บทที่ 4 พันธะเคมี

สอนโดย

ผู้ช่วยศาสตราจารย์ ดร.ภัทรนันท์ ทวดอาจ

1

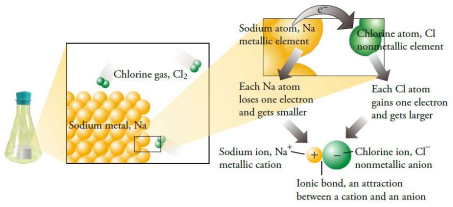
1. พันธะไอออนิก (Ionic Bond)

electrostatic **attraction between ions :** cation and anion

ตัวอย่าง พันธะที่เกิดในสารประกอบ NaCl

Na ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$) $\quad Na \rightarrow Na^+ + e^-$

Cl ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 3p^5$) $\quad Cl + e^- \rightarrow Cl^-$

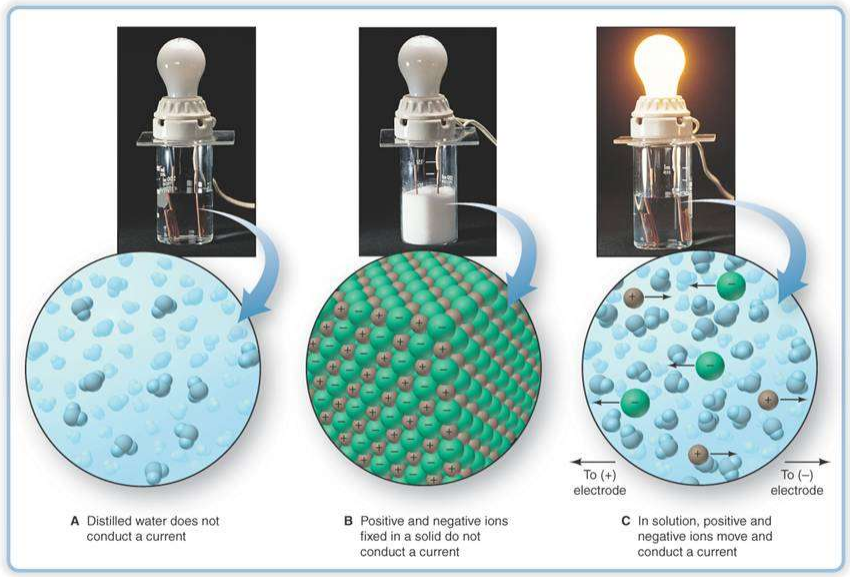


$$Na^+_{(g)} + Cl^-_{(g)} \rightarrow NaCl_{(s)} + \Delta H \text{ (lattice energy)}$$

- **สารประกอบไอออนิก**มักเป็นของแข็ง เปราะ ไม่นำไฟฟ้า แต่เมื่อหลอมเหลวหรืออยู่ในรูปสารละลายในน้ำ จะนำไฟฟ้าได้ มีจุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูง

ที่มา : Mark Bishop. (n.d. : 77)

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.



© The McGraw-Hill Companies, Inc./Stephen Frisch Photographer

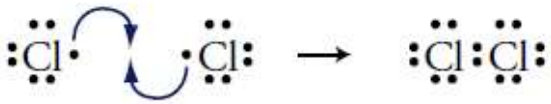
สมบัติของสารประกอบไอออนิก

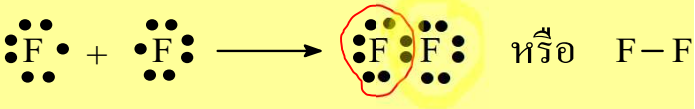
1. ไม่มีสูตรโมเลกุลและมวลโมเลกุล มีแต่สูตรอย่างง่ายและมวลสูตร
2. เป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว
3. เป็นของแข็งจะไม่นำไฟฟ้า แต่จะนำได้เมื่อหลอมเหลวหรือเป็นสารละลายเพราะมีการแตกตัวเป็นไอออน
4. มีความดันไอต่ำ ระเหยยาก
5. มีจุดหลอมเหลวและจุดเดือดสูง เพราะพันธะไอออนิกแข็งแรงมาก เช่น NaCl มีจุดหลอมเหลว 801 องศาเซลเซียส

4

พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond) (อโลหะ – อโลหะ)

พันธะที่เกิดจากอะตอม 2 อะตอมใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน (share) โดยที่อะตอมทั้ง 2 มีค่า EN ใกล้เคียงกัน





