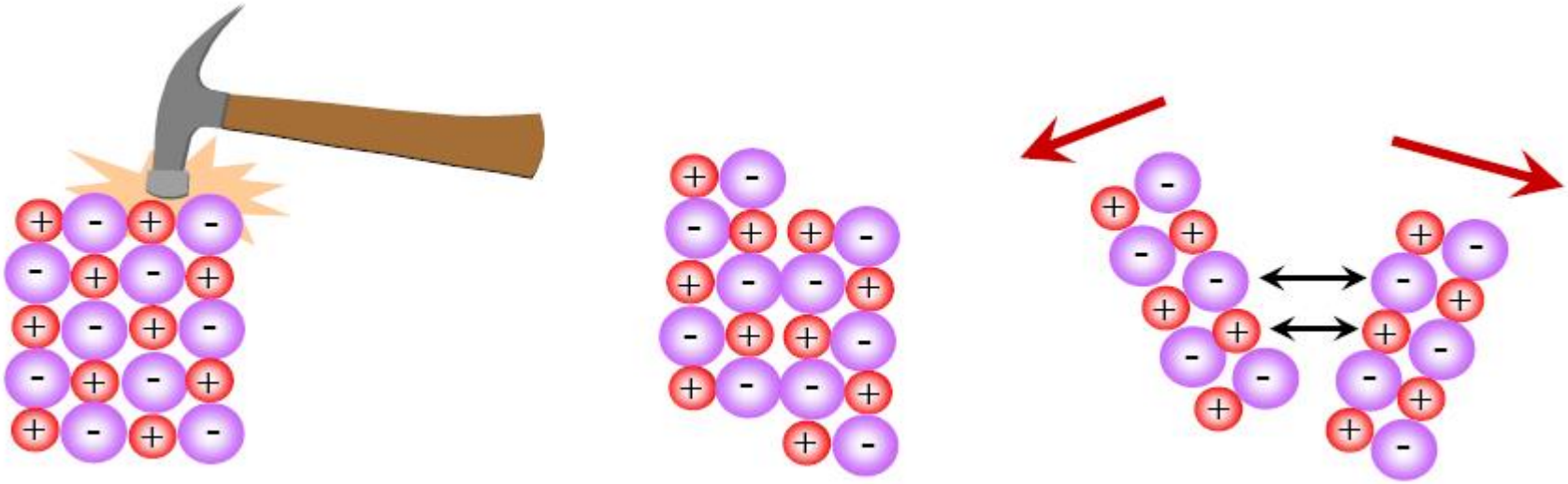
❖สารประกอบไอออนิกมีจุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูงมาก เพราะพันธะไอออนิกแข็งแรงมาก เช่น NaCl มีจุดเดือด 801 °C





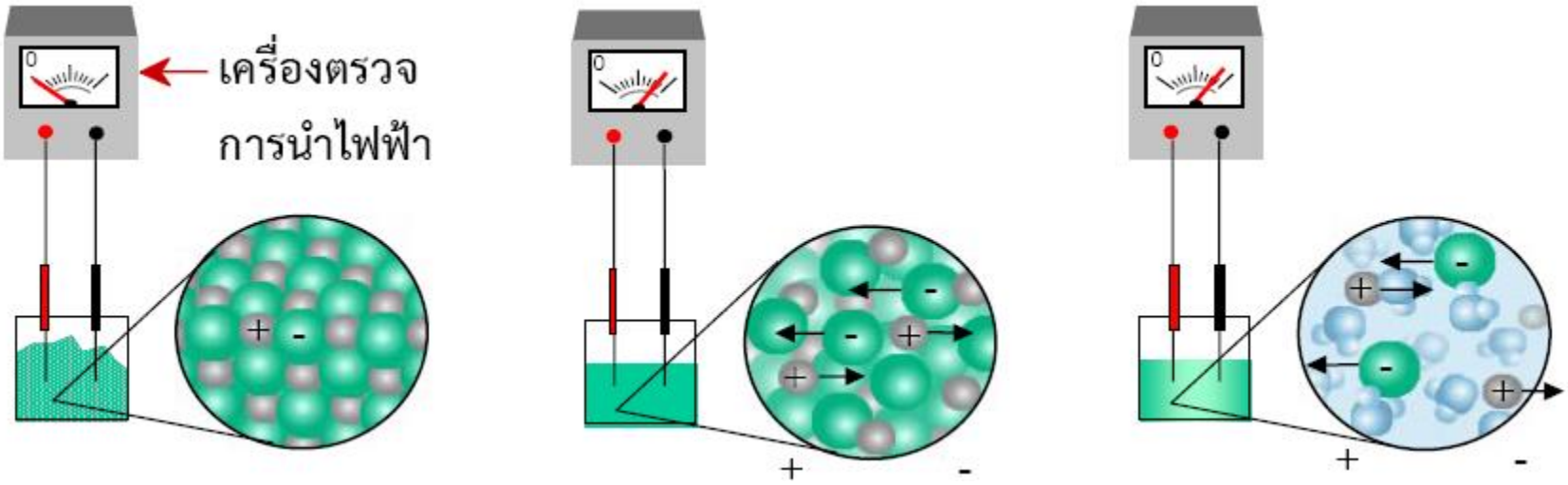
สมบัติพันธะเคมีไอออนิก

❖สารประกอบไอออนิกมีความแข็ง แต่เปราะ เพราะสารประกอบไอออนิกประกอบด้วยไอออนบวกกับไอออนลบ เมื่อทุบผลึกของสารไอออนิกจะเกิดการเลื่อนไถลของไอออนไปตามระนาบผลึก เป็นผลให้ไอออนชนิดเดียวกันเลื่อนไปอยู่ตรงกัน จึงเกิดแรงผลักระหว่างไอออนทำให้ผลึกแตกออก



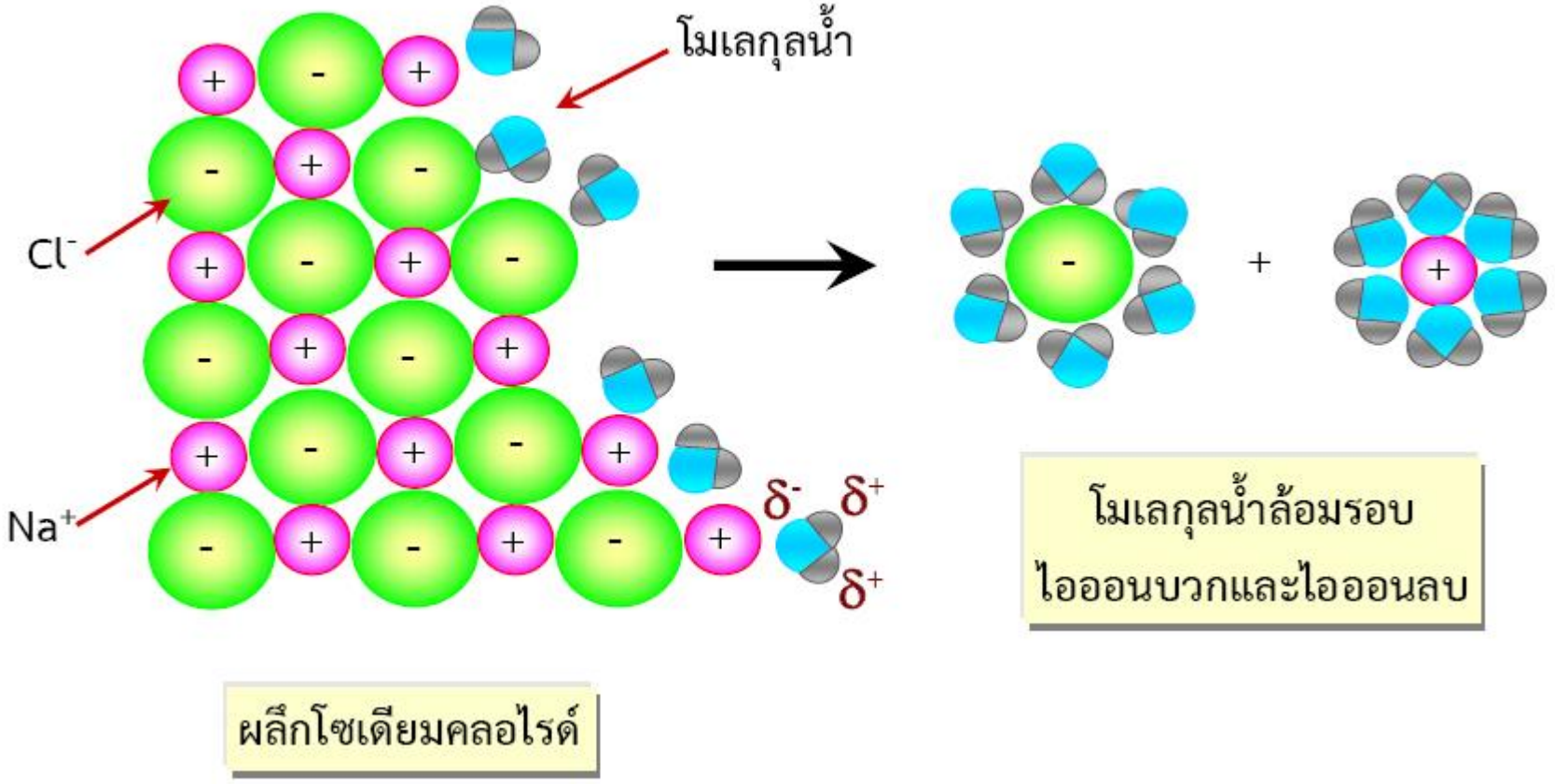
สมบัติพันธะเคมีไอออนิก

❖สารประกอบไอออนิกเมื่อเป็นของแข็งจะไม่นำไฟฟ้า แต่เมื่อหลอมเหลว หรือสารละลายจะสามารถนำไฟฟ้าได้



สมบัติพันธะเคมีไอออนิก

❖สารประกอบไอออนิกเมื่อเป็นของแข็งจะไม่นำไฟฟ้า แต่เมื่อหลอมเหลวหรือสารละลายจะสามารถนำไฟฟ้าได้

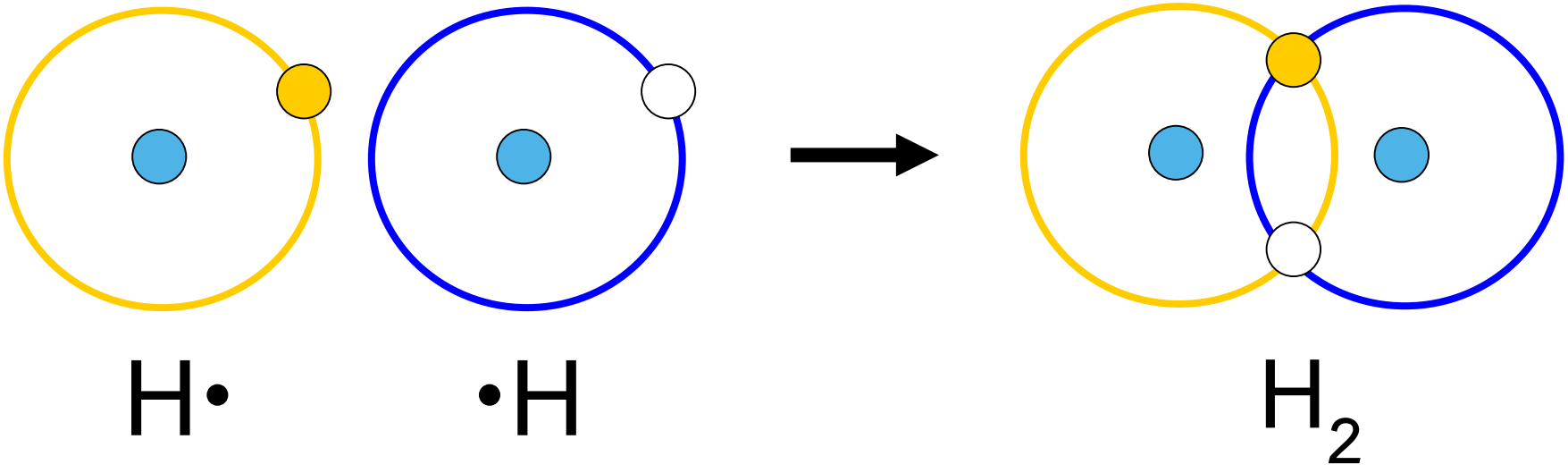


พันธะโคเวเลนต์

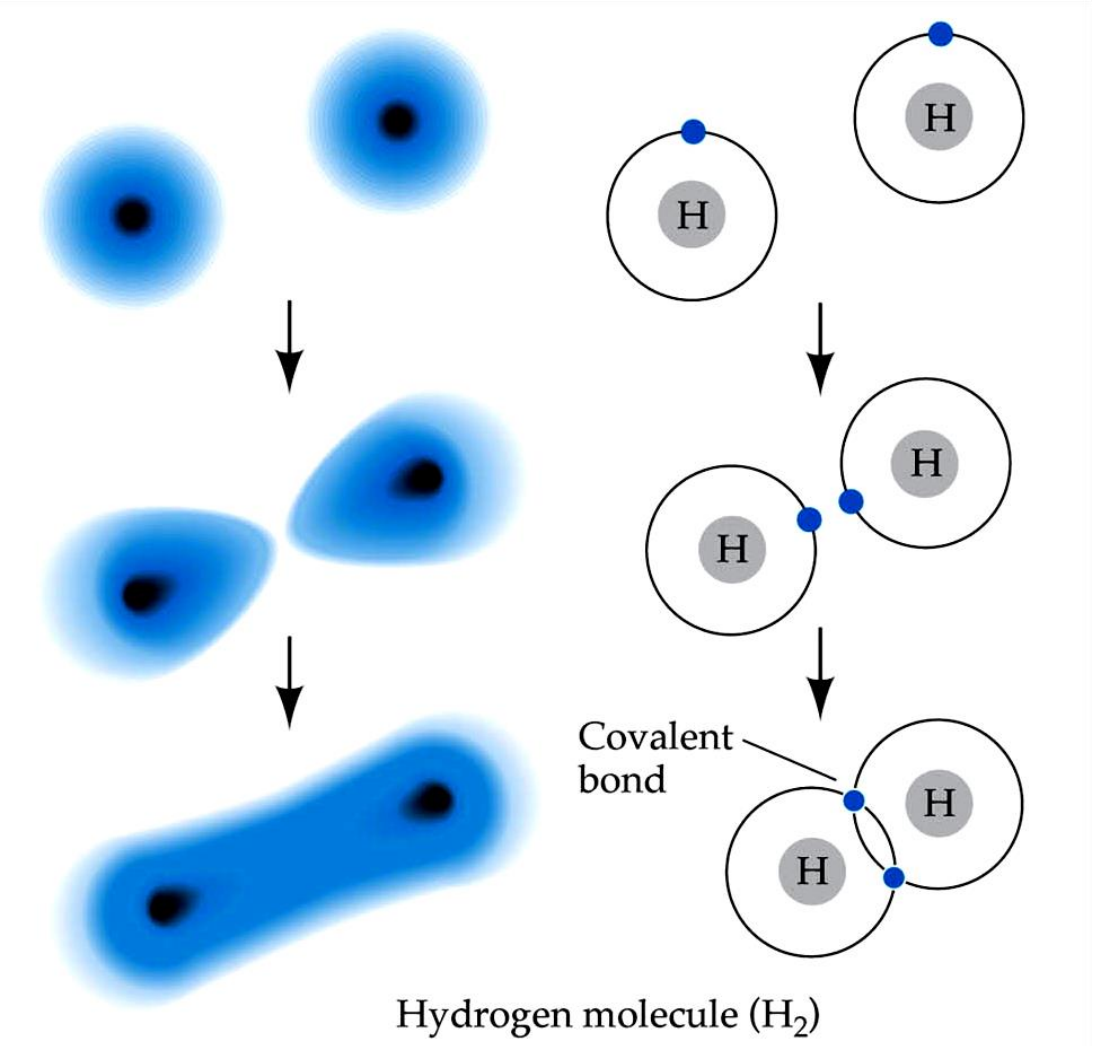
พันธะที่เกิดจากการใช้อิเล็กตรอนวงนอก (Valence electron) ร่วมกันระหว่างอะตอม เพื่อทำให้อะตอมแต่ละอะตอมมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบแปด หรือเหมือนก๊าซเฉื่อย

