

## แผนการสอนสัปดาห์ที่ 7

หน่วยเรียนที่ 4 พันธะเคมี

บทเรียนที่ 4.1 แรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจแรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายพันธะไอออนิก
2. อธิบายพันธะโคเวเลนต์
3. อธิบายพันธะโลหะ

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย
2. กิจกรรม

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

เอกสารประกอบการสอน

เอกสาร powerpoint

[http://web.rmutp.ac.th/woravith/?page\\_id=137](http://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=137)

<http://facebook.com/chemographics>

<http://slideshare.net/woravith>

การวัดผล

1. การสอบย่อย/การสอบกลางภาค/การสอบปลายภาค
2. การประเมินจากผลงานที่มอบหมาย/กิจกรรม

## หน่วยเรียนที่ 4 พันธะเคมี

### บทเรียนที่ 4.1 แรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล

แรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล (intramolecular force) เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดระหว่างอะตอมกับอะตอมภายในโมเลกุลทำให้เกิดเป็นพันธะเคมี ได้แก่ พันธะไอออนิก (ionic bond) พันธะโคเวเลนต์ (covalent bond) และพันธะโลหะ (metallic bond)

การเกิดพันธะเคมีเป็นการเปลี่ยนแปลงที่เกี่ยวข้องกับอิเล็กตรอนในระดับพลังงานสุดท้ายที่เรียกว่าเวเลนซ์อิเล็กตรอน (valence electron) หรืออิเล็กตรอนวงนอกสุดเท่านั้น ดังนั้นการอธิบายการเกิดพันธะเคมีอย่างหนึ่งอย่างใดจึงเกี่ยวข้องกับเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมที่เกิดเป็นพันธะระหว่างกัน

#### เวเลนซ์อิเล็กตรอน

เวเลนซ์อิเล็กตรอน คืออิเล็กตรอนที่บรรจุอยู่ในระดับพลังงานสุดท้ายของอะตอมทุกตัว เนื่องจากเวเลนซ์อิเล็กตรอนอยู่ห่างนิวเคลียสมากที่สุด จึงสามารถเกิดการเปลี่ยนแปลงได้ง่ายกว่าอิเล็กตรอนที่อยู่ใกล้นิวเคลียสมากกว่า โดยจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของธาตุเรฟรีเซนเททีฟ (ธาตุหมู่ A) จะมีจำนวนเท่ากับเลขหมู่ของธาตุนั้น แต่จะอยู่ในระดับพลังงานใดขึ้นกับการบรรจุอิเล็กตรอน (ระดับพลังงานตรงกับคาบของธาตุดังตารางธาตุ) ดังตารางที่ 4.1

ตารางที่ 4.1 ระดับพลังงานสุดท้ายและจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของธาตุหมู่ A

หมู่	สัญลักษณ์ธาตุ	การจัดเรียงอิเล็กตรอน	ระดับพลังงานสุดท้าย	ออร์บิทัลในระดับพลังงานสุดท้าย	จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน
1A	$_{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	3	s	1
2A	$_{12}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	3	s	2
3A	$_{5}\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$	2	s และ p	3
4A	$_{6}\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	2	s และ p	4
5A	$_{7}\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	2	s และ p	5
6A	$_{8}\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$	2	s และ p	6
7A	$_{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	3	s และ p	7
8A	$_{10}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	2	s และ p	8

#### สัญลักษณ์แบบจุดของลิวอิส

ลิวอิส (Gilbert Newton Lewis, ค.ศ. 1875-1946) นักเคมีชาวอเมริกันอธิบายการรวมกันของอะตอมเพื่อเกิดเป็นโมเลกุลหรือสารประกอบว่า “อะตอมของธาตุทำปฏิกิริยากันเพื่อให้โครงแบบอิเล็กตรอนในระดับพลังงานสุดท้ายมีความเสถียรกว่าเดิม” อะตอมจะมีเสถียรภาพสูงสุดเมื่อมีโครงแบบอิเล็กตรอนเหมือนกับแก๊สมีสกุล โดยมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8 อิเล็กตรอน ดังนั้นเพื่อให้เข้าใจรูปแบบการเกิดพันธะเคมีจึงนิยมเขียนเฉพาะเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมเท่านั้น โดยการใช้สัญลักษณ์จุด (·) แทนจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน และเรียกสัญลักษณ์ดังกล่าวว่า สัญลักษณ์แบบจุดของลิวอิส (lewis dot symbol) ดังภาพที่ 4.1

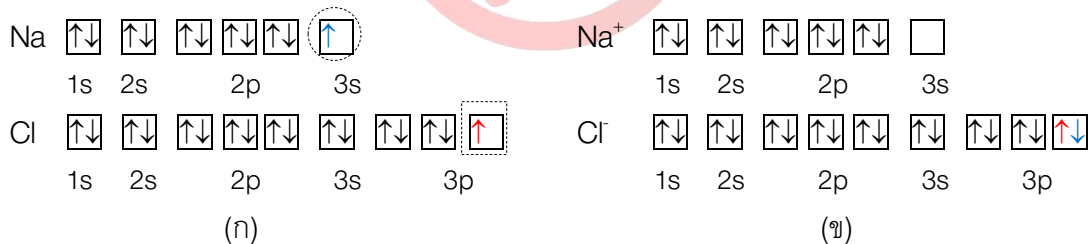
1 1A	2 2A																	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
·H·	·Li·	·Be·																·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne·
·Na·	·Mg·	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 9B	10 10B	11 11B	12 12B							·Al·	·Si·	·P·	·S·	·Cl·	·Ar·
·K·	·Ca·																	·Ga·	·Ge·	·As·	·Se·	·Br·	·Kr·
·Rb·	·Sr·																	·In·	·Sn·	·Sb·	·Te·	·I·	·Xe·
·Cs·	·Ba·																	·Tl·	·Pb·	·Bi·	·Po·	·At·	·Rn·
·Fr·	·Ra·																						

ภาพที่ 4.1 โครงสร้างอิเล็กตรอนแบบจุดของลิวอิสของธาตุเรฟรีเซนเททีฟ  
ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p371

### กฎออกเตต

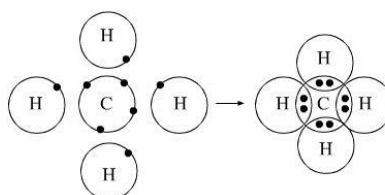
ในปี ค.ศ.1916 กอสเซล (Albrecht Kossel) และลิวอิส (Gilbert Newton Lewis) เสนอกฎที่เรียกว่า กฎออกเตต (octet rule) กล่าวคือ การเกิดพันธะเคมีระหว่างอะตอมจะเกี่ยวข้องกับเวเลนซ์อิเล็กตรอน โดยมีแนวโน้มที่ระดับพลังงานสุดท้ายพยายามเปลี่ยนแปลงให้มีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบ 8 ตัวเช่นเดียวกับระดับพลังงานสุดท้ายของแก๊สมีสกุล

พิจารณาอะตอม Na และ Cl ก่อนที่จะเกิดพันธะจะมีโครงสร้างอิเล็กตรอน ดังภาพที่ 4.2(ก) เมื่ออะตอม Na สูญเสียเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่อยู่ในออร์บิทัล-3s (ระดับพลังงานสุดท้าย) จำนวน 1 อิเล็กตรอนให้แก่อะตอม Cl อะตอม Na จึงกลายเป็น  $\text{Na}^+$  ซึ่งจะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่ในระดับพลังงานสุดท้าย คือในออร์บิทัล-2s และออร์บิทัล-2p รวมเป็น 8 อิเล็กตรอน ดังภาพที่ 4.2(ข) ส่วนอะตอม Cl เมื่อรับอิเล็กตรอนเข้ามา 1 อิเล็กตรอนจะกลายเป็น  $\text{Cl}^-$  ซึ่งมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่อยู่ในออร์บิทัล-3s และออร์บิทัล-3p รวมเท่ากับ 8 อิเล็กตรอนตามกฎออกเตต



ภาพที่ 4.2 โครงสร้างอิเล็กตรอนตามกฎออกเตตของ (ก) Na และ Cl ก่อนเกิดพันธะ และ (ข) สารประกอบ NaCl

โดยส่วนใหญ่จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมเมื่อเกิดพันธะจะครบ 8 ตามกฎออกเตต เช่น โมเลกุลมีเทน ( $\text{CH}_4$ ) จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ C จะครบ 8 (มาจากของ C 4 อิเล็กตรอน และ H 4 อะตอม ๆ ละ 1 อิเล็กตรอน) ดังภาพที่ 4.3 ส่วนจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ H จะครบ 2 ซึ่งเป็นข้อยกเว้นของกฎออกเตต