5

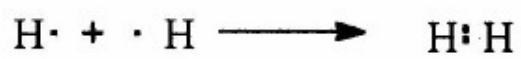
นิยาม

พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond) หมายถึง พันธะที่เกิดจากอะตอมคู่หนึ่งใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน โดยเกิดแรงดึงดูดระหว่างอิเล็กตรอนกับโปรตอนในนิวเคลียสของอะตอมทั้งสอง

IE สูง กับ IE สูง หรือ อโลหะ กับ อโลหะ

2. พันธะโคเวเลนต์ (Covalent Bond)

- Chemical bonding by electron sharing
- ตัวอย่างเช่น พันธะที่เกิดในโมเลกุล H_2



$2H(g) \rightarrow H_2(g)$ $\Delta H = -436$ kJ

- Bond dissociation energy

$H_2(g) \rightarrow 2H(g)$ $\Delta H = +436$ kJ

- สารประกอบโคเวเลนต์ ส่วนใหญ่มีจุดเดือด จุดหลอมเหลวต่ำ และอยู่ในสถานะของเหลวและไอ

7

สมบัติของสารประกอบโควาเลนต์

- แรงดึงดูดภายในมีน้อย ทำให้สารมีสถานะเป็นแก๊ส ของเหลว ของแข็งที่อุณหภูมิปกติ
- มีจุดเดือด จุดหลอมเหลวต่ำ เพราะใช้พลังงานน้อยในการทำลายแรงระหว่างโมเลกุล
- ไม่ละลายน้ำ แต่ละลายในตัวทำละลายอินทรีย์
- ใส่ลงในน้ำ ไม่แตกตัวเป็นไอออนจึงไม่นำไฟฟ้า แต่บางชนิดละลายน้ำแล้วนำไฟฟ้าได้ เช่น HCl

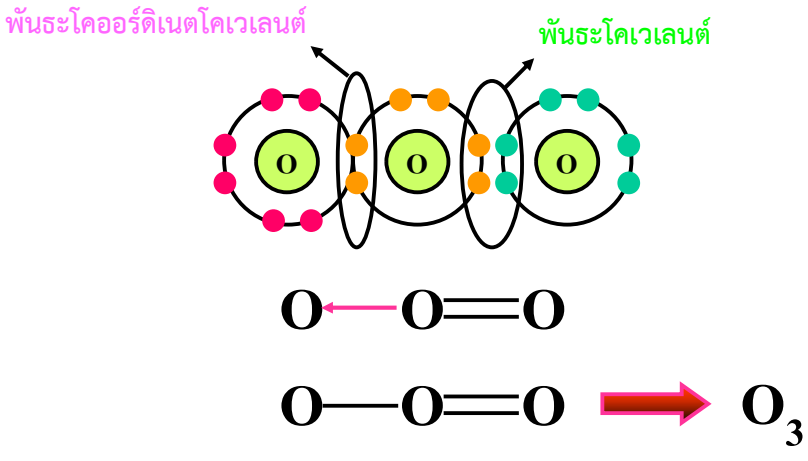
8

ข้อแตกต่างของพันธะโคเวเลนต์ กับพันธะอิออนิก

พันธะโคเวเลนต์	พันธะอิออนิก
1. ใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน (Elcetrons equally shared)	1. เกิดการแลกเปลี่ยนอิเล็กตรอน (Electron transferred)
2. อะตอมทั้งสองมีค่า EN ใกล้เคียงกัน เช่น H_2, Cl_2, CH_4	2. อะตอมทั้งสองมีค่า EN แตกต่างกันมาก เช่น LiF, MgO

พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์

(Coordinate Covalent bond หรือ Dative Covalent bond)



นิยาม

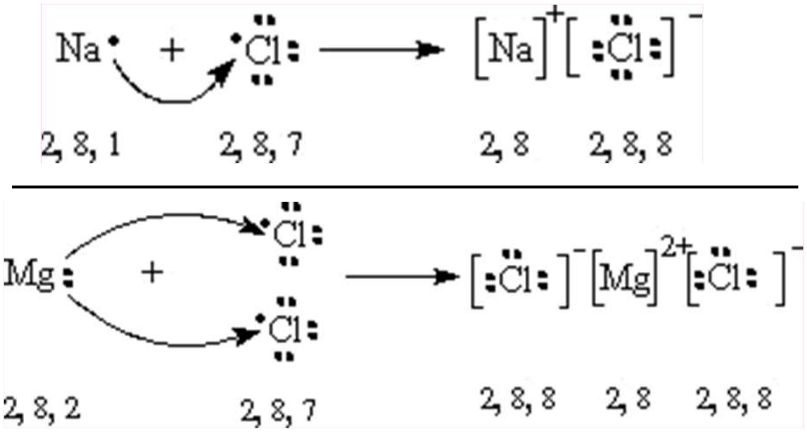
พันธะที่เกิดขึ้นโดยอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะมาจากอะตอมของธาตุเดียว ส่วนอีกธาตุหนึ่งไม่ได้ส่งอิเล็กตรอนมาร่วมพันธะแต่มาใช้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวของธาตุอื่น เพื่อให้จำนวนเวเลนต์อิเล็กตรอนครบ 8 ตามกฎออกเตต