สูตรเอมพิริคัล

$H\cdot + \cdot H \longrightarrow H:H$ $\qquad H_2$



พันธะโคเวเลนต์

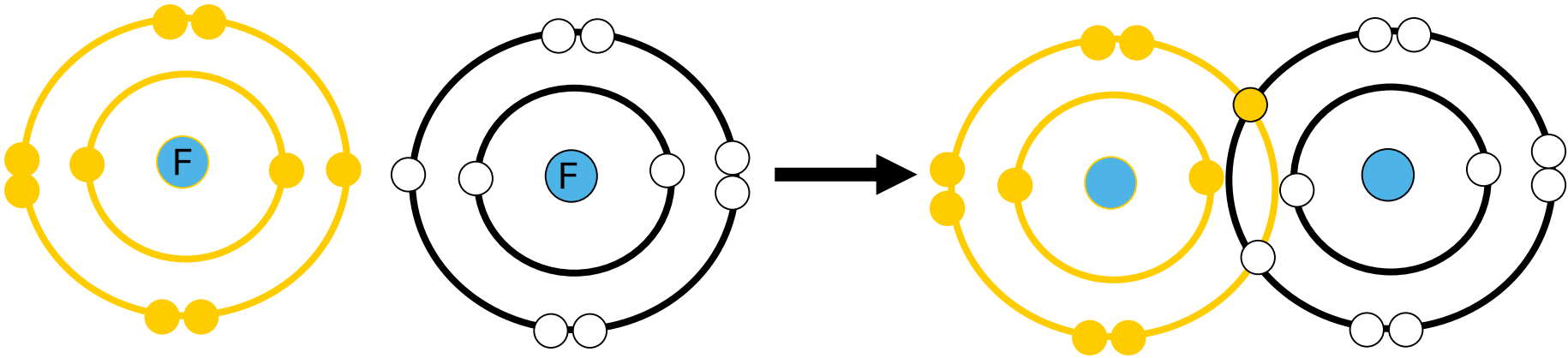


Hydrogen molecule (H_2)