ภาพที่ 4.3 ลักษณะการเกิดพันธะระหว่างอะตอม C กับ H ตามกฎออกเตต

### ข้อยกเว้นกฎออกเตต

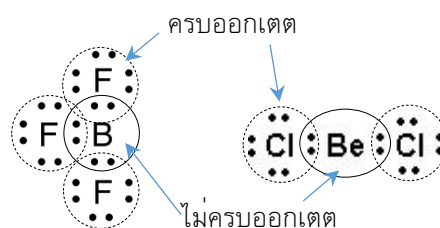
สารบางชนิดมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนไม่เป็นไปตามกฎออกเตต ซึ่งอาจมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนน้อยกว่า 8 หรือมากกว่า 8 แต่ยังคงอยู่ในสภาวะที่เสถียรได้

1) โมเลกุลที่ไม่ครบกฎออกเตต ได้แก่สารประกอบของธาตุในคาบที่ 2 ของตารางธาตุที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนน้อยกว่า 4 เช่น Be และ B

ธาตุ Be และ B เมื่อเกิดเป็นสารประกอบโคเวเลนซ์ จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนจะไม่ครบ 8 ตามกฎออกเตต (น้อยกว่า 8) ตัวอย่างเช่น  $\text{BF}_3$  และ  $\text{BeCl}_2$  (ภาพที่ 4.4)

ใน  $\text{BF}_3$  ธาตุ B จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 6 ซึ่งไม่ครบ 8 ในขณะที่ F ครบ 8

ใน  $\text{BeCl}_2$  ธาตุ Be มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 4 ซึ่งไม่ครบ 8 ในขณะที่ Cl ครบ 8

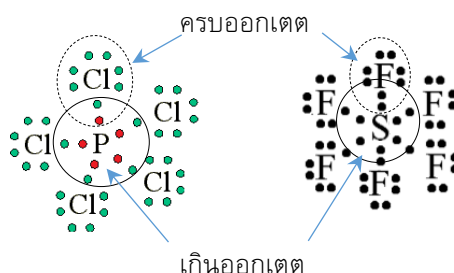


ภาพที่ 4.4 โมเลกุลที่อะตอมกลางไม่ครบกฎออกเตต

2) โมเลกุลที่เกินกฎออกเตต (เกิน 8) ธาตุคาบที่ 3 เป็นต้นไป อาจเกิดพันธะแล้วทำให้อิเล็กตรอนเกิน 8 เช่น P, S และโลหะทรานซิชัน

โมเลกุล  $\text{PCl}_5$  อะตอม P เกิดพันธะกับ Cl รวม 5 พันธะจึงมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 10 (ภาพที่ 4.5)

โมเลกุล  $\text{SF}_6$  อะตอม S เกิดพันธะกับ F รวม 6 พันธะจึงมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 12 (ภาพที่ 4.5)



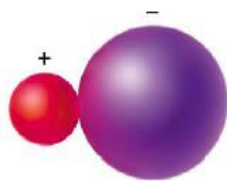
ภาพที่ 4.5 โมเลกุลที่อะตอมกลางเกินกฎออกเตต

#### 4.1.1 พันธะไอออนิก

พันธะไอออนิก คือพันธะที่เกิดจากแรงดึงดูดทางไฟฟ้าสถิต (electrostatic attraction) ระหว่างไอออนบวกและไอออนลบ

พันธะไอออนิกมักเกิดระหว่างธาตุโลหะกับอโลหะ ที่มีค่า EN แตกต่างกันมากกว่า 2 หน่วย โดยธาตุโลหะมีค่า IE ต่ำจึงมีแนวโน้มที่จะให้อิเล็กตรอนแล้วเกิดเป็นไอออนบวกได้ง่าย ส่วนอโลหะมีค่า EA สูงจึงมีแนวโน้มรับอิเล็กตรอนได้ดีจึงเกิดเป็นไอออนลบได้ง่าย ประกอบกับธาตุอโลหะมีค่า EN สูงกว่าธาตุโลหะมาก จึงเกิดการถ่ายโอนอิเล็กตรอนอย่างสมบูรณ์ (electron transfer) จากธาตุโลหะให้อโลหะเกิด

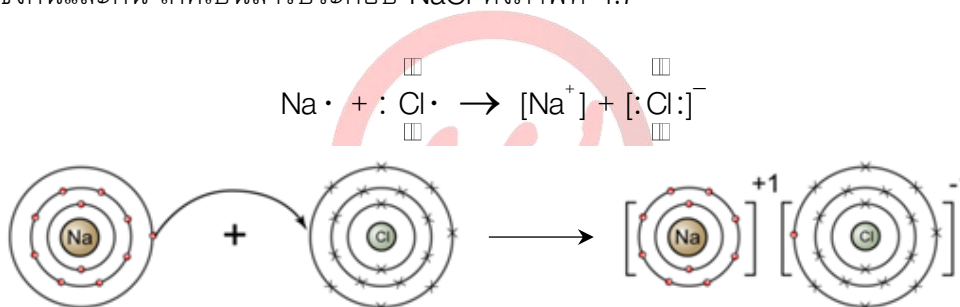
เป็นไอออนบวกและไอออนลบ จึงมีแรงดึงดูดทางไฟฟ้าสถิตระหว่างกัน ทำให้ไอออนทั้งสองเข้าชิดใกล้กัน ดังภาพที่ 4.6



ภาพที่ 4.6 รูปจำลองแสดงแรงดึงดูดทางไฟฟ้าสถิตระหว่างไอออนบวกและไอออนลบ

### การเกิดพันธะไอออนิก

สารประกอบที่เกิดมาจากพันธะไอออนิก เรียกว่า สารประกอบไอออนิก (ionic compound) เช่น การเกิดพันธะไอออนิกระหว่าง Na กับ Cl โดย Na (โลหะ หมู่ 1A) มีค่า IE ต่ำดังนั้น อะตอม Na จึงแตกตัวเป็นไอออนบวกได้ง่าย และมีค่า EN ต่ำ (EN=0.9) อะตอม Na จึงมีความสามารถในการดึงอิเล็กตรอนต่ำ จึงทำให้ Na สูญเสียเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน เกิดเป็น  $\text{Na}^+$  ส่วน Cl (อโลหะ หมู่ 7A) มีค่า EA และค่า EN สูง (EN=3.0) ทำให้มีความสามารถในการดึงอิเล็กตรอนเข้าหาตัวเองได้ดีกว่า จึงสามารถรับอิเล็กตรอนมา 1 อิเล็กตรอนเกิดเป็น  $\text{Cl}^-$  เมื่อไอออนทั้งสองที่มีประจุตรงข้ามกันจึงเกิดแรงยึดเหนี่ยวทางไฟฟ้าซึ่งกันและกัน เกิดเป็นสารประกอบ NaCl ดังภาพที่ 4.7



ภาพที่ 4.7 การเกิดพันธะไอออนิกระหว่างโซเดียมกับคลอรีนเกิดเป็นสารประกอบโซเดียมคลอไรด์

### พลังงานกับการเกิดพันธะไอออนิก

ในปี ค.ศ.1840 เฮสส์ (Germain Henri Hess) นักเคมีชาวรัสเซีย ได้ตีพิมพ์การประยุกต์ใช้ของกฎข้อที่หนึ่งของเทอร์โมไดนามิกส์ที่มีความสำคัญมากในการคำนวณหาการเปลี่ยนแปลงเอนทัลปี (enthalpy) ของปฏิกิริยาหนึ่ง ๆ

**เอนทัลปี** คือปริมาณความร้อนที่ถูกดูดเข้าไปหรือคายออกมาจากระบบในการเกิดปฏิกิริยาเคมีใดๆ โดยการแสดงการเปลี่ยนแปลงเอนทัลปีของปฏิกิริยาใดๆ เขียนแทนด้วย  $\Delta H$

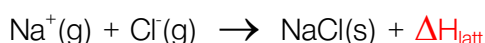
เฮสส์ได้นำเอาค่าการเปลี่ยนแปลงเอนทัลปีของปฏิกิริยาย่อยๆ ที่เกิดขึ้นในขั้นตอนต่างๆ ของการเกิดสารประกอบไอออนิกมารวมกัน โดยตั้งเป็นกฎที่เรียกว่า กฎของเฮสส์ (Hess' law) มีใจความสำคัญคือการเปลี่ยนแปลงเอนทัลปีของปฏิกิริยาเคมีหนึ่ง ๆ จะมีค่าคงที่ ไม่ว่าปฏิกิริยาจะเกิดขึ้นขั้นเดียวหรือหลายขั้นก็ตาม

บอร์น (Max Born) และ ฮาเบอร์ (Fritz Haber) นักเคมีชาวเยอรมัน ได้อาศัยกฎของเฮสส์ สร้างแผนผังวัฏจักรที่เรียกว่า วัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ (Born-Haber cycle) สำหรับอธิบายพลังงานโครงผลึกหรือเรียกว่า พลังงานแลตทิซ (lattice energy) ในการเกิดสารประกอบไอออนิก