การเขียนสูตรแบบเส้นและแบบจุด

1. หาอะตอมกลาง
2. วางตำแหน่งของอะตอมของธาตุทั้งหมด
3. เขียนสูตรแบบเส้นและแบบจุด ตามลำดับ

Lewis structures

➢Ionic compounds



13

โครงสร้างแบบจุดอิเล็กตรอน

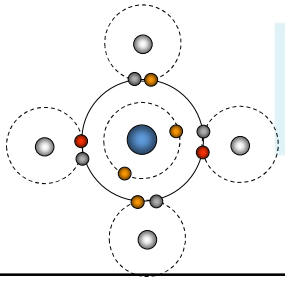
- การเขียนโครงสร้างลิวอิสหรือโครงสร้างแบบจุดอิเล็กตรอน (Lewis's dot structure) เป็นวิธีการเขียนเพื่อแสดงวาเลนซ์อิเล็กตรอนและการสร้างพันธะโควาเลนต์ระหว่างอะตอมในโมเลกุล โครงสร้างลิวอิสของอะตอม
  - ใช้จุดแทนวาเลนซ์อิเล็กตรอน

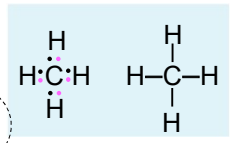
Group 4A		Group 5A		Group 6A		Group 7A	
4 valence electrons ·X·		5 valence electrons ·X·		6 valence electrons ·X·		7 valence electrons ·X·	
4 bonds	No lone pairs	3 bonds	1 lone pair	2 bonds	2 lone pairs	1 bond	3 lone pairs
carbon-C —C—		nitrogen-N —N—		oxygen-O —O—		fluorine-F —F:	
		phosphorus-P —P—		sulfur-S —S—		chlorine-Cl —Cl:	
				selenium-Se —Se—		bromine-Br —Br:	
						iodine-I —I:	

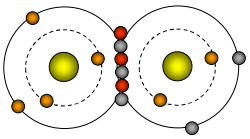
ที่มา : Mark Bishop. (n.d. : 83)

โครงสร้างลิวอิสของโมเลกุล

- โครงสร้างลิวอิสของโมเลกุล
  - พันธะโควาเลนต์คือการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันของสองอะตอม
  - หนึ่งพันธะประกอบด้วยสองอิเล็กตรอน (2 shared electrons)
  - แต่ละพันธะแทนด้วยจุด 2 จุด (:) หรือ หนึ่งเส้น (—)
    - อิเล็กตรอนที่ใช้ในการสร้างพันธะ เรียกว่า bonding electron
    - อิเล็กตรอนที่ไม่เกี่ยวข้องกับการสร้างพันธะเรียกว่า non-bonding electron







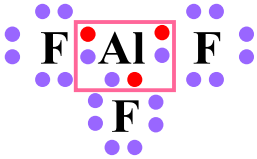
:N⋮⋮N: N≡N

โมเลกุลที่ไม่เป็นไปตามกฎออกเตต

1. อะตอมของธาตุในโมเลกุลที่มีเวเลนต์อิเล็กตรอนน้อยกว่า 8 ได้แก่ สารประกอบธาตุคู่ของ Be B และ Al เช่น

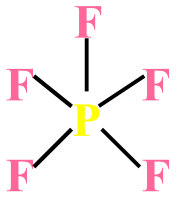
$BeCl_2$

AlF_3

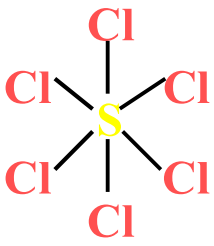


2. อะตอมของธาตุในโมเลกุลที่มีเวเลนต์อิเล็กตรอนมากกว่า 8 ได้แก่ สารประกอบธาตุคู่ที่มีอะตอมกลางของธาตุตั้งแต่หมู่ 4 ขึ้นไป เช่น