พันธะโคเวเลนต์

สูตรเอมพิริคัล

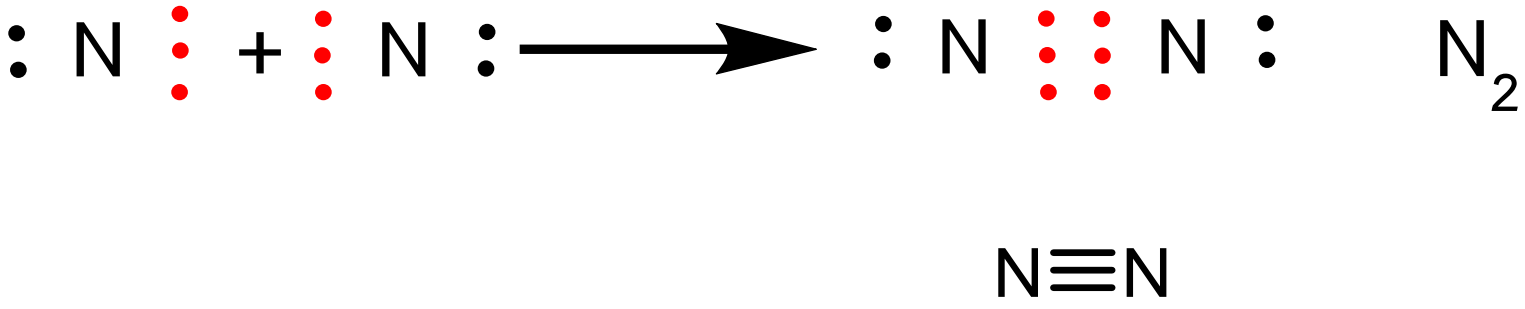
F_2

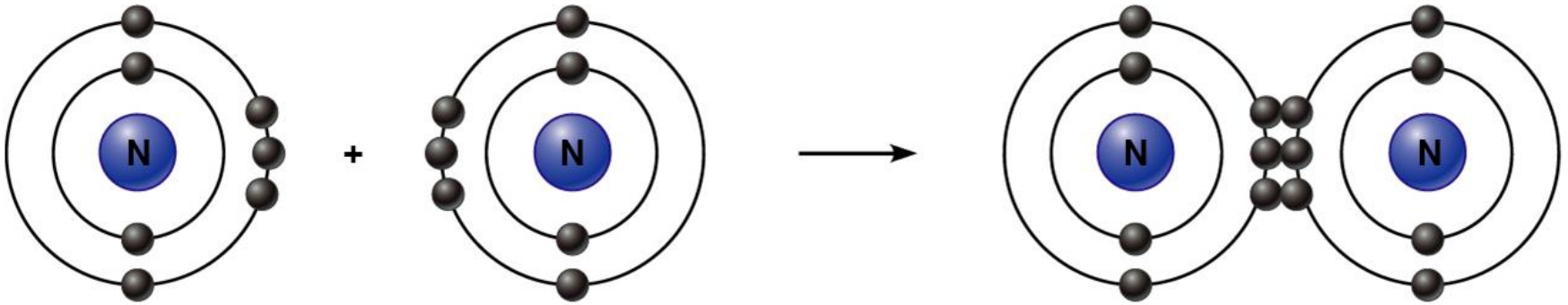


F-F

พันธะโคเวเลนต์

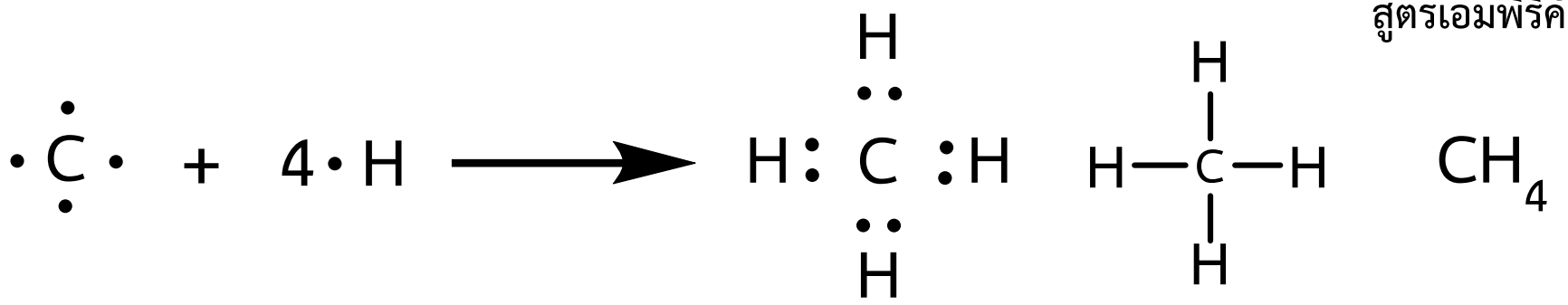
สูตรเอมพิริคัล

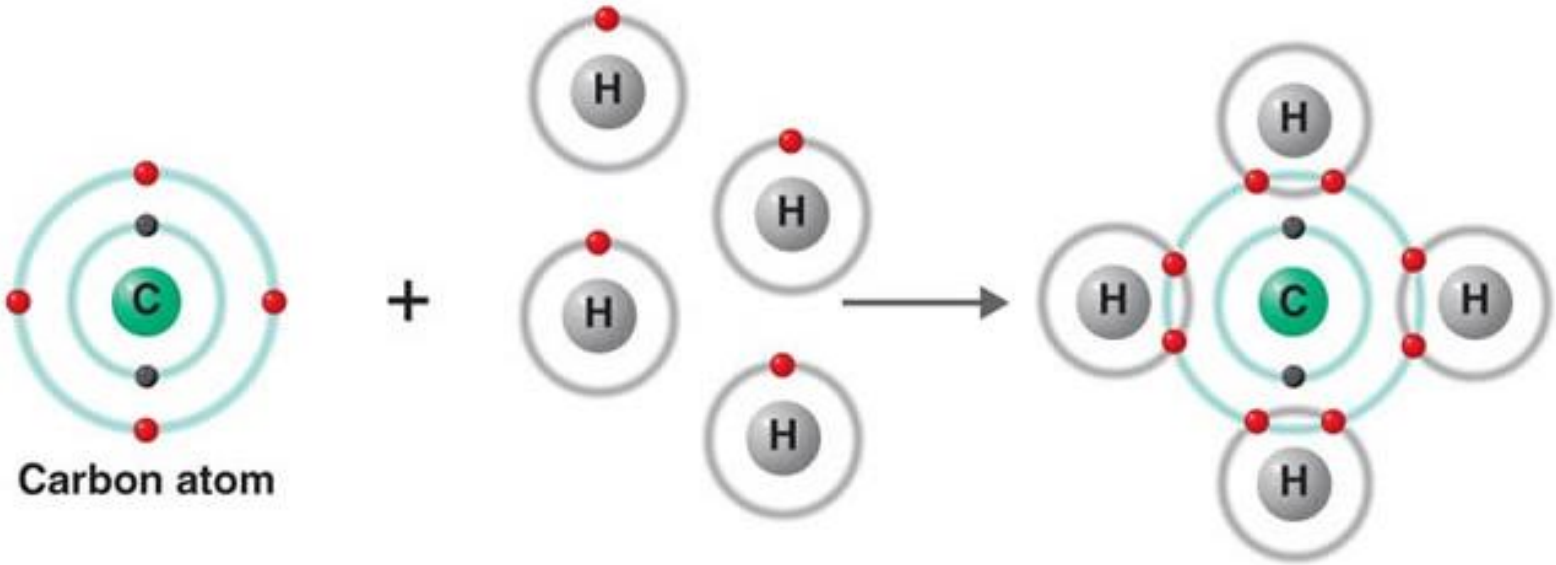




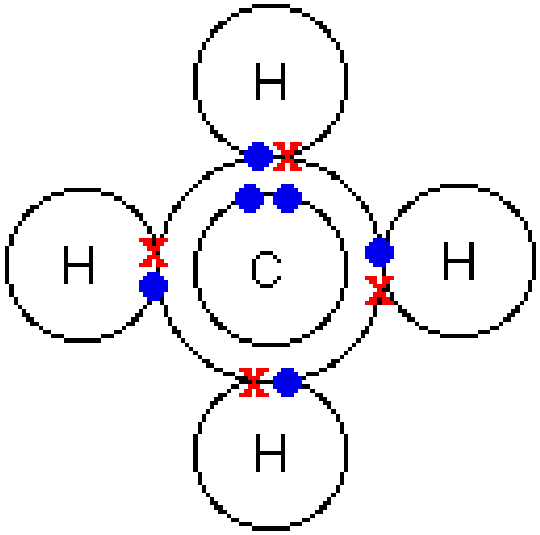
พันธะโคเวเลนต์

สูตรเอมพิริคัล

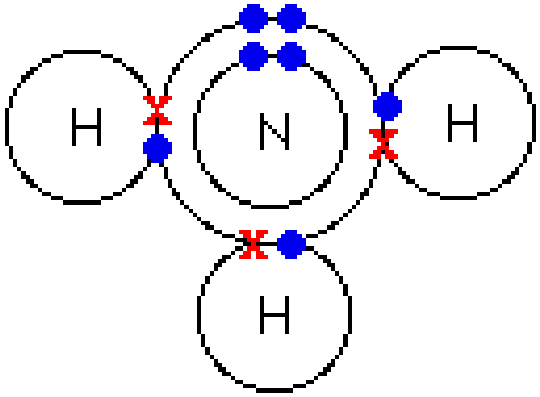




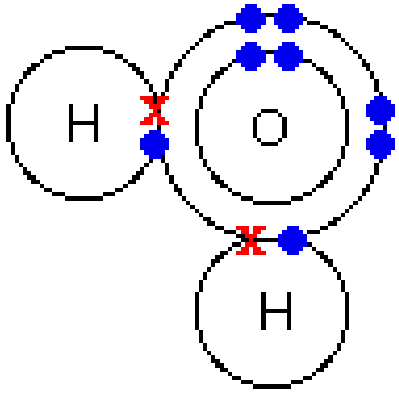
พันธะโคเวเลนต์



methane



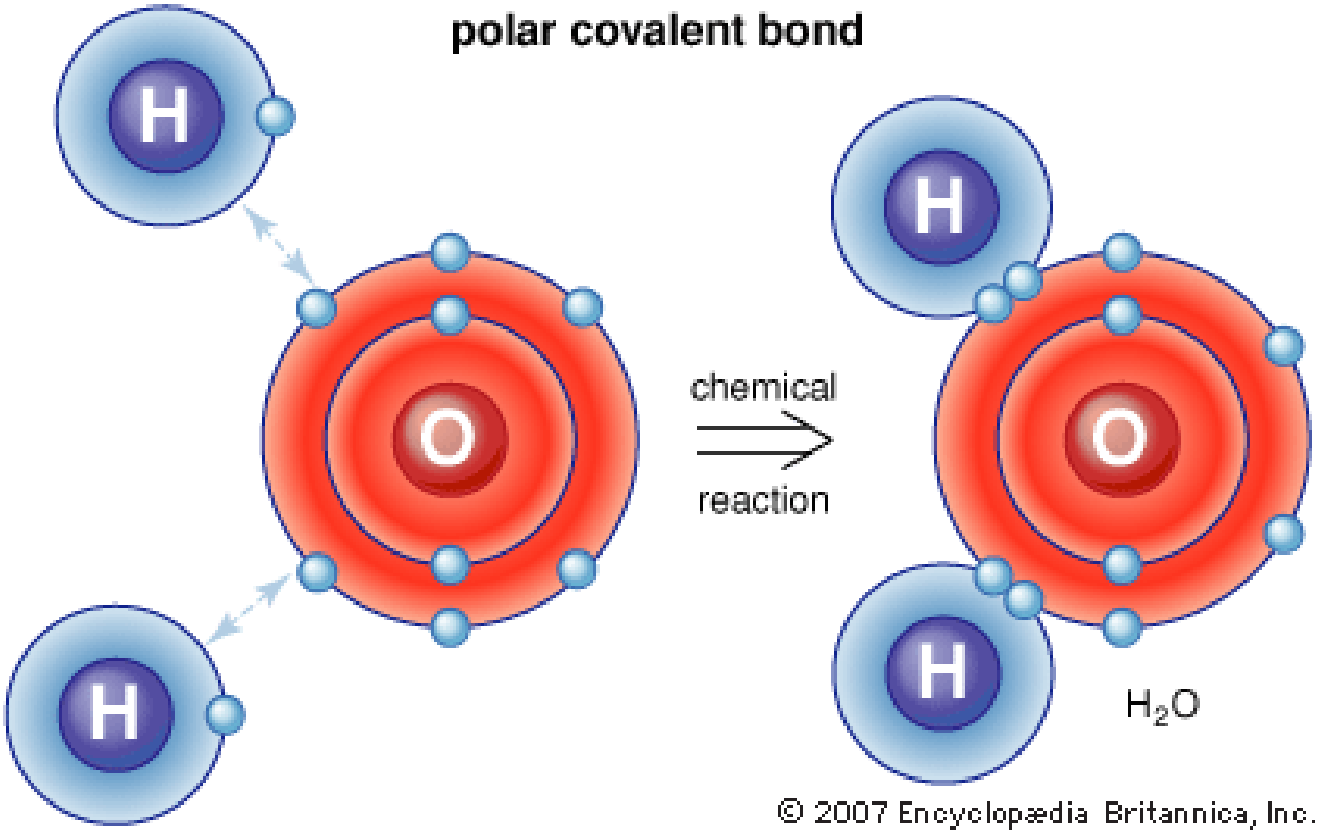
ammonia



water

CH_4 NH_3 H_2O

พันธะโคเวเลนต์



ทฤษฎีลิวอิส หรือแบบจำลองลิวอิส

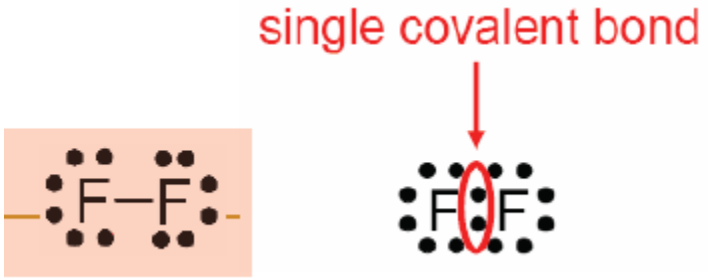
กฎออกเตต (Octet Rule)

อะตอมใด ๆ มีแนวโน้มที่จะสร้างพันธะจำนวนหนึ่ง เพื่อให้รอบอะตอมนั้นมีอิเล็กตรอนเวเลนซ์ครบ 8 เหมือนธาตุเฉื่อย (มีความเสถียร)

หมู่ / คาบ	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
	ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

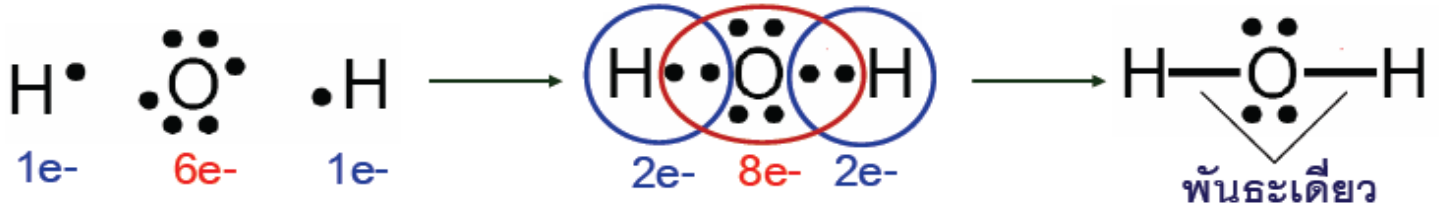
ทฤษฎีลิวอิส หรือแบบจำลองลิวอิส

- **หนึ่งพันธะประกอบด้วยสองอิเล็กตรอน**
  - แต่ละพันธะแทนด้วยจุด 2 จุด (:) หรือ หนึ่งเส้น (-)
    - อิเล็กตรอนที่ใช้ในการสร้างพันธะ เรียกว่า bonding electron
    - อิเล็กตรอนที่ไม่เกี่ยวข้องกับการสร้างพันธะ เรียกว่า non-bond electron

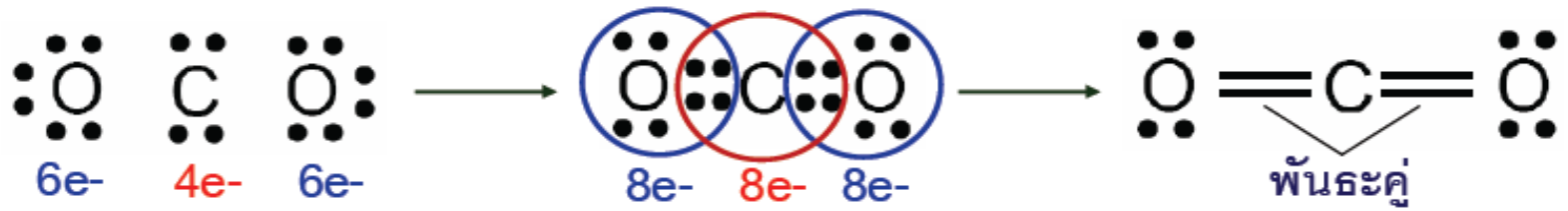


ทฤษฎีลิวอิส หรือแบบจำลองลิวอิส

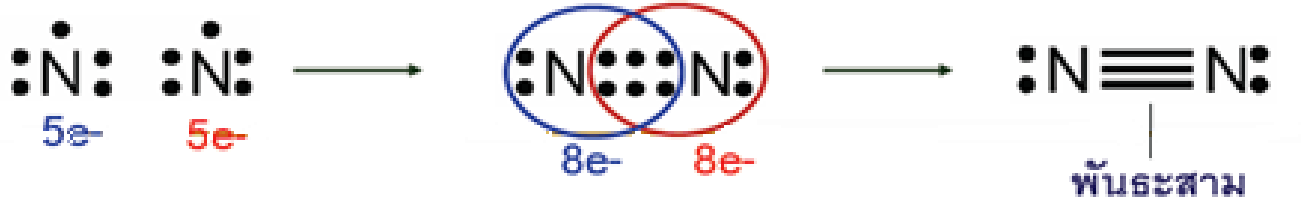
พันธะเดี่ยว : ใช้ Ve- ร่วมกัน 1 คู่



พันธะคู่ : ใช้ Ve- ร่วมกัน 2 คู่



พันธะสาม : ใช้ Ve- ร่วมกัน 3 คู่



ทฤษฎีลิวอิส หรือแบบจำลองลิวอิส

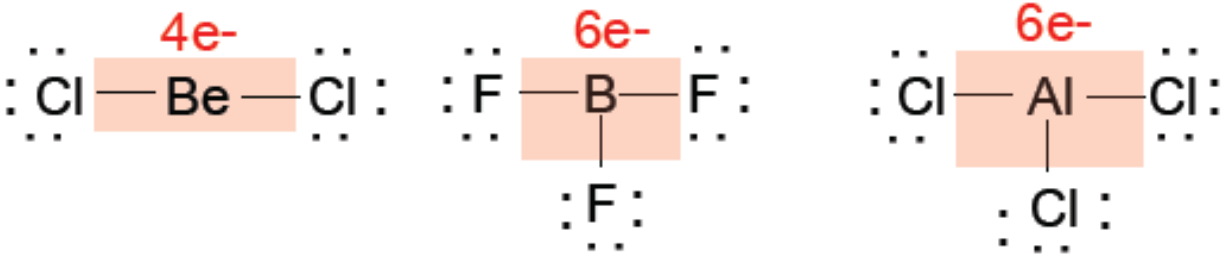
❖ เมื่อเกิดพันธะแล้ว จำนวนอิเล็กตรอนรอบอะตอมกลาง ไม่ครบ 8

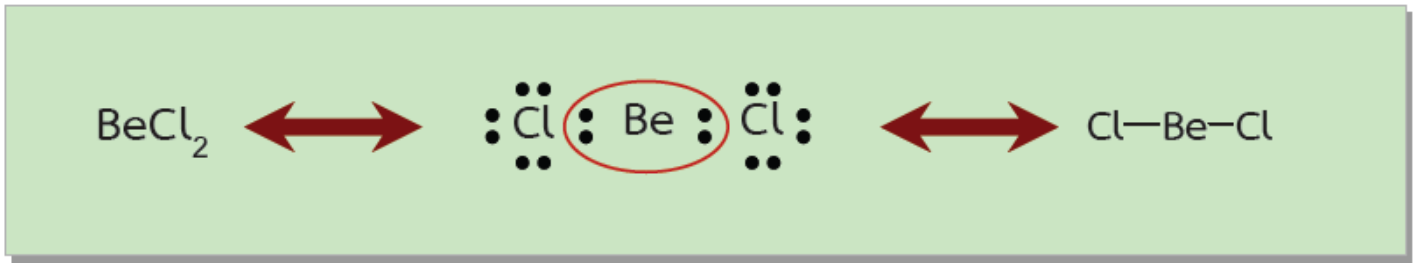
มักพบเมื่อโมเลกุลมีอะตอมกลางมี $Ve^- < 4$ ตัว

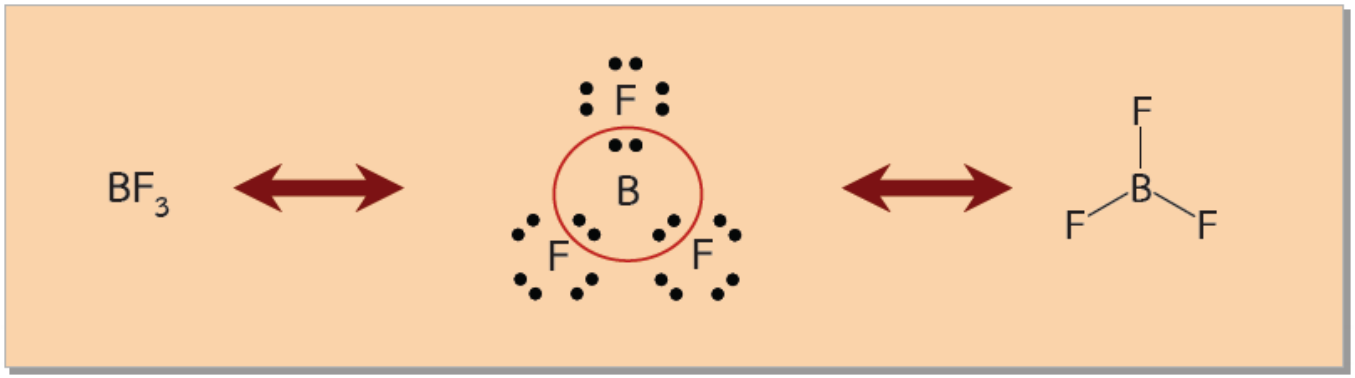
Ex. Be → $\underline{Be}Cl_2$

B → $\underline{B}F_3$

Al → $\underline{Al}Cl_3$







ทฤษฎีลิวอิส หรือแบบจำลองลิวอิส

❖ เมื่อเกิดพันธะแล้ว จำนวนอิเล็กตรอนรอบอะตอมกลาง เกิน 8

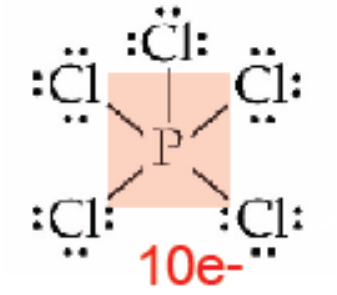
มักพบเมื่อโมเลกุลมีอะตอมกลางเป็นธาตุในคาบที่ 3 ขึ้นไป เช่น P, S, Si, Xe (n=3 บรรจุ e^- ได้ถึง 18 ตัว ใน 3s, 3p,3d)