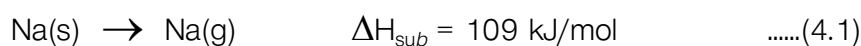
พลังงานแลตทิซ คือพลังงานความร้อนที่คายออกมาเมื่อไอออนบวกและไอออนลบที่อยู่ใ้ในสถานะแก๊สรวมตัวกันแล้วเกิดเป็นสารประกอบไอออนิก

การหาพลังงานแลตทิซของสารประกอบไอออนิกไม่สามารถหาได้โดยตรง แต่สามารถหาได้โดยวิธีอ้อมตามขั้นตอนตามวัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ โดยอาศัยการเปลี่ยนแปลงเอนทัลปีของแต่ละขั้นตอนของการเกิดปฏิกิริยาเคมี แล้วคำนวณค่าพลังงานแลตทิซของการเกิดสารประกอบไอออนิกตามกฎของเฮสส์

ตัวอย่างการเกิดสารประกอบ NaCl ดังสมการ



การหาพลังงานแลตทิซจากวัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์นั้นต้องทราบขั้นตอนย่อยๆ ที่อุณหภูมิ 25°C ดังนี้  
 ขั้นที่ 1 การเปลี่ยนสถานะของอะตอม Na จากของแข็งให้เป็นแก๊ส ซึ่งเป็นปฏิกิริยาคูดความร้อน เรียกว่า พลังงานการระเหิด (sublimation,  $\Delta H_{\text{sub}}$ )



ขั้นที่ 2 การสลายพันธะโมเลกุลแก๊ส  $\text{Cl}_2$  เป็นอะตอม Cl ซึ่งเป็นปฏิกิริยาคูดความร้อน เรียกว่า พลังงานการสลายพันธะของโมเลกุลแก๊ส (dissociation,  $\Delta H_{\text{dis}}$ )



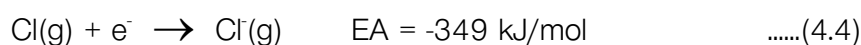
แต่การเกิด NaCl(s) 1 โมลใช้ Cl(g) 1 โมล ดังนั้นพลังงานที่ดูดเข้าไปจะเป็นครึ่งหนึ่ง



ขั้นที่ 3 การเปลี่ยนอะตอม Na ในสถานะแก๊สให้เป็น  $\text{Na}^+$  ซึ่งเป็นปฏิกิริยาคูดความร้อน เรียกว่า พลังงานไอออไนเซชัน (ionization energy, IE)



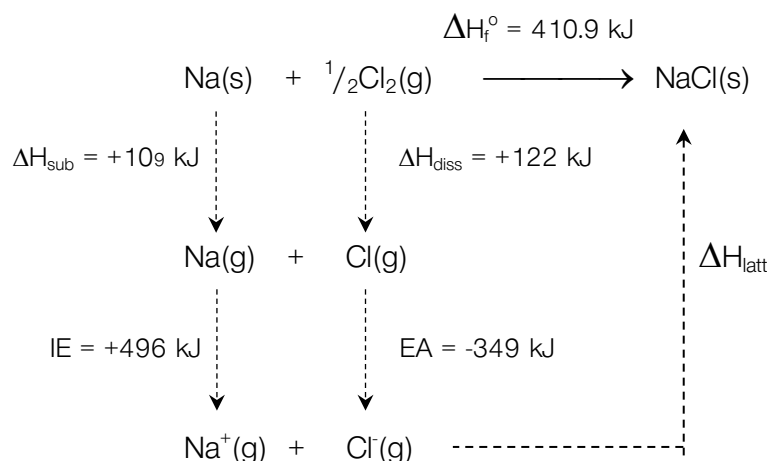
ขั้นที่ 4 การเปลี่ยนอะตอม Cl เป็น  $\text{Cl}^-$  เป็นปฏิกิริยาคายความร้อน เรียกว่า พลังงานสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (electron affinity, EA)



ขั้นที่ 5 การรวมตัวของ  $\text{Na}^+$  และ  $\text{Cl}^-$  เกิดเป็นผลึก NaCl ซึ่งเป็นปฏิกิริยาคายความร้อน ซึ่งพลังงานที่คายออกมาเรียกว่า พลังงานแลตทิซ ( $\Delta H_{\text{latt}}$ )



แผนผังการเกิดผลึก NaCl ตามวัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ เขียนได้ดังภาพที่ 4.8



ภาพที่ 4.8 แผนผังวัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ ของการเกิดสารประกอบโซเดียมคลอไรด์

### สมบัติของสารประกอบไอออนิก

1) สภาวะปกติ สารประกอบไอออนิกเป็นของแข็งไม่นำไฟฟ้า เมื่อหลอมเหลวหรืออยู่ในสภาพของสารละลาย สามารถนำไฟฟ้าได้ดี เพราะในผลึกของแข็ง ไอออนบวกและไอออนลบยึดเหนี่ยวกันไว้แข็งแรงเคลื่อนที่ไม่ได้ แต่เมื่อหลอมเหลวเป็นของเหลว ไอออนบวกและไอออนลบแยกออกจากกันและสามารถเคลื่อนที่ได้ โดยไอออนบวกเคลื่อนที่เข้าหาขั้วลบเพื่อรับอิเล็กตรอน และไอออนลบเคลื่อนที่เข้าหาขั้วบวกเพื่อให้อิเล็กตรอน จึงเคลื่อนที่ไปยังขั้วไฟฟ้าทำให้กระแสไฟฟ้าไหลผ่านได้

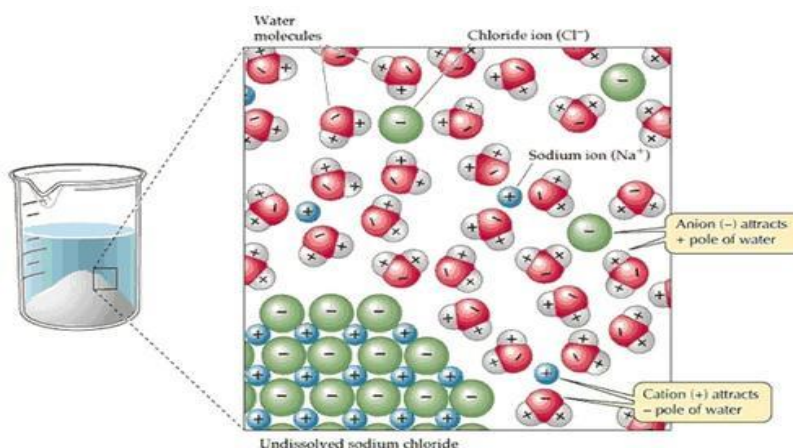
2) สารประกอบไอออนิกมีจุดเดือด จุดหลอมเหลวสูง เนื่องจากการหลอมเหลวและการเดือดของสารประกอบไอออนิกต้องใช้พลังงานในการสลายพันธะสูง

3) ละลายได้ดีในตัวทำละลายที่มีค่าคงตัวไดอิเล็กตริกสูง (ตัวทำละลายมีขั้ว) แสดงดังภาพที่ 4.9 (กลไกการละลายของเกลือไอออนิกอธิบายในเรื่องสารละลาย หน่วยเรียนที่ 5)

4) สารประกอบไอออนิกทุกชนิดมีสถานะของแข็งที่อุณหภูมิห้อง

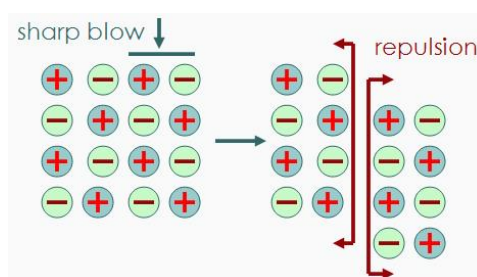
5) เปราะ แตกหักง่าย เนื่องจากเกิดแรงผลักระหว่างประจุที่เหมือนกัน แสดงดังภาพที่ 4.10

6) ปฏิกิริยาของสารประกอบไอออนิกใดๆ เกิดขึ้นได้อย่างรวดเร็ว เช่นการละลาย และการตกตะกอน



ภาพที่ 4.9 แสดงการละลายของผลึกไอออนิกในน้ำ  
ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://chewtychem.wiki.hci.edu.sg>





ภาพที่ 4.10 แสดงการเปราะและการแตกหักง่ายของผลึกไอออนิก  
ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://chewtychem.wiki.hci.edu.sg>

### การเขียนสูตรสารประกอบไอออนิก

สูตรสารประกอบไอออนิกต้องเขียนไอออนบวกก่อนตามด้วยไอออนลบ และค่าประจุรวมต้องเท่ากับศูนย์

การเขียนสูตรสารประกอบไอออนิกต้องพิจารณาไอออนบวกและไอออนลบ ซึ่งโลหะจะเป็นไอออนบวก ส่วนอโลหะเป็นไอออนลบ อัตราส่วนไอออนโลหะต่อไอออนอโลหะในสูตรสารประกอบไอออนิกแสดงดังตารางที่ 4.4