PF_5



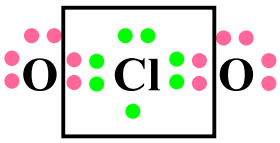
SCl_6



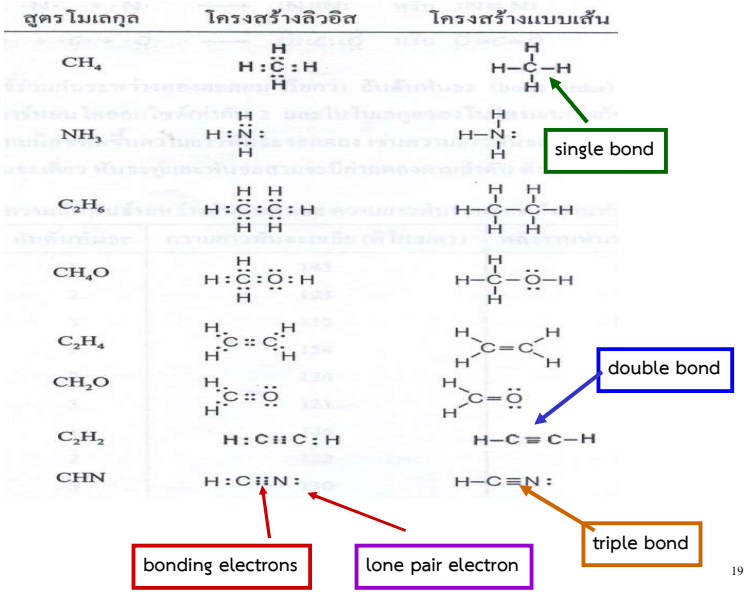
3. ออกไซด์ของธาตุบางชนิด เช่น

NO_2

ClO_2

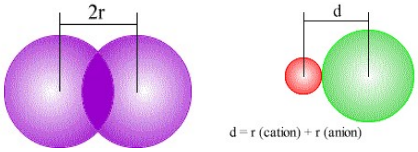


โครงสร้างของ covalent compounds



19

ความยาวพันธะ



หมายถึง ระยะทางระหว่างนิวเคลียสของอะตอมสองอะตอมที่สร้างพันธะกันในโมเลกุล

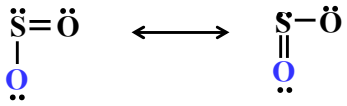
อะตอมแต่ละชนิดอาจเกิดพันธะมากกว่า 1 ชนิด เช่น C กับ C , N กับ N และพันธะแต่ละชนิดจะมีพลังงานพันธะและความยาวพันธะแตกต่างกัน

พันธะเดี่ยว > พันธะคู่ > พันธะสาม

เรโซแนนซ์ (Resonance) :

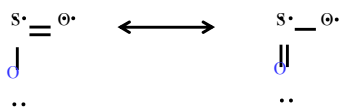
หมายถึง การใช้โครงสร้างลิวอิสตั้งแต่ 2 โครงสร้างขึ้นไปแทนโมเลกุลใดโมเลกุลหนึ่ง

ข้อควรระวัง คือ การจะเป็นโครงสร้างเรโซแนนซ์ได้สารต้องมีการจัดเรียงตัวของอะตอมเหมือนกัน ต่างเพียงการกระจายอิเล็กตรอนในพันธะเท่านั้น เช่น SO_2



เรโซแนนซ์ (Resonance) : หมายถึง การใช้โครงสร้างลิวอิสตั้งแต่ 2 โครงสร้างขึ้นไปแทนโมเลกุลใดโมเลกุลหนึ่ง

ข้อควรระวัง คือ การจะเป็นโครงสร้างเรโซแนนซ์ได้สารต้องมีการจัดเรียงตัวของอะตอมเหมือนกัน ต่างเพียงการกระจายอิเล็กตรอนในพันธะเท่านั้น เช่น SO_2



พลังงานพันธะ

หมายถึง พลังงานที่ใช้ไปเพื่อสลายพันธะระหว่างอะตอมภายในโมเลกุลซึ่งอยู่ในสถานะแก๊สให้แยกออกเป็นอะตอมในสถานะแก๊ส

พลังงานพันธะใช้บอกความแข็งแรงของพันธะ

พันธะสาม > พันธะคู่ > พันธะเดี่ยว

$CH_4\ (g) + 423\ kJ \longrightarrow CH_3(g) + H\ (g)$

$CH_3\ (g) + 368\ kJ \longrightarrow CH_2(g) + H\ (g)$

$CH_2\ (g) + 519\ kJ \longrightarrow CH\ (g) + H\ (g)$

$CH\ (g) + 335\ kJ \longrightarrow C\ (g) + H\ (g)$

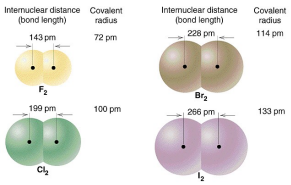
การสลายพันธะชนิดเดียวกันในโมเลกุลที่มีหลายพันธะ ต้องมีการสลายพันธะหลายขั้นตอน แต่ละขั้นตอนใช้พลังงานไม่เท่ากัน ดังนั้นพลังงานพันธะจึงใช้ค่าเฉลี่ยแทน เรียกว่า **พลังงานพันธะเฉลี่ย**