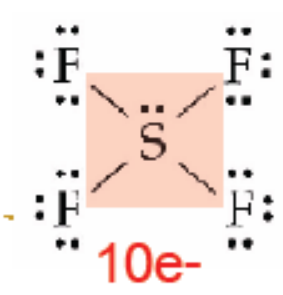
Ex. $P \longrightarrow PCl_5$

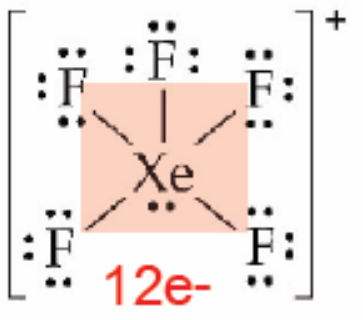
$S \longrightarrow SF_4$

$Xe \longrightarrow [XeF_5]^+$

$Si \longrightarrow [SiF_6]^{2-}$







การอ่านชื่อของพันธะโคเวเลนต์

ภาษากรีก		จำนวนอะตอม
มอนอ	(mono)	1
ได	(di)	2
ไตร	(tri)	3
เตตระ	(tetra)	4
เพนตะ	(penta)	5
เฮกซะ	(hexa)	6
เฮปตะ	(hepta)	7
ออกตะ	(octa)	8
โนนะ	(nona)	9
เดคะ	(daca)	10

การอ่านชื่อของพันธะโคเวเลนต์

สาร	ชื่อ
CO	คาร์บอนมอนอกไซด์
CO_2	คาร์บอนไดออกไซด์
BF_3	โบรอนไตรฟลูออไรด์
Cl_2O	ไดคลอรีนมอนอกไซด์
$SiCl_4$	ซิลิคอนเตตระคลอไรด์
SF_6	ซัลเฟอร์เฮกซะฟลูออไรด์
P_2O_5	ไดฟอสฟอรัสเพนตะออกไซด์
P_4O_{10}	เตตระฟอสฟอรัสเดคะออกไซด์
Cl_2O_7	ไดคลอรีนเฮปตะออกไซด์

สมบัติพันธะโคเวเลนต์

- มีจุดเดือด จุดหลอมเหลวต่ำ เพราะใช้พลังงานน้อยในการทำลายแรงระหว่างโมเลกุล
- มักจะไม่ละลายน้ำ แต่ละลายในตัวทำละลายอินทรีย์
- ไม่แตกตัวเป็นไอออนจึงไม่นำไฟฟ้า แต่บางชนิดละลายน้ำสามารถนำไฟฟ้าได้ เช่น HCl

สมบัติพันธะโคเวเลนต์

- **การเขียนสูตรแบบจุดอิเล็กตรอนของลิวอิส**
  - การหาจำนวนอิเล็กตรอนเวเลนซ์รวม

จงหาจำนวนอิเล็กตรอนเวเลนซ์ของ PCl_3

หลักการ	จำนวนอิเล็กตรอน
จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมกลาง (P)	5
จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมล้อมรอบ (Cl 3 อะตอม) = 3x7	21
จำนวนประจุ	-
รวมจำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมด	26
ลบด้วยจำนวนอิเล็กตรอนของ Cl ที่เติมลงไปเพื่อครบออกเตต	-24
จำนวนอิเล็กตรอนที่เหลือ	2 (1 คู่)

สมบัติพันธะโคเวเลนต์

จงหาจำนวนอิเล็กตรอนเวเลนซ์ของ NH_4^+

หลักการ	จำนวนอิเล็กตรอน
จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมกลาง (N)	5
จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมล้อมรอบ (H 4 อะตอม) = 4x1	4
จำนวนประจุ	-1
รวมจำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมด	8
ลบด้วยจำนวนอิเล็กตรอนของ H ที่เติมลงไปเพื่อครบออกเตต	-8
จำนวนอิเล็กตรอนที่เหลือ	0

สมบัติพันธะโคเวเลนต์

จงหาจำนวนอิเล็กตรอนเวเลนซ์ของ BrO_3^-

หลักการ	จำนวนอิเล็กตรอน
จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมกลาง (Br)	7
จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมล้อมรอบ (O 3 อะตอม) = 3x6	18
จำนวนประจุ	+1
รวมจำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมด	26
ลบด้วยจำนวนอิเล็กตรอนของ O ที่เติมลงไปเพื่อครบออกเตต	-24
จำนวนอิเล็กตรอนที่เหลือ	2 (1 คู่)

สมบัติพันธะโคเวเลนต์

จงหาจำนวนอิเล็กตรอนเวเลนซ์ของ CO_2

หลักการ	จำนวนอิเล็กตรอน
จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมกลาง	
จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมล้อมรอบ	
จำนวนประจุ	
รวมจำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมด	
ลบด้วยจำนวนอิเล็กตรอนของ.....ที่เติมลงไปเพื่อครบออกเตต	
จำนวนอิเล็กตรอนทีเหลือ	

สมบัติพันธะโคเวเลนต์

แบบฝึกหัดที่ 2 จงเขียนสูตรโครงสร้างลิวอิสของโมเลกุลและไอออนต่อไปนี้

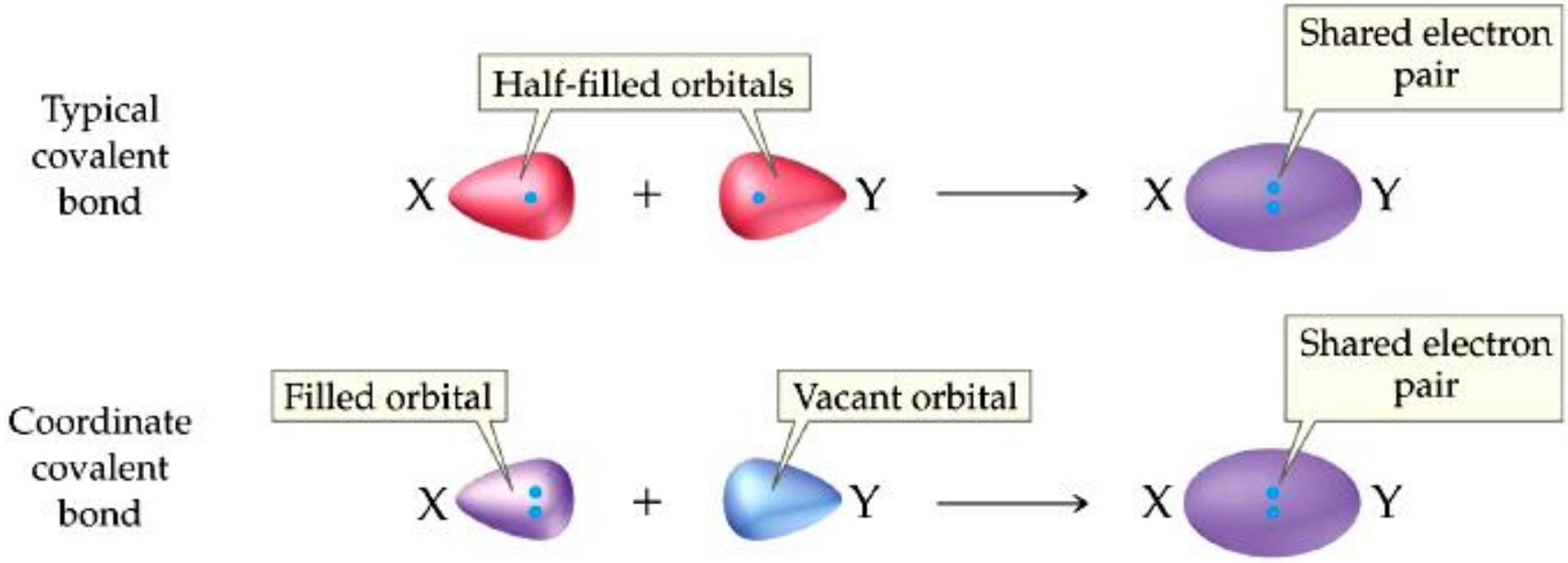
โมเลกุล/ไอออน	จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน	จำนวนอิเล็กตรอนจากสูตร (6N+2)	ชนิดของพันธะ	สูตรลิวอิส	สูตรโครงสร้าง
NCl_3					
CS_2					
SCl_2					

สมบัติพันธะโคเวเลนต์

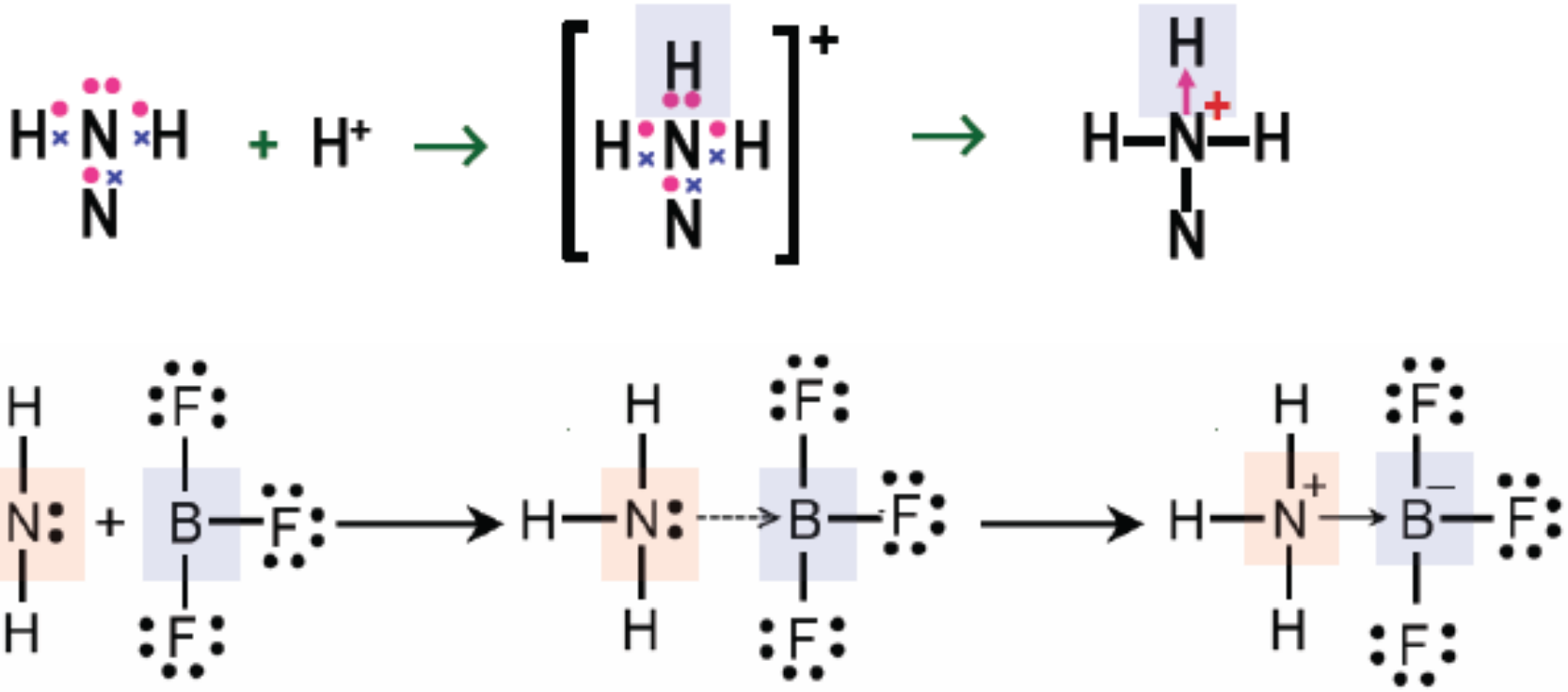
โมเลกุล/ไอออน	จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน	จำนวนอิเล็กตรอนจากสูตร (6N+2)	ชนิดของพันธะ	สูตรลิวอิส	สูตรโครงสร้าง
HCN					
$COCl_2$					
NO_3^-					

พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์

เกิดจากการที่อะตอมหนึ่งให้อิเล็กตรอน 1 คู่ แก่อะตอมของอีกธาตุชนิดหนึ่ง แต่อะตอมทั้งสองยังคงใช้อิเล็กตรอนคู่นี้ร่วมกัน และทำให้อิเล็กตรอนทั้งสองมีจำนวนอิเล็กตรอนเวเลนซ์ครบ 8



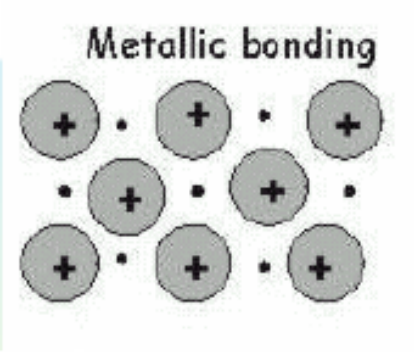
พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์

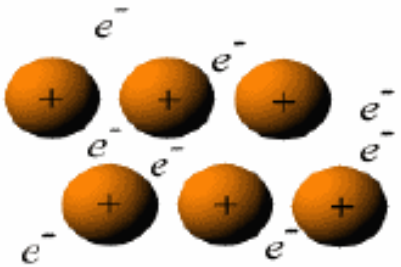


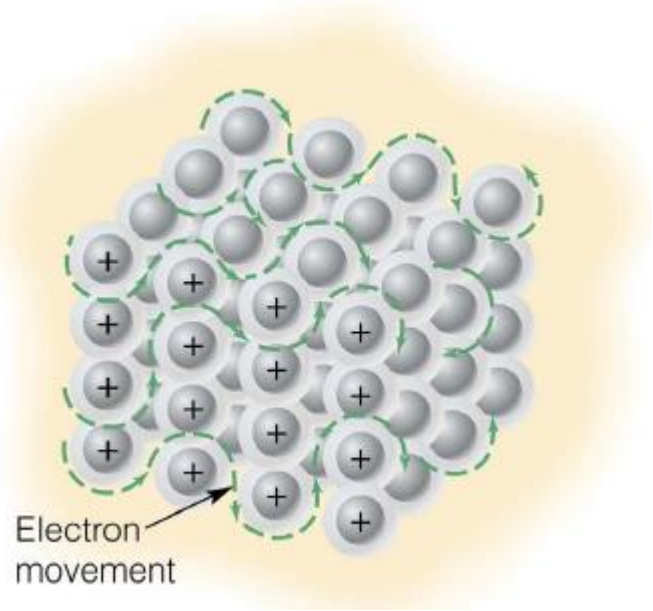
พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ มีสมบัติเหมือนกับพันธะโคเวเลนต์ทุกประการ แต่มีต้นกำเนิดต่างกัน

