

### บทที่ 3

## พันธะเคมี

จากเรื่องตารางธาตุทำให้ทราบว่า ธาตุมีสมบัติเป็นโลหะ และอโลหะ สามารถรวมตัวกันเกิดเป็นสารประกอบได้ ดังนั้น ทำให้มีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอนุภาคของสารเกิดขึ้น เรียกว่า พันธะเคมี ซึ่งเกิดได้จากธาตุชนิดเดียวกันหรือธาตุต่างชนิดกันมาสร้างพันธะเคมี สามารถแบ่งออกเป็น 3 พันธะ ได้แก่ พันธะโลหะ พันธะไอออนิก และพันธะโคเวเลนต์ พันธะเคมีที่แตกต่างกันจะทำให้สมบัติบางประการของสารประกอบแตกต่างกันด้วยอาทิเช่น สมบัติการละลายน้ำ จะพบว่าคาร์บอนเตตระคลอไรด์เป็นตัวทำละลายที่ไม่ละลายน้ำ ในขณะที่เอทานอลเป็นตัวทำละลายของเหลวเหมือนกันกลับละลายน้ำได้ หรือ เกลือแกงเป็นของแข็งละลายน้ำได้ แต่หินปูนที่เป็นของแข็งเช่นเดียวกันกลับไม่ละลายน้ำ พันธะเคมีจะสามารถอธิบายได้อย่างละเอียดเกี่ยวกับความแตกต่างของการละลายน้ำ นอกจากนี้พันธะเคมียังส่งผลต่อสมบัติการนำไฟฟ้า จุดเดือดและจุดหลอมเหลวของสารด้วย ซึ่งสิ่งที่ทำให้เกิดความแตกต่างของสมบัติเหล่านี้ นั่นคือ พันธะเคมี ดังนั้น ในบทนี้จะอธิบายถึงสัญลักษณ์แบบจุดของลิอวิสและกฎออกเตต พันธะไอออนิก พันธะโคเวเลนต์ โครงผลึกแร่ธาตุและพันธะโลหะ

### สัญลักษณ์แบบจุดของลิอวิสและกฎออกเตต (Lewis dot symbol and octet rule)

ธาตุแต่ละธาตุจะมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนตามแต่ละระดับพลังงานจะทำให้ทราบว่า ในแต่ละระดับพลังงานชั้นนอกสุดมีอิเล็กตรอนเป็นเท่าใด ซึ่งจะแสดงเป็นจุดแทนจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน เรียกว่า สัญลักษณ์แบบจุดของลิอวิส (Lewis dot symbol) โดยนักเคมีชาวอเมริกัน กิลเบิร์ต นิวตัน ลิอวิส (Gilbert Newton Lewis) เสนอการเขียนสัญลักษณ์แบบจุด (ราณี สุวรรณพฤษ, 2559 : 115) ตัวอย่างเช่น ธาตุออกซิเจน (O) มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น  $1s^2 2s^2 2p^4$  มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 6 สามารถเขียนสัญลักษณ์แบบจุดได้เป็น  $\cdot\ddot{O}\cdot$  โดยเขียนจุดล้อมรอบสัญลักษณ์ธาตุทั้ง 4 ด้านก่อนแล้วค่อยเติมจุดให้เป็นคู่ โดยตารางที่ 3.1 แสดงสัญลักษณ์แบบจุดของลิอวิสในคาบที่ 2

โดยปกติเมื่อธาตุมารวมตัวกันแล้วธาตุแต่ละธาตุจะพยายามทำให้เวเลนซ์อิเล็กตรอนครบแปด เพราะจะทำให้ธาตุเหล่านั้นเสถียร ซึ่งเรียกกฎนี้ว่า กฎออกเตต (octet rule) เนื่องจากการทำให้อิเล็กตรอนมีการจัดเรียงเต็มทุกออร์บิทัลจะเกิดความเสถียร (สุพัฒน์ มูลสิน, 2561 : 13) ยกเว้นธาตุหมู่ VIIIA หรือแก๊สเฉื่อย พบในรูปอะตอมเดี่ยวมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8 ยกเว้นฮีเลียมมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 2 จึงเกิดความเสถียร โดยจะมีการให้อิเล็กตรอน รับอิเล็กตรอน และการใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกันขึ้นอยู่กับการเกิดพันธะเคมี

ตารางที่ 3.1 สัญลักษณ์แบบจุดของลิวอิสในคาบที่ 2

	IA	IIA	IIIA	IVA
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	$1s^2 2s^1$	$1s^2 2s^2$	$1s^2 2s^2 2p^1$	$1s^2 2s^2 2p^2$
เวเลนซ์อิเล็กตรอน	1	2	3	4
สัญลักษณ์ลิวอิส	Li ·	· Be ·	· $\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{B}}}$ ·	· $\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}$ ·
	VA	VIA	VIIA	VIIIA
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6$
เวเลนซ์อิเล็กตรอน	5	6	7	8
สัญลักษณ์ลิวอิส	· $\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{N}}}$ ·	· $\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{O}}}$ ·	· $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{F}}}$ ·	· $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Ne}}}$ ·

ที่มา : ดัดแปลงจาก Bauer, R.C. et al. (2013 : 298)

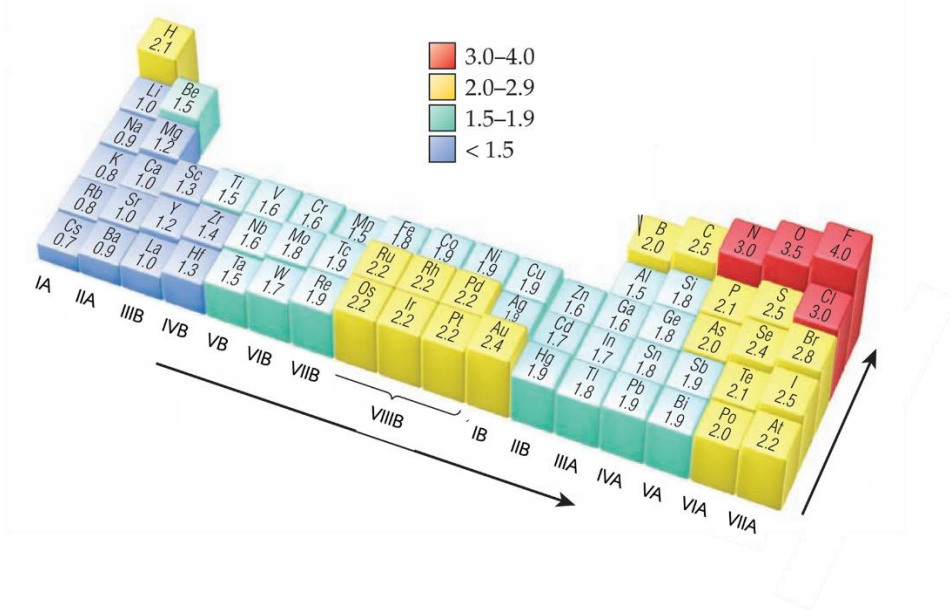
### พันธะไอออนิก (Ionic bonding)

สารประกอบที่เกิดจากอะตอมของโลหะจะกลายเป็นไอออนบวกเมื่อจ่ายอิเล็กตรอนกับอะตอมของโลหะเมื่อรับอิเล็กตรอนจะกลายเป็นไอออนลบ เมื่อมาสร้างพันธะกันจะเกิดเป็นสารประกอบไอออนิก ซึ่งจะมีสมบัติต่าง ๆ อาจคล้ายคลึงกันหรือแตกต่างกันตามแต่ความแข็งแรงของการยึดเหนี่ยวระหว่างอนุภาค

#### 1. การเกิดพันธะไอออนิก (Ionic bond formation)

พันธะไอออนิก (Ionic bond) เป็นพันธะที่เกิดจากธาตุโลหะกับธาตุโลหะเกิดเป็นสารประกอบไอออนิก (Ionic compound) โดยธาตุโลหะมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีต่ำจึงเสียอิเล็กตรอนได้ง่ายเกิดเป็นไอออนบวก และธาตุโลหะมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูงจึงรับอิเล็กตรอนได้ง่ายเกิดเป็นไอออนลบ เมื่อไอออนบวกและไอออนลบรวมตัวกันจึงเกิดแรงดึงดูดระหว่างประจุไฟฟ้าที่ตรงกันข้าม

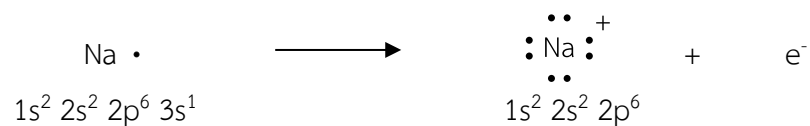
ด้วยแรงดึงดูดไฟฟ้าสถิตย์ (เรวัต ต้นตายนนท์ และ อรุณช โชคชัยเจริญพร, 2559 : 48-49) โดยภาพประกอบที่ 3.1 แสดงค่าอิเล็กโทรเนกาติวิตี



ภาพประกอบที่ 3.1 ค่าอิเล็กโทรเนกาติวิตี

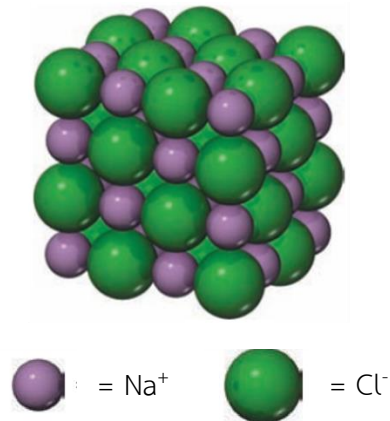
ที่มา : Brown, T. L. et al. (2015 : 310)

ตัวอย่างการเกิดสารประกอบไอออนิก เช่น โซเดียม (Na) เป็นโลหะ มีเลขอะตอม 11 มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 1 เพื่อให้เป็นไปตามกฎออกเตตจึงพยายามจัดเรียงอิเล็กตรอนวงนอกสุดให้ครบแปด จึงเสียอิเล็กตรอนไปจำนวน 1 อิเล็กตรอนเกิดเป็น โซเดียมไอออน ( $\text{Na}^+$ ) ซึ่งมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น  $1s^2 2s^2 2p^6$  เหมือนนีออน (Ne) ซึ่งเป็นแก๊สเฉื่อย



ในขณะที่คลอรีน (Cl) เป็นอโลหะ มีเลขอะตอม 17 มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 7 เพื่อให้เป็นไปตามกฎออกเตตจึงพยายามจัดเรียงอิเล็กตรอนวงนอกสุดให้ครบแปด จึงรับอิเล็กตรอนจำนวน 1 อิเล็กตรอนเกิดเป็น คลอไรด์ไอออน ( $\text{Cl}^-$ ) ซึ่งมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  เหมือนอาร์กอน (Ar) ซึ่งเป็นแก๊สเฉื่อย



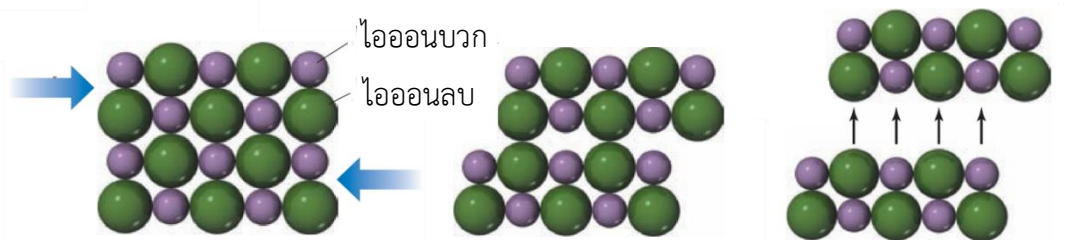


ภาพประกอบที่ 3.3 โครงผลึกของสารประกอบโซเดียมคลอไรด์

ที่มา : Brown, T. L. et al. (2015 : 302)