พลังงานพันธะเฉลี่ย (Average Bond Energy)

พลังงานพันธะเฉลี่ย เป็นค่าเฉลี่ยของพลังงานสลายพันธะสำหรับพันธะแต่ละชนิดในโมเลกุลต่าง ๆ (เป็นค่าโดยประมาณ)

TABLE 11.3 Some Average Bond Energies[a]

Bond	Bond Energy, kJ/mol	Bond	Bond Energy, kJ/mol	Bond	Bond Energy, 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[b]	F—F	159
H—I	297	C—Cl	339	Cl—Cl	243
				Br—Br	193
				I—I	151



ความยาวพันธะ (Bond length)/พลังงานพันธะ (Bond energy)

Bond Type	Bond Length (pm)	Bond Energy (kJ/mol)
C—C	154	348
C=C	134	611
C≡C	120	837
C—N	147	293
C=N	131	615
C≡N	116	891
C—O	143	351
C=O	120	799
C≡O	113	1072

เป็นผลที่มาจากแรงดูด/แรงผลักระหว่างอะตอม (EN)

26

Bond energies (kJ/ mol)

Bond Energies (kJ/mol)*

Single Bonds							
C—H	414	N—H	389	O—H	463	F—F	159
C—C	348	N—N	163	O—O	146	Cl—F	253
C—N	293	N—O	201	O—F	190	Cl—Cl	242
C—O	351	N—F	272	O—Cl	203	Br—F	237
C—F	439	N—Cl	200	O—I	234	Br—Cl	218
C—Cl	328	N—Br	243			Br—Br	193
C—Br	276			S—H	339	I—Cl	298
C—I	238	H—H	436	S—F	327	I—Br	180
C—S	259	H—F	569	S—Cl	251	I—I	151
		H—Cl	431	S—Br	218		
Si—H	293	H—Br	368	S—S	266		
Si—Si	226	H—I	297				
Si—C	301						
Si—O	368						
Multiple Bonds							
C=C	611	O_2	498				
C≡C	837						
C=N	615	N=N	418				
C≡N	891	N≡N	946				
C=O	799						
C≡O	1072	S=O	523				
		S=S	418				

วิเคราะห์ข้อมูลเชิงเปรียบ
ขนาดของแรงระหว่างอะตอม

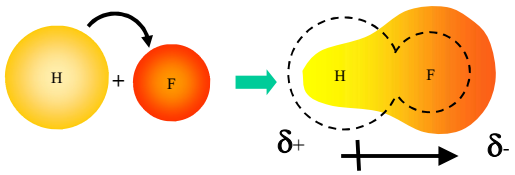
27

สภาพขั้วของพันธะ (Bond Polarity)

สภาพขั้วของพันธะ คือ การอธิบายการกระจายตัวของอิเล็กตรอนที่ใช้ในการสร้างพันธะระหว่างอะตอม

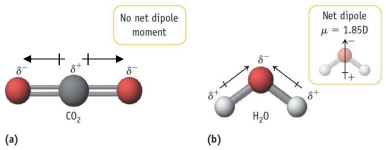
- สภาพขั้วของพันธะโควาเลนต์ขึ้นอยู่กับ ค่า EN ของอะตอมทั้งสอง ถ้าค่า EN ของอะตอมทั้งสองต่างกัน การกระจายตัวของอิเล็กตรอนในบริเวณระหว่างอะตอมทั้งสองจะไม่สม่ำเสมอ ซึ่งจะเรียกว่า **พันธะโควาเลนต์แบบมีขั้ว**

$X^{\delta+}—Y^{\delta-}$ เมื่อ EN ของ Y > X

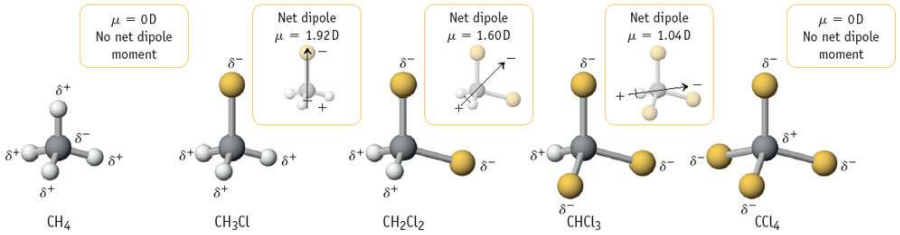


สภาพขั้วของโมเลกุล (Polarity of Molecule)