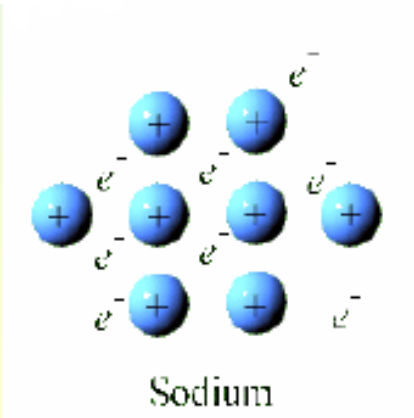
พันธะโลหะ

พันธะโลหะ คือ พันธะที่เกิดจากอะตอมของโลหะใช้เวเลนต์อิเล็กตรอนร่วมกัน โดยเวเลนซ์อิเล็กตรอนสามารถเคลื่อนที่ไปทุกอะตอมได้ทั่วทั้งก้อนโลหะ



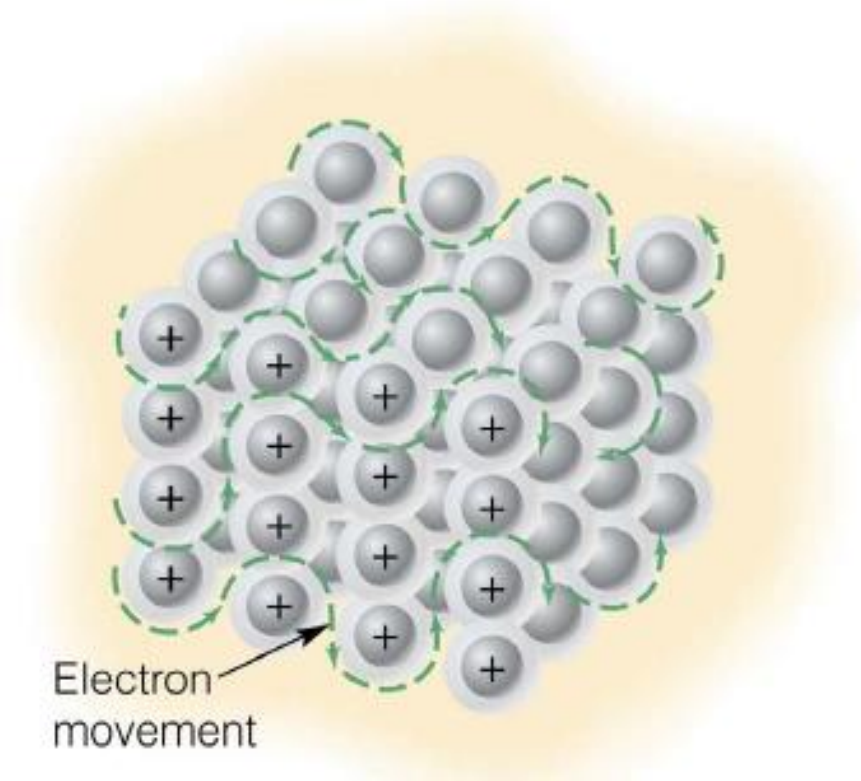






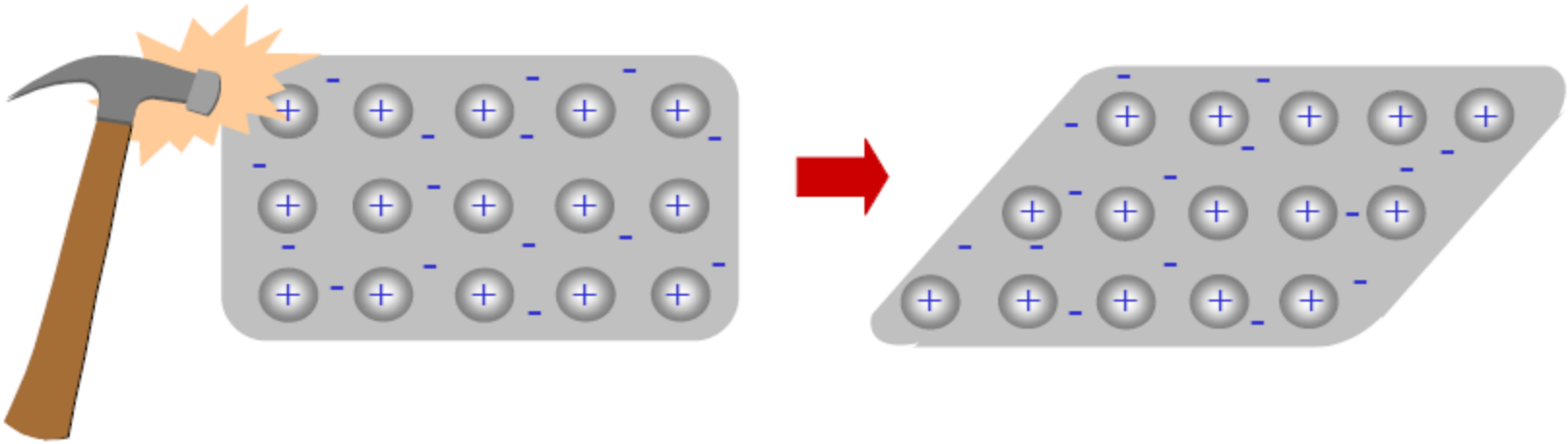
พันธะโลหะ

- นำไฟฟ้าและความร้อนได้ดี เพราะเวเลนซ์อิเล็กตรอนสามารถเคลื่อนที่ได้อย่างอิสระทั่วทั้งก้อนโลหะ



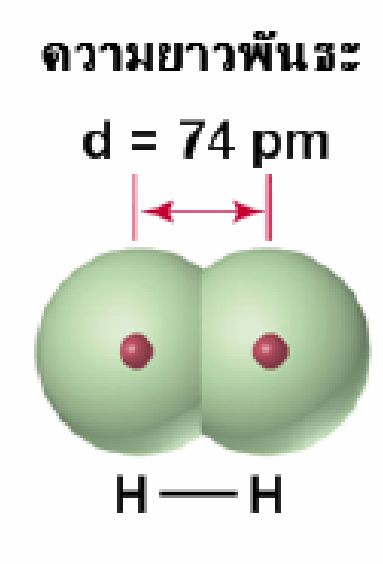
พันธะโลหะ

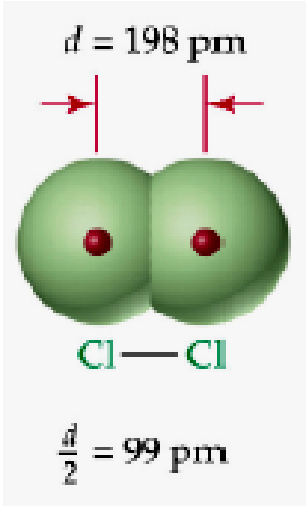
- เหนียวและตีเป็นแผ่นบาง ๆ และดึงเป็นเส้นได้ เพราะเป็นการผลักให้อนุภาคโลหะเลื่อนไถลโดยไม่หลุด

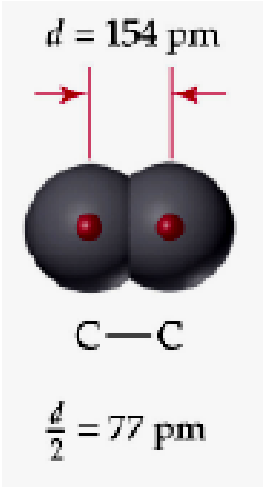


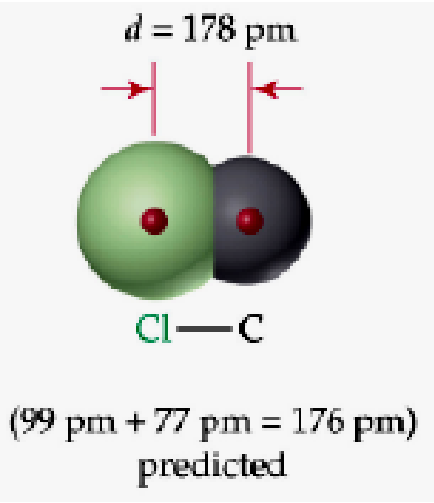
- โลหะสะท้อนแสงได้ เนื่องจากการรับและปล่อยคลื่นแสงจากกลุ่มเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่ได้โดยอิสระ
- โลหะสามารถนำมาตีให้แผ่ออกเป็นแผ่นและดึงเป็นเส้นได้ เนื่องจากมีกลุ่มเวเลนซ์อิเล็กตรอนช่วยยึดอนุภาคไว้