อัตราส่วนประจุระหว่างประจุบวกและประจุลบ จะบอกอัตราส่วนของไอออนที่เป็นองค์ประกอบในสูตรสารประกอบไอออนิก เช่น อัตราส่วนประจุระหว่างประจุบวกและประจุลบ เท่ากับ 1 : 1 แสดงว่าสูตรสารประกอบไอออนิกนั้นประกอบด้วยไอออนบวก 1 อะตอมและไอออนลบ 1 อะตอม ดังแสดงในตารางที่ 4.5

ตารางที่ 4.4 อัตราส่วนไอออนโลหะต่อไอออนอโลหะในสูตรสารประกอบไอออนิก

ไอออนโลหะ		ไอออนอโลหะ		สูตรสารประกอบไอออนิก (เมื่อ M แทนโลหะและ A แทนอโลหะ)
หมู่	ประจุ	หมู่	ประจุ	
1A	+1	7A	-1	MA
1A	+1	6A	-2	M <sub>2</sub> A
2A	+2	7A	-1	MA <sub>2</sub>
2A	+2	6A	-2	MA
3A	+3	7A	-1	MA <sub>3</sub>
3A	+3	6A	-2	M <sub>2</sub> A <sub>3</sub>



ตารางที่ 4.5 การเขียนสูตรสารประกอบไอออนิกบางชนิด

ไอออนบวก	ไอออนลบ	อัตราส่วนประจุ (+ / -)	สูตรสารประกอบ ไอออนิก
$\text{Na}^+$	$\text{Cl}^-$	1 : 1	$\text{NaCl}$
$\text{Li}^+$	$\text{O}^{2-}$	1 : 2	$\text{Li}_2\text{O}$
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{F}^-$	2 : 1	$\text{CaF}_2$
$\text{Mg}^{2+}$	$\text{O}^{2-}$	2 : 2	$\text{MgO}$
$\text{Al}^{3+}$	$\text{S}^{2-}$	3 : 2	$\text{Al}_2\text{S}_3$
$\text{NH}_4^+$	$\text{SO}_4^{2-}$	1 : 2	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{OH}^-$	3 : 1	$\text{Fe}(\text{OH})_3$
$\text{K}^+$	$\text{PO}_4^{3-}$	1 : 3	$\text{K}_3\text{PO}_4$

## การเรียกชื่อสารประกอบไอออนิก

ชื่อสารประกอบไอออนิกจะเรียกตามไอออนบวกและไอออนลบที่เป็นองค์ประกอบ ดังนั้นจำเป็นต้องรู้จักชื่อของไอออนบวกและไอออนลบ ดังนี้

- ไอออนบวก เรียกตามชื่อธาตุโลหะ (ภาคผนวก ข) ดังตารางที่ 4.6 กรณีธาตุโลหะที่มีเลขออกซิเดชันมากกว่า 1 ค่าต้องระบุเลขออกซิเดชันเป็นเลขโรมันในวงเล็บ

ตารางที่ 4.6 ชื่อไอออนบวกบางชนิด

ประจุ	ไอออนบวก	ชื่อธาตุ	ชื่อเรียกไอออนบวก
+1	$\text{H}^+$	ไฮโดรเจน	ไฮโดรเจนไอออน หรือโปรตอน
	$\text{Na}^+$	โซเดียม	โซเดียมไอออน
	$\text{Ag}^+$	เงิน	เงินไอออน
	$\text{Cu}^+$	ทองแดง	ทองแดง(I) หรือ คิวปรัสไอออน
	$\text{NH}_4^+$	-	แอมโมเนียมไอออน
+2	$\text{Ca}^{2+}$	แคลเซียม	แคลเซียมไอออน
	$\text{Zn}^{2+}$	สังกะสี	สังกะสีไอออน
	$\text{Cu}^{2+}$	ทองแดง	ทองแดง(II) หรือ คิวปริกไอออน
	$\text{Fe}^{2+}$	เหล็ก	เหล็ก(II) หรือ เฟอรัสไอออน
	$\text{Hg}^{2+}$	ปรอท	ปรอท(II) หรือ เมอร์คิวริกไอออน
+3	$\text{Al}^{3+}$	อะลูมิเนียม	อะลูมิเนียมไอออน
	$\text{Fe}^{3+}$	เหล็ก	เหล็ก(III) หรือ เฟอริกไอออน
	$\text{Cr}^{3+}$	โครเมียม	โครเมียม(III) หรือโครมิกไอออน

5.2) ไอออนลบ เรียกตามชื่อธาตุ แต่เปลี่ยนคำลงท้ายเป็นไอดี (-ide) และไอออนลบบางชนิดเป็นกลุ่มอะตอมหรือโมเลกุลจึงมีชื่อเรียกเฉพาะ ดังตารางที่ 4.7

ตารางที่ 4.7 ชื่อไอออนลบบางชนิด

ประจุ	ไอออนลบ	ชื่อธาตุ	ชื่อเรียกไอออนลบ
-1	H	ไฮโดรเจน	ไฮไดรด์ไอออน
	F	ฟลูออรีน	ฟลูออไรด์ไอออน
	Cl	คลอรีน	คลอไรด์ไอออน
	I	ไอโอดีน	ไอโอไดด์ไอออน
	CN <sup>-</sup>	-	ไซนาไนด์ไอออน
	OH <sup>-</sup>	-	ไฮดรอกไซด์ไอออน
	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	-	แอสีเตตไอออน
	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	-	ไนเตรตไอออน
	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	-	แมงกานेटไอออน
-2	O <sup>2-</sup>	ออกซิเจน	ออกไซด์ไอออน
	S <sup>2-</sup>	กำมะถัน (ซัลเฟอร์)	ซัลไฟด์ไอออน
	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	-	คาร์บอเนตไอออน
	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	-	โครเมตไอออน
	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	-	ไดโครเมตไอออน
	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	-	ซัลเฟตไอออน
-3	N <sup>3-</sup>	ไนโตรเจน	ไนไตรด์ไอออน
	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	-	ฟอสเฟตไอออน

3) ลำดับการเรียกชื่อสารประกอบไอออนิกให้เรียกชื่อไอออนบวกก่อนแล้วตามด้วยชื่อไอออนลบ (ตามหลักการเขียนสูตร) ดังตารางที่ 4.8

ตารางที่ 4.8 ชื่อสารประกอบไอออนิกบางชนิด

สูตรสารประกอบไอออนิก	ไอออนบวก	ไอออนลบ	ชื่อสารประกอบไอออนิก
NaCl	Na <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	โซเดียมคลอไรด์
Li <sub>2</sub> O	Li <sup>+</sup>	O <sup>2-</sup>	ลิเทียมออกไซด์
CaF <sub>2</sub>	Ca <sup>2+</sup>	F <sup>-</sup>	แคลเซียมฟลูออไรด์
MgO	Mg <sup>2+</sup>	O <sup>2-</sup>	แมกนีเซียมออกไซด์
Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Al <sup>3+</sup>	S <sup>2-</sup>	อะลูมิเนียมซัลไฟด์
(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	แอมโมเนียมซัลเฟต
Fe(OH) <sub>3</sub>	Fe <sup>3+</sup>	OH <sup>-</sup>	เหล็ก(III) ไฮดรอกไซด์ หรือ เฟอริกไฮดรอกไซด์
K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	K <sup>+</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	โพแทสเซียมฟอสเฟต

4) ไอออนบวกที่เป็นโลหะทรานซิชันที่มีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า (มีประจุบวกได้มากกว่าหนึ่งค่า) ให้เขียนเลขออกซิเดชันของไอออนบวกตามระบบสต็อก (stock) โดยเขียนชื่อธาตุตามด้วยเลขค่า

ออกซิเดชันเป็นเลขโรมันในเครื่องหมายวงเล็บ เช่น เหล็ก(III), ตะกั่ว(II), โครเมียม(VI), พรอท(II) และ แคดเมียม(II) ดังตารางที่ 4.6

5) โลหะแทรนซิชันที่มีเลขออกซิเดชัน 2 ค่า และมีชื่อภาษาละติน ให้เรียกไอออนบวกด้วยชื่อภาษากรีก แต่เปลี่ยนพยางค์ท้ายเป็น “-อัส (-ous)” สำหรับไอออนที่มีเลขออกซิเดชันน้อย และเปลี่ยนพยางค์ท้ายเป็น “-อิก (-ic)” สำหรับไอออนที่มีเลขออกซิเดชันมากกว่า โดยไม่ต้องใส่เลขออกซิเดชันในวงเล็บ ดังตารางที่ 4.9 และตัวอย่างดังตารางที่ 4.10

ตารางที่ 4.9 ชื่อเรียกไอออนบวกของโลหะแทรนซิชันที่มีเลขออกซิเดชัน 2 ค่าและมีชื่อเรียกภาษาละติน

โลหะแทรนซิชัน	ชื่อภาษาละติน	เลขออกซิเดชัน	ชื่อเรียกไอออนบวก
Fe	เฟอรัม	+2	เฟอรัส (ferrous)
	(ferrum)	+3	เฟอริก (ferric)
Cu	คิวรัม	+1	คิวรัส (cuprous)
	(cuprum)	+2	คิวริก (cupric)
Hg	เมอร์คิวรี	+1	เมอร์คิวรัส (mercurous)
	(mercury)	+2	เมอร์คิวริก (mercuric)