สภาพขั้วของโมเลกุลคือสภาพขั้วสุทธิ(net dipole)ของพันธะทุกพันธะใน โมเลกุล



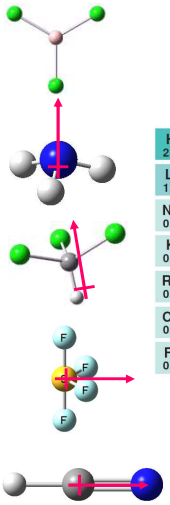
- สภาพขั้วของโมเลกุลหาได้โดยการรวมสภาพขั้วของพันธะทุกพันธะแบบเวคเตอร์



© 2006 Brooks/Cole - Thomson

ตัวอย่างสภาพขั้วของโมเลกุล

- BCl_3
- NH_3
- $CHCl_3$
- SF_5
- HCN



Electronegativities

H 2.2																	
Li 1.0	Be 1.6											B 2.0	C 2.6	N 3.0	O 3.4	F 4.0	
Na 0.9	Mg 1.3											Al 1.6	Si 1.9	P 2.2	S 2.6	Cl 3.2	
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.4	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.7	Mn 1.6	Fe 1.9	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 2.0	Zn 1.7	Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.5	Br 3.0	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.3	Nb 1.6	Mo 2.2	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.3	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.8	Sn 1.9	Sb 2.0	Te 2.1	I 2.7	
Cs 0.8	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.4	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.3	Au 2.5	Hg 2.0	Tl 1.8	Pb 2.1	Bi 2.0	Po 2.0	At 2.2	
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1															

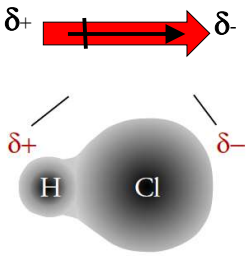
ที่มา : R. Thomas Myers *et al.*, (2006 : 194)

โมเมนต์ขั้วคู่ (Dipole Moments)

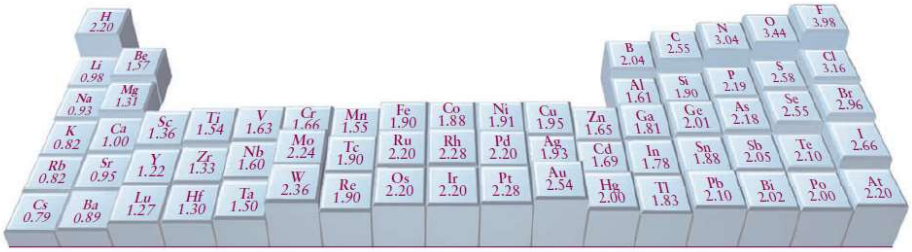
ภายในโมเลกุลของสารประกอบ ถ้าอะตอมมีค่า EN ต่างกัน มีการดึงอิเล็กตรอนทำให้เกิดขั้วขึ้น

ตัวอย่าง แสดงทิศทางการดึงของ e^-

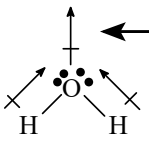
แสดงขั้ว (polar bond)



อิเลคโทรเนกาติวิตี

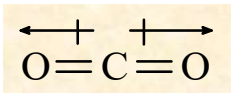


ที่มา : David W. Oxatoxy *et al.*, (2008 : 72)

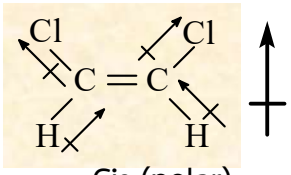
โมเลกุล H_2O  dipole moment สุทธิ μ = 1. 87

(เป็น polar molecule)

ขั้วของโมเลกุล คำนวณจากผลรวมแบบ vector ของขั้วของพันธะ

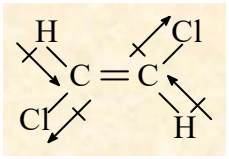
โมเลกุล CO_2 

$\mu = 0$ เป็น non-polar molecule

โมเลกุล $C_2H_2Cl_2$ 

Cis (polar)

μ = 1. 89



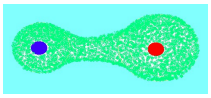
Trans $\mu = 0$

สภาพขั้วของโมเลกุลโคเวเลนต์

หมายถึง โมเลกุลโคเวเลนต์ที่เกิดจากพันธะโคเวเลนต์ที่มีอะตอมของธาตุทั้งสองมีผลต่างของค่า EN มาก ขั้วนั้นมีอำนาจไฟฟ้ามาก **สภาพขั้วแรง** แต่ถ้า EN ต่างกันน้อย ขั้วนั้นมีอำนาจไฟฟ้าน้อย **สภาพขั้วต่ำ**

