หน่วยเรียนที่ 4
พันธะเคมี
(Chemical bonds)

บทนำ

พันธะเคมี (chemical bond) คือแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดขึ้นระหว่างอะตอมสองอะตอมในโมเลกุล หรือเป็นแรงที่เกิดขึ้นระหว่างอะตอมของสองโมเลกุล การเกิดพันธะเคมีอาจเกิดขึ้นได้ในลักษณะที่แตกต่างกันมีผลให้โมเลกุลหรือสารประกอบที่เกิดขึ้นนั้นมีรูปแบบและสมบัติที่แตกต่างกันไปด้วย อย่างไรก็ตาม การเกิดพันธะเคมีเกี่ยวข้องกับอิเล็กตรอนที่ระดับชั้นพลังงานนอกสุดเท่านั้น ดังนั้นในการอธิบายการเกิดพันธะเคมีแบบต่าง ๆ จะอธิบายผ่านการเปลี่ยนแปลงอย่างหนึ่งอย่างใดของอิเล็กตรอนวงนอกสุดของอะตอมที่เกิดพันธะระหว่างกัน ซึ่งอาจเกิดการถ่ายโอนอิเล็กตรอนจากอะตอมหนึ่งไปยังอีกอะตอมหนึ่งอย่างสมบูรณ์ หรือเกิดจากการเหนี่ยวนำให้อะตอมทั้งสองใช้อิเล็กตรอนวงนอกสุดร่วมกัน แรงยึดเหนี่ยวที่เกิดขึ้นทำให้พลังงานของโมเลกุลที่เกิดขึ้นลดลงกว่าพลังงานของอะตอม ส่งผลให้โมเลกุลที่เกิดขึ้นนั้นมีความเสถียร และมีสมบัติบางประการเหมือนและแตกต่างกัน

เวเลนซ์อิเล็กตรอน

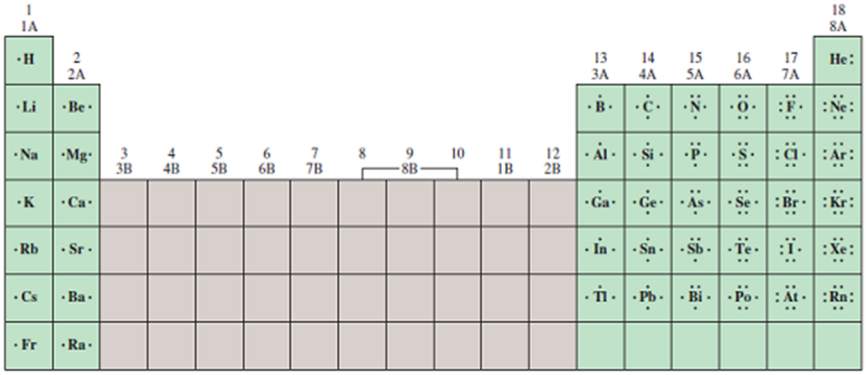
เวเลนซ์อิเล็กตรอน คืออิเล็กตรอนที่บรรจุอยู่ในระดับพลังงานสุดท้ายของอะตอมทุกตัว เนื่องจากเวเลนซ์อิเล็กตรอนอยู่ห่างนิวเคลียสมากที่สุด จึงสามารถเกิดการเปลี่ยนแปลงได้ง่ายกว่าอิเล็กตรอนที่อยู่ใกล้นิวเคลียสมากกว่า โดยจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของธาตุเรพรีเซนเททีฟ (ธาตุหมู่ A) จะมีจำนวนเท่ากับเลขหมู่ของธาตุนั้น แต่จะอยู่ในระดับพลังงานใดขึ้นกับการบรรจุอิเล็กตรอน (ระดับพลังงานตรงกับคาบของธาตุตามตารางธาตุ) ดังตารางที่ 4.1

ตารางที่ 4.1 ระดับพลังงานสุดท้ายและจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของธาตุหมู่ A

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

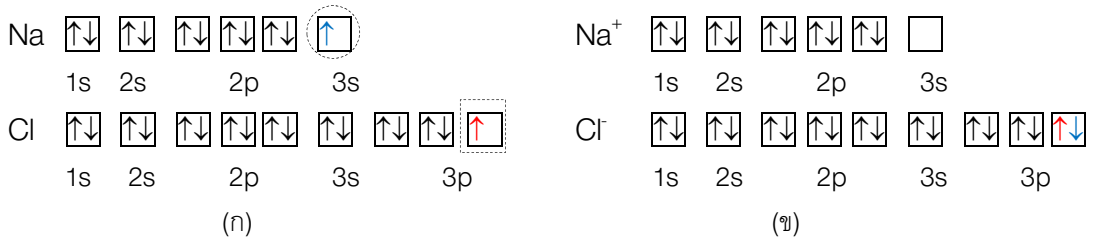


ภาพที่ 4.1 โครงสร้างอิเล็กตรอนแบบจุดของลิวอิสของธาตุเรพรีเซนเททีฟ
ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p371

กฎออกเตต

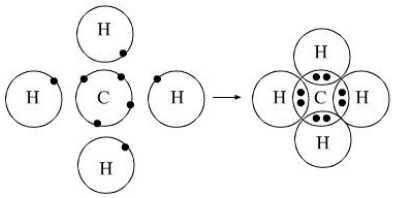
ในปี ค.ศ.1916 กอสเซล (Albrecht Kossel) และลิวอิส (Gilbert Newton Lewis) เสนอกฎที่เรียกว่า กฎออกเตต (octet rule) กล่าวคือ การเกิดพันธะเคมีระหว่างอะตอมจะเกี่ยวข้องกับเวเลนซ์อิเล็กตรอน โดยมีแนวโน้มที่ระดับพลังงานสุดท้ายพยายามเปลี่ยนแปลงให้มีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบ 8 ตัวเช่นเดียวกับระดับพลังงานสุดท้ายของแก๊สมีสกุล

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



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

โดยส่วนใหญ่จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมเมื่อเกิดพันธะจะครบ 8 ตามกฎออกเตต เช่นโมเลกุลมีเทน (CH_4) จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ C จะครบ 8 (มาจากของ C 4 อิเล็กตรอน และ H 4 อะตอมๆ ละ 1 อิเล็กตรอน) ดังภาพที่ 4.3 ส่วนจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ H จะครบ 2 ซึ่งเป็นข้อยกเว้นของกฎออกเตต



ภาพที่ 4.3 ลักษณะการเกิดพันธะระหว่างอะตอม C กับ H ตามกฎออกเตต

<u>ข้อยกเว้นกฎออกเตต</u>

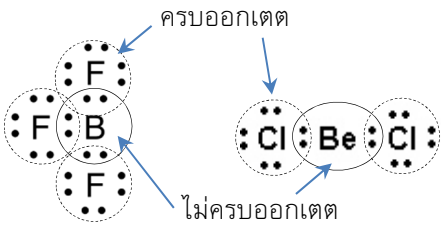
สารบางชนิดมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนไม่เป็นไปตามกฎออกเตต ซึ่งอาจมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนน้อยกว่า 8 หรือมากกว่า 8 แต่ยังอยู่ในสภาวะที่เสถียรได้

1) โมเลกุลที่ไม่ครบกฎออกเตต ได้แก่สารประกอบของธาตุในคาบที่ 2 ของตารางธาตุที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนน้อยกว่า 4 เช่น Be และ B

ธาตุ Be และ B เมื่อเกิดเป็นสารประกอบโคเวเลนซ์ จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนจะไม่ครบ 8 ตามกฎออกเตต (น้อยกว่า 8) ตัวอย่างเช่น BF_3 และ $BeCl_2$ (ภาพที่ 4.4)

ใน BF_3 ธาตุ B จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 6 ซึ่งไม่ครบ 8 ในขณะที่ F ครบ 8

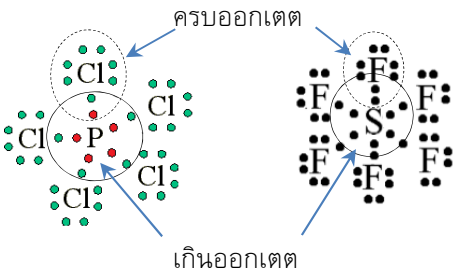
ใน $BeCl_2$ ธาตุ Be มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 4 ซึ่งไม่ครบ 8 ในขณะที่ Cl ครบ 8



ภาพที่ 4.4 โมเลกุลที่อะตอมกลางไม่ครบกฎออกเตต

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

โมเลกุล PCl_5 อะตอม P เกิดพันธะกับ Cl รวม 5 พันธะจึงมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 10 และโมเลกุล SF_6 อะตอม S เกิดพันธะกับ F รวม 6 พันธะจึงมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 12 (ภาพที่ 4.5)



ภาพที่ 4.5 โมเลกุลที่อะตอมกลางเกินกฎออกเตต

4.1 แรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล

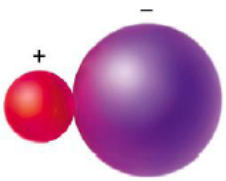
แรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล (intramolecular force) เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดระหว่างอะตอมกับอะตอมภายในโมเลกุลทำให้เกิดเป็นพันธะเคมี ได้แก่ พันธะไอออนิก (ionic bond) พันธะโคเวเลนซ์ (covalent bond) และพันธะโลหะ (metallic bond)

การเกิดพันธะเคมีเป็นการเปลี่ยนแปลงที่เกี่ยวข้องกับอิเล็กตรอนในระดับพลังงานสุดท้ายที่เรียกว่า เวเลนซ์อิเล็กตรอน (valence electron) หรืออิเล็กตรอนวงนอกสุดเท่านั้น ดังนั้นการอธิบายการเกิดพันธะเคมีอย่างหนึ่งอย่างใดจึงเกี่ยวข้องกับเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมที่เกิดเป็นพันธะระหว่างกัน

4.1.1 พันธะไอออนิก

พันธะไอออนิก คือพันธะที่เกิดจากแรงดึงดูดทางไฟฟ้าสถิต (electrostatic attraction) ระหว่างแคตไอออน (ไอออนบวก) และแอนไอออน (ไอออนลบ)

พันธะไอออนิกมักเกิดระหว่างธาตุโลหะกับอโลหะ ที่มีค่า EN แตกต่างกันมากกว่า 2 หน่วย โดยธาตุโลหะมีค่า IE ต่ำจึงมีแนวโน้มที่จะให้อิเล็กตรอนแล้วเกิดเป็นแคตไอออนได้ง่าย ส่วนอโลหะมีค่า EA สูงจึงมีแนวโน้มรับอิเล็กตรอนได้ดีจึงเกิดเป็นแอนไอออนได้ง่าย ประกอบกับธาตุอโลหะมีค่า EN สูงกว่าธาตุโลหะมาก จึงเกิดการถ่ายโอนอิเล็กตรอนอย่างสมบูรณ์ (electron transfer) จากธาตุโลหะให้แก่อโลหะเกิดเป็นแคตไอออนและแอนไอออน จึงมีแรงดึงดูดทางไฟฟ้าสถิตระหว่างกัน ทำให้ไอออนทั้งสองเข้าชิดใกล้กัน ดังภาพที่ 4.6

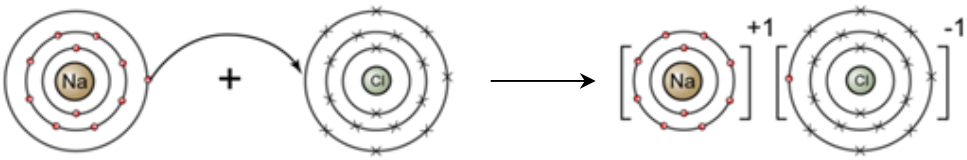


ภาพที่ 4.6 รูปจำลองแสดงแรงดึงดูดทางไฟฟ้าสถิตระหว่างแคตไอออนและแอนไอออน

การเกิดพันธะไอออนิก

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

$$Na\cdot + :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}\cdot \rightarrow [Na^+] + [:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:]^-$$



ภาพที่ 4.7 การเกิดพันธะไอออนิกระหว่างโซเดียม (Na) กับคลอรีน (Cl)เกิดเป็นสารประกอบโซเดียมคลอไรด์ (NaCl)

พลังงานกับการเกิดพันธะไอออนิก

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

เอนทัลปี คือปริมาณความร้อนที่ถูกดูดเข้าไปหรือคายออกมาจากระบบในการเกิดปฏิกิริยาเคมีใด ๆ โดยการแสดงการเปลี่ยนแปลงเอนทัลปีของปฏิกิริยาใด ๆ เขียนแทนด้วย ΔH

เฮสส์ได้นำเอาค่าการเปลี่ยนแปลงเอนทัลปีของปฏิกิริยาย่อย ๆ ที่เกิดขึ้นในขั้นตอนต่าง ๆ ของการเกิดสารประกอบไอออนิกมารวมกัน โดยตั้งเป็นกฎที่เรียกว่า กฎของเฮสส์ (Hess' law) มีใจความสำคัญคือ การเปลี่ยนแปลงเอนทัลปีของปฏิกิริยาเคมีหนึ่ง ๆ จะมีค่าคงที่ ไม่ว่าปฏิกิริยาจะเกิดขึ้นขั้นเดียวหรือหลายขั้นก็ตาม