ตารางที่ 4.10 ชื่อเรียกสารประกอบไอออนิกที่โลหะแทรนซิชันที่มีเลขออกซิเดชัน 2 ค่า

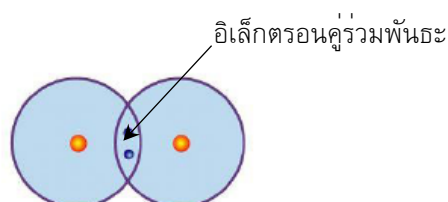
สูตรสารประกอบไอออนิก	เลขออกซิเดชันของโลหะ	ชื่อเรียกไอออนบวก	ชื่อเรียกสารประกอบไอออนิก
FeSO <sub>4</sub>	+2	เฟอรัส	เฟอรัสซัลเฟต
FeCl <sub>3</sub>	+3	เฟอริก	เฟอริกคลอไรด์
Cu <sub>2</sub> O	+1	คิวรัส	คิวรัสออกไซด์
CuO	+2	คิวริก	คิวริกออกไซด์
Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	+1	เมอร์คิวรัส	เมอร์คิวรัสคลอไรด์
HgCl <sub>2</sub>	+2	เมอร์คิวริก	เมอร์คิวริกคลอไรด์

ตัวอย่าง 4.2 การเขียนและการเรียกชื่อสารประกอบไอออนิก

ธาตุองค์ประกอบ	สูตรสารประกอบไอออนิก	ชื่อเรียกสารประกอบไอออนิก
K กับ O	K <sub>2</sub> O	โพแทสเซียมออกไซด์
Ca กับ SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	CaSO <sub>4</sub>	แคลเซียมซัลเฟต
Al กับ Cl	AlCl <sub>3</sub>	อะลูมิเนียมคลอไรด์
Fe <sup>2+</sup> กับ S	FeS	เฟอรัสซัลไฟด์ หรือ เหล็ก(II)ซัลไฟด์
Fe <sup>3+</sup> กับ CN <sup>-</sup>	Fe(CN) <sub>3</sub>	เฟอริกไซนาไนด์ หรือ เหล็ก(III)ไซนาไนด์
Cr กับ F	CrF <sub>3</sub>	โครเมียม(III) ฟลูออไรด์
Mn กับ PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Mn <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	แมงกานีส(II) ฟอสเฟต
Zn กับ O	ZnO	สังกะสีออกไซด์

### 4.1.2 พันธะโคเวเลนต์

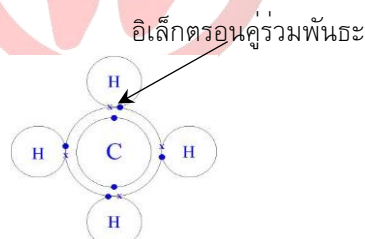
พันธะโคเวเลนต์ (covalent bond) เป็นพันธะที่เกิดจากอะตอมตั้งแต่ 2 อะตอม นำเวเลนซ์อิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกันในจำนวนเท่าๆ กัน ภาพที่ 4.11 แสดงแบบจำลองการเกิดพันธะโคเวเลนต์ของสองอะตอมในการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันอะตอมละ 1 อิเล็กตรอน เรียกอิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันเพื่อสร้างพันธะว่า อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ (bonded-pair electron) ส่วนอิเล็กตรอนที่ไม่ได้ใช้ในการสร้างพันธะเรียกว่า อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (lone-pair electron)



ภาพที่ 4.11 ภาพจำลองการเกิดพันธะโคเวเลนต์

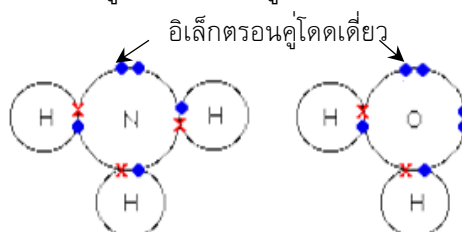
### การเกิดพันธะโคเวเลนต์

โมเลกุล  $\text{CH}_4$  เกิดจากพันธะโคเวเลนต์ระหว่างอะตอม C และ H สามารถอธิบายการเกิดพันธะตามกฎออกเตตได้ คือ C มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 4 อิเล็กตรอน ดังนั้นสามารถเกิดพันธะได้ทั้งหมด 4 พันธะ ในขณะที่ H มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอนจึงสามารถเกิดพันธะได้เพียง 1 พันธะเท่านั้น ดังนั้นการเกิดพันธะโคเวเลนต์ระหว่าง C 1 อะตอมต้องอาศัย H จำนวน 4 อะตอม ดังแสดงในภาพที่ 4.12 อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะที่มาจาก C แทนด้วยจุดวงกลม ส่วนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะที่มาจาก H แทนด้วย x และเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ C ครบ 8 ตามกฎออกเตต ส่วนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ H ครบ 2 (ตามข้อยกเว้นกฎออกเตต)



ภาพที่ 4.12 แสดงการเกิดพันธะโคเวเลนต์ของมีเทน

ตัวอย่างการเกิดพันธะโคเวเลนต์ของโมเลกุล  $\text{NH}_3$  และโมเลกุล  $\text{H}_2\text{O}$  แสดงดังภาพที่ 4.13 อธิบายการเกิดพันธะเช่นเดียวกับ  $\text{CH}_4$  จะเห็นว่าเมื่อเกิดพันธะโคเวเลนต์ เวเลนซ์อิเล็กตรอนของ N และ O ครบ 8 (ตามกฎออกเตต) ส่วนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ H ครบ 2 (ตามข้อยกเว้นกฎออกเตต) แต่ที่แตกต่างกันคือพันธะที่เกิดขึ้นไม่ได้เกิดตามจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน เพราะ N เกิดได้เพียง 3 พันธะ และ O เกิดได้เพียง 2 พันธะ ดังนั้น N จึงมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ ส่วน O มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 2 คู่

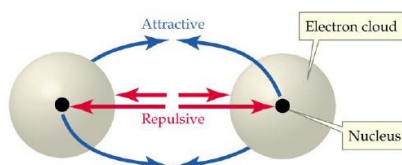


(ก) (ข)

ภาพที่ 4.13 แสดงการเกิดพันธะโคเวเลนต์ของ (ก)  $\text{NH}_3$  และ (ข)  $\text{H}_2\text{O}$ 

## พลังงานในการเกิดพันธะโคเวเลนต์

การเกิดพันธะโคเวเลนต์เกี่ยวข้องกับแรงผลักและแรงดึงดูดที่สมดุลกันระหว่างสองอะตอม แรงผลักเกิดขึ้นระหว่างอิเล็กตรอนของแต่ละอะตอม และระหว่างนิวเคลียสของแต่ละอะตอม แรงดึงดูดเกิดขึ้นจากแรงดึงดูดระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนของทั้งสองอะตอม ดังภาพที่ 4.14