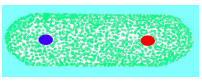
พันธะมีขั้วและพันธะไม่มีขั้ว

พันธะมีขั้ว



คือ พันธะที่เกิดจากอะตอมของธาตุต่างชนิดกัน มีค่า EN ไม่เท่ากัน มายึดกันด้วยพันธะโคเวเลนต์ เป็น**โมเลกุลมีขั้วหรือไม่มีขั้วก็ได้** ขึ้นกับรูปร่างโมเลกุล

พันธะไม่มีขั้ว



คือ พันธะที่เกิดจากอะตอมของธาตุชนิดเดียวกัน มีค่า EN เท่ากัน มายึดกันด้วยพันธะโคเวเลนต์ เป็น**โมเลกุลไม่มีขั้ว**

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

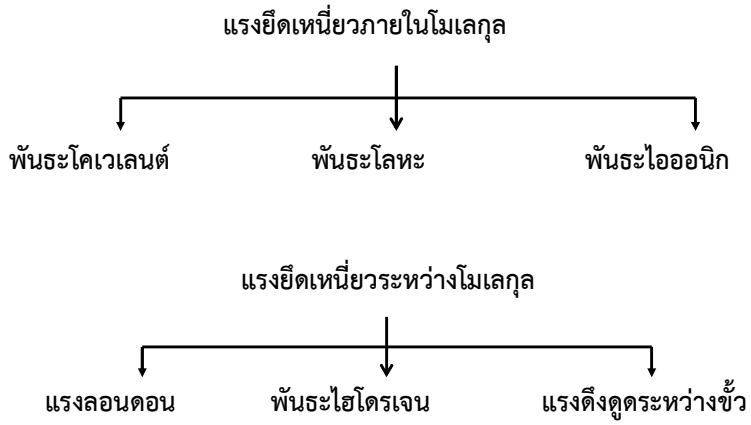
1. โมเลกุลที่มี 2 อะตอม ของธาตุต่างชนิดกัน เช่น HCl NO CO HF

2. โมเลกุลที่อะตอมกลางเกิดพันธะโคเวเลนต์กับอะตอมข้างเคียงชนิดเดียวกัน และมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวเหลืออยู่ เช่น NH_3 H_2O PCl_3

3. โมเลกุลที่อะตอมกลางเกิดพันธะโคเวเลนต์กับอะตอมข้างเคียงต่างชนิดกัน เช่น HCN $CHCl_3$ HCHO

แรงยึดเหนี่ยว

- **แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอม (ภายในโมเลกุล)**
- **แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล**



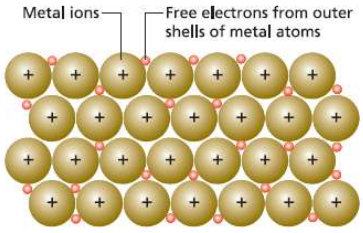
พันธะโลหะ : อะตอมของสารประกอบที่ยึดกันด้วยพันธะโลหะ ทำให้สารประกอบนั้น

1. นำไฟฟ้าและความร้อนได้ดี
2. มีลักษณะเป็นเงาและมีความวาวเมื่อถูกแสง
3. สามารถดึงเป็นเส้น ตีเป็นแผ่น หรือบิดงอได้

โลหะโดยทั่วไปจะมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนน้อย โดยทั่วไปมีเพียง 1,2 หรือ 3 อิเล็กตรอน แต่จะมีจำนวนอะตอมข้างเคียงเป็นจำนวนมาก ทำให้จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนโดยรวมมีจำนวนมากด้วย และด้วยเหตุที่อะตอมมีขนาดเล็กอยู่ติดกันเป็นจำนวนมาก พันธะโคเวเลนต์ประจำที่ (localized covalent bond) ไม่น่าจะเกิดในโลหะ แต่น่าจะเป็นพันธะที่อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ไปยังอะตอมต่างๆ ได้

ทฤษฎีที่นิยมนำมาใช้อธิบายการเกิดพันธะโลหะได้แก่
1. ทฤษฎีแบบจำลองทะเลอิเล็กตรอน (electron sea model) และ 2. ทฤษฎีแถบพลังงาน (bond theory)