## 2. สมบัติของสารประกอบไอออนิก (Properties of ionic compound)

สารประกอบไอออนิกส่วนใหญ่เป็นของแข็ง หากมีแรงใด ๆ มากกระทำจะทำให้ของแข็งไอออนิกแตกหักได้ง่าย มีความเปราะ เนื่องจากมีการเลื่อนตำแหน่งของไอออนบวกและไอออนลบ (Brown, T. L. et al., 2015 : 498) ดังภาพประกอบที่ 3.4 โดยเมื่อไอออนบวกหรือไอออนลบเลื่อนไปจากตำแหน่งเดิมเมื่อมีแรงกระทำจึงเกิดการผลักกันของประจุตรงกันข้าม จึงทำให้ของแข็งไอออนิกเกิดการแตกหักได้

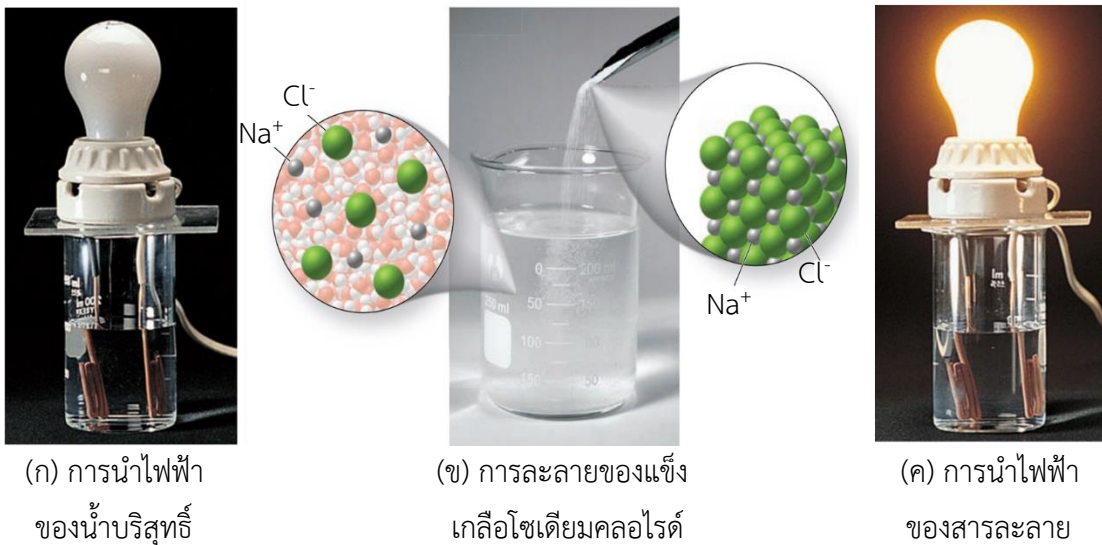


(ก) เมื่อมีแรงภายนอกมากกระทำ (ข) เกิดการเลื่อนตำแหน่งไอออน (ค) เกิดการแตกหักของผลึก

ภาพประกอบที่ 3.4 การจัดเรียงของไอออนเมื่อมีแรงภายนอกมากกระทำ

ที่มา : Brown, T. L. et al. (2015 : 498)

นอกจากนี้สารประกอบไอออนิก เมื่ออยู่ในสถานะของแข็งจะไม่เกิดการนำไฟฟ้า แต่จะนำไฟฟ้าได้เมื่อเกิดการหลอมเหลวหรือการละลายน้ำ เนื่องจากมีสถานะเป็นของแข็ง ไอออนบวกและไอออนลบเกิดการดึงดูดกันด้วยประจุไฟฟ้าตรงกันข้ามจึงทำให้ไอออนทั้งสองไม่สามารถเคลื่อนที่ได้ แต่เมื่อเกิดการหลอมเหลวหรือการละลายน้ำ ไอออนบวกและไอออนลบจึงสามารถเคลื่อนที่ได้จึงเกิดการนำไฟฟ้าได้และสารประกอบไอออนิกยังมีจุดเดือดและจุดหลอมเหลวค่อนข้างสูง (เรวัต ตันตยานนท์ และ อรุณช โขกชัยเจริญพร, 2559 : 55) ดังภาพประกอบที่ 3.5



(ก) การนำไฟฟ้า  
ของน้ำบริสุทธิ์

(ข) การละลายของแข็ง  
เกลือโซเดียมคลอไรด์

(ค) การนำไฟฟ้า  
ของสารละลาย

ภาพประกอบที่ 3.5 การนำไฟฟ้าของสารประกอบไอออนิก

ที่มา : ดัดแปลงจาก Bauer, R.C. et al. (2013 : 87, 89)

### 3. สูตรเคมีและชื่อของสารประกอบไอออนิก (Chemical formulas and names of ionic compounds)

ในการอ่านชื่อของสารประกอบไอออนิกที่เกิดจากไอออนบวกและไอออนลบที่มีประจุแตกต่างกัน โดยทั้งไอออนบวกและไอออนลบจะมีการจ่ายและรับอิเล็กตรอนให้เป็นไปตามกฎออกเตต

กรณีไอออนบวกเป็นโลหะกลุ่มแรฟรีเซนเททีฟ หมู่ IA IIA และ IIA จะเกิดเป็นไอออนบวกมีประจุเป็น  $1+$   $2+$  และ  $3+$  ตามลำดับ ในการเรียกชื่อให้เรียกชื่อตามชื่อโลหะนั้นได้เลย (Ebbing, D. D. and Gammon, S. D., 2007 : 62) ตัวอย่างเช่น โลหะ Na ถ้าเป็นธาตุเรียกโซเดียม เมื่อเป็นไอออน เรียก โซเดียมไอออน เพียงเติมคำว่า ไอออน หลังชื่อธาตุนั้นได้เลย ดังตารางที่ 3.2

ตารางที่ 3.2 ตัวอย่างการอ่านชื่อของไอออนบวกกลุ่มเรพรีเซนเททีฟ

โลหะ	หมู่	ชื่อโลหะ	ไอออน	ชื่อไอออน
Li	IA	ลิเทียม (lithium)	Li <sup>+</sup>	ลิเทียมไอออน (lithium ion)
Ca	IIA	แคลเซียม (calcium)	Ca <sup>2+</sup>	แคลเซียมไอออน (calcium ion)
Al	IIIA	อะลูมิเนียม (aluminium)	Al <sup>3+</sup>	อะลูมิเนียม (aluminium ion)

ที่มา : ดัดแปลงจาก Ebbing, D. D. and Gammon, S. D. (2007 : 62)

กรณีไอออนบวกเป็นโลหะกลุ่มแทรนซิชัน โลหะเหล่านั้นเกิดเป็นไอออนบวกที่มีประจุได้หลายค่า เนื่องจากสมบัติโลหะแทรนซิชันมีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า ดังนั้น ในการเรียกชื่อของไอออนแทรนซิชันต้องมีการระบุค่าเลขประจุโดยวงเล็บเป็นเลขโรมัน (Ebbing, D. D. and Gammon, S. D., 2007 : 62) ดังตารางที่ 3.3 และ ภาพประกอบที่ 3.6 แสดงไอออนบวกของโลหะแทรนซิชันที่มีประจุได้หลายค่ารวมถึงไอออนบวกและไอออนลบของธาตุบางธาตุในตารางธาตุ

ตารางที่ 3.3 ตัวอย่างการอ่านชื่อของไอออนกลุ่มแทรนซิชัน

โลหะ	ชื่อโลหะ	ไอออน	ชื่อไอออน
Cu	คอปเปอร์ (copper)	Cu <sup>+</sup>	คอปเปอร์ (I) ไอออน (copper (I) ion)
Cu	คอปเปอร์ (copper)	Cu <sup>2+</sup>	คอปเปอร์ (II) ไอออน (copper (II) ion)
Ni	นิกเกิล (nickel)	Ni <sup>2+</sup>	นิกเกิล (II) ไอออน (Nickel (II) ion)
Cr	โครเมียม (chromium)	Cr <sup>3+</sup>	โครเมียม (III) ไอออน (chromium (III) ion)

ที่มา : ดัดแปลงจาก Ebbing, D. D. and Gammon, S. D. (2007 : 62)

I		II												III	IV	V	VI	VII
H 1+ 1-																		
Li 1+	Be 2+														N 3-	O 2-	F 1-	
Na 1+	Mg 2+												Al 3+		P 3-	S 2-	Cl 1-	
K 1+	Ca 2+	Sc 3+	Ti 2+ 3+	V 2+ 3+	Cr 2+ 3+	Mn 2+ 3+	Fe 2+ 3+	Co 2+ 3+	Ni 2+ 3+ 4+	Cu 1+ 2+	Zn 2+					Se 2-	Br 1-	
Rb 1+	Sr 2+									Pd 2+ 4+	Ag 1+	Cd 2+		Sn 2+ 4+			I 1-	
Cs 1+	Ba 2+									Pt 2+ 4+	Au 1+ 3+	Hg 2+ *		Pb 2+ 4+				
Fr 1+	Ra 2+																	

ภาพประกอบที่ 3.6 ตัวอย่างไอออนบวกและไอออนลบของธาตุบางชนิดในตารางธาตุ

ที่มา : Goldberg, D.R. (2007 : 147)

กรณีไอออนลบโลหะกลุ่มเรพรีเซนเททีฟ ไอออนลบที่เกิดจากธาตุหมู่ VI VIA และ VIIIA จะเกิดเป็นไอออนลบที่มีประจุเป็น 3- 2- และ 1- ตามลำดับ (Goldberg, D.R., 2007 : 147) ดังภาพประกอบที่ 3.6 เพื่อให้เป็นไปตามกฎออกเตต ในการเรียกชื่อไอออนให้เปลี่ยนชื่อธาตุ โดยเปลี่ยนท้ายเสียงเป็น -ได์ (-ide) แล้วลงท้ายว่า ไอออน ดังตารางที่ 3.4

ตารางที่ 3.4 ตัวอย่างการอ่านชื่อของไอออนลบกลุ่มเรพรีเซนเททีฟ

โลหะ	หมู่	ชื่อโลหะ	ไอออน	ชื่อไอออน
N	VA	ไนโตรเจน (nitrogen)	N <sup>3-</sup>	ไนไตรด์ไอออน (nitride ion)
O	VIA	ออกซิเจน (oxygen)	O <sup>2-</sup>	ออกไซด์ไอออน (oxide ion)
F	VIIA	ฟลูออรีน (fluorine)	F <sup>-</sup>	ฟลูออไรด์ไอออน (fluoride ion)

ที่มา : ดัดแปลงจาก Chang, R. (2010 : 60)



**กรณีไอออนลบเป็นกลุ่มไอออน** นอกจากไอออนลบกลุ่มเรพรีเซนเททิฟแล้วไอออนลบที่มีชื่อเรียกเฉพาะ ที่ลงท้ายด้วย ได์ (-ide) ไต์ (-ite) หรือ เอต (-ate) (Davis, R.E. et al., 2009 : 2226) แสดงดังตารางที่ 3.5

**ตารางที่ 3.5** ตัวอย่างการอ่านชื่อของไอออนลบเป็นกลุ่มไอออน

ไอออน	ชื่อไอออน	ไอออน	ชื่อไอออน
$\text{CH}_3\text{COO}^-$	อะซีเตตไอออน (acetate ion)	$\text{CO}_3^{2-}$	คาร์บอเนตไอออน (carbonate ion)
$\text{ClO}_3^-$	คลอเรตไอออน (chlorate ion)	$\text{HCO}_3^-$	ไฮโดรเจนคาร์บอเนตไอออน (hydrogen carbonate ion)
$\text{ClO}_4^-$	เปอร์คลอเรตไอออน (perchlorate ion)	$\text{SO}_4^{2-}$	ซัลเฟตไอออน (sulfate ion)
$\text{CN}^-$	ไซยาไนด์ไอออน (cyanide ion)	$\text{HSO}_4^-$	ไฮโดรเจนซัลเฟตไอออน (hydrogen sulfate ion)
$\text{OH}^-$	ไฮดรอกไซด์ไอออน (hydroxide ion)	$\text{PO}_4^{3-}$	ฟอสเฟตไอออน (phosphate ion)
$\text{NO}_3^-$	ไนเตรตไอออน (nitrate ion)	$\text{HPO}_4^{2-}$	ไฮโดรเจนฟอสเฟตไอออน (hydrogen phosphate ion)
$\text{NO}_2^-$	ไนไตรต์ไอออน (nitrite ion)	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	ไดไฮโดรเจนฟอสเฟตไอออน (dihydrogen phosphate ion)
$\text{MnO}_4^-$	เปอร์แมงกาเนตไอออน (permanganate ion)	$\text{CrO}_4^{2-}$	โครเมตไอออน (chromate ion)
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	ไทโอซัลเฟตไอออน (thiosulfate ion)	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	ไดโครเมตไอออน (dichromate ion)