บอร์น (Max Born) และ ฮาเบอร์ (Fritz Haber) นักเคมีชาวเยอรมัน ได้อาศัยกฎของเฮสส์สร้างแผนผังวัฏจักรที่เรียกว่า วัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ (Born-Haber cycle) สำหรับอธิบายพลังงานโครงผลึก หรือเรียกว่า พลังงานแลตทิซ (lattice energy) ในการเกิดสารประกอบไอออนิก

พลังงานแลตทิซ คือพลังงานความร้อนที่คายออกมาเมื่อแคตไอออนและแอนไอออนที่อยู่ในสภาวะแก๊สรวมตัวกันแล้วเกิดเป็นสารประกอบไอออนิก

การหาพลังงานแลตทิซของสารประกอบไอออนิกไม่สามารถหาได้โดยตรง แต่สามารถหาได้โดยวิธีอ้อมตามขั้นตอนตามวัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ โดยอาศัยการเปลี่ยนแปลงเอนทัลปีของแต่ละขั้นของการเกิดปฏิกิริยาเคมี แล้วคำนวณค่าพลังงานแลตทิซของการเกิดสารประกอบไอออนิกตามกฎของเฮสส์

ตัวอย่างการเกิดสารประกอบ NaCl ดังสมการ

$$Na^+(g) + Cl^-(g) \rightarrow NaCl(s) + \Delta H_{latt}$$

การหาพลังงานแลตทิซจากวัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์นั้นต้องทราบขั้นตอนย่อย ๆ ที่อุณหภูมิ 25°C ดังนี้

ขั้นที่ 1 การเปลี่ยนสถานะของอะตอม Na จากของแข็งให้เป็นแก๊ส ซึ่งเป็นปฏิกิริยาดูดความร้อน เรียกว่า พลังงานการระเหิด (sublimation, ΔH_{sub})

$$Na(s) \rightarrow Na(g) \qquad \Delta H_{sub} = 109 \text{ kJ/mol} \qquad .....(4.1)$$

ขั้นที่ 2 การสลายพันธะโมเลกุลแก๊ส Cl_2 เป็นอะตอม Cl ซึ่งเป็นปฏิกิริยาดูดความร้อน เรียกว่า พลังงานการสลายพันธะของโมเลกุลแก๊ส (dissociation, ΔH_{dis})

$$Cl_2(g) + 242.6 \text{ kJ} \rightarrow 2Cl(g)$$

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

$$\tfrac{1}{2} Cl_2(g) \rightarrow Cl(g) \qquad \Delta H_{dis} = 121.3 \text{ kJ/mol} \qquad .....(4.2)$$

ขั้นที่ 3 การเปลี่ยนอะตอม Na ในสถานะแก๊สให้เป็น Na^+ ซึ่งเป็นปฏิกิริยาดูดความร้อน เรียกว่า พลังงานไอออไนเซชัน (ionization energy, IE)

$$Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^- \qquad IE = 495.9 \text{ kJ/mol} \qquad .....(4.3)$$

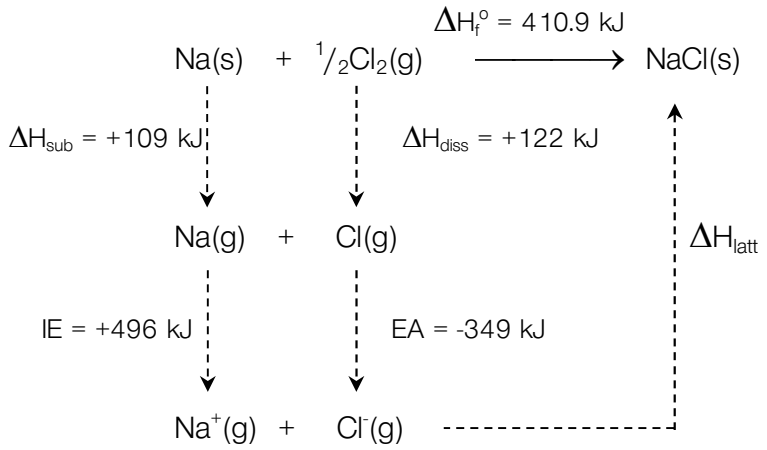
ขั้นที่ 4 การเปลี่ยนอะตอม Cl เป็น Cl^- เป็นปฏิกิริยาคายความร้อน เรียกว่า พลังงานสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (electron affinity, EA)

$$Cl(g) + e^- \rightarrow Cl^-(g) \qquad EA = -349\ kJ/mol \qquad .....(4.4)$$

ขั้นที่ 5 การรวมตัวของ Na^+ และ Cl^- เกิดเป็นผลึก NaCl ซึ่งเป็นปฏิกิริยาคายความร้อน ซึ่งพลังงานที่คายออกมาเรียกว่า พลังงานแลตทิซ (ΔH_{latt})

$$Na^+(g) + Cl^-(g) \rightarrow NaCl(s) + \Delta H_{latt} \qquad .....(4.5)$$

แผนผังการเกิดผลึก NaCl ตามวัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ เขียนได้ดังภาพที่ 4.8



ภาพที่ 4.8 แผนผังวัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ ของการเกิดสารประกอบโซเดียมคลอไรด์

เมื่อนำสมการ (4.1)+(4.2)+(4.3)+(4.4)+(4.5) รวมกันจะได้ดังสมการ

$$Na(s) + \tfrac{1}{2} Cl_2(g) \longrightarrow NaCl(s) + \Delta H_f^o \qquad .....(4.6)$$

จากสมการ (4.6) พลังงานที่คายออกมาเรียกว่า เอนทัลปีมาตรฐานของการเกิด (standard enthalpy of formation, ΔH_f^o) ซึ่งคือ ค่าการเปลี่ยนแปลงความร้อนที่เกิดจากการที่ธาตุองค์ประกอบทำปฏิกิริยากันเพื่อเกิดสารประกอบไอออนิกปริมาณ 1 โมล ที่อุณหภูมิ 25°C ความดัน 1 บรรยากาศ

จากกฎของเฮสส์เขียนเป็นสมการได้คือ

$$\Delta H_f^o = \Delta H_{sub} + \Delta H_{dis} + IE + EA + \Delta H_{latt} \qquad .....(4.7)$$

ดังนั้น พลังงานแลตทิซ จึงหาได้จาก

$$\Delta H_{latt} = \Delta H_f^o - \Delta H_{sub} - \Delta H_{dis} - IE - EA \qquad .....(4.8)$$

$$\Delta H_{latt} = 410.9 - 109 - 121.3 - 495.9 - (-349)$$

$$= -788\ kJ/mol$$

ดังนั้น การเกิดผลึก NaCl จำนวน 1 โมลต้องคายพลังงาน 788 กิโลจูล

ตารางที่ 4.2 ค่าเอนทัลปีมาตรฐานของการเกิด (ΔH_f^o) ที่อุณหภูมิ 25°C

สูตรเคมี	ΔH_f^o (kJ/mol)	สูตรเคมี	ΔH_f^o (kJ/mol)
$C_2H_2(g)$	226.7	HCl(g)	-92.30
$NH_3(g)$	-46.19	HF(g)	-268.6
$C_6H_6(l)$	49.0	HI(g)	25.9
$CaCO_3(s)$	-1,207.1	$CH_4(g)$	-74.8
CaO(s)	-635.5	$CH_3OH(l)$	-238.6
$CO_2(g)$	-393.5	$C_3H_8(g)$	-103.85
CO(g)	-110.5	AgCl(s)	-127
C(s)	1.88	$NaHCO_3(s)$	-947.7
$C_2H_6(g)$	-84.68	$Na_2CO_3(s)$	-130.9
$C_2H_5OH(l)$	-277.7	NaCl(s)	-410.9
$C_2H_4(g)$	52.3	$C_{12}H_{22}O_{11}(s)$	-2221
$C_6H_{12}O_6(s)$	-1273	$H_2O(l)$	-258.8
HBr(g)	-36.23	$H_2O(g)$	-241.8

ตารางที่ 4.3 พลังงานแลตทิซของสารประกอบไอออนิกบางชนิด

สารประกอบไอออนิก	พลังงานแลตทิซ (kJ/mol)	สารประกอบไอออนิก	พลังงานแลตทิซ (kJ/mol)
LiF	-1,030	$MgCl_2$	-2,326
LiCl	-834	$SrCl_2$	-2,127
LiI	-730		
NaF	-910	MgO	-3,795
NaCl	-788	CaO	-3,414
NaBr	-732	SrO	-3,217
NaI	-682		
KF	-808	SCN	-7,547
KCl	-701		
KBr	-671		
CsCl	-657		
CsI	-600		

<u>หมายเหตุ</u> เครื่องหมายเป็นลบ เนื่องจากเป็นการคายพลังงาน

พลังงานแลตทิซสัมพันธ์กับจุดหลอมเหลวของผลึกไอออนิก คือถ้าพลังงานแลตทิซมีค่ามาก ผลึกไอออนิกนั้นจะมีความเสถียรมาก ไอออนที่ยึดเหนี่ยวกันอยู่อย่างแข็งแรง ดังนั้นเมื่อต้องการทำให้เปลี่ยนสถานะจากของแข็งไปเป็นของเหลว ต้องใช้พลังงานในการหลอมเหลวสูง ดังนั้นผลึกไอออนิกที่มีพลังงานแลตทิซสูงจะมีจุดหลอมเหลวสูงกว่าผลึกไอออนิกที่มีพลังงานแลตทิซต่ำ

สมบัติของสารประกอบไอออนิก

1) สภาวะปกติ สารประกอบไอออนิกเป็นของแข็งไม่นำไฟฟ้า เมื่อหลอมเหลวหรืออยู่ในสภาพของสารละลาย สามารถนำไฟฟ้าได้ดี เพราะในผลึกของแข็ง แคตไอออนและแอนไอออนยึดเหนี่ยวกันไว้แข็งแรง เคลื่อนที่ไม่ได้ แต่เมื่อหลอมเหลวเป็นของเหลว แคตไอออนและแอนไอออนแยกออกจากกันและสามารถเคลื่อนที่ได้ โดยแคตไอออนเคลื่อนที่เข้าหาขั้วลบเพื่อรับอิเล็กตรอน และแอนไอออนเคลื่อนที่เข้าหาขั้วบวกเพื่อให้อิเล็กตรอน จึงเคลื่อนที่ไปยังขั้วไฟฟ้าทำให้กระแสไฟฟ้าไหลผ่านได้

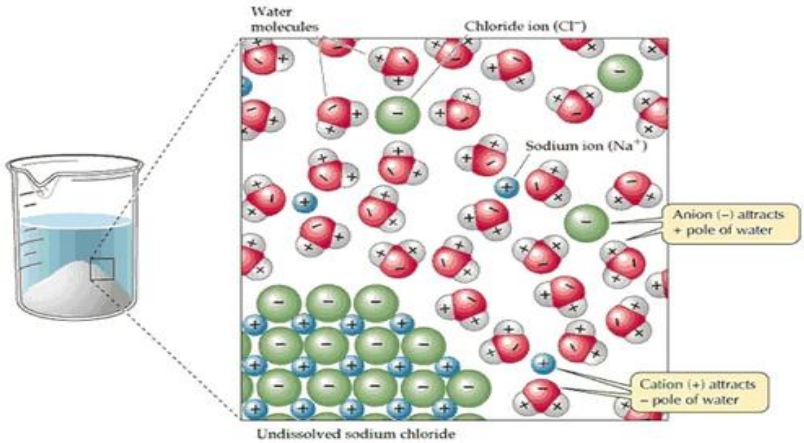
2) สารประกอบไอออนิกมีจุดเดือด จุดหลอมเหลวสูง เนื่องจากการหลอมเหลวและการเดือดของสารประกอบไอออนิกต้องใช้พลังงานในการสลายพันธะสูง

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

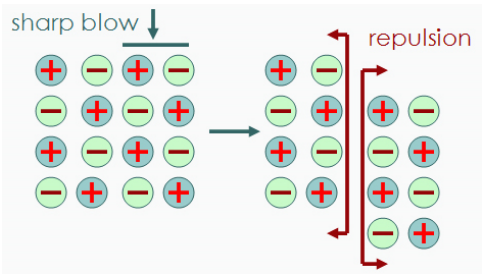
4) สารประกอบไอออนิกทุกชนิดมีสถานะของแข็งที่อุณหภูมิห้อง

5) เปราะ แตกหักง่าย เนื่องจากเกิดแรงผลักกันระหว่างประจุที่เหมือนกัน แสดงดังภาพที่ 4.10

6) ปฏิกิริยาของสารประกอบไอออนิกใด ๆ 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

สูตรสารประกอบไอออนิกต้องเขียนแคตไอออนก่อนตามด้วยแอนไอออน และค่าประจุรวมต้องเท่ากับศูนย์

การเขียนสูตรสารประกอบไอออนิกต้องพิจารณาแคตไอออนและแอนไอออน ซึ่งโลหะจะเป็นแคตไอออน ส่วนอโลหะเป็นแอนไอออน อัตราส่วนไอออนโลหะต่อไอออนอโลหะในสูตรสารประกอบไอออนิกแสดงดังตารางที่ 4.4