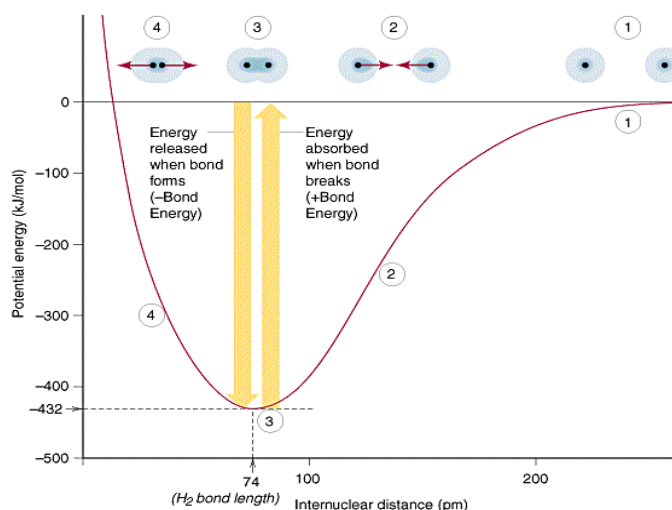


ภาพที่ 4.14 แรงผลักและแรงดึงดูดระหว่างอะตอมในการเกิดพันธะโคเวเลนต์

ที่มา: McMurry et al., Chemistry. 2010. p108

การอธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนต์ของแก๊ส  $\text{H}_2$  แสดงภาพที่ 4.15 อะตอม H สองอะตอมรวมเป็นโมเลกุล  $\text{H}_2$  เมื่ออะตอม H สองอะตอมเคลื่อนที่เข้าใกล้กัน (ตำแหน่ง ②) จะเกิดแรงดึงดูดระหว่างอิเล็กตรอนของอะตอมหนึ่งกับโปรตอนในนิวเคลียสของอีกอะตอมหนึ่ง ทำให้บริเวณระหว่างอะตอมทั้งสองมีอิเล็กตรอนอยู่หนาแน่นกว่าบริเวณอื่น อิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่อยู่ในบริเวณระหว่างอะตอมทั้งสองจะดึงนิวเคลียสของทั้งสองอะตอมให้เข้าใกล้กันมากขึ้น แต่เนื่องจากอิเล็กตรอนของทั้งสองอะตอมมีประจุลบเหมือนกัน และโปรตอนในนิวเคลียสทั้งสองมีประจุบวกเหมือนกัน ส่งผลให้เมื่ออะตอม H เข้ามาใกล้กัน จะเกิดทั้งแรงดึงดูดและแรงผลักพร้อม ๆ กัน (ดังภาพที่ 4.14) ซึ่งถ้าอะตอม H อยู่ห่างกันจะมีแรงดึงดูดมากกว่าแรงผลัก แต่ถ้าอะตอม H เข้าใกล้กันมากเกินไปจะมีแรงผลักมากกว่าแรงดูด เมื่ออะตอม H สองอะตอมอยู่ห่างกันในระยะที่เหมาะสม พลังงานศักย์ลดลงต่ำสุด ณ ระยะระหว่างนิวเคลียสของ H-H เท่ากับ 74 พิโกเมตร (ตำแหน่ง ③) แรงดึงดูดจะสมดุลกับแรงผลัก ผลรวมของแรงทำให้นิวเคลียสไม่แยกจากกัน และใช้อิเล็กตรอนร่วมกันเกิดเป็นพันธะโคเวเลนต์

ความสัมพันธ์ระหว่างพลังงานศักย์กับระยะระหว่างนิวเคลียสของสองอะตอม (ตามภาพที่ 4.15) จะเห็นได้ว่าเมื่ออะตอมทั้งสองเข้ามาใกล้กัน แรงดึงดูดระหว่างอะตอมทำให้พลังงานศักย์ลดลง และมีระยะหนึ่งที่พลังงานศักย์ลดลงต่ำสุดเท่ากับ  $-432 \text{ kJ/mol}$  (ระยะ ③) ถ้าอะตอมทั้งสองเข้าใกล้กันมากกว่านี้ แรงผลักระหว่างนิวเคลียสทำให้พลังงานศักย์เพิ่มขึ้น (ตำแหน่ง ④) โมเลกุล  $\text{H}_2$  ไม่เสถียร (อะตอม H แยกออกจากกัน) ระยะห่างระหว่างนิวเคลียสของอะตอม H สองอะตอมที่มีเสถียรภาพเป็น 74 พิโกเมตร หมายความว่า ความยาวพันธะของโมเลกุล  $\text{H}_2$  เท่ากับ 74 พิโกเมตร และพลังงานพันธะของ  $\text{H}_2$  เท่ากับ  $432 \text{ kJ/mol}$

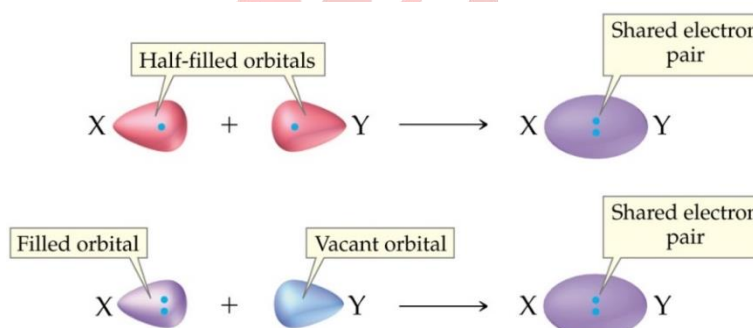


ภาพที่ 4.15 ความสัมพันธ์ระหว่างพลังงานศักย์กับระยะระหว่างนิวเคลียสของไฮโดรเจน  
ที่มา: Silberberg. Chemistry. 2013. p338

### พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์

พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ (coordinate covalent bond) เกิดจากอะตอมของธาตุหนึ่งเป็นผู้ให้อิเล็กตรอนแก่อีกอะตอมหนึ่งที่สามารถรับคู่อิเล็กตรอนได้ แล้วเกิดเป็นพันธะโคเวเลนต์

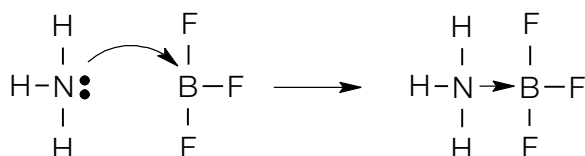
พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ แตกต่างจากพันธะโคเวเลนต์ปกติตรงที่ไม่ได้เกิดจากอะตอมทั้งสองนำเวเลนซ์อิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกัน แบบจำลองเปรียบเทียบการเกิดพันธะโคเวเลนต์ปกติและการเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ แสดงดังภาพที่ 4.16



ภาพที่ 4.16 แบบจำลอง (ก) การเกิดพันธะโคเวเลนต์ปกติ และ (ข) พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์  
ที่มา: McMurry et al. Chemistry. 2010. p115

จากแบบจำลองภาพที่ 4.16 จะเห็นความแตกต่างของการเกิดพันธะโคเวเลนต์ปกติและพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ คือการนำเวเลนซ์อิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกัน ในพันธะโคเวเลนต์ปกติ อะตอม X และ Y ใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนของตัวเอง ในขณะที่พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์จะเห็นว่าฝ่ายหนึ่งให้อิเล็กตรอนหนึ่งเรียกว่าผู้ให้อิเล็กตรอน (electron paired donor) อีกฝ่ายทำหน้าที่รับคู่อิเล็กตรอน เรียกว่า ผู้รับคู่อิเล็กตรอน (electron paired acceptor) โดยผู้รับคู่อิเล็กตรอนต้องมีออร์บิทัลว่างสำหรับรับคู่อิเล็กตรอนเพื่อเกิดเป็นพันธะโคเวเลนต์

ตัวอย่างโมเลกุลที่เกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ เช่น  $\text{H}_3\text{N}-\text{BF}_3$  แสดงในภาพที่ 4.17

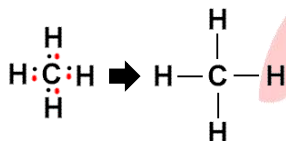


ภาพที่ 4.17 แสดงการเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์

เมื่อพิจารณาจากเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ B ซึ่งอยู่หมู่ 3A จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 3 อิเล็กตรอน และอิเล็กตรอนทั้ง 3 อิเล็กตรอนได้ใช้ไปเป็นอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะกับ H 3 อะตอมหมดแล้ว ดังนั้น B จึงไม่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเหลือที่จะใช้สร้างพันธะได้อีก ส่วนโมเลกุล  $\text{NH}_3$  อะตอม N ซึ่งอยู่หมู่ 5A จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 5 อิเล็กตรอน เกิดพันธะกับ H 3 อะตอม ดังนั้น N จึงมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวอีก 1 คู่ เมื่อ B ไม่มีอิเล็กตรอนที่สามารถสร้างพันธะได้ แต่ B มีออร์บิทัลว่าง (คือออร์บิทัล-2p) จึงสามารถรับคู่อิเล็กตรอนจาก N เกิดเป็นพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์

### ประเภทของพันธะโคเวเลนต์

1) พันธะเดี่ยว (single bond) คือพันธะโคเวเลนต์ที่เกิดจากใช้อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 1 คู่ เขียนโดยใช้ขีดหนึ่งเส้น (—) แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 1 คู่ที่อยู่ระหว่างอะตอมทั้งสองอะตอม เช่น พันธะระหว่าง C กับ H ในโมเลกุล  $\text{CH}_4$



2) พันธะคู่ (double bond) คือพันธะโคเวเลนต์ที่เกิดจากใช้อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 2 คู่ เขียนโดยใช้ขีดสองเส้น (=) แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 2 คู่ที่อยู่ระหว่างอะตอมทั้งสองอะตอม เช่น พันธะระหว่าง C กับ O ในโมเลกุล  $\text{CO}_2$  โดย C มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 4 อิเล็กตรอน ส่วน O มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 6 อิเล็กตรอน ยังขาดอีก 2 อิเล็กตรอนจะครบ 8 ตามกฎออกเตต เมื่อ C นำอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอนมาใช้ในการสร้างพันธะกับ O 2 อะตอม เกิดเป็นพันธะคู่ระหว่าง C และ O ทำให้อะตอมทั้งสองมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8 และ O มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวอะตอมละ 2 คู่