ที่มา : ดัดแปลงจาก Davis, R.E. et al. (2009 : 2226)

ในการเรียกชื่อสารประกอบไอออนิกให้เรียกชื่อไอออนบวกแล้วตามด้วยชื่อไอออนลบ โดยตัดคำว่า ไอออน ออก ดังตารางที่ 3.6 การเขียนสูตรของสารประกอบไอออนิกให้เขียนไอออนบวกตามด้วยไอออนลบแล้วนำประจุมาคูณไขว้ โดยทำให้ตัวเลขเป็นตัวเลขแสดงอัตราส่วนอย่างต่ำ โดยเขียนตัวเลขท้ายไอออนนั้น ตัวอย่างเช่น แคลเซียมไอออน ( $\text{Ca}^{2+}$ ) กับ คลอไรด์ไอออน ( $\text{Cl}^-$ ) อัตราส่วนเป็น 1:2 สูตรของสารประกอบไอออนิกให้คูณไขว้ตัวเลขประจุ เขียนได้เป็น  $\text{Ca}^{2+} : \text{F}^-$  เป็น 1 : 2 สูตรของสารประกอบไอออนิกเป็น  $\text{CaF}_2$  (Bauer, R.C. et al., 2013 : 97) โดยการเรียกชื่อและการเขียนสูตรสารประกอบไอออนิก แสดงดังตารางที่ 3.6

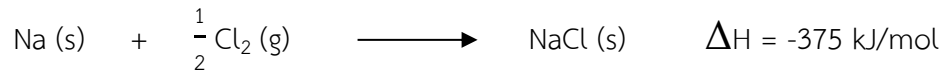
ตารางที่ 3.6 ตัวอย่างการเรียกชื่อและการเขียนสูตรสารประกอบไอออนิก

ไอออนบวก	ชื่อไอออนบวก	ไอออนลบ	ชื่อไอออนลบ	สูตรเคมี	การเรียกชื่อ
$\text{K}^+$	โพแทสเซียมไอออน (potassium ion)	$\text{Br}^-$	โบรมไต์ไอออน (bromide)	KBr	โพแทสเซียมโบรมไต์ (potassium bromide)
$\text{Ca}^{2+}$	แคลเซียมไอออน (calcium ion)	$\text{Cl}^-$	คลอไรด์ไอออน (chloride ion)	$\text{CaCl}_2$	แคลเซียมคลอไรด์ (calcium chloride)
$\text{Li}^+$	ลิเทียมไอออน (lithium ion)	$\text{O}^{2-}$	ออกไซด์ไอออน (oxide ion)	$\text{Li}_2\text{O}$	ลิเทียมออกไซด์ (lithium oxide)
$\text{Mg}^{2+}$	แมกนีเซียมไอออน (magnesium ion)	$\text{SO}_4^{2-}$	ซัลเฟตไอออน (sulfate ion)	$\text{MgSO}_4$	แมกนีเซียมซัลเฟต (magnesium sulfate)
$\text{Ba}^{2+}$	แบเรียมไอออน (barium ion)	$\text{PO}_4^{3-}$	ฟอสเฟตไอออน (phosphate ion)	$\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$	แบเรียมฟอสเฟต (barium phosphate)
$\text{Fe}^{3+}$	ไอรอน (III) ไอออน (iron (III) ion)	$\text{OH}^-$	ไฮดรอกไซด์ (hydroxide ion)	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	ไอรอน(III)ไฮดรอกไซด์ (iron (III) hydroxide)
$\text{Cu}^+$	คอปเปอร์ (I) ไอออน (copper (I) ion)	$\text{S}^{2-}$	ซัลไฟด์ไอออน (sulfide ion)	$\text{Cu}_2\text{S}$	คอปเปอร์(I)ซัลไฟด์ (copper (I) sulfide)

ที่มา : ดัดแปลงจาก Bauer, R.C. et al. (2013 : 99)

#### 4. พลังงานโครงผลึกของสารประกอบไอออนิก (Lattice energy of ionic compounds)

การเกิดสารประกอบไอออนิกใด ๆ เกิดจากโลหะไอออนทำปฏิกิริยากับแก๊สคลอรีน เขียนสมการได้เป็น

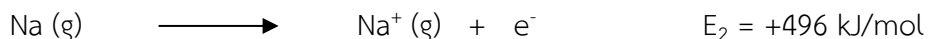


ซึ่งปฏิกิริยาที่เกี่ยวข้องกับการเกิดสารประกอบ NaCl มีทั้งการสลายพันธะและการสร้างพันธะ ซึ่งการสลายพันธะเป็นปฏิกิริยาการดูดพลังงาน (Endothermic reaction) แสดงเครื่องหมายบวก (+) และการสร้างพันธะเป็นปฏิกิริยาการคายพลังงาน (Exothermic reaction) แสดงเครื่องหมาย (-) ซึ่งพลังงานที่เกี่ยวข้องกับการรวมตัวของไอออนบวกและไอออนลบ เรียกว่า พลังงานโครงผลึก (Lattice energy) โดยอาศัยการเกิดปฏิกิริยาลด ๆ หลายขั้นตอน ซึ่งเป็นปริมาณนำมาใช้บอกความเสถียรภาพของแข็งไอออนิก เรียกว่า วัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ (Born-Haber cycle) ซึ่งพลังงานรวมในแต่ละขั้นตอนจะมีค่าเท่ากับพลังงานในการเกิดสารประกอบไอออนิก (ทวิชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 440) ตัวอย่างการเกิดสารประกอบไอออนิก NaCl ประกอบด้วยขั้นตอนต่าง ๆ (Ebbing, D.D. and Gammon, S.D., 2007 : 333-334) ดังนี้

##### 1. พลังงานการระเหิด (Heat of sublimation)



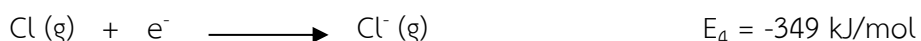
##### 2. พลังงานไอออไนเซชัน (Ionization energy)



##### 3. พลังงานสลายพันธะ (Dissociation energy)



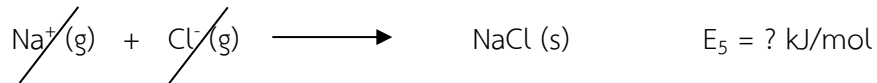
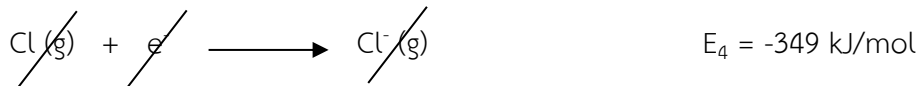
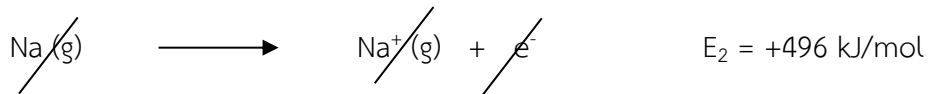
##### 4. สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (Electron affinity)



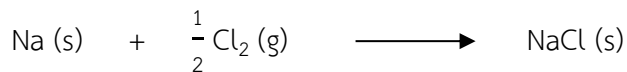
## 5. พลังงานโครงผลึก หรือ พลังงานแลตทิซ (Lattice energy)



เมื่อรวมสมการทั้งหมดได้เป็นปฏิกิริยาการเกิดสารประกอบโซเดียมคลอไรด์ ดังสมการ



ได้สมการสุทธิเป็น

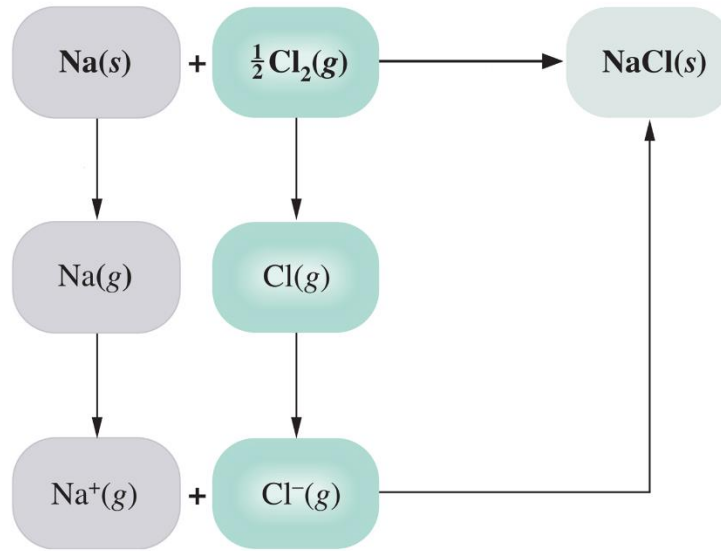


$$\Delta H = E_1 + E_2 + E_3 + E_4 + E_5$$

$$-375 = +107 + 496 + 121 - 349 + E_5$$

$$E_5 = -786 \text{ kJ/mol}$$

จากปฏิกิริยาการเกิดสารประกอบโซเดียมคลอไรด์ได้  $\Delta H = -375 \text{ kJ/mol}$  เป็นปฏิกิริยาคายความร้อน เมื่อนำค่ามาแทนในสมการได้ค่าพลังงานแลตทิซเท่ากับ  $786 \text{ kJ/mol}$  เป็นปฏิกิริยาคายพลังงาน โดยวัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ สามารถเขียนเป็นแผนภาพแสดงการเปลี่ยนแปลงพลังงานได้ ดังภาพประกอบที่ 3.7



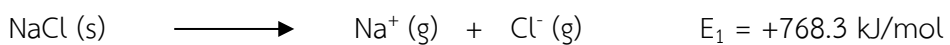
ภาพประกอบที่ 3.7 วัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ของโซเดียมคลอไรด์ (NaCl)

ที่มา : Ebbing, D.D. and Gammon, S.D. (2007 : 333)

### 5. การละลายน้ำของสารประกอบไอออนิก (Solubility of ionic compounds)

สารประกอบไอออนิกเมื่อเกิดการละลายน้ำจะแตกตัวให้อิออนบวกและอิออนลบ โดยกระบวนการละลายน้ำของสารประกอบไอออนิกแบ่งออกเป็น 2 ขั้นตอน (เรวัต ต้นตยานนท์ และ อรุณช โศคชัยเจริญพร, 2559 : 336) คือ

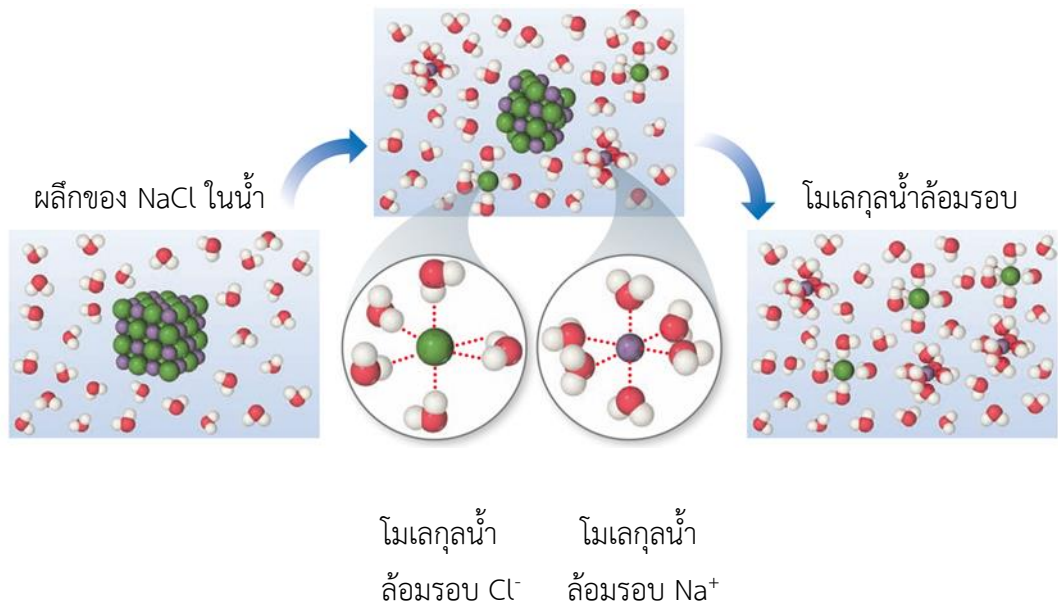
#### 5.1 พลังงานแลตทิซ (Lattice energy)