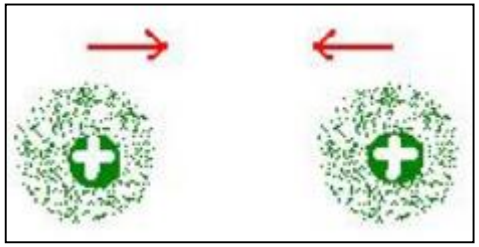
ความยาวพันธะ

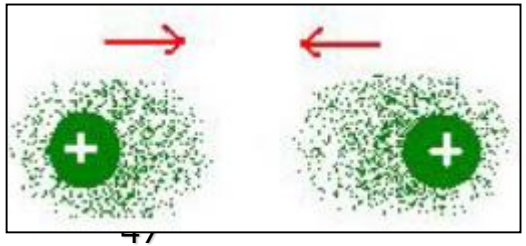


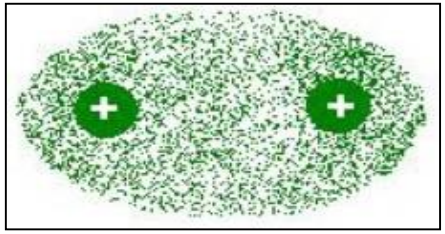




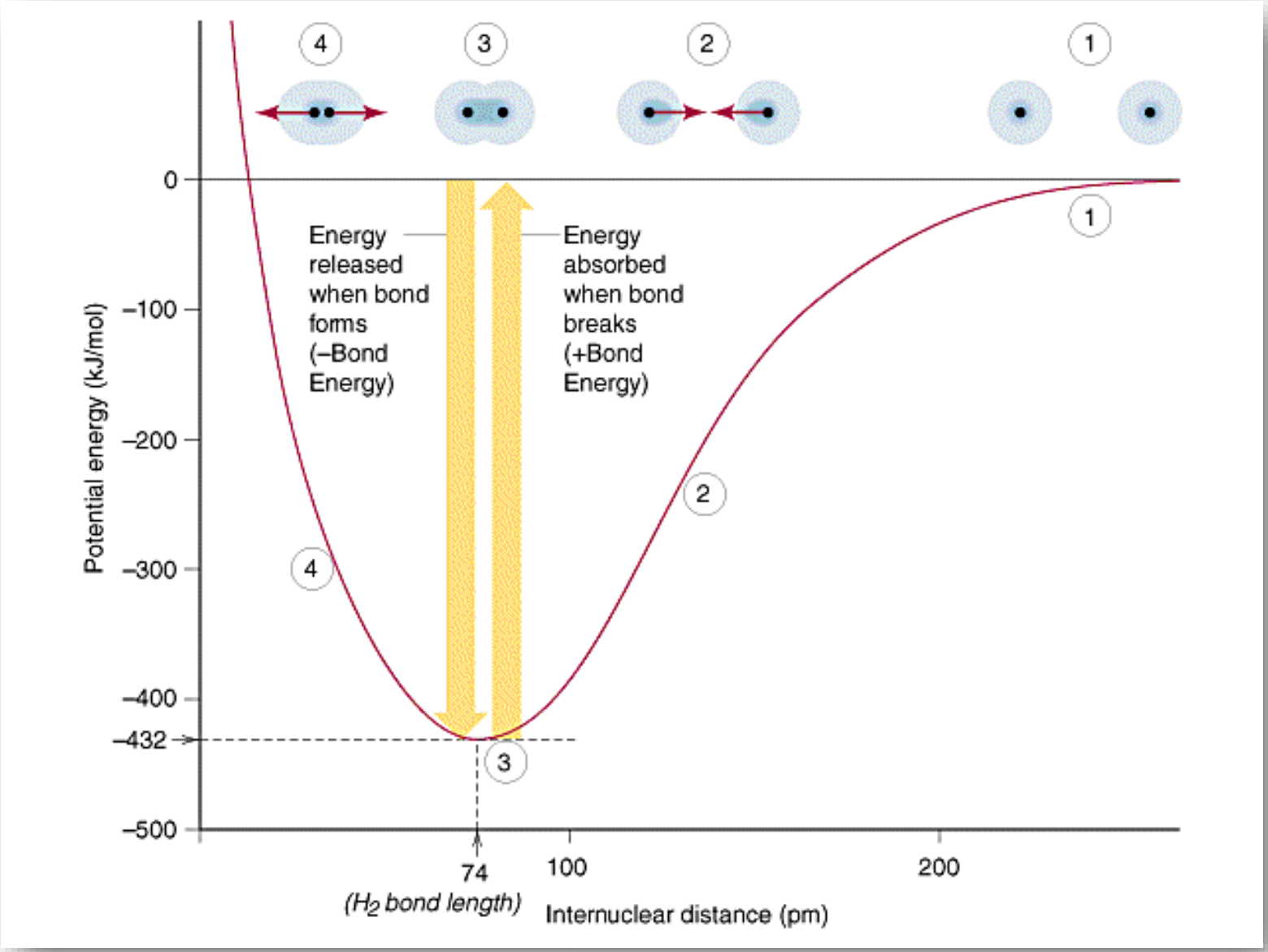






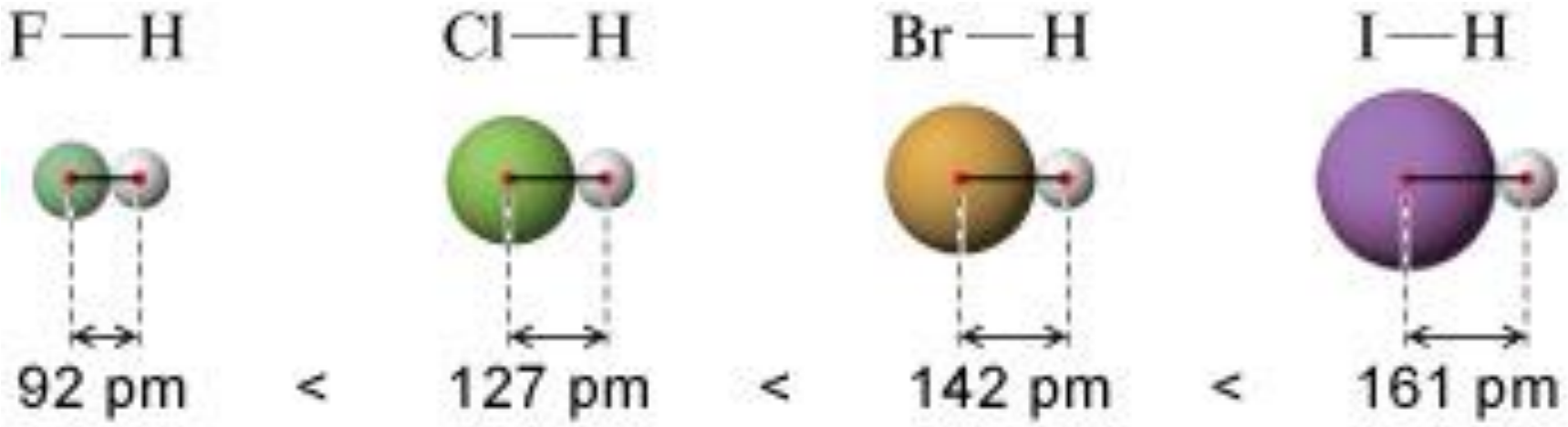


ความยาวพันธะ



ความยาวพันธะ

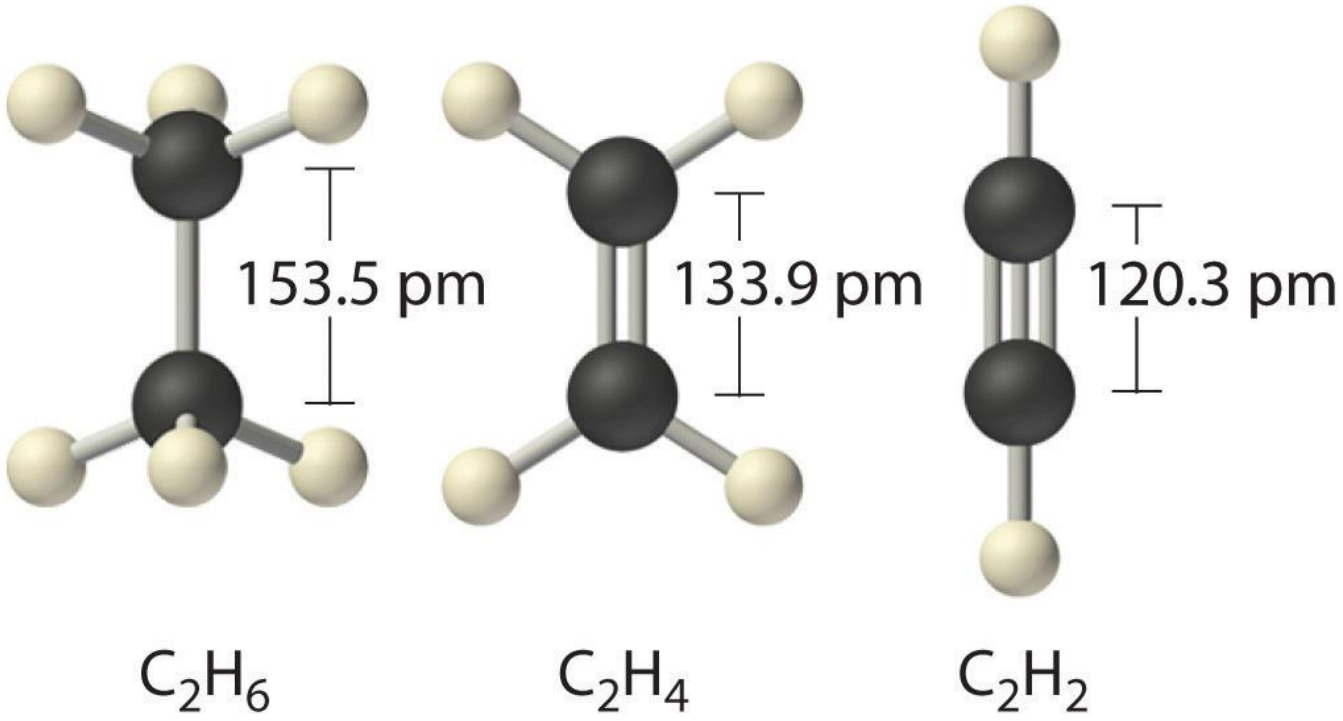
ความยาวพันธะ คือ ระยะห่างระหว่างนิวเคลียสที่อะตอมทั้ง 2 ดึงดูดได้ดีที่สุด



ความยาวพันธะ

พันธะ	ความยาว (pm)	พันธะ	ความยาว (pm)	พันธะ	ความยาว (pm)
H—H	74.14	C—C	154	N—N	145
H—C	110	C=C	134	N=N	123
H—N	100	C≡C	120	N≡N	109.8
H—O	97	C—N	147	N—O	136
H—S	132	C=N	128	N=O	120
H—F	91.7	C≡N	116	O—O	145
H—Cl	127.4	C—O	143	O=O	121
H—Br	141.4	C=O	120	F—F	143
H—I	160.9	C—Cl	178	Cl—Cl	199
				Br—Br	228

ความยาวพันธะ

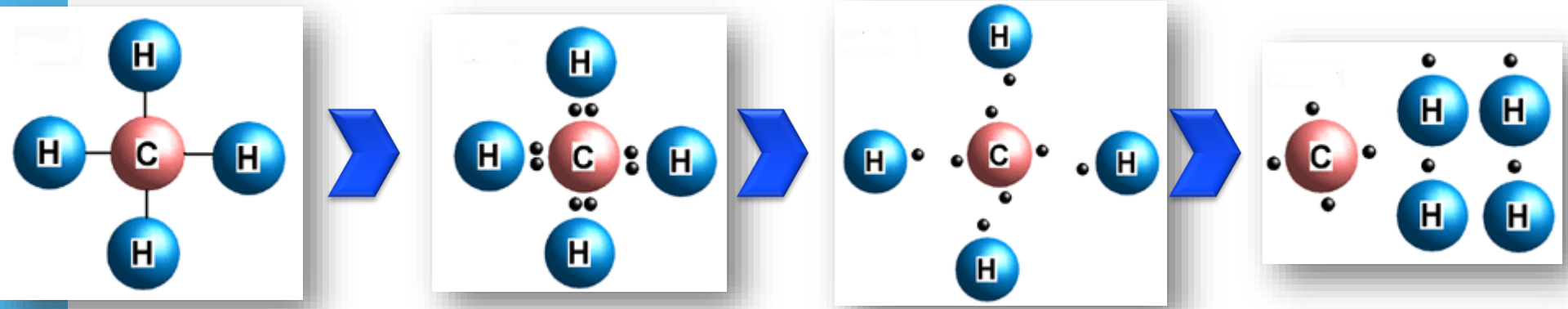


สิ่งที่มีผลต่อความยาวพันธะ

1. ขนาดของอะตอมที่มาสร้างพันธะ
2. ชนิดของพันธะ (≡ < = < -)

พลังงานพันธะ

$CH_4\ (g) \rightarrow CH_3\ (g) + H\ (g)$	D(H-C) จาก CH_4 = 436 kJ/mol
$CH_3\ (g) \rightarrow CH_2\ (g) + H\ (g)$	D(H-C) จาก CH_3 = 368 kJ/mol
$CH_2\ (g) \rightarrow CH\ (g) + H\ (g)$	D(H-C) จาก CH_2 = 519 kJ/mol
$CH\ (g) \rightarrow C\ (g) + H\ (g)$	D(H-C) จาก CH = 335 kJ/mol



$\sum D(C\text{-}H) = 414.5$ kJ/mol

พลังงานพันธะเฉลี่ย

พันธะ	พลังงาน (kJ/mol)	พันธะ	พลังงาน (kJ/mol)	พันธะ	พลังงาน (kJ/mol)
H—H	436	C—C	347	N—N	163
H—C	414	C=C	611	N=N	418
H—N	389	C≡C	837	N≡N	946
H—O	464	C—N	305	N—O	222
H—S	368	C=N	615	N=O	590
H—F	565	C≡N	891	O—O	142
H—Cl	431	C—O	360	O=O	498
H—Br	364	C=O	736	F—F	159
H—I	297	C—Cl	339	Cl—Cl	243
				Br—Br	193
				I—I	151

สภาพขั้วของพันธะ

สภาพขั้วของพันธะ คือ ความแรงของขั้วพันธะ กล่าวคือ พันธะใดที่มีอะตอมของธาตุทั้งสองมีผลต่างของค่า EN มาก ขั้วของพันธะมีขั้วนั้นจะมีอำนาจขั้วไฟฟ้ามาก คือ มีสภาพขั้วแรง

HCl H มีค่า EN = 2.20

Cl มีค่า EN = 3.16

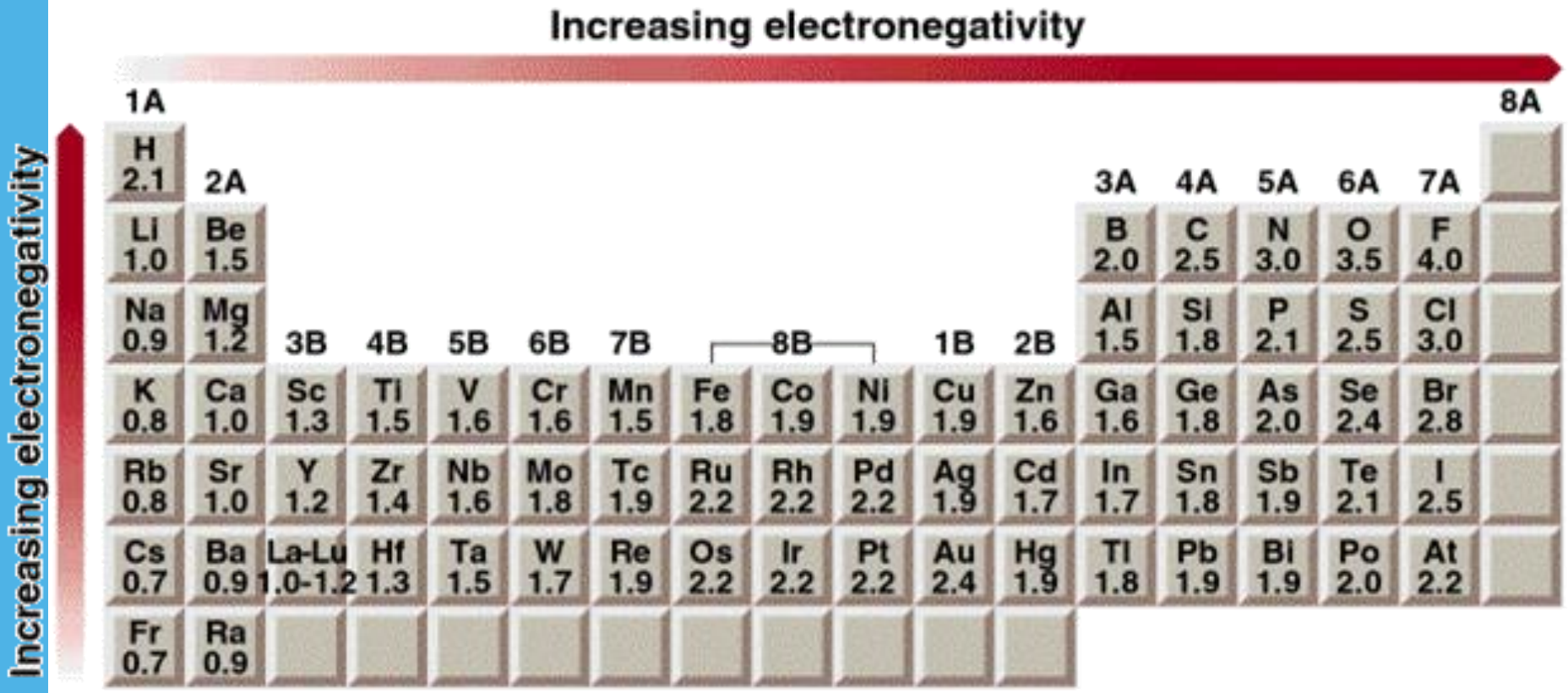
ผลต่างของค่า EN ของอะตอม H กับ Cl = 3.16 – 2.20 = 0.96

FCl F มีค่า EN = 3.98

Cl มีค่า EN = 3.16

ผลต่างของค่า EN ของอะตอม F กับ Cl = 3.98 – 3.16 = 0.82

Electronagativity

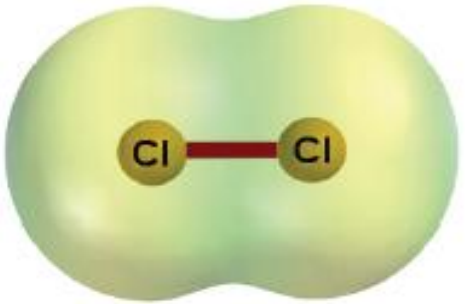


สภาพขั้วของโมเลกุล

1. โมเลกุลที่ประกอบด้วย 2 อะตอม

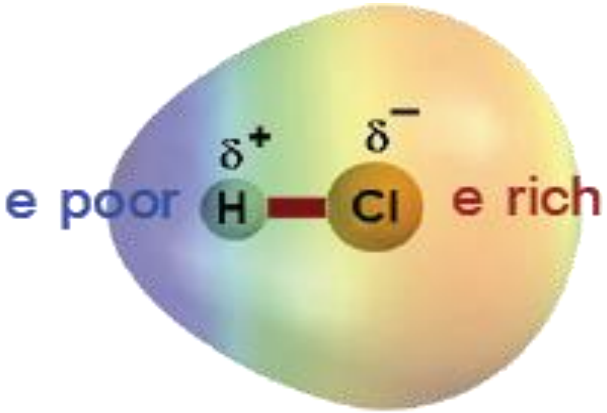
- เกิดจากอะตอมชนิดเดียวกัน 2 อะตอม Ex. O_2, Br_2, Cl_2