อัตราส่วนประจุระหว่างประจุบวกและประจุลบ จะบอกอัตราส่วนของไอออนที่เป็นองค์ประกอบในสูตรสารประกอบไอออนิก เช่น อัตราส่วนประจุระหว่างประจุบวกและประจุลบ เท่ากับ 1 : 1 แสดงว่าสูตรสารประกอบไอออนิกนั้นประกอบด้วยแคตไอออน 1 อะตอมและแอนไอออน 1 อะตอม ดังแสดงในตารางที่ 4.5

ตารางที่ 4.4 อัตราส่วนไอออนโลหะต่อไอออนอโลหะในสูตรสารประกอบไอออนิก

ไอออนโลหะ		**ไอออนอโลหะ**		**สูตรสารประกอบไอออนิก**
หมู่	**ประจุ**	**หมู่**	**ประจุ**	(เมื่อ M แทนโลหะและ A แทนอโลหะ)
1A	+1	7A	-1	MA
1A	+1	6A	-2	M_2A
2A	+2	7A	-1	MA_2
2A	+2	6A	-2	MA
3A	+3	7A	-1	MA_3
3A	+3	6A	-2	M_2A_3

ตารางที่ 4.5 การเขียนสูตรสารประกอบไอออนิกบางชนิด

แคตไอออน	**แอนไอออน**	**อัตราส่วนประจุ (+ / -)**	**สูตรสารประกอบไอออนิก**
Na^+	Cl^-	1 : 1	NaCl
Li^+	O^{2-}	1 : 2	Li_2O
Ca^{2+}	F^-	2 : 1	CaF_2
Mg^{2+}	O^{2-}	2 : 2	MgO
Al^{3+}	S^{2-}	3 : 2	Al_2S_3
NH_4^+	SO_4^{2-}	1 : 2	$(NH_4)_2SO_4$
Fe^{3+}	OH^-	3 : 1	$Fe(OH)_3$
K^+	PO_4^{3-}	1 : 3	K_3PO_4

<u>ตัวอย่าง 4.1</u> การเขียนสูตรสารประกอบไอออนิกที่เกิดจากการรวมตัวระหว่างแคตไอออนกับแอนไอออน

แอนไอออน / แคตไอออน	Cl^-	S^{2-}	CN^-	PO_4^{3-}	SO_4^{2-}
Li^+	LiCl	Li_2S	LiCN	$Li_3(PO_4)$	Li_2SO_4
Ba^{2+}	$BaCl_2$	BaS	$Ba(CN)_2$	$Ba_3(PO_4)_2$	$BaSO_4$
Fe^{2+}	$FeCl_2$	FeS	$Fe(CN)_2$	$Fe_3(PO_4)_2$	$FeSO_4$
Fe^{3+}	$FeCl_3$	Fe_2S_3	$Fe(CN)_3$	$FePO_4$	$Fe_2(SO_4)_3$

การเรียกชื่อสารประกอบไอออนิก

ชื่อสารประกอบไอออนิกจะเรียกตามแคตไอออนและแอนไอออนที่เป็นองค์ประกอบ ดังนั้นจำเป็นต้องรู้จักชื่อของแคตไอออนและแอนไอออน ดังนี้

1) แคตไอออน เรียกตามชื่อธาตุโลหะ (ภาคผนวก ข) ดังตารางที่ 4.6 กรณีธาตุโลหะที่มีเลขออกซิเดชันมากกว่า 1 ค่าต้องระบุเลขออกซิเดชันเป็นเลขโรมันในวงเล็บ

ตารางที่ 4.6 ชื่อแคตไอออนบางชนิด

ประจุ	แคตไอออน	ชื่อธาตุ	ชื่อเรียกแคตไอออน
+1	H^+	ไฮโดรเจน	ไฮโดรเจนไอออน หรือโปรตอน
	Na^+	โซเดียม	โซเดียมไอออน
	Ag^+	เงิน	เงินไอออน
	Cu^+	ทองแดง	ทองแดง(I) หรือ คิวปรัสไอออน
	NH_4^+	-	แอมโมเนียมไอออน
+2	Ca^{2+}	แคลเซียม	แคลเซียมไอออน
	Zn^{2+}	สังกะสี	สังกะสีไอออน
	Cu^{2+}	ทองแดง	ทองแดง(II) หรือ คิวปริกไอออน
	Fe^{2+}	เหล็ก	เหล็ก(II) หรือ เฟอรัสไอออน
	Hg^{2+}	ปรอท	ปรอท(II) หรือ เมอร์คิวริกไอออน
+3	Al^{3+}	อะลูมิเนียม	อะลูมิเนียมไอออน
	Fe^{3+}	เหล็ก	เหล็ก(III) หรือ เฟอริกไอออน
	Cr^{3+}	โครเมียม	โครเมียม(III) หรือโครมิกไอออน

5.2) แอนไอออน เรียกตามชื่อธาตุ แต่เปลี่ยนคำลงท้ายเป็นไอด์ (-ide) และแอนไอออนบางชนิดเป็นกลุ่มอะตอมหรือโมเลกุลจึงมีชื่อเรียกเฉพาะ ดังตารางที่ 4.7

ตารางที่ 4.7 ชื่อแอนไอออนบางชนิด

ประจุ	แอนไอออน	ชื่อธาตุ	ชื่อเรียกแอนไอออน
-1	H^-	ไฮโดรเจน	ไฮไดรด์ไอออน
	F^-	ฟลูออรีน	ฟลูออไรด์ไอออน
	Cl^-	คลอรีน	คลอไรด์ไอออน
	I^-	ไอโอดีน	ไอโอไดด์ไอออน
	CN^-	-	ไซนาไนด์ไอออน
	OH^-	-	ไฮดรอกไซด์ไอออน
	CH_3COO^-	-	แอซีเตตไอออน
	NO_3^-	-	ไนเตรตไอออน
	MnO_4^-	-	แมงกาเนตไอออน
-2	O^{2-}	ออกซิเจน	ออกไซด์ไอออน
	S^{2-}	กำมะถัน (ซัลเฟอร์)	ซัลไฟด์ไอออน
	CO_3^{2-}	-	คาร์บอเนตไอออน
	CrO_4^{2-}	-	โครเมตไอออน
	$Cr_2O_7^{2-}$	-	ไดโครเมตไอออน
	SO_4^{2-}	-	ซัลเฟตไอออน
-3	N^{3-}	ไนโตรเจน	ไนไตรด์ไอออน
	PO_4^{3-}	-	ฟอสเฟตไอออน

3) ลำดับการเรียกชื่อสารประกอบไอออนิกให้เรียกชื่อแคตไอออนก่อนแล้วตามด้วยชื่อแอนไอออน (ตามหลักการเขียนสูตร) ดังตารางที่ 4.8

ตารางที่ 4.8 ชื่อสารประกอบไอออนิกบางชนิด

สูตรสารประกอบไอออนิก	แคตไอออน	แอนไอออน	ชื่อสารประกอบไอออนิก
NaCl	Na^+	Cl^-	โซเดียมคลอไรด์
Li_2O	Li^+	O^{2-}	ลิเทียมออกไซด์
CaF_2	Ca^{2+}	F^-	แคลเซียมฟลูออไรด์
MgO	Mg^{2+}	O^{2-}	แมกนีเซียมออกไซด์
Al_2S_3	Al^{3+}	S^{2-}	อะลูมิเนียมซัลไฟด์
$(NH_4)_2SO_4$	NH_4^+	SO_4^{2-}	แอมโมเนียมซัลเฟต
$Fe(OH)_3$	Fe^{3+}	OH^-	เหล็ก(III) ไฮดรอกไซด์
K_3PO_4	K^+	PO_4^{3-}	โพแทสเซียมฟอสเฟต

4) แคตไอออนที่เป็นโลหะแทรนซิชันที่มีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า (มีประจุบวกได้มากกว่าหนึ่งค่า) ให้เขียนเลขออกซิเดชันของแคตไอออนตามระบบสต๊อก (stock) โดยเขียนชื่อธาตุตามด้วยเลขค่าออกซิเดชันเป็นเลขโรมันในเครื่องหมายวงเล็บ เช่น เหล็ก(III), ตะกั่ว(II), โครเมียม(VI), ปรอท(II) และแคดเมียม(II) ดังตารางที่ 4.6

5) โลหะแทรนซิชันที่มีเลขออกซิเดชัน 2 ค่า และมีชื่อภาษาละติน ให้เรียกแคตไอออนด้วยชื่อภาษากรีก แต่เปลี่ยนพยางค์ท้ายเป็น **"-อัส (-ous)"** สำหรับไอออนที่มีเลขออกซิเดชันน้อย และเปลี่ยนพยางค์ท้ายเป็น **"-อิก (-ic)"** สำหรับไอออนที่มีเลขออกซิเดชันมากกว่า โดยไม่ต้องใส่เลขออกซิเดชันในวงเล็บ ดังตารางที่ 4.9 และตัวอย่างดังตารางที่ 4.10

ตารางที่ 4.9 ชื่อเรียกแคตไอออนของโลหะแทรนซิชันที่มีเลขออกซิเดชัน 2 ค่าและมีชื่อเรียกภาษาละติน

โลหะแทรนซิชัน	ชื่อภาษาละติน	เลขออกซิเดชัน	ชื่อเรียกแคตไอออน
Fe	เฟอรัม	+2	เฟอรัส (ferrous)
	(ferrum)	+3	เฟอริก (ferric)
Cu	คิวปรัม	+1	คิวปรัส (cuprous)
	(cuprum)	+2	คิวปริก (cupric)
Hg	เมอร์คิวรี	+1	เมอร์คิวรัส (mercurous)
	(mercury)	+2	เมอร์คิวริก (mercuric)

ตารางที่ 4.10 ชื่อเรียกสารประกอบไอออนิกที่โลหะแทรนซิชันที่มีเลขออกซิเดชัน 2 ค่า

สูตรสารประกอบไอออนิก	เลขออกซิเดชันของโลหะ	ชื่อเรียกแคตไอออน	ชื่อเรียกสารประกอบไอออนิก
$FeSO_4$	+2	เฟอรัส	เฟอรัสซัลเฟต
$FeCl_3$	+3	เฟอริก	เฟอริกคลอไรด์
Cu_2O	+1	คิวปรัส	คิวปรัสออกไซด์
CuO	+2	คิวปริก	คิวปริกออกไซด์
Hg_2Cl_2	+1	เมอร์คิวรัส	เมอร์คิวรัสคลอไรด์
$HgCl_2$	+2	เมอร์คิวริก	เมอร์คิวริกคลอไรด์

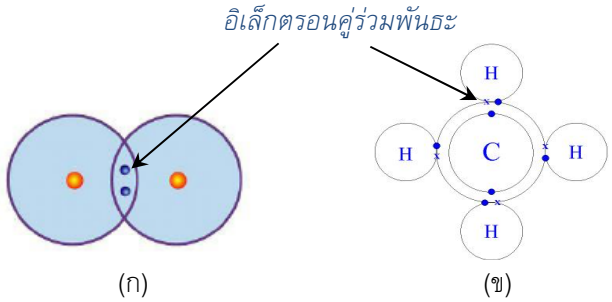
<u>ตัวอย่าง 4.2</u> การเขียนและการเรียกชื่อสารประกอบไอออนิก

ธาตุองค์ประกอบ	สูตรสารประกอบไอออนิก	ชื่อเรียกสารประกอบไอออนิก
K กับ O	K_2O	โพแทสเซียมออกไซด์
Ca กับ SO_4^{2-}	$CaSO_4$	แคลเซียมซัลเฟต
Al กับ Cl	$AlCl_3$	อะลูมิเนียมคลอไรด์
Fe^{2+} กับ S	FeS	เฟอรัสซัลไฟด์ หรือ เหล็ก(II)ซัลไฟด์
Fe^{3+} กับ CN^-	$Fe(CN)_3$	เฟอริกไซนาไนด์ หรือ เหล็ก(III)ไซนาไนด์
Cr กับ F	CrF_3	โครเมียม(III) ฟลูออไรด์
Mn กับ PO_4^{3-}	$Mn_3(PO_4)_2$	แมงกานีส(II) ฟอสเฟต
Zn กับ O	ZnO	สังกะสีออกไซด์

<u>ข้อสังเกต</u> ชื่อสารประกอบไอออนิกจะไม่มีคำลงท้ายว่า ไอออน เหมือนกรณีแคตไอออนและแอนไอออน เนื่องจากเมื่อเกิดเป็นสารประกอบไอออนิก ประจุสุทธิเท่ากับศูนย์

4.1.2 พันธะโคเวเลนซ์

พันธะโคเวเลนซ์ (covalent bond) เป็นพันธะที่เกิดจากอะตอมตั้งแต่ 2 อะตอมขึ้นไป โดยเกิดจากการนำเวเลนซ์อิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกันในจำนวนเท่าๆ กัน ภาพที่ 4.11(ก) แสดงแบบจำลองการเกิดพันธะโคเวเลนซ์ของสองอะตอมในการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันอะตอมละ 1 อิเล็กตรอน เรียกอิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันเพื่อสร้างพันธะว่า อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ (bonded-pair electron) ส่วนอิเล็กตรอนที่ไม่ได้ใช้ในการสร้างพันธะ เรียกว่า อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (lone-pair electron)