#### 5.2 พลังงานไฮเดรชัน (Hydration energy)



ภาพประกอบที่ 3.8 แสดงการละลายน้ำของสารประกอบโซเดียมคลอไรด์ โดยสารประกอบไอออนิกจะเกิดการแตกตัวเป็นอิออนบวกและอิออนลบแยกออกจากกันจากโครงผลึกและโมเลกุลของน้ำล้อมรอบอิออนบวกและอิออนลบ (ยุทธนา ต้นตุงโรจน์ชัย, 2556 : 282-283)



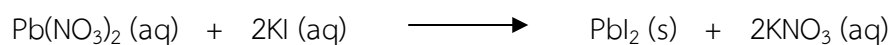
### ภาพประกอบที่ 3.8 การละลายน้ำของสารประกอบไอออนิก

ที่มา : ดัดแปลงจาก Brown, T. L. et al. (2015 : 534)

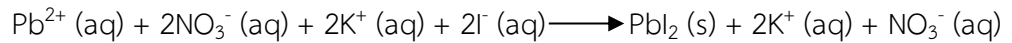
โดยถ้าสารประกอบไอออนิกละลายน้ำแล้วเกิดกระบวนการคายความร้อน แสดงว่า พลังงานไฮเดรชัน > พลังงานแลตทิซ จะทำให้เมื่อละลายน้ำแล้วอุณหภูมิของสารละลายสูงขึ้น และจะละลายน้ำได้ดีที่อุณหภูมิต่ำ แต่ถ้าสารประกอบไอออนิกละลายน้ำแล้วเกิดกระบวนการดูดความร้อน แสดงว่า พลังงานแลตทิซ > พลังงานไฮเดรชัน จะทำให้เมื่อละลายน้ำแล้วอุณหภูมิของสารละลายต่ำลง และจะละลายน้ำได้ดีที่อุณหภูมิสูง

### 6. สมการไอออนิกและสมการไอออนิกสุทธิ (Ionic equation and net ionic equation)

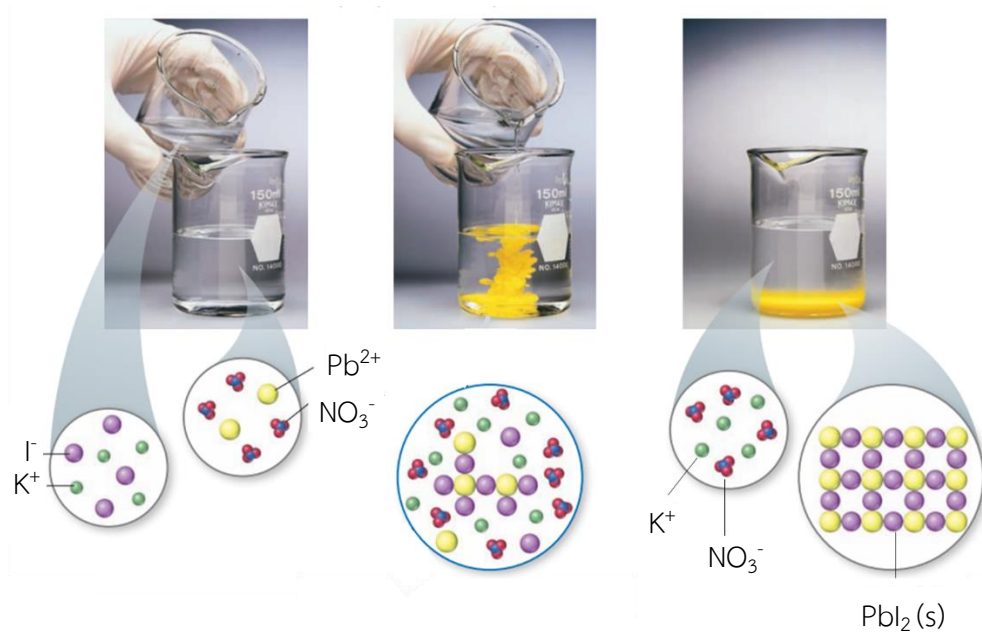
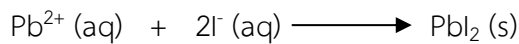
เมื่อนำสารประกอบไอออนิกมาผสมกันจะได้สารประกอบชนิดใหม่เกิดขึ้น ซึ่งสารบางชนิดสามารถละลายน้ำได้ เช่น โพแทสเซียมไอโอไดด์ (KI) เลด (II) ไนเตรต ( $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ) บางชนิดไม่สามารถละลายน้ำได้ เช่น เลด (II) ไอโอไดด์ ( $\text{PbI}_2$ ) จะเกิดตะกอนสีเหลือง (Brown, T. L. et al., 2015 : 128) ซึ่งสามารถเขียนแทนได้ด้วย สมการโมเลกุล (Molecular equations)



โดยสารประกอบไอออนิกที่ละลายน้ำได้จะแตกตัวเป็นไอออน เขียนแทนด้วย สมการไอออนิก (Ionic equation) ได้เป็น



ซึ่งจะปรากฏไอออนที่สารตั้งต้นนำมาทำปฏิกิริยากันและผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้น เมื่อตัดไอออนที่เหมือนกันออกจากสมการ จะเรียกว่า สมการไอออนิกสุทธิ (Net ionic equation) แสดงดังภาพประกอบที่ 3.9



ภาพประกอบที่ 3.9 ปฏิกิริยาระหว่างสารละลายเลด(II)ไนเตรตกับสารละลายโพแทสเซียมไอโอไดด์  
ที่มา : Brown, T. L. et al. (2015 : 128)

โดยการเกิดตะกอนของสารประกอบไอออนิกจะยึดหลักตามสมบัติการละลายน้ำ โดยมีหลักการดังนี้ (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 120)

### 6.1 กรณีละลายน้ำ

6.1.1 สารประกอบของโลหะหมู่ IA และ  $\text{NH}_4^+$

6.1.2 สารประกอบของ  $\text{NO}_3^-$   $\text{ClO}_3^-$   $\text{ClO}_4^-$   $\text{CH}_3\text{COO}^-$

6.1.3 สารประกอบ  $\text{Cl}^-$   $\text{Br}^-$   $\text{I}^-$  ยกเว้น เกิดสารประกอบกับ  $\text{Ag}^+$   $\text{Pb}^{2+}$   $\text{Hg}^{2+}$

## 6.2 กรณีไม่ละลายน้ำ

6.2.1 สารประกอบออกไซด์ของโลหะ

6.2.2 สารประกอบ OH<sup>-</sup>

6.2.3 สารประกอบ CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> S<sup>2-</sup>

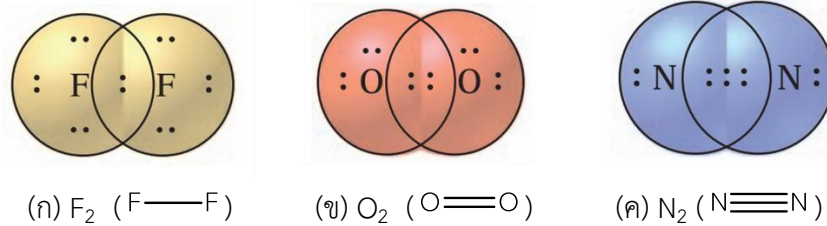
### พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bonding)

สารประกอบที่เกิดจากอะตอมของอโลหะกับอะตอมของอโลหะ โดยจะไม่มีกรรับหรือจ่ายอิเล็กตรอนเหมือนสารประกอบไอออนิก เนื่องจากอะตอมของอโลหะมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีใกล้เคียงกัน ดังนั้น แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมจึงแตกต่างจากสารประกอบไอออนิก

#### 1. การเกิดพันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond formation)

พันธะโคเวเลนต์ (Covalent bond) เป็นพันธะที่เกิดจากธาตุอโลหะกับธาตุอโลหะ โดยการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน เกิดแรงดึงดูดระหว่างอิเล็กตรอนในพันธะและนิวเคลียสของสองอะตอม เนื่องจากธาตุอโลหะมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูง ดังนั้น เมื่อธาตุอโลหะมารวมตัวกันจึงไม่มีอะตอมใดยอมสูญเสียอิเล็กตรอนจึงเกิดการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันให้เป็นไปตามกฎออกเตตจึงเกิดเป็นสารประกอบโคเวเลนต์ (Covalent compound) (รานี สุวรรณพฤษ, 2559 : 121) ตัวอย่างเช่น ธาตุฟลูออรีน มีเลขอะตอม 9 มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup> มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเป็น 7 เมื่อธาตุฟลูออรีนอีกอะตอมมารวมกันจึงใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกันอีกธาตุละ 1 อิเล็กตรอน เพื่อให้ครบ 8 เป็นไปตามกฎออกเตต แสดงดังภาพประกอบที่ 3.10 (ก) เกิดพันธะเดี่ยว (Single bond) ซึ่งพันธะเดี่ยวนี้อาจจะมีการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 1 คู่ ส่วนอิเล็กตรอนที่ไม่ได้เกิดการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันหรือไม่ได้เกิดพันธะ เรียกว่า อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (Lone pair electron) ซึ่งโมเลกุลของฟลูออรีนแต่ละอะตอมจะมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวอะตอมละ 3 คู่ ส่วนธาตุออกซิเจน มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเป็น 6 เมื่อธาตุออกซิเจนอีกอะตอมมารวมกันจึงใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกันอีกธาตุละ 2 อิเล็กตรอน เพื่อให้ครบ 8 เป็นไปตามกฎออกเตต แสดงดังภาพประกอบที่ 3.10 (ข) เกิดพันธะคู่ (Double bond) ซึ่งพันธะคู่จะมีการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 2 คู่ และ ธาตุไนโตรเจน มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเป็น 5 เมื่อธาตุไนโตรเจนอีกอะตอมมารวมกันจึงใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกันอีกธาตุละ 3 อิเล็กตรอน เพื่อให้ครบ 8 เป็นไปตามกฎออกเตต แสดงดังภาพประกอบที่ 3.10 (ค) เกิดพันธะสาม (Triple bond) มีการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 3 คู่ (Bauer, R.C. et al., 2013 : 299)





ภาพประกอบที่ 3.10 โครงสร้างลิวอิสของโมเลกุล  $F_2$   $O_2$  และ  $N_2$

ที่มา : Bauer, R.C. et al. (2013 : 299)

## 2. สูตรโมเลกุลและชื่อของสารประกอบโคเวเลนต์ (Covalent formulat and name of covalent compound)

สูตรโมเลกุลของสารประกอบโคเวเลนต์จะเขียนตามลำดับของธาตุที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีที่มีค่ามากกว่าแล้วตามด้วยธาตุที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีที่น้อยกว่า ตามลำดับ โดยเรียกชื่อธาตุแรกตามชื่อธาตุเดิม แต่ธาตุที่เขียนทีหลังต้องเปลี่ยนเสียงท้ายเป็น ได์ (-ide) และต้องอ่านเลขห้อยของธาตุทุกครั้ง ยกเว้น ธาตุแรกที่มีเลขห้อยเป็นเลข 1 ไม่ต้องเรียกเลขห้อย (Bauer, R.C. et al., 2013 : 106) ดังตารางที่ 3.7 แสดงจำนวนเลขอะตอมใช้ภาษากรีกที่ใช้เรียกชื่อสารประกอบโคเวเลนต์

ตารางที่ 3.7 จำนวนเลขอะตอมใช้ภาษากรีกที่ใช้เรียกชื่อสารประกอบโคเวเลนต์

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

ที่มา : ดัดแปลงจาก Bauer, R.C. et al. (2013 : 106)