พันธะโคเวเลนต์ที่ไม่มีขั้ว -> โมเลกุลไม่มีขั้ว



- เกิดจากอะตอมต่างชนิดกัน 2 อะตอม Ex. CO, HCl

พันธะโคเวเลต์มีขั้ว -> โมเลกุลมีขั้ว



สภาพขั้วของโมเลกุล

2. โมเลกุลที่ประกอบด้วยอะตอมต่างชนิดกัน 2 อะตอมขึ้นไป

- สามารถแสดงขั้วของพันธะโดยใช้เครื่องหมาย δ (เดลตา) ซึ่งกำหนดว่าพันธะมีขั้วใดที่อะตอมแสดงอำนาจไฟฟ้าลบ ใช้เครื่องหมายแทนด้วย δ^- และพันธะมีขั้วใดที่อะตอมแสดงอำนาจไฟฟ้าบวก ใช้เครื่องหมายแทนด้วย δ^+

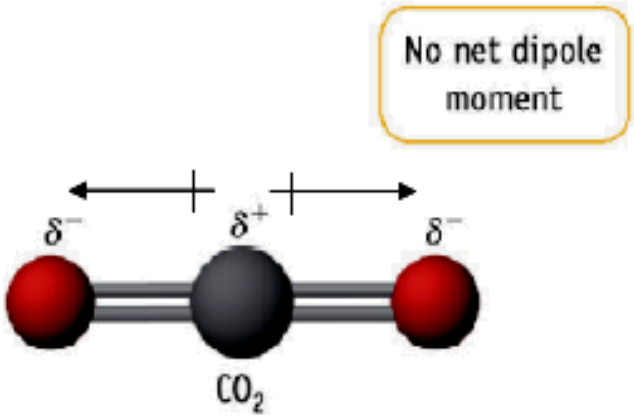
- อาจใช้เครื่องหมาย โดยหัวลูกศรจะชี้ไปในทิศทางที่อะตอมแสดงอำนาจไฟฟ้าลบ ส่วนท้ายลูกศร ซึ่งคล้ายกับเครื่องหมายบวกจะอยู่บริเวณที่แสดงอำนาจไฟฟ้าค่อนข้างบวก

$$O = C = O$$

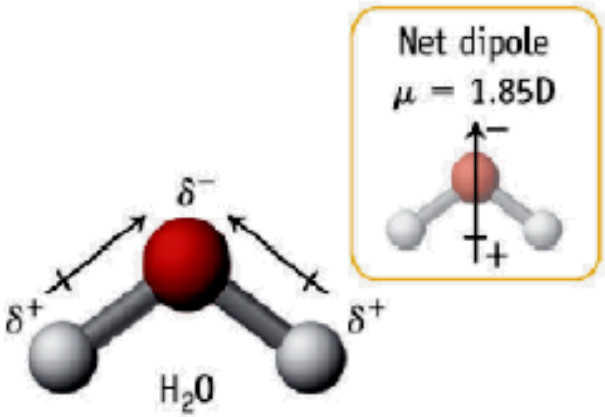
δ^- δ^+ δ^-

สภาพขั้วของโมเลกุล

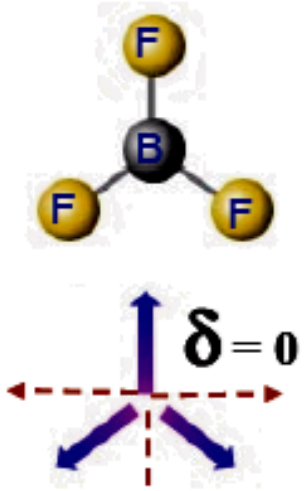
2. โมเลกุลที่ประกอบด้วยอะตอมต่างชนิดกัน 2 อะตอมขึ้นไป



Non-Polar molcule



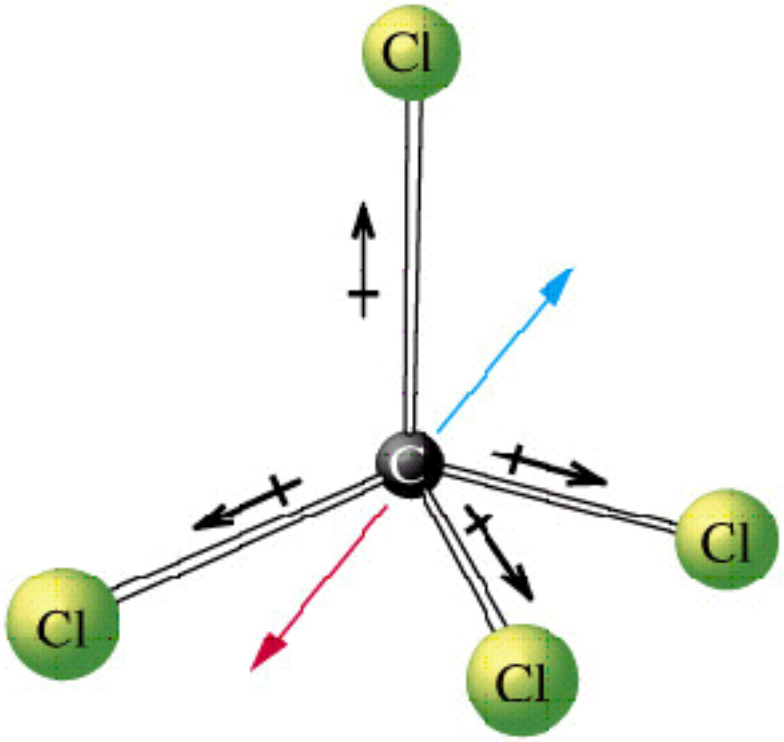
Polar molecule



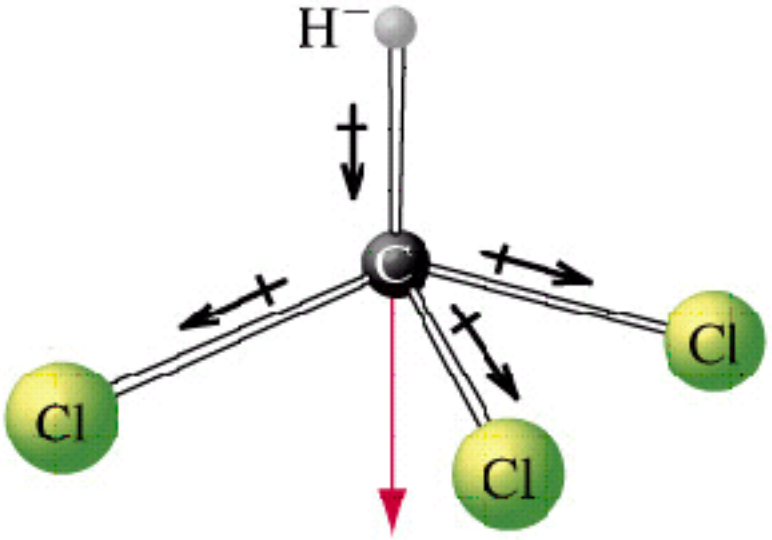
Non-polar molecule

สภาพขั้วของโมเลกุล

2. โมเลกุลที่ประกอบด้วยอะตอมต่างชนิดกัน 2 อะตอมขึ้นไป



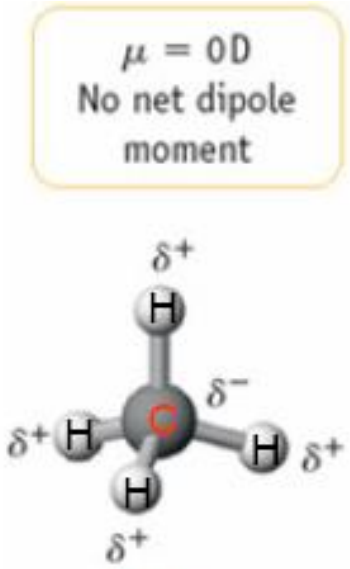
(a) CCl_4: a nonpolar molecule



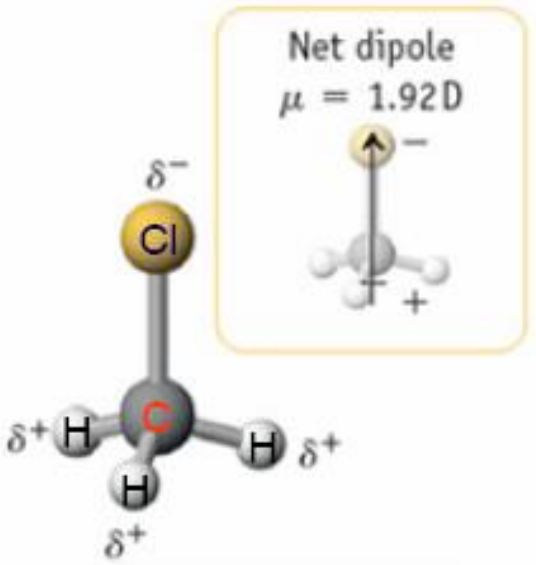
(b) $CHCl_3$: a polar molecule

สภาพขั้วของโมเลกุล

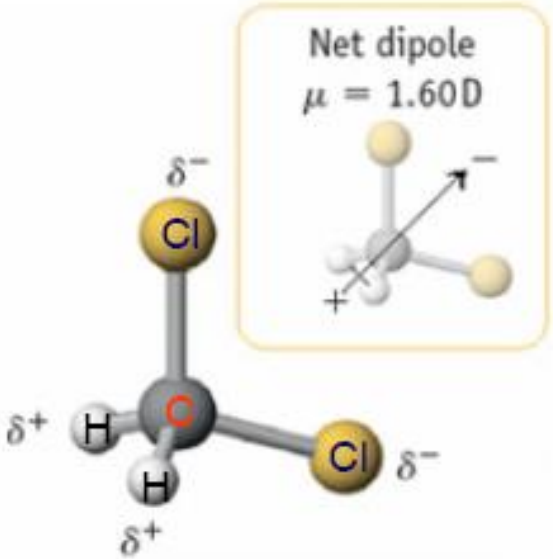
2. โมเลกุลที่ประกอบด้วยอะตอมต่างชนิดกัน 2 อะตอมขึ้นไป



CH_4 (non-polar)



CH_3Cl (polar)



CH_2Cl_2 (polar)

สภาพขั้วของโมเลกุล

ความมีขั้วของโมเลกุลพิจารณาจาก ผลรวมของไดโพลโมเมนต์ (dipole moment, μ)

โมเลกุล	μ	โมเลกุล	μ
HCl	3.43	HBr	2.60
HI	1.26	CO	0.40
H_2O	6.20	H_2S	5.3
SO_2	5.30	NH_3	5.0
C_2H_5OH	3.66	CO_2, CS_2, H_2, CH_4	0.0

ที่มา (Aylward & Findlay, 2002, pp. 5 - 87)

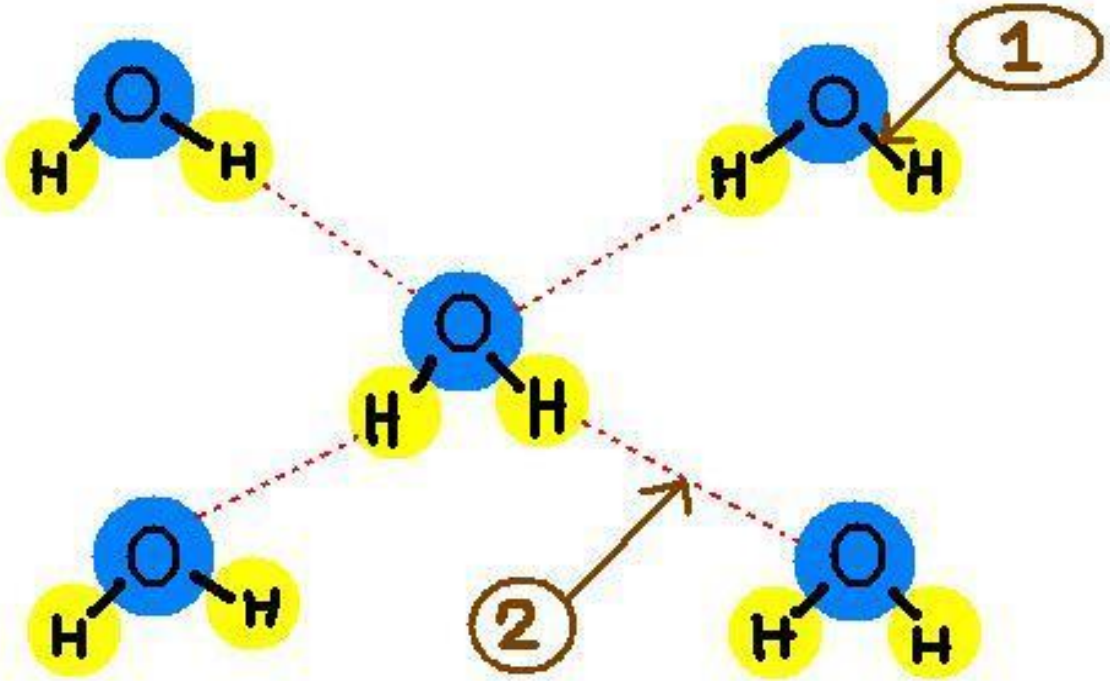
สภาพขั้วของโมเลกุล

แบบฝึกหัดที่ 3 โมเลกุลใดต่อไปนี้มีความมีขั้ว-ไม่มีขั้ว

H_2S CCl_4 BCl_3 SO_2

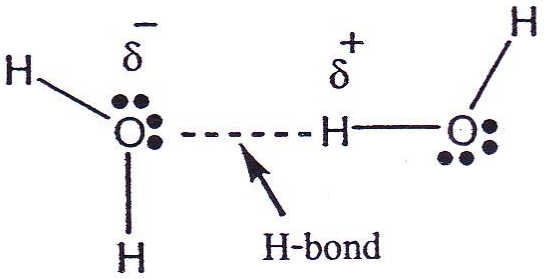
แรงระหว่างโมเลกุล

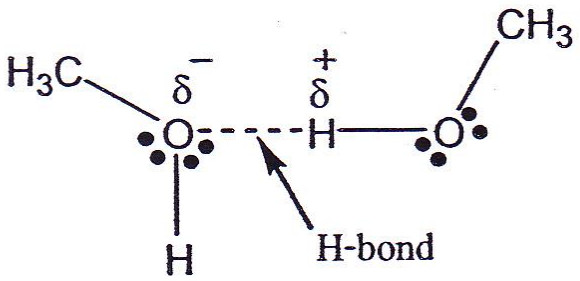
เป็นแรงที่ยึดเหนี่ยวกันระหว่างโมเลกุลหนึ่งกับอีกโมเลกุลอื่นๆ