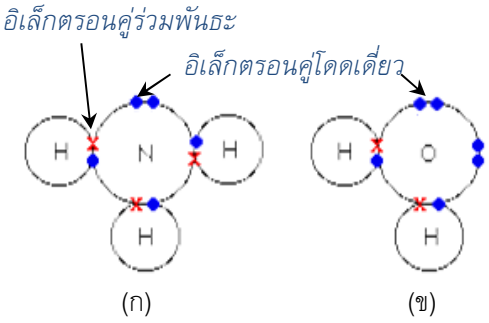


ภาพที่ 4.11 ภาพจำลองการเกิดพันธะโคเวเลนซ์

การเกิดพันธะโคเวเลนซ์

โมเลกุล CH_4 เกิดจากพันธะโคเวเลนซ์ระหว่างอะตอม C และ H สามารถอธิบายการเกิดพันธะตามกฎออกเตตได้ คือ C มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 4 อิเล็กตรอน ดังนั้นสามารถเกิดพันธะได้ทั้งหมด 4 พันธะ ในขณะที่ H มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอนจึงสามารถเกิดพันธะได้เพียง 1 พันธะเท่านั้น ดังนั้นการเกิดพันธะโคเวเลนซ์ระหว่าง C 1 อะตอมต้องอาศัย H จำนวน 4 อะตอม ดังแสดงในภาพที่ 4.11(ข) อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะที่มาจาก C แทนด้วยจุดวงกลม ส่วนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะที่มาจาก H แทนด้วย x และเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ C ครบ 8 ตามกฎออกเตต ส่วนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ H ครบ 2 (ตามข้อยกเว้นกฎออกเตต)

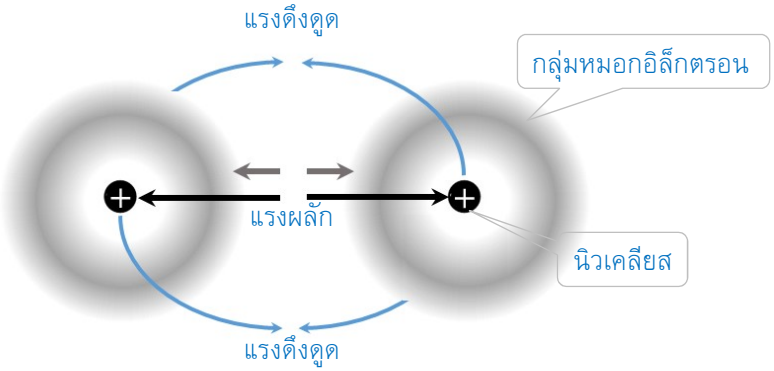
ตัวอย่างการเกิดพันธะโคเวเลนซ์ของโมเลกุล NH_3 และโมเลกุล H_2O แสดงดังภาพที่ 4.12 อธิบายการเกิดพันธะเช่นเดียวกับ CH_4 จะเห็นว่าเมื่อเกิดพันธะโคเวเลนซ์ เวเลนซ์อิเล็กตรอนของ N และ O ครบ 8 (ตามกฎออกเตต) ส่วนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ H ครบ 2 (ตามข้อยกเว้นกฎออกเตต) แต่ที่แตกต่างกันคือพันธะที่เกิดขึ้นไม่ได้เกิดตามจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน เพราะ N เกิดได้เพียง 3 พันธะ และ O เกิดได้เพียง 2 พันธะ ดังนั้น N จึงมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ ส่วน O มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 2 คู่



ภาพที่ 4.12 แสดงการเกิดพันธะโคเวเลนซ์ของ (ก) NH_3 และ (ข) H_2O

พลังงานในการเกิดพันธะโคเวเลนซ์

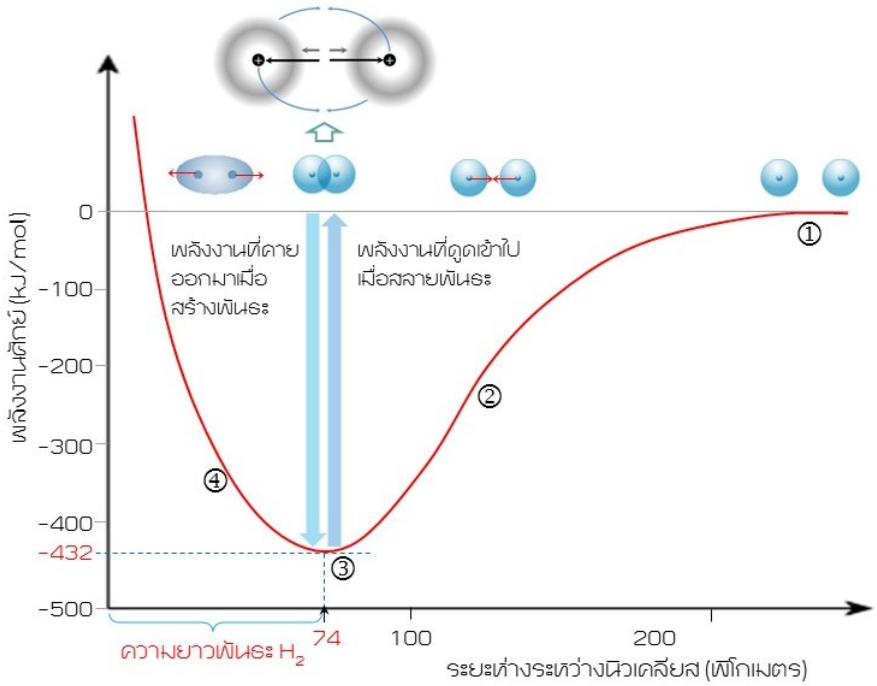
การเกิดพันธะโคเวเลนซ์เกี่ยวข้องกับแรงผลักและแรงดึงดูดที่สมดุลกันระหว่างสองอะตอม แรงผลักเกิดขึ้นสองแบบคือแรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนของแต่ละอะตอม และระหว่างนิวเคลียสของแต่ละอะตอม ส่วนแรงดึงดูดเกิดขึ้นได้เป็นแรงดึงดูดระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนของทั้งสองอะตอม ดังภาพที่ 4.13



ภาพที่ 4.13 แรงผลักและแรงดูดระหว่างอะตอมในการเกิดพันธะโคเวเลนซ์
ที่มา: ดัดแปลงจาก McMurry et al., Chemistry. 2010. p108

การอธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนซ์ของแก๊ส H_2 แสดงภาพที่ 4.14 อะตอม H สองอะตอมรวมเป็นโมเลกุล H_2 เมื่ออะตอม H สองอะตอมเคลื่อนที่เข้าใกล้กัน (ตำแหน่ง ②) จะเกิดแรงดึงดูดระหว่างอิเล็กตรอนของอะตอมหนึ่งกับโปรตอนในนิวเคลียสของอีกอะตอมหนึ่ง ทำให้บริเวณระหว่างอะตอมทั้งสองมีอิเล็กตรอนอยู่หนาแน่นกว่าบริเวณอื่น อิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่อยู่ในบริเวณระหว่างอะตอมทั้งสองจะดึงนิวเคลียสของทั้งสองอะตอมให้เข้าใกล้กันมากขึ้น แต่เนื่องจากอิเล็กตรอนของทั้งสองอะตอมมีประจุลบเหมือนกัน และโปรตอนในนิวเคลียสทั้งสองมีประจุบวกเหมือนกัน ส่งผลให้เมื่ออะตอม H เข้ามาใกล้กัน จะเกิดทั้งแรงดึงดูดและแรงผลักพร้อม ๆ กัน (ดังภาพที่ 4.13) ซึ่งถ้าอะตอม H อยู่ห่างกันจะมีแรงดึงดูดมากกว่าแรงผลัก แต่ถ้าอะตอม H เข้าใกล้กันมากเกินไปจะมีแรงผลักมากกว่าแรงดูด เมื่ออะตอม H สองอะตอมอยู่ห่างกันในระยะที่เหมาะสม พลังงานศักย์ลดลงต่ำสุด ณ ระยะระหว่างนิวเคลียสของ H-H เท่ากับ 74 พิโกเมตร (ตำแหน่ง ③) แรงดึงดูดจะสมดุลกับแรงผลัก ผลรวมของแรงทำให้นิวเคลียสไม่แยกจากกัน และใช้อิเล็กตรอนร่วมกันเกิดเป็นพันธะโคเวเลนซ์

ความสัมพันธ์ระหว่างพลังงานศักย์กับระยะระหว่างนิวเคลียสของสองอะตอม (ตามภาพที่ 4.14) จะเห็นได้ว่าเมื่ออะตอมทั้งสองเข้ามาใกล้กัน แรงดึงดูดระหว่างอะตอมทำให้พลังงานศักย์ลดลง และมีระยะหนึ่งที่พลังงานศักย์ลดลงต่ำสุดเท่ากับ -432 kJ/mol (ระยะ ③) ถ้าอะตอมทั้งสองเข้าใกล้กันมากกว่านี้ แรงผลักระหว่างนิวเคลียสทำให้พลังงานศักย์เพิ่มขึ้น (ตำแหน่ง ④) โมเลกุล H_2 ไม่เสถียร (อะตอม H แยกออกจากกัน) ระยะห่างระหว่างนิวเคลียสของอะตอม H สองอะตอมที่มีเสถียรภาพเป็น 74 พิโกเมตร หมายความได้ว่า ความยาวพันธะของโมเลกุล H_2 เท่ากับ 74 พิโกเมตร และพลังงานพันธะของ H_2 เท่ากับ 432 kJ/mol

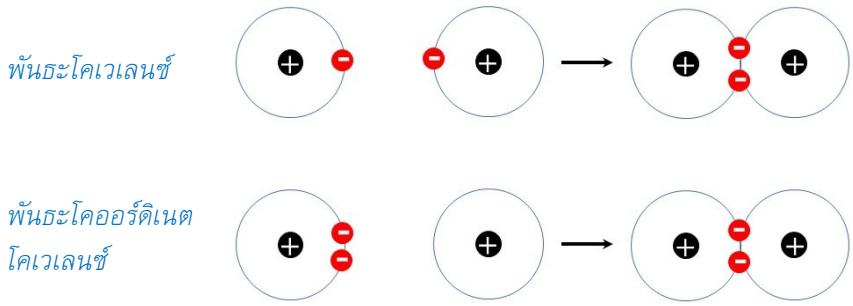


ภาพที่ 4.14 ความสัมพันธ์ระหว่างพลังงานศักย์กับระยะระหว่างนิวเคลียสของไฮโดรเจน
ที่มา: ดัดแปลงจาก Silberberg. Chemistry. 2013. p338

พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนซ์

พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนซ์ (coordinate covalent bond) เกิดจากอะตอมของธาตุหนึ่งเป็นผู้ให้คู่อิเล็กตรอนแก่อีกอะตอมหนึ่งที่สามารถรับคู่อิเล็กตรอนได้ แล้วเกิดเป็นพันธะโคเวเลนซ์

พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนซ์ แตกต่างจากพันธะโคเวเลนซ์ปกติตรงที่ไม่ได้เกิดจากอะตอมทั้งสองนำเวเลนซ์อิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกัน แบบจำลองเปรียบเทียบการเกิดพันธะโคเวเลนซ์ปกติและการเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนซ์ แสดงดังภาพที่ 4.15



ภาพที่ 4.15 แบบจำลอง (ก) การเกิดพันธะโคเวเลนซ์ปกติ และ (ข) พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนซ์

จากแบบจำลองภาพที่ 4.15 จะเห็นความแตกต่างของการเกิดพันธะโคเวเลนซ์ปกติและพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนซ์ คือการนำเวเลนซ์อิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกัน ในพันธะโคเวเลนซ์ปกติ อะตอม X และ Y ใช้อิเล็กตรอนของตัวเอง ในขณะที่พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนซ์จะเห็นว่าฝ่ายหนึ่งให้คู่อิเล็กตรอนหนึ่ง เรียกว่าผู้ให้คู่อิเล็กตรอน (electron paired donor) อีกฝ่ายทำหน้าที่รับคู่อิเล็กตรอน เรียกว่า ผู้รับคู่

อิเล็กตรอน (electron paired acceptor) โดยผู้รับคู่อิเล็กตรอนต้องมีออร์บิทัลว่างสำหรับรับคู่อิเล็กตรอนเพื่อเกิดเป็นพันธะโคเวเลนซ์

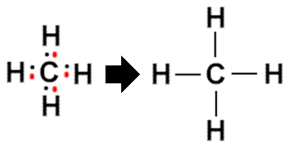
ตัวอย่างโมเลกุลที่เกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนซ์ เช่น $H_3N\text{-}BF_3$ แสดงในภาพที่ 4.16

ภาพที่ 4.16 แสดงการเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนซ์

เมื่อพิจารณาจากเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ B ซึ่งอยู่หมู่ 3A จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 3 อิเล็กตรอน และอิเล็กตรอนทั้ง 3 อิเล็กตรอนได้ใช้เป็นอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะกับ H 3 อะตอมหมดแล้ว ดังนั้น B จึงไม่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเหลือที่จะใช้สร้างพันธะได้อีก ส่วนโมเลกุล NH_3 อะตอม N ซึ่งอยู่หมู่ 5A จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 5 อิเล็กตรอน เกิดพันธะกับ H 3 อะตอม ดังนั้น N จึงมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวอีก 1 คู่ เมื่อ B ไม่มีอิเล็กตรอนที่จะสามารถสร้างพันธะได้ แต่ B มีออร์บิทัลว่าง (คือออร์บิทัล-2p) จึงสามารถรับคู่อิเล็กตรอนจาก N เกิดเป็นพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนซ์