ตัวอย่างเช่น  $CO_2$  อ่านว่า คาร์บอนไดออกไซด์ (Carbon dioxide) จะเห็นได้ว่า ไม่อ่านเลข 1 ที่เป็นจำนวนอะตอมของธาตุ C แต่ถ้าเป็น  $CO$  อ่านว่า คาร์บอนมอนอกไซด์ (Carbon monoxide) จะเห็นว่า อ่านเลข 1 ที่เป็นจำนวนอะตอมของธาตุ O ซึ่งนิยมนัดสระตัวสุดท้ายของคำระบุจำนวนอะตอมออก ส่วนสารประกอบอื่น ๆ อ่านเลขระบุจำนวนตามปกติ ตัวอย่างเช่น  $CCl_4$  อ่านว่า

คาร์บอนเตตระคลอไรด์  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  ไดคลอรีนเฮปตะออกไซด์ แต่ยังคงมีสารประกอบบางชนิดไม่เป็นไปตามหลักเกณฑ์การอ่านชื่อข้างต้น ตัวอย่าง  $\text{HCl}$  มักเรียกเป็น ไฮโดรเจนคลอไรด์ มากกว่าการเรียก ไฮโดรเจนมอนอกคลอไรด์ ตัวอย่างการเรียกชื่อและเขียนสูตรสารประกอบโคเวเลนต์แสดงดังตารางที่ 3.8

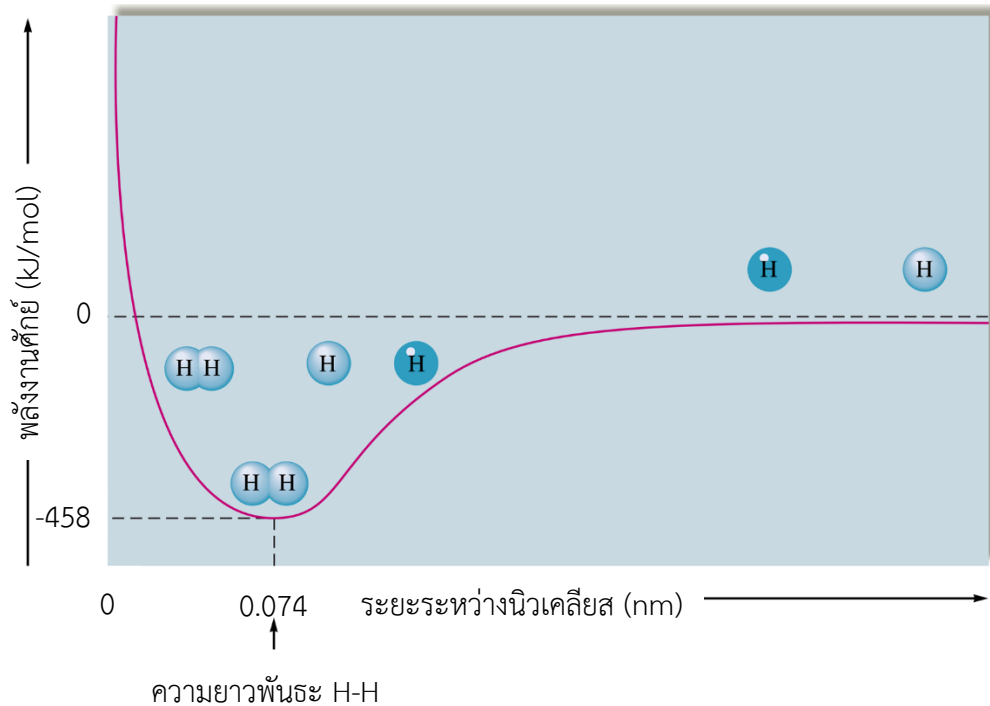
ตารางที่ 3.8 ตัวอย่างการเรียกชื่อของสารประกอบโคเวเลนต์

สูตรเคมี	การเรียกชื่อ
$\text{CCl}_4$	คาร์บอนเตตระคลอไรด์ (carbon tetrachloride)
$\text{CO}_2$	คาร์บอนไดออกไซด์ (carbon dioxide)
$\text{CO}$	คาร์บอนมอนอกไซด์ (carbon monoxide)
$\text{Cl}_2\text{O}_7$	ไดคลอรีนเฮปตะออกไซด์ (dichlorine heptaoxide)
$\text{BF}_3$	โบรอนไตรฟลูออไรด์ (boron trifluoride)
$\text{N}_2\text{O}$	ไดไนโตรเจนมอนอกไซด์ (dinitrogen monoxide)
$\text{N}_2\text{O}_5$	ไดไนโตรเจนเพนตะออกไซด์ (dinitrogen pentaoxide)
$\text{SF}_6$	ซัลเฟอร์เฮกซะฟลูออไรด์ (sulfur hexafluoride)

ที่มา : ดัดแปลงจาก Ebbing, D.D. and Gammon, S.D. (2007 : 66)

### 3. ความยาวพันธะและพลังงานพันธะ (Bond length and bond energy)

ความยาวพันธะ (Bond length) เป็นระยะห่างระหว่างนิวเคลียสที่ทำให้พลังงานศักย์รวมต่ำสุด (กฤษณา ชูติมา, 2556 : 110) ดังภาพประกอบที่ 3.11 โดยความยาวพันธะเดียวกันจะมีความยาวพันธะมากกว่าพันธะคู่ และพันธะสาม ตามลำดับ แต่ถ้าเป็นความยาวพันธะชนิดเดียวกันระหว่างอะตอมคู่เดียวกันอาจจะมีค่าไม่เท่ากัน เมื่ออยู่ในสารประกอบต่างชนิดกัน โดยทั่วไปจึงนิยมใช้ค่าความยาวเฉลี่ย (Average bond length) ดังตารางที่ 3.9 แสดงความยาวพันธะเฉลี่ย



ภาพประกอบที่ 3.11 การเปลี่ยนแปลงพลังงานในการเกิดโมเลกุลไฮโดรเจน  
ที่มา : Zumdahl, S.S. and Zumdahl, S.A. (2007 : 331)

พลังงานพันธะ (Bond energy) เป็นพลังงานที่ใช้ในการแยกอะตอมที่ยึดเหนี่ยวไว้ด้วยพันธะให้หลุดออกจากกัน (ภุชญา ชูติมา, 2556 : 110) โดยพลังงานพันธะสามจะมีค่ามากกว่าพันธะคู่และพันธะเดี่ยว ตามลำดับ ซึ่งตรงกันข้ามกับความยาวพันธะ แสดงดังตารางที่ 3.9 ในทำนองเดียวกันกับความยาวพันธะ พลังงานพันธะชนิดเดียวกันระหว่างอะตอมคู่เดียวกันอาจจะมีค่าไม่เท่ากัน เมื่ออยู่ในสารประกอบชนิดเดียวกัน ดังนั้น จึงนิยมใช้ค่าพลังงานพันธะเฉลี่ย (Average bond energy)

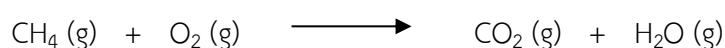
ตารางที่ 3.9 ความยาวพันธะเฉลี่ยและพลังงานพันธะเฉลี่ย

พันธะ	พลังงานพันธะ (kJ/mol)	ความยาวพันธะเฉลี่ย (pm)	พันธะ	พลังงานพันธะ (kJ/mol)	ความยาวพันธะเฉลี่ย (pm)
C—C	348	154	O—O	146	148
C=C	614	134	O=O	495	121
C≡C	839	120	H—O	463	96
C—H	413	109	H—H	436	74
C=O	799	121	H—Cl	431	128
C—Cl	328	179	C—O	358	142
N—N	163	145	N≡N	941	113
N=N	418	124	N—H	391	102

ที่มา : ดัดแปลงจาก Brown, T.L. et al. (2015 : 326)

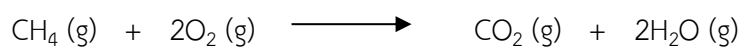
ในการเกิดปฏิกิริยาเคมีจะมีทั้งการสร้างพันธะและการสลายพันธะเกิดขึ้น โดยการสร้างพันธะเป็นกระบวนการดูดพลังงาน (+) มีค่ามากกว่าการสลายพันธะเป็นกระบวนการคายพลังงาน (-) จะได้ค่าผลต่างของพลังงาน ( $\Delta H$ ) มีเครื่องหมายเป็นบวก (+) แสดงว่าปฏิกิริยาเป็นแบบดูดพลังงาน ในทางกลับกัน ถ้าเป็นการสลายพันธะเป็นกระบวนการคายพลังงาน (-) มีค่ามากกว่าการสร้างพันธะเป็นกระบวนการดูดพลังงาน (+) จะได้ค่าผลต่างของพลังงาน ( $\Delta H$ ) มีเครื่องหมายเป็นลบ (-) แสดงว่าปฏิกิริยาเป็นแบบคายพลังงาน โดยแสดงตัวอย่างการคำนวณพลังงานของปฏิกิริยาการเผาไหม้ของแก๊สมีเทน

ตัวอย่างที่ 3.1 จงคำนวณพลังงานจากปฏิกิริยาการเผาไหม้ของแก๊สมีเทนว่าเป็นปฏิกิริยาดูดพลังงานหรือคายพลังงานเท่าใด

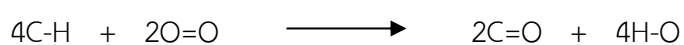
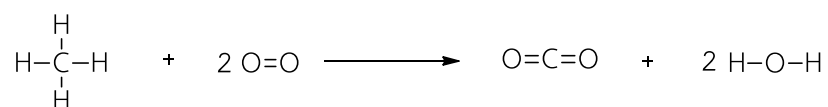


วิธีทำ แนวคิด โจทย์ให้พลังงานจากปฏิกิริยาการเผาไหม้ของแก๊สมีเทน

1) เขียนและดุลสมการ



2) แสดงการเกิดพันธะ



3) คำนวณค่าพลังงานพันธะ

$$E_{\text{สารตั้งต้น}} = (4 \text{ mol C-H} \times 414 \text{ kJ/mol C-H}) + (2 \text{ mol O=O} \times 498 \text{ kJ/mol})$$

$$= 1,656 \text{ kJ/mol} + 996 \text{ kJ/mol}$$

$$= 2,652 \text{ kJ/mol}$$

$$E_{\text{ผลิตภัณฑ์}} = (2 \text{ mol C=O} \times 804 \text{ kJ/mol C=O}) + (4 \text{ mol H-O} \times 463 \text{ kJ/mol H-O})$$

$$= 1,608 \text{ kJ/mol} + 1,852 \text{ kJ/mol}$$

$$= 3,460 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H = E_{\text{สารตั้งต้น}} - E_{\text{ผลิตภัณฑ์}}$$

$$= 2,652 \text{ kJ/mol} - 3,460 \text{ kJ/mol}$$

$$= -808 \text{ kJ/mol}$$

ดังนั้น ปฏิกิริยาการเผาไหม้ของแก๊สมีเทน 1 โมล คายพลังงานเท่ากับ 808 กิโลจูล

#### 4. เรโซแนนซ์ (Resonance)

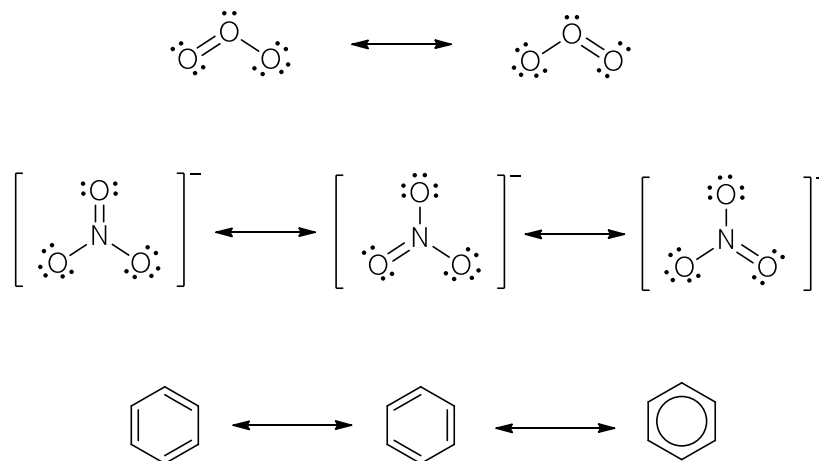
โครงสร้างเรโซแนนซ์ (Resonance structure) คือ หนึ่งในสองโครงสร้าง หรือมากกว่า สำหรับโมเลกุลหรือไอออนที่ไม่สามารถใช้โครงสร้างลิวอิสได้เป็นโครงสร้างเดียวเท่านั้น แต่สามารถเขียนได้มากกว่าหนึ่งโครงสร้าง (ทวิชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 461) โดยทั่วไปโครงสร้างเรโซแนนซ์จะมีสมบัติ (รานี สุวรรณพฤษ, 2559 : 239) คือ