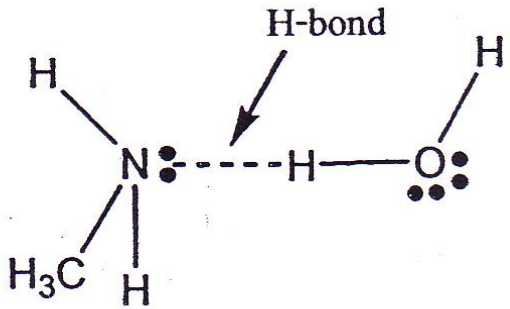


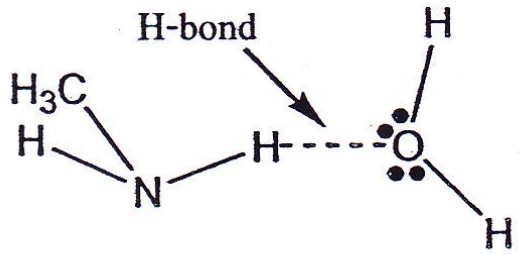
แรงระหว่างโมเลกุล

1. พันธะไฮโดรเจน เกิดจากไฮโดรเจนอะตอมเกาะอยู่กับอะตอมที่มีค่าสภาพไฟฟ้าลบสูง (EN) และมีขนาดเล็ก เช่น F O หรือ N



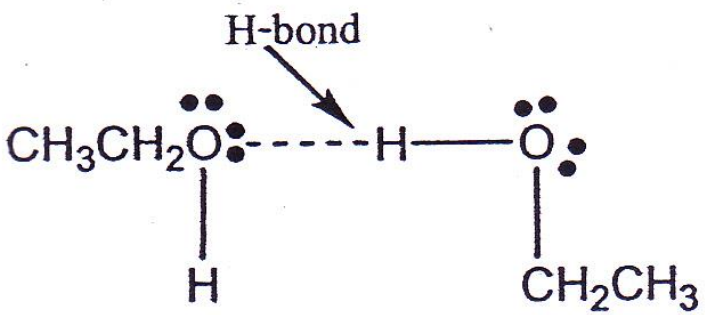






แรงระหว่างโมเลกุล

โมเลกุลที่เกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุล มีจุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูงกว่าโมเลกุลที่ไม่เกิดพันธะไฮโดรเจน



เอทานอล

b.p. 78.5 °C

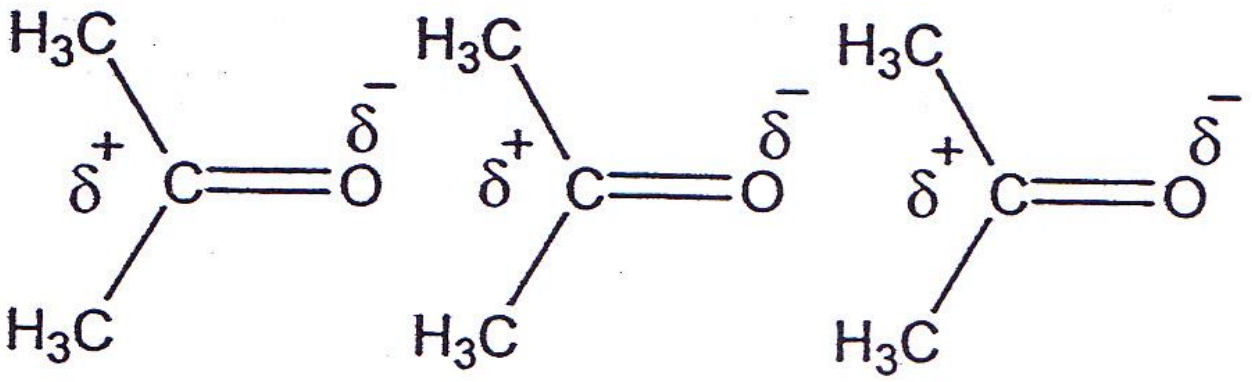
ไดเมทิลอีเทอร์

b.p. -23.6 °C

แรงระหว่างโมเลกุล

2. แรงแวนเดอร์วาลส์ เป็นแรงดึงดูดเนื่องจากประจุไฟฟ้าชนิดหนึ่ง มีค่าพลังงานน้อยมาก เมื่อเปรียบเทียบกับพันธะชนิดอื่นๆ

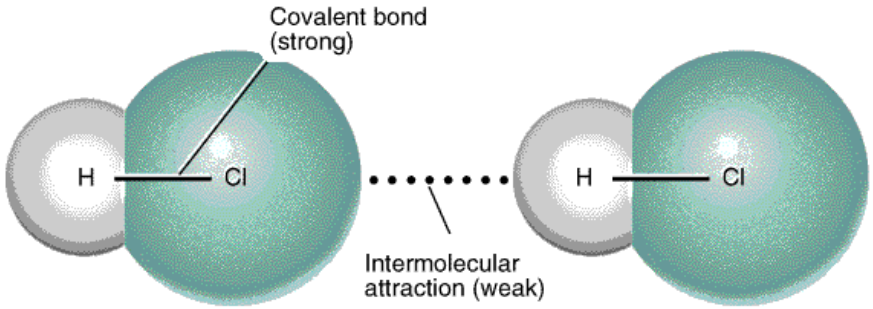
2.1 แรงกระทำระหว่างขั้ว (dipole-dipole force) เป็นแรงดึงดูดหรือแรงผลักที่เกิดขึ้นระหว่างโมเลกุลที่มีขั้ว

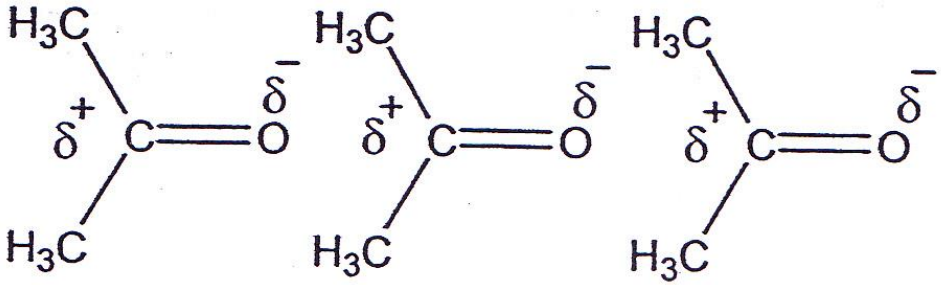


แรงระหว่างโมเลกุล

2. แรงแวนเดอร์วาลส์ เป็นแรงดึงดูดเนื่องจากประจุไฟฟ้าชนิดหนึ่ง มีค่าพลังงานน้อยมาก เมื่อเปรียบเทียบกับพันธะชนิดอื่นๆ

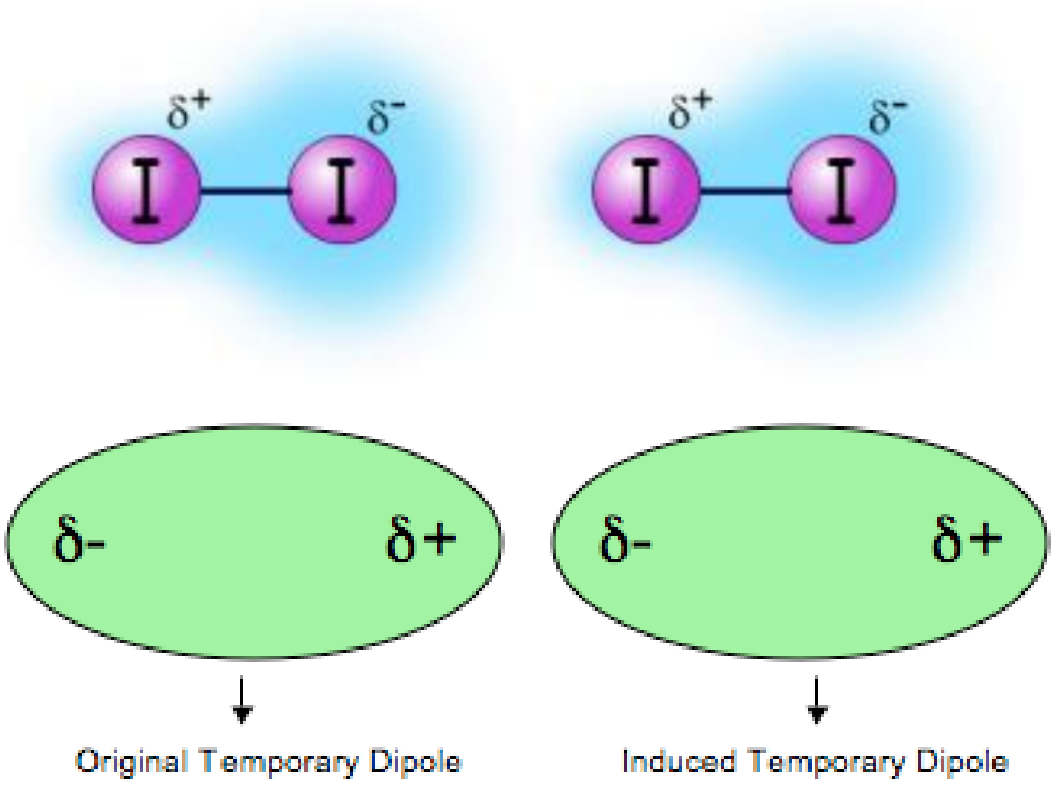
2.1 แรงกระทำระหว่างขั้ว (dipole-dipole force) เป็นแรงดึงดูดหรือแรงผลักที่เกิดขึ้นระหว่างโมเลกุลที่มีขั้ว





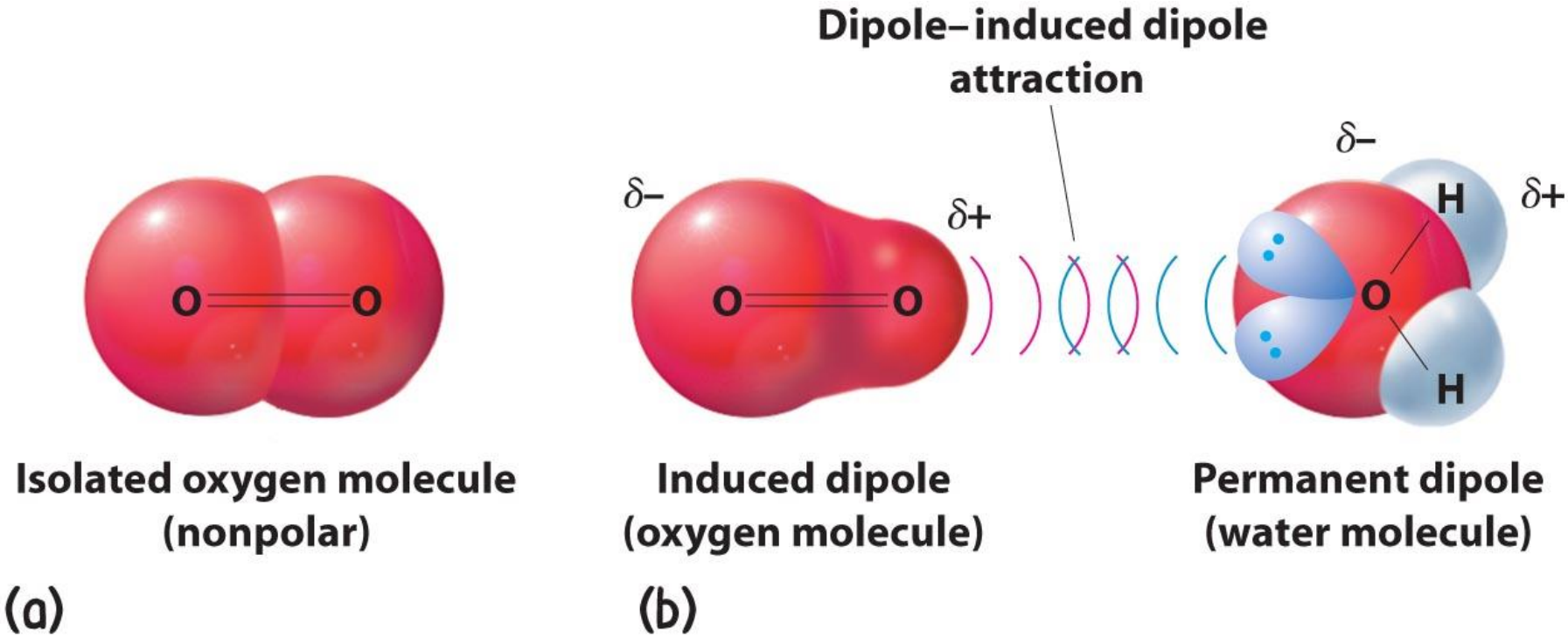
แรงระหว่างโมเลกุล

2.2 แรงการกระจาย (dispersion force) หรือเรียกว่า แรงลอนดอน เป็นแรงที่เกิดขึ้นระหว่างโมเลกุลที่ไม่มีขั้ว หรือระหว่างอะตอมของพวกแก๊สเฉื่อย การเคลื่อนที่ตลอดเวลาของอิเล็กตรอนทำให้เกิดขั้วคู่ขึ้นชั่วขณะบนอะตอม ขั้วที่ตรงข้ามกันจะเกิดการดึงดูดกัน เกิดแรงชนิดนี้ขึ้น



แรงระหว่างโมเลกุล

2.3 แรงระหว่างขั้วคู่-ขั้วคู่เหนี่ยวนำ (dipole-induce dipole force) เป็นแรงที่เกิดขึ้นระหว่างโมเลกุลหนึ่งมีขั้วและอีกโมเลกุลหนึ่งไม่มีขั้ว ซึ่งโมเลกุลที่มีขั้วจะเหนี่ยวนำให้โมเลกุลไม่มีขั้ว กลายเป็นโมเลกุลมีขั้วขึ้น



แรงระหว่างโมเลกุล

เมื่อเปรียบเทียบความแรงของแรงระหว่างโมเลกุล จะเรียงลำดับได้ดังนี้

พันธะไฮโดรเจน > แรงไดโพล-ไดโพล > แรงไดโพล-ไดโพลเหนี่ยวนำ > แรงแผ่กระจาย

แบบฝึกหัดที่ 3 โมเลกุลใดต่อไปนี้มีแรงระหว่างโมเลกุลเป็นแบบแรงไดโพล-ไดโพล

H_2S CCl_4 BCl_3 SO_2