ประเภทของพันธะโคเวเลนซ์

1) พันธะเดี่ยว (single bond) คือพันธะโคเวเลนซ์ที่เกิดจากใช้อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 1 คู่ เขียนโดยใช้ขีดหนึ่งเส้น (—) แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 1 คู่ที่อยู่ระหว่างอะตอมทั้งสองอะตอม เช่น พันธะระหว่าง C กับ H ในโมเลกุล CH_4



2) พันธะคู่ (double bond) คือพันธะโคเวเลนซ์ที่เกิดจากใช้อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 2 คู่ เขียนโดยใช้ขีดสองเส้น (=) แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 2 คู่ที่อยู่ระหว่างอะตอมทั้งสองอะตอม เช่นพันธะระหว่าง C กับ O ในโมเลกุล 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 พันธะโคเวเลนซ์ที่เกิดจากใช้อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 3 คู่ เขียนโดยใช้ขีดสามเส้น (≡) แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 3 คู่ที่อยู่ระหว่างอะตอมทั้งสองอะตอม เช่น พันธะระหว่าง N สองอะตอมในโมเลกุลของ N_2 โดย N แต่ละอะตอมมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 5 อิเล็กตรอน ขาดอีก 3 อิเล็กตรอนตามกฎออกเตต เมื่อแต่ละอะตอมใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกัน 3 คู่ (มาจากอะตอมละ

3 อิเล็กตรอน) เกิดเป็นพันธะสาม ทำให้ไนโตรเจนแต่ละอะตอมมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8 และ N มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวอะตอมละ 1 คู่

: N ⁝⁝ N : ➡ : N ≡ N :

สูตรโครงสร้างของโมเลกุลโคเวเลนซ์

1) สูตรโครงสร้างแบบจุด (electron dot formula) ลิวอิส เสนอใช้สัญลักษณ์แบบจุด (•) แทนจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน และสัญลักษณ์ (• •) แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะหรืออิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว ตัวอย่าง การเขียนสูตรโครงสร้างแบบจุดของแก๊ส H_2 โดยอะตอม H มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน สูตรโครงสร้างแบบจุดเขียนได้เป็น H• เมื่อไฮโดรเจน 2 อะตอมรวมกันเป็นโมเลกุล H_2 จะใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกัน 1 คู่ จึงเขียนสูตรแบบจุดได้ดังนี้

อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ

H• + •H → H : H

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

H• + •H → H : H หรือ H—H

: Ö : : C : : Ö : หรือ : Ö = C = Ö :

H : C ⁝⁝ C : H หรือ H—C≡C—H

การเขียนสูตรโครงสร้างลิวอิส

สูตรโครงสร้างลิวอิสเป็นสูตรที่แสดงการใช้อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะร่วมกันของอะตอมในโมเลกุล จะแสดงได้ทั้งสูตรโครงสร้างแบบจุดและแบบเส้น หลักการเขียนสูตรโครงสร้างลิวอิสเป็นดังนี้

ขั้นที่ 1 กำหนดตำแหน่งอะตอมกลาง (อะตอมที่มี EN น้อยที่สุด) และอะตอมที่ล้อมรอบอะตอมกลาง (H และ F มักอยู่ล้อมรอบเสมอ)

- H ไม่สามารถเป็นอะตอมกลางได้ เพราะ H เกิดพันธะกับอะตอมอื่นได้เพียง 1 พันธะ เนื่องจากมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเพียง 1 อิเล็กตรอนและ H จะเสถียรเมื่อมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบ 2
- O โดยทั่วไปจะเกิดพันธะเดี่ยว 2 พันธะ หรือเกิดพันธะคู่ 1 พันธะ

ขั้นที่ 2 นับรวมจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมทั้งหมด

ขั้นที่ 3 กระจายคู่อิเล็กตรอน (:) เข้าระหว่างอะตอมของธาตุเป็นพันธะเดี่ยว

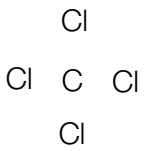
ขั้นที่ 4 กระจายอิเล็กตรอนที่เหลือเป็นคู่ (:) โดยยึดกฎออกเตต

- ให้เติมอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวที่อะตอมล้อมรอบก่อนให้ครบ 8 ตามกฎออกเตต (ยกเว้น H)
- ถ้ายังมีอิเล็กตรอนเหลือให้เติมที่อะตอมกลาง หรือเติมเป็นพันธะคู่หรือพันธะสาม

ขั้นที่ 5 เขียนสูตรโครงสร้างแบบเส้น

<u>ตัวอย่าง 4.3</u> จงเขียนโครงสร้างลิวอิสของคาร์บอนเททระคลอไรด์ (CCl_4)

ขั้นที่ 1 เขียนโครงสร้าง C เป็นอะตอมกลาง และ Cl 4 อะตอมอยู่ล้อมรอบ

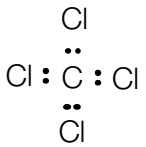


ขั้นที่ 2 C 1 อะตอม มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน = 4

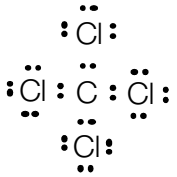
Cl 4 อะตอม มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน = 7x4 = 28

ดังนั้น จำนวนอิเล็กตรอนรวมทั้งหมด = 4+28 = 32 (16 คู่)

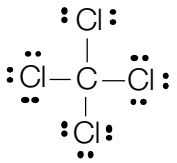
ขั้นที่ 3 กระจายคู่อิเล็กตรอนระหว่าง C และ Cl



ขั้นที่ 4 กระจายคู่อิเล็กตรอนแก่อะตอม Cl ให้ครบ 8 ตามกฎออกเตต



ขั้นที่ 5 เขียนสูตรโครงสร้างแบบเส้น



ในการเขียนสูตรโครงสร้างลิวอิส โมเลกุลจะมีพันธะเดี่ยว พันธะคู่ หรือพันธะสาม สามารถตรวจสอบได้โดยใช้กฎ 6N+2 เมื่อ N คือจำนวนอะตอมทั้งหมดในสูตรเคมี (ยกเว้น H) ดังนี้

- ถ้าจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนในสูตรเคมีเท่ากับ 6N+2 ในโมเลกุลนั้นจะมีพันธะเดี่ยวทั้งหมด
- ถ้าจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนในสูตรเคมีน้อยกว่า 6N+2 อยู่ 2 ในโมเลกุลจะมีพันธะคู่อย่างน้อย 1 พันธะอยู่ด้วย
- ถ้าจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนในสูตรเคมีน้อยกว่า 6N+2 อยู่ 4 ในโมเลกุลจะมีพันธะคู่ 1 หรือ 2 พันธะหรือมีพันธะสาม 1 พันธะอยู่ด้วย
-

<u>ตัวอย่าง 4.4</u> การพิจารณาชนิดพันธะในโมเลกุล SO_2 โดยใช้กฎ 6N+2

<u>วิธีคิด</u> N = 3 ดังนั้น 6N+2 = 6(3)+2 = 20

จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมด = 6+(6x2) = 18

$\therefore$ 20−18 = 2

จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนน้อยกว่าอยู่ 2 แสดงว่าในโมเลกุล SO_2 จะมีพันธะคู่ 1 พันธะอยู่ด้วย

<u>ตัวอย่าง 4.5</u> การพิจารณาชนิดพันธะในโมเลกุลและเขียนสูตรโครงสร้างลิวอิสของโมเลกุลต่อไปนี้

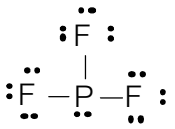
1) PF_3 N = 4 ดังนั้น 6N+2 = 6(4)+2 = 26

จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมด = 26

∴ 26−26 = 0

ดังนั้น ในโมเลกุล PF_3 จะมีเฉพาะพันธะเดี่ยว

สูตรโครงสร้างเขียนได้เป็น



2) CO_2 N = 3 ดังนั้น 6N + 2 = 6(3) + 2 = 20

จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมด = 16

∴ 20−16 = 4

ดังนั้นในโมเลกุล CO_2 จะมีพันธะคู่ 1 หรือ 2 พันธะ หรือพันธะสาม 1 พันธะ

สูตรโครงสร้างเขียนได้เป็น :Ö=C=Ö:

3) C_2H_2 N = 2 ดังนั้น 6N + 2 = 6(2) + 2 = 14

จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมด = 10

∴ 14−10 = 4

ดังนั้นในโมเลกุล C_2H_2 จะมีพันธะคู่ 1 หรือ 2 พันธะ หรือพันธะสาม 1 พันธะ

สูตรโครงสร้างเขียนได้เป็น H—C≡C—H

การเรียกชื่อสารประกอบโคเวเลนซ์

การอ่านชื่อสารประกอบโคเวเลนซ์จะอ่านชื่อธาตุอโลหะตัวแรกตามสูตรเคมีก่อน (ตามชื่อธาตุ) แล้วตามด้วยชื่ออโลหะตัวต่อท้าย ชื่ออโลหะตัวต่อท้ายจะเปลี่ยนท้ายเสียงเป็น ไ-ด์ (-ide) ดังตารางที่ 4.11

ตารางที่ 4.11 การอ่านชื่ออโลหะตัวท้ายของสารประกอบโคเวเลนซ์

อโลหะ	ชื่ออ่าน	อโลหะ	ชื่ออ่าน
ฟลูออรีน (F)	ฟลูออไรด์	โบรมีน (Br)	โบรไมด์
ซัลเฟอร์ (S)	ซัลไฟด์	ไฮโดรเจน (H)	ไฮไดรด์
ออกซิเจน (O)	ออกไซด์		
คลอรีน (Cl)	คลอไรด์		

การอ่านชื่อสารประกอบโคเวเลนซ์จะต้องบอกจำนวนอะตอมของธาตุอโลหะแต่ละตัวที่เป็นองค์ประกอบสูตรเคมีด้วยเลขภาษากรีกหรือละติน ดังตารางที่ 4.12 แต่กรณีของธาตุที่นำหน้าถ้ามีจำนวนอะตอมเพียงหนึ่งอะตอมไม่ต้องบอกจำนวนของอะตอมนั้น แต่สำหรับธาตุที่ตามหลังถึงแม้ว่ามีเพียงหนึ่งอะตอมต้องบอกด้วย

ตารางที่ 4.12 ชื่อเรียกจำนวนอะตอมของธาตุอโลหะ

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

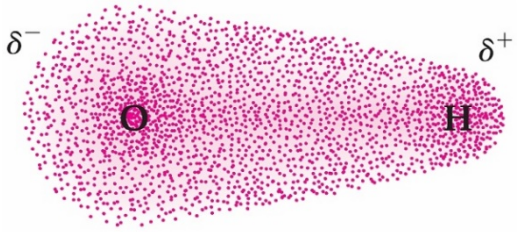
ตัวอย่าง 4.5 การเรียกชื่อสารประกอบโคเวเลนต์

สูตรสารประกอบโคเวเลนต์	ชื่อสารประกอบโคเวเลนต์
CO	คาร์บอนมอนอกไซด์ (carbonmonoxide)
CO_2	คาร์บอนไดออกไซด์ (carbondioxide)
BF_3	โบรอนไตรฟลูออไรด์ (borantrifluoride)
SF_6	ซัลเฟอร์เฮกซะฟลูออไรด์ (sulphurhexafluoride)
P_2O_5	ไดฟอสฟอรัสเพนตะออกไซด์ (diphosphoruspentaoxide)
N_2O_3	ไดไนโตรเจนไตรออกไซด์(dinitrogentrioxide)
NH_3	ไนโตรเจนไตรไฮไดรด์ (nitrogentrihydride)
P_4O_{10}	เตตระฟอสฟอรัสเดคะออกไซด์ (tetraphosphorusdecaoxide)

สภาพขั้วของพันธะ

1) ไดโพลโมเมนต์

สภาพขั้วของพันธะเกิดขึ้นเนื่องจากกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนกระจายตัวไม่เท่ากันระหว่างอะตอมที่เกิดพันธะโคเวเลนซ์ โดยไดโพลโมเมนต์ (dipole moment) คือสภาพประจุไฟฟ้าที่เกิดขึ้นอันเนื่องจากการกระจายตัวของอิเล็กตรอน โดยประจุไฟฟ้าจะอยู่ด้วยกันเป็นคู่ ๆ (โดยใช้สัญลักษณ์แสดงเป็น δ^+ และ δ^-) และประจุไฟฟ้าทั้งสองจะอยู่ตรงข้ามกันเสมอ ดังภาพที่ 4.17 ค่าไดโพลโมเมนต์เป็นปริมาณที่ใช้วัดความมีขั้วของพันธะ

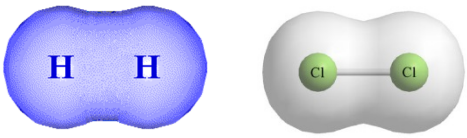


ภาพที่ 4.17 แสดงไดโพลโมเมนต์ที่เกิดจากการกระจายตัวของอิเล็กตรอนไม่เท่ากัน
ที่มา: http://worldofbiochemistry.blogspot.com/2013/10/electronegativity.html