4.1 โมเลกุลหรือไอออนจะมีพันธะคู่หรือพันธะสาม

4.2 ตำแหน่งอะตอมจะต้องจัดอยู่ในตำแหน่งเดียวกัน แต่ตำแหน่งคู่อิเล็กตรอนสร้างพันธะและอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวเท่านั้นที่เปลี่ยนแปลง

4.3 สูตรโครงสร้างเรโซแนนซ์ต้องมีจำนวนคู่อิเล็กตรอนเท่ากัน

ตัวอย่างโครงสร้างเรโซแนนซ์แสดงดังภาพประกอบที่ 3.12



ภาพประกอบที่ 3.12 โครงสร้างเรโซแนนซ์ของสารประกอบบางชนิด

ที่มา : ดัดแปลงจาก Brown, T.L. et al. (2015 : 321)

#### 5. รูปร่างโมเลกุล (Molecular shape)


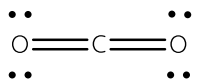
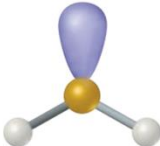
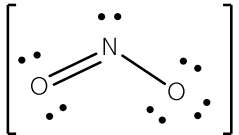
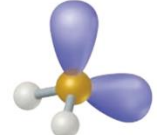
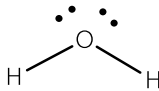
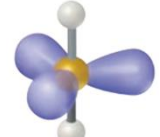
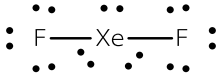
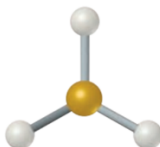
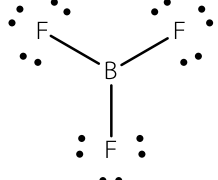
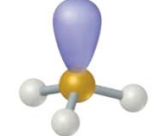
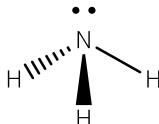
เมื่ออะตอมมากกว่า 2 อะตอม มารวมกันเกิดเป็นสารประกอบโคเวเลนต์จะทำให้แต่ละโมเลกุลมีรูปร่างที่แตกต่างกันไปขึ้นอยู่กับผลึกกันของอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว ทำให้เกิดรูปร่างโมเลกุลขึ้น โดยสามารถคาดคะเนจากโครงสร้างของลิวอิสอาศัยทฤษฎีการผลักกันระหว่างคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์อิเล็กตรอน (Valence shell electron pair repulsion theory หรือ VSEPR theory) เป็นหลักการอธิบายโครงสร้างโมเลกุลจากการจัดตัวของคู่อิเล็กตรอนที่ร่วมพันธะรอบอะตอมกลางและอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวที่เหลืออยู่ (ทวิชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 494-495 และทวิศักดิ์ สุขยอดสุข, 2557 : 11)

โดยเขียนเป็นสัญลักษณ์แทน  $AX_mE_n$

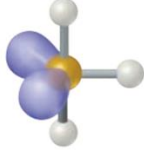
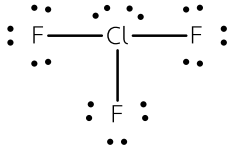
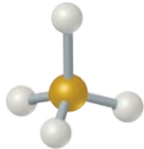
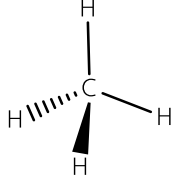
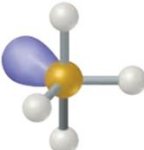
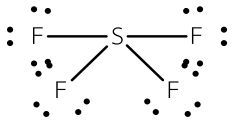
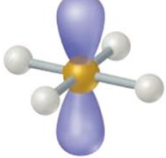
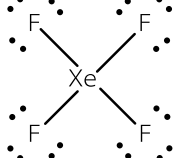
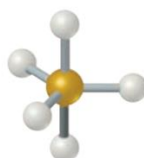
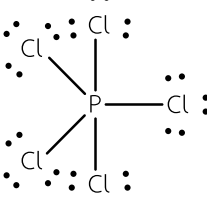
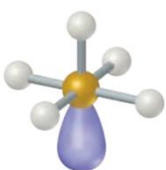
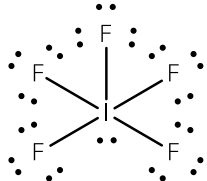
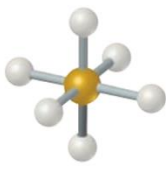
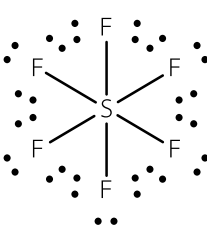
เมื่อ	A	แทน	อะตอมกลาง
	X	แทน	อะตอมล้อมรอบ
	m	แทน	จำนวนอะตอมที่ล้อมรอบ
	E	แทน	อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวของอะตอมกลาง
	n	แทน	จำนวนอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวของอะตอมกลาง

ตารางที่ 3.10 แสดงรูปร่างของโมเลกุล มุมระหว่างพันธะ พร้อมตัวอย่างประกอบ

ตารางที่ 3.10 รูปร่างของโมเลกุล มุมระหว่างพันธะ พร้อมตัวอย่างประกอบ

สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	การจัดเรียงโมเลกุล	ตัวอย่าง
$AX_2$	เส้นตรง (linear)		 $CO_2$
$AX_2E_1$	มุมงอ (V-shaped)		 $NO_2^-$
$AX_2E_2$	มุมงอ (V-shaped)		 $H_2O$
$AX_2E_3$	เส้นตรง (linear)		 $XeF_2$
$AX_3$	สามเหลี่ยมแบนราบ (trigonal pyramidal)		 $BF_3$
$AX_3E_1$	พีระมิดฐาน สามเหลี่ยม (trigonal pyramidal)		 $NH_3$

ตารางที่ 3.10 (ต่อ)

สูตรทั่วไป	รูปร่างโมเลกุล	การจัดเรียงโมเลกุล	ตัวอย่าง
$AX_3E_2$	รูปตัวที (T-shaped)		 ClF <sub>3</sub>
$AX_4$	ทรงสี่หน้า (tetrahedral)		 CH <sub>4</sub>
$AX_4E_1$	กระดานหก (seesaw)		 SF <sub>4</sub>
$AX_4E_2$	สี่เหลี่ยมแบนราบ (square planar)		 XeF <sub>4</sub>
$AX_5$	พีระมิดคู่ฐาน สามเหลี่ยม (trigonal bipyramidal)		 PCl <sub>5</sub>
$AX_5E_1$	พีระมิดฐานสี่เหลี่ยม (square pyramidal)		 IF <sub>5</sub>
$AX_6$	ทรงแปดหน้า (octahedral)		 SF <sub>6</sub>

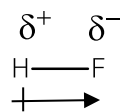
ที่มา : ดัดแปลงจาก Brown, T.L. et al. (2015 : 350-353)



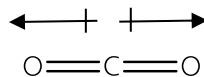
## 6. สภาพขั้วของโมเลกุลโคเวเลนต์ (Polarity of covalent molecule)

สภาพขั้วของโมเลกุลโคเวเลนต์แบ่งออกเป็น 2 กรณี คือ พันธะโคเวเลนต์มีขั้วและไม่มีขั้ว กับ โมเลกุลโคเวเลนต์มีขั้วและไม่มีขั้ว

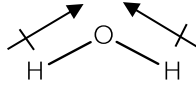
**กรณีพันธะโคเวเลนต์** พิจารณาจากอะตอมสองอะตอมที่ร่วมสร้างพันธะกัน ถ้าเป็นอะตอมชนิดเดียวกันจะมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีเท่ากัน จึงเป็นพันธะโคเวเลนต์ไม่มีขั้ว (Non-polar covalent bond) ตัวอย่างเช่น H-H เป็นอะตอมชนิดเดียวกัน แต่ถ้าโมเลกุลโคเวเลนต์เกิดจากอะตอมต่างชนิดกันจะมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีต่างกัน จึงเป็นพันธะโคเวเลนต์มีขั้ว (Polar covalent bond) โดยอะตอมที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีที่มีค่ามากกว่าจะแสดงประจุไฟฟ้าค่อนข้างลบ ส่วนอะตอมที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีที่มีค่าน้อยกว่าจะแสดงประจุไฟฟ้าค่อนข้างบวก (กฤษณา ชูติมา, 2556 : 140-141) ตัวอย่างเช่น H-F เป็นอะตอมคนละชนิดกัน อะตอมของ F มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีมากกว่าจะแสดงประจุไฟฟ้าค่อนข้างลบเป็น  $F^{\delta-}$  ส่วนอะตอมของ H มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีน้อยกว่าจะแสดงประจุไฟฟ้าค่อนข้างบวกเป็น  $H^{\delta+}$  โดยขั้วของพันธะใช้สัญลักษณ์  $\delta^+$  (เดลต้าบวก) และ  $\delta^-$  (เดลต้าลบ) หรืออาจใช้  $\text{+} \longrightarrow$  แทน โดยปลายลูกศรจะหันไปทางอะตอมที่มีประจุไฟฟ้าค่อนข้างลบ



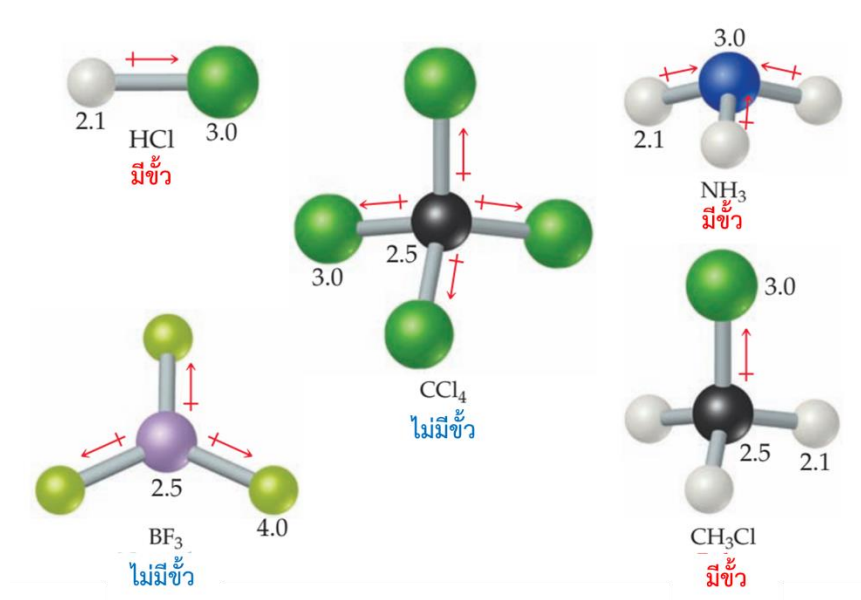
**กรณีโมเลกุลโคเวเลนต์** พิจารณาทั้งโมเลกุล โดยโมเลกุลประกอบด้วยอะตอมเท่ากับ 2 อะตอมหรือมากกว่า ซึ่งต้องพิจารณาจากการรวมกันสภาพขั้วของพันธะแบบเวกเตอร์ โดยถ้าเวกเตอร์ทุกทิศทางหักล้างกันหมดจะได้ โมเลกุลไม่มีขั้ว (Non-polar molecules) (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 506) ตัวอย่างเช่น