3) พันธะสาม (triple bond) คือ พันธะโคเวเลนต์ที่เกิดจากใช้อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 3 คู่ เขียนโดยใช้ขีดสามเส้น ( $\equiv$ ) แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 3 คู่ที่อยู่ระหว่างอะตอมทั้งสองอะตอม เช่น พันธะระหว่าง N สองอะตอมในโมเลกุลของ  $\text{N}_2$  โดย N แต่ละอะตอมมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 5 อิเล็กตรอน ขาดอีก 3 อิเล็กตรอนตามกฎออกเตต เมื่อแต่ละอะตอมใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกัน 3 คู่ (มาจากอะตอมละ 3 อิเล็กตรอน) เกิดเป็นพันธะสาม ทำให้ไนโตรเจนแต่ละอะตอมมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8 และ N มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวอะตอมละ 1 คู่

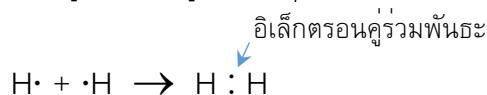




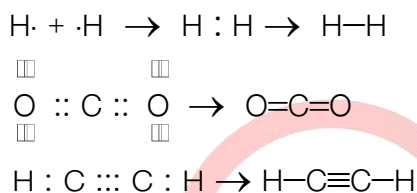
### สูตรโครงสร้างของโมเลกุลโคเวเลนต์

1) สูตรโครงสร้างแบบจุด (electron dot formula) ลิวอิส เสนอใช้สัญลักษณ์แบบจุด (·) แทนจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน และสัญลักษณ์ (:) แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะหรืออิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

ตัวอย่าง การเขียนสูตรโครงสร้างแบบจุดของแก๊ส  $H_2$  โดยอะตอม H มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน สูตรโครงสร้างแบบจุดเขียนได้เป็น  $H\cdot$  เมื่อไฮโดรเจน 2 อะตอมรวมกันเป็นโมเลกุล  $H_2$  จะใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกัน 1 คู่ จึงเขียนสูตรแบบจุดได้ดังนี้

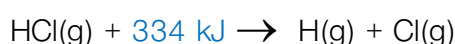


2) สูตรโครงสร้างแบบเส้น (dash formula) เป็นการเขียนโดยใช้ขีดหนึ่งเส้น (—) แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 1 คู่ที่อยู่ระหว่างอะตอมทั้งสองอะตอม และใช้ขีดสองเส้น (=) และขีดสามเส้น (≡) แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 2 คู่ และ 3 คู่ ตามลำดับ



### พลังงานพันธะ

พลังงานพันธะ (bond energy) คือพลังงานที่ใช้ไปเพื่อสลายพันธะภายในโมเลกุลให้แยกออกจากกันกลายเป็นอะตอมในสถานะแก๊ส เช่น



ในการสลายพันธะชนิดเดียวกันในสารต่างชนิดกันใช้พลังงานไม่เท่ากัน ถ้าการสลายพันธะในโมเลกุลชนิดเดียวกันแต่มีหลายพันธะ จะต้องสลายพันธะหลายขั้นและใช้พลังงานไม่เท่ากัน ซึ่งต้องใช้ค่าเฉลี่ยเรียกว่า พลังงานพันธะเฉลี่ย (average bond energy) เช่นกรณีของพันธะ C-H มีค่าพลังงานพันธะเฉลี่ยเท่ากับ 413 kJ/mol ลักษณะสำคัญของพลังงานพันธะ (ตารางที่ 4.11)

ตารางที่ 4.11 พลังงานพันธะเฉลี่ย (kJ/mol)

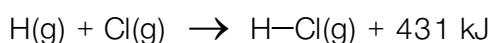
พันธะเดี่ยว							
H-H	432	N-H	391	Si-H	323	S-H	347
H-F	565	N-N	160	Si-Si	226	S-S	266
H-Cl	427	N-P	209	Si-O	368	S-F	327
H-Br	363	N-O	201	Si-S	226	S-Cl	271
HI	295	N-F	272	Si-F	565	S-Br	218
		N-Cl	200	Si-Cl	381	S-I	170
C-H	413	N-Br	243	Si-Br	310		
C-C	347	N-I	159	Si-I	234	F-F	159
C-Si	301					F-Cl	193
C-N	305	O-H	467	P-H	320	F-Br	212
C-O	358	O-P	351	P-Si	213	F-I	263
C-P	264	O-O	204	P-P	200	Cl-Cl	243
C-S	259	O-S	265	P-F	490	Cl-Br	215
C-F	453	O-F	190	P-Cl	331	CH	208
C-Cl	339	O-Cl	203	P-Br	272	Br-Br	193
C-Br	276	O-Br	234	P-I	184	Br-I	175
C-I	216	O-I	234			H	151
พันธะคู่และพันธะสาม							
C=C	614	N=N	418	C≡C	839	N≡N	945
N=N	615	N=O	607	C≡N	891		
C=O	745 (CO <sub>2</sub> )	O=O	498	C≡O	1070		

ที่มา: ดัดแปลงจาก Silberberg. Chemistry. 2013. p340

การสลายพันธะเป็นการเปลี่ยนแปลงประเภทดูดพลังงาน (endothermic) คือเป็นปฏิกิริยาใช้พลังงานในการสลายพันธะเดิมมากกว่าพลังงานที่คายออกเมื่อเกิดพันธะใหม่



การเกิดพันธะเป็นการเปลี่ยนแปลงประเภทคายพลังงาน (exothermic) คือเป็นปฏิกิริยาที่ใช้พลังงานในการสลายพันธะเดิมน้อยกว่าพลังงานที่คายออกมาเมื่อเกิดพันธะใหม่



### 4.1.3 พันธะโลหะ

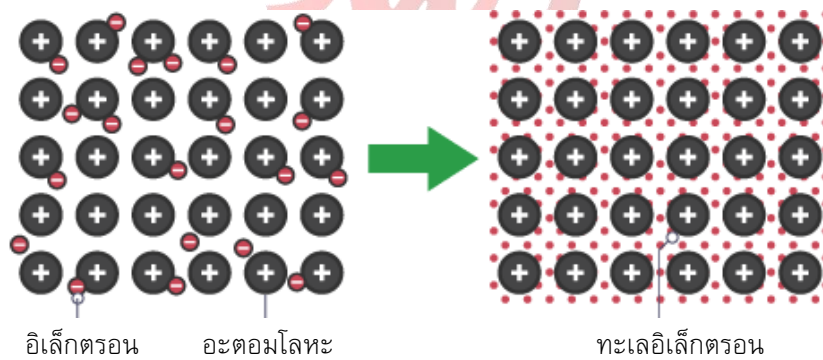
พันธะโลหะ (metallic bond) คือแรงดึงดูดระหว่างไอออนบวกที่เรียงชิดกันกับอิเล็กตรอนที่อยู่โดยรอบ เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่อะตอมโลหะใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมดร่วมกันและอิเล็กตรอนไม่ได้โคจรรอบอะตอมใดอะตอมหนึ่งเพียงอะตอมเดียว ดังแสดงแบบจำลองในภาพที่ 4.42 แต่อิเล็กตรอนทุกตัวสามารถเคลื่อนที่ไปยังอะตอมใกล้เคียงได้อย่างอิสระและรวดเร็ว จึงมีสภาพคล้ายกับมีกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนปกคลุมก้อนโลหะ เสมือนไอออนบวกของโลหะฝังอยู่ในกลุ่มหมอกอิเล็กตรอน จึงเกิดแรงดึงดูดที่แน่นหนาทั่วไปทุกตำแหน่งภายในก้อนโลหะ



ภาพที่ 4.42 แบบจำลองการโคจรของอิเล็กตรอนในพันธะโลหะ

#### ทฤษฎีแบบจำลองทะเลอิเล็กตรอน

เนื่องจากโลหะเป็นธาตุที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนน้อย โลหะมีค่า IE ต่ำ แสดงว่าอิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานสุดท้ายมีแรงดึงดูดกับนิวเคลียสอย่างหลวม ๆ ทำให้อิเล็กตรอนเหล่านี้เคลื่อนที่ไปมารอบ ๆ อะตอมของโลหะได้เสมือนว่าอิเล็กตรอนเป็นของอะตอมทุกตัว อิเล็กตรอนเหล่านี้เคลื่อนที่ได้อย่างอิสระทำหน้าที่คล้ายซีเมนต์ที่ช่วยยึดไอออนของโลหะให้อยู่ในตำแหน่งที่คงที่ ดังภาพที่ 4.43 การที่อิเล็กตรอนสามารถไหลไปมาในโลหะได้อย่างอิสระ ทำให้โลหะมีสมบัติเป็นตัวนำความร้อนและไฟฟ้าที่ดี



ภาพที่ 4.43 แบบจำลองทะเลอิเล็กตรอนในพันธะโลหะ

ที่มา: <http://www.bbc.co.uk/schools/gcsebitesize/science/>

แบบจำลองทะเลอิเล็กตรอนสามารถอธิบายสมบัติเฉพาะของโลหะได้ แต่ไม่สามารถอธิบายสมบัติหลายอย่างในเชิงปริมาณได้ เช่น ความจุความร้อนของโลหะ ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนในโลหะ และสมบัติการเป็นสารตัวนำของโลหะ