โมเลกุลที่ประกอบด้วยอะตอมชนิดเดียวกันเช่น H_2, N_2 และ O_2 จะมีไดโพลโมเมนต์เท่ากับศูนย์ โอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนในแนวความยาวของพันธะจะเท่า ๆ กัน แต่โมเลกุลที่ประกอบด้วยอะตอมต่างชนิด โอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนในแนวความยาวของพันธะจะไม่เท่ากัน โอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนใกล้

อะตอมใดมากกว่ากันจะขึ้นอยู่กับค่า EN โดยอะตอมที่มีค่า EN สูงกว่าจะมีความสามารถในการดึงอิเล็กตรอนเข้าหาตัวเองได้มากกว่า ดังนั้นโอกาสที่จะพบกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนหนาแน่นในฝั่งอะตอมที่มีค่า EN สูงกว่าย่อมมีได้มากกว่า สภาพขั้วของพันธะโคเวเลนซ์แบ่งออกเป็น 2 ชนิด

1.1) พันธะไม่มีขั้ว (non-polar bond) คือพันธะที่มีไดโพลโมเมนต์เป็นศูนย์ หรือไม่มีสภาพขั้วของพันธะโคเวเลนซ์ เนื่องจากเป็นพันธะที่เกิดจากอะตอมของธาตุชนิดเดียวกัน (จึงมีค่า EN เท่ากัน) ดังแสดงในภาพที่ 4.18 เช่น H–H, Cl–Cl, O=O และ N≡N

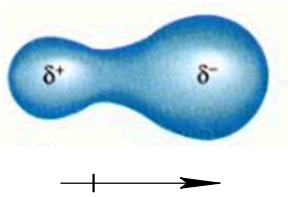


(ก) (ข)

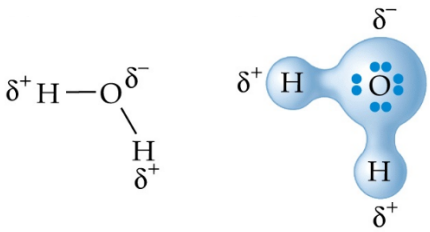
ภาพที่ 4.18 แบบจำลองแสดงพันธะโคเวเลนซ์ไม่มีขั้ว (ก) H_2 และ (ข) Cl_2

ที่มา: http://www.angelo.edu/faculty/kboudrea/general/shapes/00_lewis.htm#PolarNonpolar

1.2) พันธะมีขั้ว (polar bond) คือสภาพขั้วของพันธะโคเวเลนซ์ที่เกิดขึ้นเมื่ออิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันกระจายระหว่าง 2 อะตอมไม่เท่ากัน เนื่องมาจากอะตอมทั้งสองมีค่า EN ต่างกัน อะตอมที่มีค่า EN สูงกว่าจะดึงดูดอิเล็กตรอนเข้าหาตัวได้ดีกว่า ทำให้มีกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนหนาแน่นกว่า เกิดสภาพขั้วไฟฟ้าเป็นลบเล็กน้อย (partial negative charge) เขียนแทนด้วย δ (เดลต้าลบ) ส่วนอะตอมที่มีค่า EN ต่ำกว่าจะดึงดูดอิเล็กตรอนได้น้อยกว่า กลุ่มหมอกอิเล็กตรอนเบาบางกว่า จึงมีสภาพขั้วไฟฟ้าเป็นบวกเล็กน้อย (partial positive charge) เขียนแทนด้วย δ^+ (เดลต้าบวก) หรืออาจเขียนโดยใช้เครื่องหมาย $\longrightarrow$ แทนไดโพลโมเมนต์แสดงสภาพขั้วของพันธะ โดยหัวลูกศรชี้ไปทางอะตอมที่มีอิเล็กตรอนหนาแน่นกว่า (อะตอมที่มีค่า EN สูงกว่า) ดังแสดงในภาพที่ 4.19 และ 4.20



ภาพที่ 4.19 แบบจำลองแสดงพันธะโคเวเลนซ์ที่มีขั้ว



ภาพที่ 4.20 แบบจำลองแสดงพันธะโคเวเลนซ์มีขั้วของน้ำ

ที่มา: http://bioserv.fiu.edu/~walterm/human_online/chemistry_mine/chemistry_of_life.htm

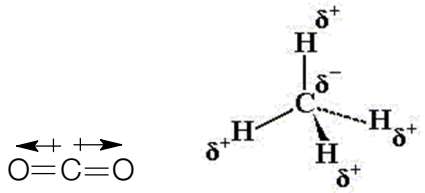
2) สภาพขั้วของโมเลกุล

สภาพขั้วของของโมเลกุลขึ้นอยู่กับผลรวมเวกเตอร์ของไดโพลโมเมนต์ของทุกพันธะในโมเลกุล ถ้าผลรวมของไดโพลโมเมนต์เท่ากับศูนย์ โมเลกุลไม่มีสภาพขั้ว แต่ถ้าผลรวมของไดโพลโมเมนต์ไม่เท่ากับศูนย์ สภาพขั้วของโมเลกุลโคเวเลนซ์แบ่งออกเป็น 2 ชนิดคือ

2.1) โมเลกุลที่ไม่มีขั้ว (non-polar) คือโมเลกุลที่ผลรวมเวกเตอร์ของไดโพลโมเมนต์เท่ากับศูนย์ โดยโมเลกุลที่ไม่มีขั้วอาจเกิดขึ้นตามสภาพขั้วพันธะได้ 2 ประเภทคือ

(1) โมเลกุลไม่มีขั้วที่เกิดจากพันธะที่ไม่มีขั้ว เช่น H_2, Cl_2, N_2 และ O_2 เนื่องจากมีค่า EN เท่ากัน

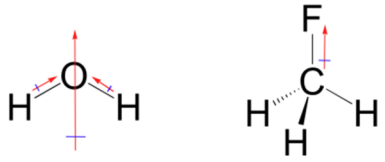
(2) โมเลกุลไม่มีขั้วที่เกิดจากพันธะที่มีขั้ว เช่น CO_2 และ CH_4 ดังแสดงในภาพที่ 4.21 พันธะที่เกิดขึ้นเป็นพันธะที่มีขั้ว แต่เมื่อรวมเวกเตอร์ไดโพลโมเมนต์ของทุกพันธะ พบว่าไดโพลโมเมนต์เท่ากับศูนย์



(ก) (ข)

ภาพที่ 4.21 โมเลกุลไม่มีขั้วที่ประกอบด้วยพันธะที่มีขั้วของ (ก) คาร์บอนไดออกไซด์ และ (ข) มีเทน

2.2) โมเลกุลที่มีขั้ว (polar) คือผลรวมของไดโพลโมเมนต์ไม่เท่ากับศูนย์ จะประกอบด้วยพันธะที่มีขั้ว เช่น NH_3, H_2O, CH_3Cl และ SO_2 ดังแสดงในภาพที่ 4.22



(ก) (ข)

ภาพที่ 4.22 โมเลกุลมีขั้ว (ก) น้ำ และ (ข) ฟลูออโรมีเทน

พลังงานพันธะ

พลังงานพันธะ (bond energy) คือพลังงานที่ใช้ไปเพื่อสลายพันธะภายในโมเลกุลให้แยกออกจากกันกลายเป็นอะตอมในสภาวะแก๊ส เช่น

$$H_2(g) + 432\ kJ \rightarrow 2H(g)$$

$$HCl(g) + 334\ kJ \rightarrow H(g) + Cl(g)$$

ในการสลายพันธะชนิดเดียวกันในสารต่างชนิดกันใช้พลังงานไม่เท่ากัน ถ้าการสลายพันธะในโมเลกุลชนิดเดียวกันแต่มีหลายพันธะ จะต้องสลายพันธะหลายขั้นและใช้พลังงานไม่เท่ากัน ซึ่งต้องใช้ค่าเฉลี่ยเรียกว่า พลังงานพันธะเฉลี่ย (average bond energy) เช่นกรณีของพันธะ C-H มีค่าพลังงานพันธะเฉลี่ยเท่ากับ 413 kJ/mol ลักษณะสำคัญของพลังงานพันธะ (ตารางที่ 4.13)

ตารางที่ 4.13 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
H-I	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	Cl-I	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			I-I	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_2)	O=O	498	C≡O	1070		

ที่มา: ดัดแปลงจาก Silberberg. Chemistry. 2013. p340

การสลายพันธะเป็นการเปลี่ยนแปลงประเภทดูดพลังงาน (endothermic) คือเป็นปฏิกิริยาใช้พลังงานในการสลายพันธะเดิมมากกว่าพลังงานที่คายออกเมื่อเกิดพันธะใหม่

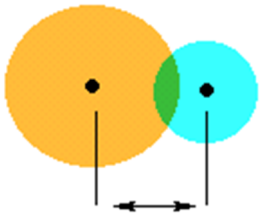
$$H{-}H(g) + 436\ kJ \rightarrow 2H(g)$$

การเกิดพันธะเป็นการเปลี่ยนแปลงประเภทคายพลังงาน (exothermic) คือเป็นปฏิกิริยาที่ใช้พลังงานในการสลายพันธะเดิมน้อยกว่าพลังงานที่คายออกมาเมื่อเกิดพันธะใหม่

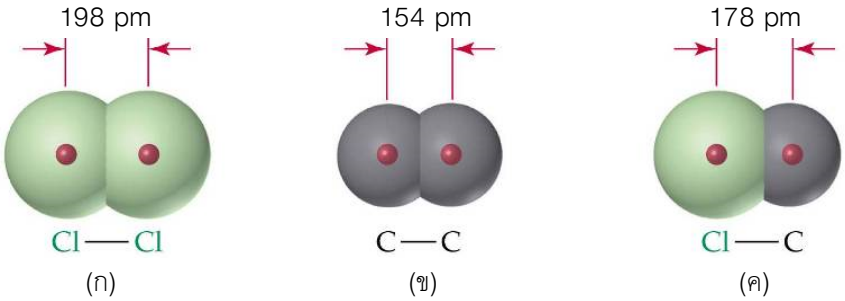
$$H(g) + Cl(g) \rightarrow H{-}Cl(g) + 431\ kJ$$

ความยาวพันธะ

ความยาวพันธะ (bond length) เป็นระยะทางระหว่างนิวเคลียสของอะตอมสองอะตอมขณะเข้าใกล้กันได้มากที่สุดด้วยแรงยึดเหนี่ยวเกิดเป็นพันธะโคเวเลนซ์ ความยาวพันธะที่เกิดในโมเลกุลต่างชนิดจะไม่เท่ากัน ถึงแม้จะเกิดพันธะชนิดเดียวกันก็ตาม ในอะตอมบางชนิดอาจเกิดพันธะได้มากกว่าหนึ่งชนิดแต่พันธะที่เกิดจะมีพลังงานพันธะและความยาวพันธะต่างกัน แสดงดังภาพที่ 4.23 และ 4.24



ภาพที่ 4.23 แบบจำลองความยาวพันธะของโมเลกุลโคเวเลนซ์



ภาพที่ 4.24 ความยาวพันธะระหว่าง (ก) Cl—Cl, (ข) C—C และ (ค) Cl—C
ที่มา: ดัดแปลงจาก Silberberg. Chemistry. 2013. p286

ความยาวพันธะเฉลี่ยระหว่างอะตอมของธาตุแต่ละชนิดในพันธะโคเวเลนซ์ แสดงดังตารางที่ 4.14 จะสังเกตได้ว่ากรณีอะตอมธาตุชนิดเดียวกัน ความยาวพันธะเฉลี่ยของพันธะสาม<พันธะคู่<พันธะเดี่ยว

ตารางที่ 4.14 ความยาวพันธะเฉลี่ย (หน่วยพิโกเมตร)

พันธะเดี่ยว							
H-H	74	N-H	101	Si-H	148	S-H	134
H-F	92	N-N	146	Si-Si	234	S-P	210
H-Cl	127	N-P	177	Si-O	161	S-S	204
H-Br	141	N-O	144	Si-S	210	S-F	158
H-I	161	N-S	168	Si-N	172	S-Cl	201
		N-F	139	Si-F	156	S-Br	225
		N-Cl	191	Si-Cl	204	S-I	134
C-H	109	N-Br	214	Si-Br	216		
C-C	154	N-I	222	Si-I	240	F-F	143
C-Si	186					F-Cl	166
C-N	147	O-H	96	P-H	142	F-Br	178
C-O	143	O-P	160	P-Si	227	F-I	187
C-P	187	O-O	148	P-P	221	Cl-Cl	199
C-S	181	O-S	151	P-F	156	Cl-Br	214
C-F	133	O-F	142	P-Cl	204	Cl-I	243
C-Cl	177	O-Cl	164	P-Br	222	Br-Br	228
C-Br	194	O-Br	172	P-I	243	Br-I	248
C-I	213	O-I	194			I-I	266
พันธะคู่และพันธะสาม							
C=C	134	N=N	122	C≡C	121	N≡N	110
N=N	127	N=O	120	C≡N	115	N≡O	106
C=O	123	O=O	121	C≡O	113		