จะเห็นว่า เวกเตอร์ทั้ง 2 หันไปในทิศทางตรงกันข้าม จึงหักล้างกันหมด ทำให้  $\text{CO}_2$  เป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว แต่ถ้าเวกเตอร์หักล้างกันไม่หมดจะได้ โมเลกุลมีขั้ว (Polar molecules) และทิศทางที่เหลือจากการหักล้างจะเป็นทิศทางของขั้วของโมเลกุล (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 507) ตัวอย่างเช่น



จะเห็นว่า เวกเตอร์หักล้างกันไม่หมด ได้ทิศทางของเวกเตอร์ ชี้ขึ้น ↑ ทำให้  $\text{H}_2\text{O}$  เป็นโมเลกุลมีขั้ว โดยภาพประกอบที่ 3.13 แสดงตัวอย่างสภาพขั้วของโมเลกุลโคเวเลนต์



ภาพประกอบที่ 3.13 ตัวอย่างสภาพขั้วของโมเลกุลโคเวเลนต์

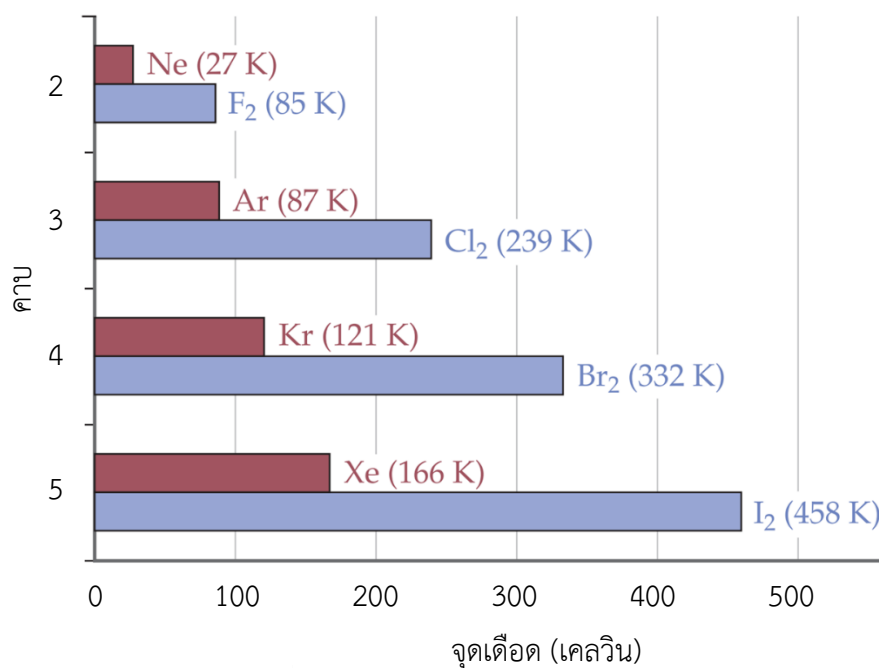
ที่มา : Brown, T.L. et al. (2015 : 358)

## 7. แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล (Intermolecular force)

สารประกอบโคเวเลนต์มีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลมี 3 ประเภท ได้แก่ พันธะไฮโดรเจน (Hydrogen bond) แรงระหว่างขั้ว (Dipole-dipole force) และแรงลอนดอน (London force) โดยถ้ารวมแรงระหว่างขั้วและแรงลอนดอน เรียกรวมว่า แรงแวนเดอร์วาลส์ (Van der Waals force) โดยแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลนี้จะเป็นผลมาจากขนาดของโมเลกุลและสภาพขั้วของโมเลกุล

7.1 แรงลอนดอน (London force) เป็นแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลที่ไม่มีขั้ว ซึ่งเป็นแรงยึดเหนี่ยวอ่อน ๆ โดยแรงลอนดอนจะเพิ่มขึ้นตามขนาดของโมเลกุล (Brown, T.L. et al., 2015 :

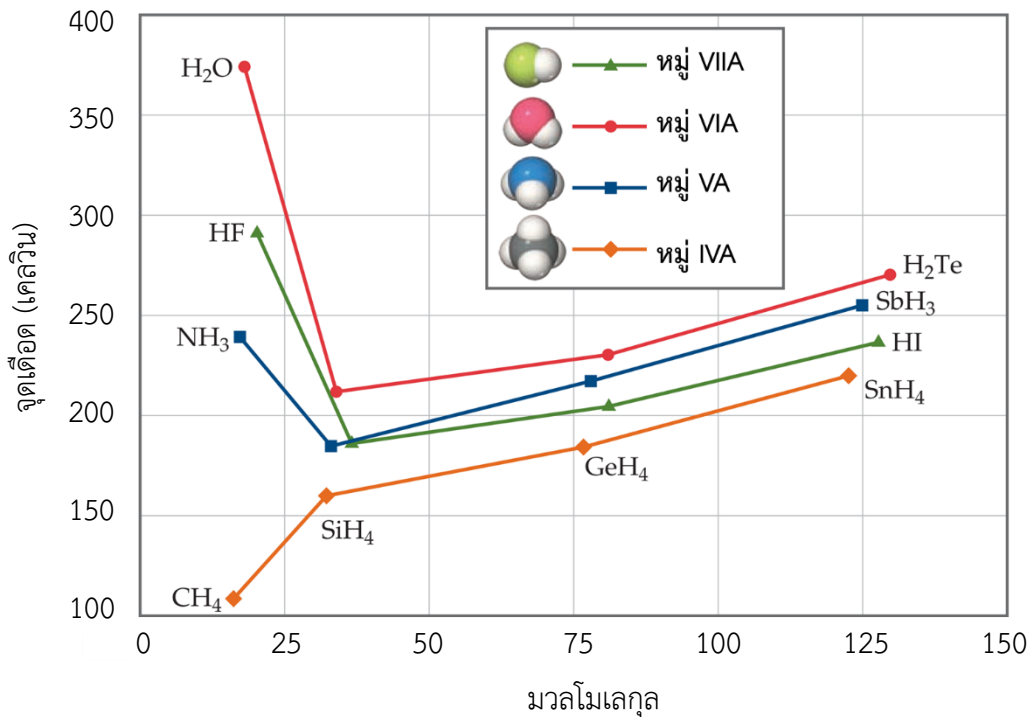
447) ดังภาพประกอบที่ 3.14 จะเห็นได้ว่า เมื่อธาตุหมู่ VIIIA เพิ่มขนาดโมเลกุลขึ้นตามคาบจากบนลงล่าง จะทำให้แรงลอนดอนมีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลเพิ่มมากขึ้น ทำให้จุดเดือดเพิ่มมากขึ้นด้วยตามแรงยึดเหนี่ยว เช่นเดียวกับกับโมเลกุลของหมู่ VIIA



ภาพประกอบที่ 3.14 จุดเดือดของหมู่ VIIA และ VIIIA

ที่มา : ดัดแปลงจาก Brown, T.L. et al. (2015 : 447)

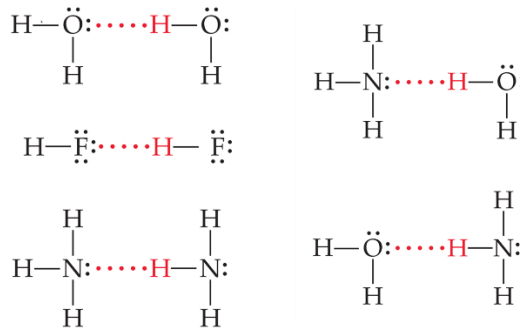
7.2 แรงระหว่างขั้ว (Dipole-dipole force) เป็นแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลที่มีขั้ว โดยแรงระหว่างขั้วจะเพิ่มขึ้นตามขนาดโมเลกุล (Brown, T.L. et al., 2015 : 449) ดังภาพประกอบ 3.15 จากสารประกอบไฮโดรด์ของธาตุแฮโลเจน (หมู่ VIIA เส้นสีเขียว ยกเว้น HF) เมื่อมวลโมเลกุลเพิ่มขึ้นจาก HCl HBr และ HI จะให้แรงระหว่างขั้ว มีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลเพิ่มมากขึ้น ส่งผลให้จุดเดือดมากขึ้นด้วยเช่นกัน



ภาพประกอบที่ 3.15 จุดเดือดของสารประกอบไฮโดรเจนกับธาตุหมู่ IVA VA VIA และ VIIA  
ที่มา : ดัดแปลงจาก Brown, T.L. et al. (2015 : 449)

7.3 พันธะไฮโดรเจน (Hydrogen bond) เป็นแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่เกิดจากอะตอมของไฮโดรเจนกับอะตอมขนาดเล็กที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูง (F O N) ซึ่งพันธะไฮโดรเจนจะมีความแข็งแรงมากกว่าแรงระหว่างขั้ว และแรงลอนดอน (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 224) ตามลำดับ ดังภาพประกอบที่ 3.15

ภาพประกอบที่ 3.16 แสดงการเกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุลของสารชนิดเดียวกัน และการเกิดไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุลของสารต่างชนิดกัน โดยเส้นทึบแทนการเกิดพันธะโคเวเลนต์ ซึ่งเป็นแรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล ในขณะที่เส้นประแทนการเกิดพันธะไฮโดรเจน ซึ่งเป็นแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล (Brown, T.L. et al., 2015 : 450)



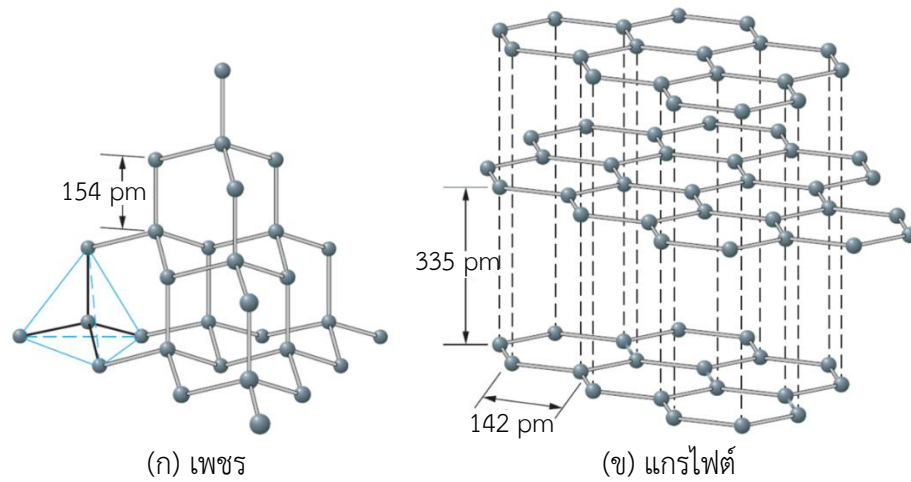
ภาพประกอบที่ 3.16 ตัวอย่างสารประกอบที่เกิดพันธะไฮโดรเจน

ที่มา : Brown, T.L. et al. (2015 : 450)

แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลที่แข็งแรงจะส่งผลให้จุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูงด้วยเช่นกัน ส่วนสภาพขั้วจะส่งผลต่อการละลายน้ำ ถ้าโมเลกุลโคเวเลนต์มีขั้วจะสามารถละลายได้ดีในน้ำเนื่องจากน้ำมีขั้วอาศัยหลักการการละลายตามสภาพขั้ว ส่วนโมเลกุลโคเวเลนต์ที่ไม่มีขั้วจะไม่สามารถละลายน้ำได้เนื่องจากมีสภาพขั้วที่แตกต่างกัน สำหรับโมเลกุลโคเวเลนต์ที่ละลายน้ำได้มีทั้งที่แตกตัวและไม่แตกตัวเป็นไอออน โดยโมเลกุลที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวเป็นไอออนได้สามารถนำไฟฟ้าได้