1. ทฤษฎีแบบจำลองทะเลอิเล็กตรอน



ทฤษฎีนี้อาศัยพื้นฐานที่ว่าอิเล็กตรอนวงนอกของโลหะไม่อยู่คงที่เฉพาะกับอะตอมใดอะตอมหนึ่ง แต่จะสามารถเคลื่อนที่ไปยังอะตอมอื่นๆ ได้ โดยอาจจินตนาการได้ว่าโลหะเป็นกลุ่มของไอออนบวกจมอยู่ในทะเลของอิเล็กตรอนวงนอกที่เคลื่อนที่ได้

ที่มา : Phillp Manning. (2008 : 101)

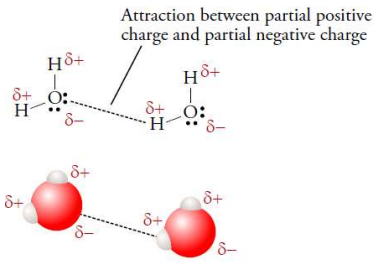
1. แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่ไม่มีขั้ว เรียกว่าแรงลอนดอน หรือแรงแผ่กระจาย
   - แรงแผ่กระจายจะเพิ่มขึ้นตามขนาดของโมเลกุล (น้ำหนักโมเลกุล)
   - แรงแผ่กระจายจะขึ้นอยู่กับการจัดเรียงตัวของโมเลกุล

2. แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่มีขั้ว
   - เกิดจากโมเลกุลที่มีสภาพขั้ว เช่น CO, SO_2

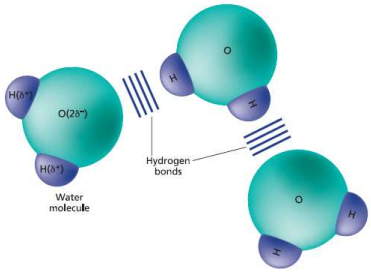
* อะตอมหรือโมเลกุลที่มีขนาดใหญ่จะมีความสามารถในการเกิดเป็นโมเลกุลมีขั้วสูงกว่าโมเลกุลขนาดเล็ก

<u>พันธะไฮโดรเจน</u> (Hydrogen bond)

- เป็นพันธะแบบพิเศษของ dipole-dipole forces
- เกิดระหว่างอะตอม H ใน polar bond กับอะตอมลบ
  (ค่า EN > H) เช่น N-H O-H F-H
- เป็นพันธะที่แข็งแรง (40 kJ/mol)
  - เช่น H_2O กับ NH_3



ที่มา : Mark Bishop. (n.d. : 89)



ที่มา : Phillp Manning. (2008 : 86)

42

แรงวันเดอร์วาลส์

เป็นแรงดึงดูดเนื่องจากประจุไฟฟ้าชนิดหนึ่ง มีค่าพลังงานน้อยมาก เมื่อเปรียบเทียบกับพันธะชนิดอื่นๆ

แรงแวนเดอร์วาลส์	0.1-10 $kjmol^{-1}$
พันธะไฮโดรเจน	10-40 $kjmol^{-1}$
พันธะเชิงไอออน	100-1000 $kjmol^{-1}$
พันธะโควาเลนต์	100-1000 $kjmol^{-1}$

43

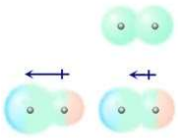
1. <u>แรงขั้วคู่ - ขั้วคู่</u> (dipole–dipole forces)
   - เกิดระหว่าง polar molecules
   - เรียก permanent dipole bond ก็ได้
   - ทำให้โมเลกุลจัดตัวเพื่อมีแรงดึงดูดสูงสุด
   - polar molecule ที่มี dipole moment สูง (แรง d-d มาก) เช่น HCl HBr HI H_2S NH_3

44

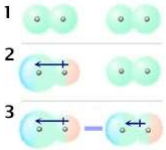
2. **<u>แรงขั้วคู่-ขั้วคู่เหนี่ยวนำ</u>** (dipole- induced dipole forces)

- เกิดระหว่าง polar molecule กับ non-polar molecule

เช่น H_2O กับ I_2



3. **<u>แรงแผ่กระจาย</u>** (dispersion forces)



- เกิดระหว่างโมเลกุล ที่เป็น non-polar molecules

เช่น H_2 กับ I_2

- ถ้ามีขนาดของโมเลกุลใหญ่ (จำนวนอิเล็กตรอนมาก)

ก็จะยิ่งมีแรงชนิดนี้มากขึ้นด้วย เช่น CH_3F มีจุดหลอมเหลว –141.8 °C แต่ CCl_4 กลับมีจุดหลอมเหลว –23 °C ทั้งๆ ที่ CCl_4 เป็นโมเลกุลที่ไม่มีขั้ว แต่ CH_3F เป็นโมเลกุลที่มีขั้ว

45