ที่มา: ดัดแปลงจาก Silberberg. Chemistry. 2013. p340

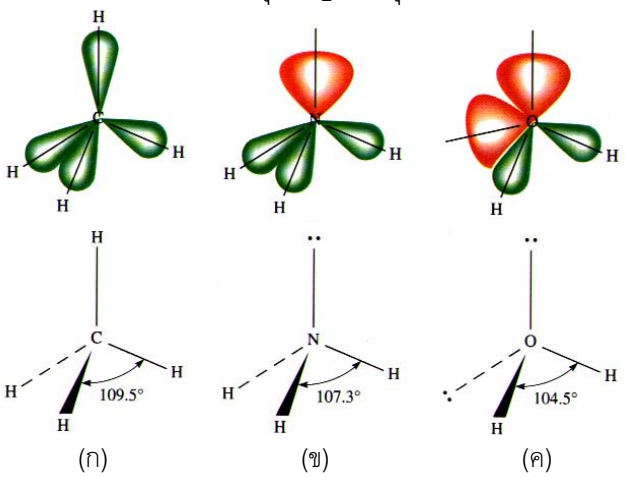
มุมพันธะ (bond angle)

โดยทั่วไปโมเลกุลต้องการอยู่ในระบบที่มีพลังงานต่ำที่สุด โดยกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนพยายามอยู่ห่างกันมากที่สุดเพื่อให้มีแรงผลักระหว่างกันน้อยที่สุด โมเลกุลจึงจะมีความเสถียรสูง การที่โมเลกุลลดแรงผลักระหว่างกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนของแต่ละพันธะเกิดขึ้นได้โดยการเบนมุมพันธะออกให้ห่างกัน

ตัวอย่างโมเลกุล CH_4 อะตอม C ที่อยู่ตรงกลางมีคู่อิเล็กตรอนล้อมรอบ 4 คู่ เนื่องจากกลุ่มประจุลบทั้ง 4 คู่ มีขนาดประจุเท่ากันจึงเกิดแรงผลักเท่าๆ กัน ส่งผลให้มุมของพันธะเบนออกจากกันจนทำมุมระหว่างกันเป็น 109.5° ดังภาพที่ 4.25(ก)

ตัวอย่างโมเลกุล NH_3 มีพันธะระหว่างอะตอม N กับ H รวมสามพันธะ มุมระหว่างพันธะของโมเลกุล NH_3 เท่ากับ 107.3° เนื่องจากอิทธิพลของกลุ่มประจุลบจากอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวหนึ่งคู่ของอะตอมไนโตรเจนแผ่ไปในบริเวณกว้างกว่ากลุ่มประจุลบของคู่อิเล็กตรอนที่อยู่ร่วมกันระหว่างอะตอม N กับอะตอม H ซึ่งได้รับอิทธิพลการดึงดูดจากนิวเคลียสทั้งสอง ดังนั้น กลุ่มประจุลบที่ใหญ่กว่าจึงผลักพันธะระหว่าง N และ H ทั้งสามพันธะเข้ามาชิดกัน ดังภาพที่ 4.25(ข)

ตัวอย่างโมเลกุล H_2O ประกอบด้วย O 1 อะตอม และ H 2 อะตอม อะตอม O มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวอีก 2 คู่ ซึ่งผลักพันธะ O-H ทำให้โมเลกุล H_2O มีมุมนี้เท่ากับ 104.5° ดังภาพที่ 4.25(ค)



ภาพที่ 4.25 แสดงมุมพันธะของโมเลกุล (ก) CH_4 (ข) NH_3 และ (ค) H_2O
ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p420

รูปร่างโมเลกุล

รูปร่างโมเลกุล (molecular shape) คือการจัดเรียงอะตอมทางเรขาคณิต (geometry) ในโมเลกุลแบบสามมิติ การเรียงตัวของอะตอมในโมเลกุลเกี่ยวข้องโดยตรงกับพันธะเคมีที่เกิดขึ้นระหว่างอะตอม ซึ่งมีผลต่อความยาวและมุมพันธะ การหารูปร่างโมเลกุลอาศัยแบบจำลองการผลักกันของคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์ (Valence Shell Electron Pair Repulsion) หรือเรียกสั้นๆว่า “แบบจำลอง VSEPR”

ในปี ค.ศ.1957 กิลเลสพาย (Ronald James Gillespie) และไนโฮล์ม (Ronald Sydney Nyholm) ได้พัฒนาแบบจำลอง VSEPR จากแนวคิดของซิดก์วิก (Nevil Sidgwick) และโพเวล (Herbert Powell) เพื่อใช้เป็นแบบจำลองเพื่อทำนายรูปร่างของโมเลกุลโคเวเลนซ์ ซึ่งศึกษาโดยใช้สมบัติทางไฟฟ้าของอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะและอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว แบบจำลอง VSEPR ใช้หลักการผลักกันของคู่อิเล็กตรอน โดยมีสมมติฐานดังนี้

1) คู่อิเล็กตรอนที่ล้อมรอบอะตอมกลางจะเรียงตัวให้มีแรงทางไฟฟ้ากระทำต่อกันน้อยที่สุดและอยู่ห่างกันมากที่สุด

2) วงโคจรระดับพลังงานสุดท้ายของอิเล็กตรอนจะกระจายตัวเป็นทรงกลม โดยมีระยะห่างกันให้มากที่สุด

3) พันธะคู่หรือพันธะสามจะถูกนับเสมือนเป็นพันธะเดี่ยว แต่มีกำลังผลักที่แรงกว่า

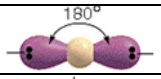
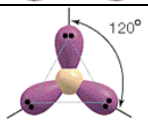
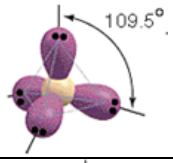
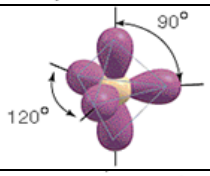
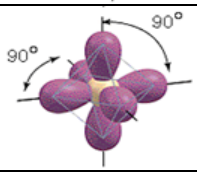
โมเลกุลจะพยายามหลีกเลี่ยงการผลักกันของกลุ่มอิเล็กตรอนภายในโมเลกุล แต่เนื่องจากอิเล็กตรอนมีประจุลบ จึงแสดงอำนาจไฟฟ้าผลักกัน โมเลกุลจึงต้องพยายามให้อิเล็กตรอนที่มีอยู่ในโมเลกุลนั้นผลักกันให้เบาบางที่สุดเท่าที่จะทำได้ การผลักกันของอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวด้วยกันจะมีการส่งแรงทางไฟฟ้ากระทำต่อกันมากที่สุด เนื่องจากอิเล็กตรอนนั้นจะถูกดูดเข้ามาใกล้กับนิวเคลียสของอะตอมกลางมากที่สุด ซึ่งส่งผลให้เกิดการผลักกันรุนแรงมากที่สุด รองลงมาคือการผลักกันระหว่างอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวกับอิเล็กตรอนร่วมพันธะ และการผลักกันระหว่างอิเล็กตรอนร่วมพันธะด้วยกัน

แบบจำลอง VSEPR อาศัยหลักการผลักกันของคู่อิเล็กตรอน แบ่งเป็น 2 ประเภทคือ

1) โมเลกุลที่อะตอมกลางไม่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

สมมติให้โมเลกุลประกอบด้วยธาตุ 2 ชนิดคือ A และ X โดยให้อะตอม A เป็นอะตอมกลางสร้างพันธะและอะตอม X ล้อมรอบด้วยจำนวน m อะตอม จึงเขียนสูตรโครงสร้างโดยทั่วไปได้เป็น AX_m ดังนั้น การจัดเรียงอะตอมและรูปร่างเรขาคณิตที่เป็นไปได้ของโมเลกุล AX_m จะขึ้นอยู่กับจำนวนอะตอมที่ล้อมรอบอะตอมกลาง แสดงได้ดังตารางที่ 4.15

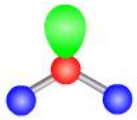
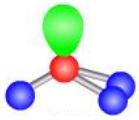
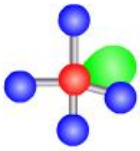
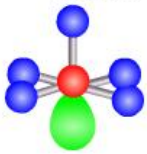
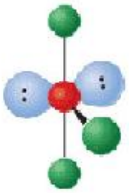
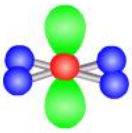
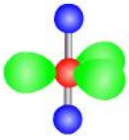
ตารางที่ 4.15 รูปแบบการจัดเรียงคู่อิเล็กตรอนรอบอะตอมกลางในโมเลกุลที่อะตอมกลางไม่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

คู่อิเล็กตรอนรอบอะตอมกลาง	สูตรโมเลกุล	รูปทรงการจัดเรียงคู่อิเล็กตรอน	รูปร่างโมเลกุล	มุมพันธะ	ตัวอย่างโมเลกุล
2	AX_2		เส้นตรง (linear)	180°	$BeCl_2$
3	AX_3		สามเหลี่ยมแบนราบ (trigonal planar)	120°	BF_3
4	AX_4		ทรงเหลี่ยมสี่หน้า (tetrahedral)	109.5°	CH_4
5	AX_5		ปิดระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม (trigonal bipyramidal)	120° 90°	PCl_5
6	AX_6		ทรงเหลี่ยมแปดหน้า (octahedral)	90°	SF_6

2) โมเลกุลที่อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

ในกรณีที่อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (อิเล็กตรอนที่ไม่ได้ใช้สร้างพันธะ) ในโมเลกุลจึงเขียนสูตรทั่วไปได้เป็น AX_mE_n เมื่อ A เป็นอะตอมกลาง, X เป็นอะตอมหรือหมู่อะตอมที่ใช้สร้างพันธะกับอะตอมกลางด้วยจำนวน m อะตอม โดย E เป็นสัญลักษณ์แทนคู่อิเล็กตรอนที่ไม่ใช้สร้างพันธะ และ n เป็นจำนวน อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว ซึ่งคู่อิเล็กตรอนที่ไม่ใช้สร้างพันธะมีอิทธิพลต่อรูปร่างโมเลกุลเนื่องจากการผลักของอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว ตารางที่ 4.16 แสดงรูปร่างโมเลกุลของโมเลกุลที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวตั้งแต่ 1 คู่ขึ้นไป

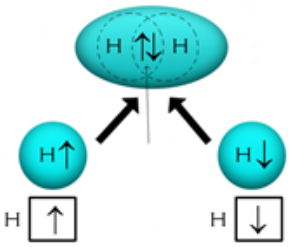
ตารางที่ 4.16 รูปแบบการจัดเรียงคู่อิเล็กตรอนรอบอะตอมกลางในโมเลกุลที่อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

สูตรโมเลกุล	จำนวนอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว	รูปทรงเรขาคณิต	รูปร่างโมเลกุล	ตัวอย่าง
AX_2E	1		รูปตัววี (V-shape)	$SnCl_2$, SO_2
AX_3E	1		พีระมิดฐานสามเหลี่ยม	NH_3, PCl_3
AX_4E	1		กระดานหก (seesaw)	SF_4, $TeCl_4$
AX_5E	1		พีระมิดฐานจตุรัส (square pyramidal)	BrF_3, IF_5
AX_2E_2	2		รูปตัววี (V-shape)	H_2O, SCl_2
AX_3E_2	2		รูปตัวที (T-shape)	BrF_3, ClF_3
AX_4E_2	2		จัตุรัสระนาบ (square planar)	XeF_4, ICl_4^-
AX_2E_3	3		เส้นตรง (linear)	I_3^-, XeF_2

ทฤษฎีพันธะเวเลนซ์

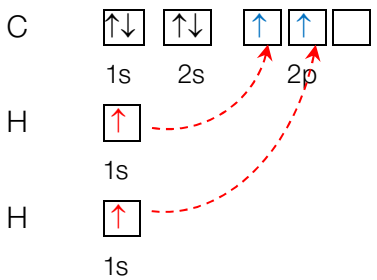
ในปี ค.ศ.1927 ไฮต์เลอร์ (Walter Heitler) และลอนดอน (Fritz London) ได้เสนอทฤษฎีพันธะเวเลนซ์ (valence bond theory, VBT) ที่อธิบายสมบัติของพันธะระหว่างไฮโดรเจนในโมเลกุลแก๊ส H_2 โดยอาศัยพื้นฐานทางกลศาสตร์ควอนตัม ต่อมาในปี ค.ศ.1930 พอลิง (Linus Pauling) และสเลเตอร์ (John Slater) ได้ขยายความของทฤษฎีออกไปอีก เพื่อให้อธิบายเกี่ยวกับพันธะโคเวเลนซ์ได้มากขึ้น

ทฤษฎีพันธะเวเลนซ์ อธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนซ์ โดยคำนึงถึงอิเล็กตรอนเดี่ยวของอะตอมที่จะเกิดพันธะเป็นโมเลกุลเมื่ออะตอมนั้นเข้าใกล้กัน โดยออร์บิทัลเชิงอะตอมของอะตอมที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยวจะซ้อนทับกับออร์บิทัลเชิงอะตอมของอะตอมที่มีอิเล็กตรอนเดี่ยวอีกอะตอมหนึ่ง แล้วอิเล็กตรอนทั้งสองจะเข้าคู่กัน และจัดตัวให้หมุนตรงข้ามกันในออร์บิทัลใหม่ แสดงดังภาพที่ 4.26 เกิดเป็นพันธะขึ้นใหม่ จำนวนพันธะที่เกิดขึ้นเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอนเดี่ยวของอะตอมนั้น