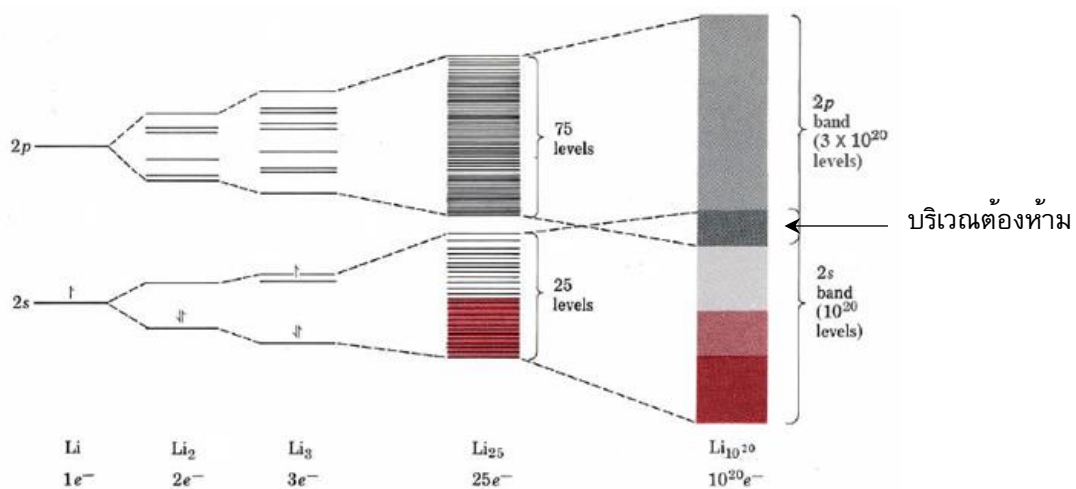
## ทฤษฎีแถบพลังงาน

ทฤษฎีแถบพลังงาน (energy band theory) อาศัยพื้นฐานของทฤษฎีออร์บิทัลเชิงโมเลกุล เนื่องจากอะตอมของโลหะอยู่ใกล้ชิดกันมากและอยู่อย่างเป็นระเบียบ การสัมผัสกันระหว่างอะตอมหลายๆ อะตอมทำให้ออร์บิทัลเชิงอะตอมของแต่ละอะตอมนั้นรวมกันเป็นออร์บิทัลเชิงโมเลกุลที่มีจำนวนเท่าเดิม และโลหะมีจำนวนอะตอมมากมาย จำนวนออร์บิทัลเชิงโมเลกุลจึงมีมากตามไปด้วย ระดับพลังงานของออร์บิทัลเชิงโมเลกุลอยู่ใกล้กันมากจึงเกิดการเชื่อมต่อนิ่งขึ้นเป็นแถบ เรียกว่าแถบพลังงาน (energy band) ดังภาพที่ 4.44



ภาพที่ 4.44 แสดงแถบพลังงานของโลหะ

ตัวอย่างโลหะ Li มี 3 อิเล็กตรอน ( $1s^2 2s^1$ ) จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน ถ้า Li 2 อะตอมมารวมกันจะเกิดออร์บิทัลเชิงโมเลกุล 2 ออร์บิทัล แต่ถ้า Li 1 ชิ้นประกอบด้วยอะตอม Li เป็นจำนวนหลายล้านอะตอม (Li 1 โมล มีจำนวนอะตอมเท่ากับ  $6.02 \times 10^{23}$  อะตอม) เมื่อมีอะตอมมากขึ้นทำให้จำนวนออร์บิทัลเชิงโมเลกุลมากขึ้นตามไปด้วย ระดับพลังงานในออร์บิทัลเชิงโมเลกุลจะใกล้ชิดกันมากขึ้นจนเหมือนว่าเป็นแถบต่อเนื่องกัน ดังภาพที่ 4.45 สมมติว่า Li  $10^{20}$  อะตอมจะเกิดออร์บิทัลเชิงโมเลกุลจำนวน  $10^{20}$  ออร์บิทัลเป็นแถบ



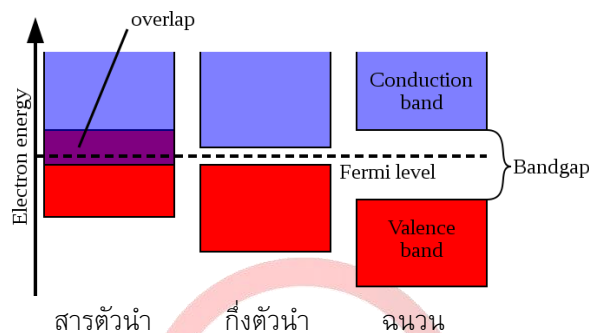
ภาพที่ 4.45 แสดงแถบพลังงานของโลหะลิเทียม

ที่มา: <http://chempaths.chemeddl.org/services/chempaths/>

จากภาพที่ 4.43 จะเห็นว่า แถบ-2s (2s-band) มีอยู่เพียง 1 อิเล็กตรอนซึ่งไม่เต็มออร์บิทัล-2s และ แถบ-2p (2p-band) เป็นออร์บิทัลที่ว่างเปล่า และบางส่วนซ้อนเหลื่อมกับแถบ 2s เนื่องจากอะตอมของ Li อยู่ชิดติดกันและมีพลังงานใกล้เคียงกัน อิเล็กตรอนจึงมีที่ว่างพอที่จะเคลื่อนที่ไปมาได้ ด้วยเหตุนี้ Li จึงมีสมบัตินำไฟฟ้าและนำความร้อนได้

แถบที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครอบครองอยู่ (แถบ-2s ในกรณี Li) เรียกว่า แถบเวเลนซ์ (valence band) ส่วนแถบที่ไม่มีอิเล็กตรอนครอบครองอยู่ (แถบ-2p ในกรณี Li) เรียกว่า แถบการนำ (conduction band) และเรียกช่องว่าง (gap) ระหว่างแถบเวเลนซ์กับแถบการนำว่า บริเวณต้องห้าม

ทฤษฎีแถบพลังงานของโลหะอธิบายสมบัติการนำไฟฟ้าของสารต่างๆ ได้ โดยแบ่งสารออกเป็น 3 ชนิด ตามลักษณะของแถบพลังงาน ดังภาพที่ 3.46



ภาพที่ 4.46 ช่องแถบพลังงานของสารตัวนำ กึ่งตัวนำและฉนวน

ที่มา: <http://www.vikdhillon.staff.shef.ac.uk>

1) สารตัวนำ (conductor) เมื่ออิเล็กตรอนได้รับพลังงานจากสนามไฟฟ้าจะสามารถเคลื่อนที่ไปอยู่ในส่วนที่ว่างของออร์บิทัลได้ทำให้โลหะนำไฟฟ้าได้

2) สารกึ่งตัวนำ(semi-conductor) โดยทั่วไปแล้วบริเวณต้องห้ามระหว่างแถบเวเลนซ์และแถบนำไฟฟ้ามักจะไม่กว้างนัก เมื่ออิเล็กตรอนได้รับพลังงานที่สูงกว่าบริเวณต้องห้าม อิเล็กตรอนจะสามารถเข้ามาอยู่ในแถบนำไฟฟ้าได้ ดังนั้นจึงสามารถนำไฟฟ้าได้ สารกึ่งตัวนำมักเป็นตัวนำที่ดีเมื่ออุณหภูมิสูงขึ้น

3) ฉนวน (insulator) คล้ายๆ กับกรณีของสารกึ่งตัวนำแต่ต่างกันตรงบริเวณต้องห้ามมีความกว้างมาก ดังนั้นอิเล็กตรอนไม่สามารถเคลื่อนที่ไปอยู่ในแถบตัวนำไฟฟ้าได้ ไม่ว่าจะให้พลังงานแก่อิเล็กตรอนมากเพียงใด ดังนั้นจึงเป็นฉนวน

## แบบฝึกหัด

- จงอธิบายการเกิดพันธะไอออนิกระหว่าง Na กับ F
- จงอธิบายกฎออกเตต
- จงเขียนสูตรสารประกอบไอออนิกที่เกิดจากการรวมตัวระหว่างไอออนบวกกับไอออนลบต่อไปนี้

ไอออนลบ ไอออนบวก	F <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
Na <sup>+</sup>					
Ba <sup>2+</sup>					
Al <sup>3+</sup>					
Cu <sup>2+</sup>					
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>					

- จงเขียนสูตรและอ่านชื่อสารประกอบไอออนิกที่เกิดจากการรวมตัวระหว่างธาตุต่อไปนี้

ธาตุองค์ประกอบ	สูตรสารประกอบไอออนิก	ชื่อสารประกอบไอออนิก
K กับ Cl		
Ca กับ I		
Al กับ H		
Pb กับ O		
Li กับ H		

- จงเรียกชื่อสารประกอบต่อไปนี้

- NH<sub>4</sub>CN
- Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>
- Al(OH)<sub>3</sub>
- Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

- จงอธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนต์ระหว่าง C กับ Cl
- จงอธิบายการเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ ยกตัวอย่าง