### โครงผลึกร่างตาข่าย (Covalent network)

สารโคเวเลนต์ร่างตาข่ายเป็นสารประกอบโคเวเลนต์ที่เชื่อมต่อกันเป็นโครงร่างตาข่าย ทำให้โมเลกุลมีขนาดใหญ่ ส่งผลให้จุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูงมาก เช่น เพชรและแกรไฟต์ เกิดจากธาตุชนิดเดียวกัน แต่การจัดเรียงตัวแตกต่างกัน ทำให้สมบัติแตกต่างกันด้วย ตัวอย่างเช่น เพชร (Diamond) และแกรไฟต์ (Graphite) เป็นผลึกร่างแหหรือผลึกโคเวเลนต์ โดยเพชรเกิดจากอะตอมของคาร์บอนจัดเรียงตัวเป็นรูปทรงสี่หน้า (Tetrahedral) ที่เป็นโครงสร้างแบบร่างแห จึงทำให้คาร์บอนอะตอมในโครงสร้างของเพชรไม่มีอิเล็กตรอนเหลืออยู่เนื่องจากคาร์บอนมีการสร้างพันธะเดี่ยวจนครบ แสดงดังภาพประกอบที่ 3.17 (ก) จึงทำให้เพชรมีความแข็งแรงมากและไม่มีการนำไฟฟ้า แต่ต่างจากแกรไฟต์ที่เกิดจากอะตอมของคาร์บอนต่อกันเป็นรูปหกเหลี่ยม โดยอะตอมของคาร์บอนนั้นสร้างพันธะเดี่ยวเพียงสามพันธะ จึงทำให้มีอิเล็กตรอนที่ว่างสามารถเคลื่อนได้อยู่ระหว่างแผ่นของแกรไฟต์ แสดงดังภาพประกอบที่ 3.17 (ข) จึงทำให้แกรไฟต์นั้นสามารถนำไฟฟ้าได้ในทิศทางขนานกับระนาบของแผ่นแกรไฟต์ แต่ในขณะที่ทิศทางตั้งฉากของอะตอมจะนำไฟฟ้าได้น้อยกว่าทิศทางขนานของแผ่นแกรไฟต์ (ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ, 2560 : 246) นอกจากนี้ยังมีสารตัวอื่นอีก เช่น ซิลิคอนไดออกไซด์ ( $\text{SiO}_2$ ) ซิลิคอนคาร์ไบด์ (SiC)



ภาพประกอบที่ 3.17 โครงสร้างของเพชรและแกรไฟต์

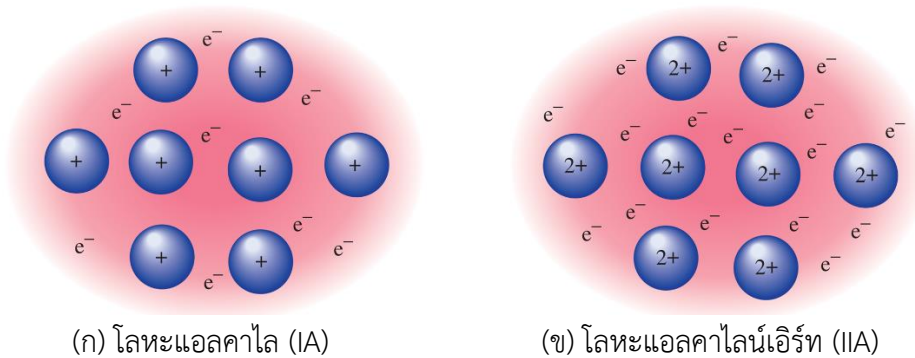
ที่มา : ดัดแปลงจาก Ebbing, D.D. and Gammon, S.D. (2007 : 445)

### พันธะโลหะ (Metallic bond)

ถ้าอะตอมของโลหะกับอะตอมของโลหะมาสร้างพันธะเคมีกันเอง จะทำให้เกิดแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอนุภาคแตกต่างจากสารประกอบไอออนิกและพันธะโคเวเลนต์ จึงส่งผลให้สมบัติหลายประการแตกต่างกัน

#### 1. การเกิดพันธะโลหะ (Metallic bond formation)

พันธะโลหะ (Metallic bond) เกิดจากอะตอมของโลหะรวมกับอะตอมของโลหะ อาจจะเป็นโลหะชนิดเดียวกัน หรือต่างชนิดกัน แต่อะตอมของโลหะมีค่าพลังงานไอออไนเซชันต่ำ ทำให้เวเลนซ์อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ได้อย่างอิสระ โดยการยึดเหนี่ยวระหว่างเวเลนซ์อิเล็กตรอนทำให้เกิดพันธะโลหะ โดยแสดงได้ด้วยแบบจำลองทะเลอิเล็กตรอน (Electron sea model) (ราณี สุวรรณพฤษ, 2559 : 255) ดังภาพประกอบที่ 3.18 โดยภาพประกอบ 3.18 (ก) แสดงโลหะแอลคาไล มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 ตัว (IA) และ (ข) โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท (IIA) มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 2 ตัว



ภาพประกอบที่ 3.18 แบบจำลองทะเลอิเล็กตรอนของโลหะแอลคาไลและโลหะแอลคาไลน์เอิร์ท  
ที่มา : Zumdahl, S.S. and Zumdahl, S.A. (2007 : 441)

## 2. สมบัติของโลหะ (Properties of metal)

เวเลนซ์อิเล็กตรอนของโลหะสามารถเคลื่อนที่ได้อย่างอิสระจึงเป็นสื่อนำความร้อนและนำไฟฟ้าได้ดี เนื่องจากอิเล็กตรอนในพันธะโลหะเคลื่อนที่โดยไม่ประจำที่กับอะตอมใด ๆ โดยไม่เกิดการแตกหักเหมือนผลึกไอออนิก เนื่องจากการตีเป็นแผ่นจะทำให้อิเล็กตรอนเลื่อนไหล ไม่หลุดออกจากกันเพราะมีกลุ่มเวเลนซ์อิเล็กตรอนยึดอนุภาคไว้เข้าด้วยกัน (ราณี สุวรรณพฤษ, 2559 : 257)

ดังนั้น จึงมีการเปรียบเทียบสมบัติต่าง ๆ ตามชนิดของพันธะที่เกิดขึ้นได้แก่ พันธะโลหะ (โพแทสเซียม) พันธะไอออนิก (โพแทสเซียมคลอไรด์) และพันธะโคเวเลนต์ (แก๊สคลอรีน) แสดงดังตารางที่ 3.11

ตารางที่ 3.11 การเปรียบเทียบสมบัติของโลหะ ไอออนิก และโคเวเลนต์

ชนิดพันธะ	โลหะ	ไอออนิก	โคเวเลนต์
การยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล			
ตัวอย่างสาร	โพแทสเซียม	โพแทสเซียมคลอไรด์	แก๊สคลอรีน
จุดหลอมเหลว (°C)	63	770	-101
จุดเดือด (°C)	760	1500	-34.6

ตารางที่ 3.11 (ต่อ)

ชนิดพันธะ	โลหะ	ไอออนิก	โคเวเลนต์
สมบัติ	ของแข็งสีเงิน อ่อนนุ่ม นำไฟฟ้า 	ผลึกของแข็งสีขาว นำไฟฟ้าเมื่อ หลอมเหลว 	แก๊สสีเหลืองทอง ไม่นำไฟฟ้า 

ที่มา : ดัดแปลงจาก Myers, R.T. et al. (2006 : 197)

### สรุปท้ายบท

ธาตุมีการจัดเรียงอิเล็กตรอน โดยมีการใช้จุดแทนจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนในระดับพลังงานชั้นนอกสุด เรียกว่า สัญลักษณ์แบบจุดของลิวอิส ปกติเมื่อธาตุมารวมตัวกันแล้วจะพยายามทำให้จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบแปด เพราะจะทำให้ธาตุเหล่านั้นเสถียร เรียกกฎนี้ว่า กฎออกเตต แรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุลที่เกิดขึ้นแบ่งออกเป็น 3 พันธะ ได้แก่

1. พันธะไอออนิก เป็นพันธะที่เกิดจากธาตุโลหะมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีต่ำจึงเสียอิเล็กตรอนได้ง่ายเกิดเป็นไอออนบวก และธาตุอโลหะมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูงจึงรับอิเล็กตรอนได้ง่ายเกิดเป็นไอออนลบ เมื่อไอออนบวกและไอออนลบรวมตัวกันเกิดแรงดึงดูดระหว่างประจุไฟฟ้าที่ตรงกันข้ามด้วยแรงดึงดูดไฟฟ้าสถิตย์

2. พันธะโคเวเลนต์เป็นพันธะที่เกิดจากธาตุอโลหะกับธาตุอโลหะ โดยการใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกัน ไม่มีอะตอมใดสูญเสียอิเล็กตรอน เมื่ออะตอมมากกว่า 2 อะตอม มารวมกันเกิดเป็นสารประกอบโคเวเลนต์จะทำให้แต่ละโมเลกุลมีรูปร่างที่แตกต่างกันไปขึ้นอยู่กับการผลึกกันของอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว ทำให้เกิดรูปร่างโมเลกุลขึ้น สามารถคาดคะเนจากโครงสร้างของลิวอิส อาศัยทฤษฎีการผลึกกันระหว่างคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์อิเล็กตรอน สารประกอบโคเวเลนต์มีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลมี 3 ประเภท ได้แก่ พันธะไฮโดรเจน แรงระหว่างขั้ว และแรงลอนดอน แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลนี้จะเป็นผลมาจากขนาดของโมเลกุลและสภาพขั้วของโมเลกุล สารโคเวเลนต์ร่างกายเป็นสารประกอบโคเวเลนต์ที่เชื่อมต่อกันเป็นโครงร่างตาข่าย ทำให้โมเลกุลมีขนาดใหญ่ ส่งผลให้จุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูงมาก



3. พันธะโลหะเกิดจากอะตอมของโลหะรวมกับอะตอมของโลหะมีค่าพลังงานไอออไนเซชันต่ำทำให้เวเลนซ์อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ได้ง่าย







## เอกสารอ้างอิง

- กฤษณา ชูติมา. (2556). **หลักเคมีทั่วไป 1**. (พิมพ์ครั้งที่ 19). กรุงเทพมหานคร : สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
- ทวีชัย อมรศักดิ์ชัย และคณะ. (2560). **เคมี 1 12/e**. กรุงเทพมหานคร : แมคกรอ-ฮิล.
- ทวีศักดิ์ สุขยอดสุข. (2557). **เคมีธาตุหมู่หลัก**. กรุงเทพมหานคร : สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
- ยุทธนา ตันต๊ะรุ่งโรจน์ชัย. (2556). **โมเลกุลเปลี่ยนประวัติศาสตร์ กระดุมโนไปเลียนเปลี่ยนโลก**. กรุงเทพมหานคร : สำนักพิมพ์มติชน.
- รานี สุวรรณพฤกษ์. (2559). **เคมีทั่วไป เล่ม 1**. (พิมพ์ครั้งที่ 3). กรุงเทพมหานคร : วิทยพัฒน์.
- เรวัต ตันตยานนท์ และอรนุช โชคชัยเจริญพร. (2559). **เคมีขั้นสูง**. กรุงเทพมหานคร : นานามีบุ๊กส์.
- สุพัฒน์ มูลสิน. (2561). **เคมีอินทรีย์**. กรุงเทพมหานคร : สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
- Bauer, R.C., et al. (2013). **Introduction to Chemistry: A Conceptual approach**. (3<sup>th</sup> Edition). United State of America : McGraw-Hill Higher Education.
- Brown, T.L., et al. (2015). **Chemistry The Central Science**. (13<sup>th</sup> Edition). United State of America : Pearson Education.
- Davis, R.E., et al. (2009). **Modern Chemistry**. United State of America : A Harcourt Education Company.
- Ebbing, D.D. and Gammon, S.D. (2007). **General Chemistry**. (9<sup>th</sup> Edition). United State of America : Houghton Mifflin Company.
- Goldberg, D.R. (2007). **Fundamentals of Chemistry**. (5<sup>th</sup> Edition). United State of America : The McGraw-Hill Higher Companies.
- Myers, R.T., et al. (2006). **Chemistry**. United State of America : A Harcourt Education Company.
- Ryan, L. and Norris, R. (2014). **Chemistry Course book**. (2<sup>nd</sup> Edition). United Kingdom : Cambridge University Press.
- Zumdahl, S.S. and Zumdahl, S.A. (2007). **Chemistry**. (7<sup>th</sup> Edition). United State of America : Houghton Mifflin Company.