ภาพที่ 4.26 แสดงการรวมตัวของออร์บิทัลเชิงอะตอมของการเกิดพันธะโคเวเลนซ์ของ H_2
ที่มา: http://chemwiki.ucdavis.edu/Theoretical_Chemistry/Chemical_Bonding/Valence_Bond_Theory/Localized_Bonding

แต่ในกรณีอะตอม C ในสถานะพื้นมีโครงแบบอิเล็กตรอนเป็น $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1$ อิเล็กตรอนเดี่ยวในออร์บิทัล 2p มีเพียง 2 ตัว ดังภาพที่ 4.27 ถ้าเช่นนี้ C จึงควรจะเกิดพันธะกับอะตอม H ได้เพียง 2 อะตอม เกิดได้เพียง 2 พันธะเท่านั้น แต่กลับพบว่า C สามารถสร้างพันธะกับ H ได้ 4 อะตอม เป็นโมเลกุลมีเทน (CH_4) ที่มีความเสถียรสูง ซึ่งการเกิดโมเลกุล CH_4 ทำให้เกิดความขัดแย้งต่อการจัดเรียงอิเล็กตรอน เพราะแสดงว่า C ต้องมีอิเล็กตรอนเดี่ยวที่ใช้ในการเกิดพันธะจำนวน 4 อิเล็กตรอน



ภาพที่ 4.27 แสดงการรวมตัวระหว่าง C กับ H ตามสมมติฐานการจัดเรียงอิเล็กตรอนในสถานะพื้น

ในทำนองเดียวกัน โครงแบบอิเล็กตรอนของอะตอม Be คือ $1s^2\ 2s^2$ ดังนั้นในสถานะพื้น Be ไม่อาจเกิดสารประกอบโคเวเลนซ์ได้ เนื่องจากไม่มีอิเล็กตรอนเดี่ยว และโครงแบบอิเล็กตรอนของ B เป็น $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1$ ดังนั้นควรเกิดพันธะได้เพียง 1 พันธะเท่านั้น (ตารางที่ 4.17) แต่ความจริงพบว่า Be และ B สามารถเกิดพันธะโคเวเลนซ์ได้เป็นโมเลกุล $BeCl_2$ และ BF_3 ได้

ตารางที่ 4.17 แสดงจำนวนอิเล็กตรอนเดี่ยวในสถานะพื้นเทียบกับเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ Be, B และ C

เวเลนซ์อิเล็กตรอน	Be	B	C
โครงแบบอิเล็กตรอน	$1s^2$ $2s^2$	$1s^2$ $2s^2$ $2p_x^1$	$1s^2$ $2s^2$ $2p_x^1$ $2p_y^1$
จำนวนอิเล็กตรอนเดี่ยว	0	1	2
จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน	2	3	4

ดังนั้น ตามทฤษฎีพันธะเวเลนซ์ของการเกิดโมเลกุล CH_4, $BeCl_2$ และ BF_3 ต้องเกิดการเปลี่ยนแปลงบางอย่างขึ้นภายระหว่างออร์บิทัลเชิงอะตอมของอะตอม C, Be และ B ก่อนการเกิดพันธะโคเวเลนซ์

ไฮบริไดเซชันของออร์บิทัล

ในการเกิดพันธะ อะตอมแต่ละอะตอมต้องการให้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวในออร์บิทัลให้มากที่สุด เพื่อให้ออร์บิทัลเชิงอะตอมซ้อนทับกันมากที่สุด พันธะที่เกิดขึ้นจะแข็งแรงและมีความเสถียรสูง การปรับเปลี่ยนออร์บิทัลเชิงอะตอมให้สามารถเกิดพันธะได้อย่างเสถียร เรียกออร์บิทัลเชิงอะตอมที่เกิดขึ้นหลังการปรับเปลี่ยนว่า ไฮบริดออร์บิทัล (hybrid orbital) หรือออร์บิทัลลูกผสม โดยมีกระบวนการผสมออร์บิทัลที่ระดับพลังงานใกล้เคียงกัน เรียกว่าไฮบริไดเซชัน (hybridization) โดยออร์บิทัลในไฮบริดออร์บิทัลจะมีรูปร่างเหมือนกันและมีพลังงานเท่ากัน (เสมือนอยู่ในระดับพลังงานเดียวกัน) จำนวนออร์บิทัลที่ได้จะมีจำนวนเท่ากับจำนวนออร์บิทัลเดิมที่นำมาผสมกัน โดยการผสมนั้นไม่ได้เกี่ยวข้องกับอิเล็กตรอนแต่เป็นการผสมกันระหว่างออร์บิทัลเท่านั้น

ในการผสมระหว่างออร์บิทัล-s กับออร์บิทัล-p เรียกชื่อไฮบริดออร์บิทัลโดยแสดงจำนวนและชนิดของออร์บิทัลที่มาผสมกัน ดังตารางที่ 4.18

ตารางที่ 4.18 ไฮบริไดเซชันของออร์บิทัล-s กับออร์บิทัล-p

ออร์บิทัลอะตอมที่มาผสมกัน	**จำนวนออร์บิทัลเชิงอะตอม**	**ชื่อไฮบริดออร์บิทัล**	**จำนวนไฮบริดออร์บิทัล**
s + p	2	sp (เอสพี)	2
s + p + p	3	sp^2 (เอสพีทู)	3
s + p + p + p	4	sp^3 (เอสพีทรี)	4

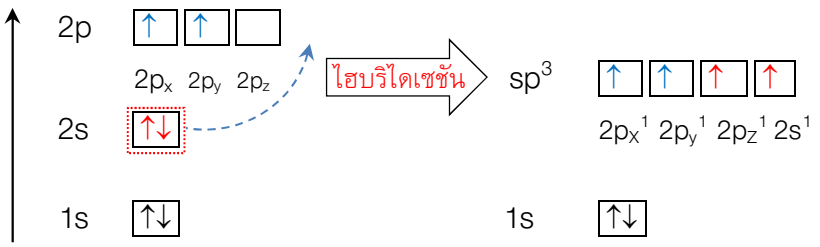
1) sp^3-ไฮบริดออร์บิทัล

sp^3-ไฮบริดออร์บิทัลเป็นการรวมออร์บิทัล-2s 1 ออร์บิทัลกับออร์บิทัล-2p 3 ออร์บิทัล เกิดเป็น sp^3-ไฮบริดออร์บิทัล รวมเป็นไฮบริดออร์บิทัล 4 ออร์บิทัลที่มีรูปร่างเหมือนกันและระดับพลังงานเท่ากัน

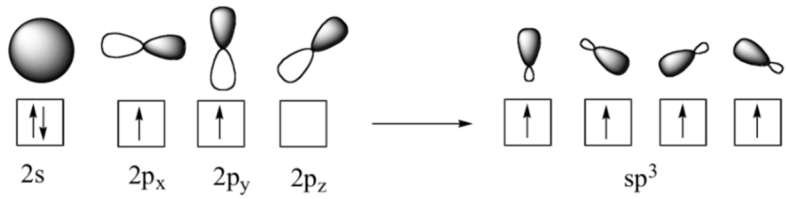
พิจารณาโมเลกุล CH_4 อะตอม C ในสภาวะพื้นมีโครงแบบอิเล็กตรอนเป็น $1s^2$ $2s^2$ $2p_x^1$ $2p_y^1$ เมื่อเกิดไฮบริไดเซชันของออร์บิทัล-2s กับออร์บิทัล-2p โดยเป็นการผสมออร์บิทัล-2s จำนวน 1 ออร์บิทัลกับออร์บิทัล-2p จำนวน 3 ออร์บิทัล เกิดไฮบริดออร์บิทัลจำนวน 4 ออร์บิทัล เรียกไฮบริดออร์บิทัลว่า sp^3-ไฮบริดออร์บิทัล ดังแสดงในภาพที่ 4.28 อิเล็กตรอนในออร์บิทัล-2s 1 อิเล็กตรอนเลื่อนขึ้นไปอยู่ใน

ออร์บิทัล-$2p_z$ ที่ว่างอยู่ ทำให้โครงแบบอิเล็กตรอนของ C ในสถานะกระตุ้นเปลี่ยนแปลงเป็น $1s^2\ 2s^1\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$

sp^3-ไฮบริดออร์บิทัลที่เกิดขึ้นทั้ง 4 ออร์บิทัลจะมีรูปร่างและพลังงานเท่ากัน ดังภาพที่ 4.29 เมื่ออิเล็กตรอนเดี่ยวของ H ในออร์บิทัล-1s เกิดซ้อนทับกับไฮบริดออร์บิทัลทั้ง 4 ออร์บิทัลทางด้านหัว (head–on overlap) ดังภาพที่ 4.30 เรียกชนิดพันธะที่เกิดจากการซ้อนทับของออร์บิทัลทางด้านหัวว่า พันธะซิกมา (σ-bond)

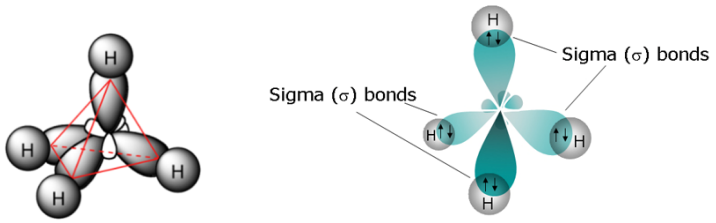


ภาพที่ 4.28 การเกิด sp^3-ไฮบริดออร์บิทัล



ภาพที่ 4.29 รูปร่างของ sp^3-ไฮบริดออร์บิทัล

ที่มา: http://chemwiki.ucdavis.edu/Organic_Chemistry



(ก) (ข)

ภาพที่ 4.30 รูปร่างของโมเลกุล (ก) CH_4 ที่เกิดจากอะตอม C เกิด sp^3-ไฮบริดออร์บิทัล และ (ข) การเกิดพันธะซิกมา

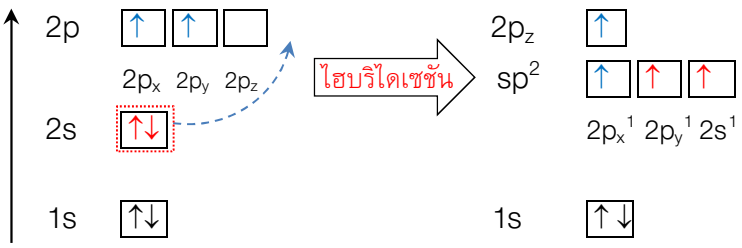
ที่มา: http://www.ntu.ac.uk/cels/molecular_geometry/hybridization/Sp3_hybridization/Methane

2) sp^2-ไฮบริดออร์บิทัล

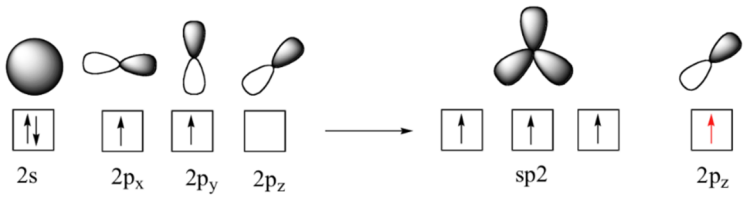
sp^2-ไฮบริดออร์บิทัลเป็นการรวมออร์บิทัล-2s 1 ออร์บิทัลกับออร์บิทัล-2p 2 ออร์บิทัล เกิดเป็น sp^2-ไฮบริดออร์บิทัล รวมเป็นไฮบริดออร์บิทัล 3 ออร์บิทัลที่มีรูปร่างเหมือนกันและระดับพลังงานเท่ากัน

พิจารณาโมเลกุลเอทิลีน (C_2H_4) อะตอม C ในสภาวะพื้นมีโครงแบบอิเล็กตรอนเป็น $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1$ เมื่อเกิดไฮบริไดเซชันโดยอิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอนในออร์บิทัล-2s เลื่อนขึ้นไปอยู่ในออร์บิทัล-$2p_z$ แล้วเกิดการผสมระหว่างออร์บิทัล-2s 1 ออร์บิทัลกับออร์บิทัล-2p 2 ออร์บิทัลเกิดไฮบริดออร์บิทัลจำนวน 3 ออร์บิทัล ที่เรียกว่า sp^2-ไฮบริดออร์บิทัล แสดงดังภาพที่ 4.31

sp^2-ไฮบริดออร์บิทัลที่เกิดขึ้นทั้ง 3 ออร์บิทัลจะมีรูปร่างและพลังงานเท่ากัน ดังภาพที่ 4.32 โดยทั้ง 3 ออร์บิทัลอยู่ในระนาบเดียวกัน และทำมุม 120°

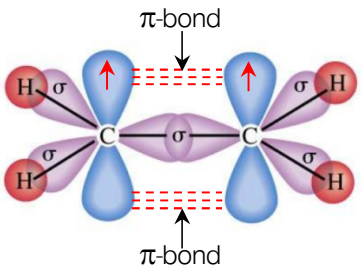


ภาพที่ 4.31 การเกิด sp^2-ไฮบริดออร์บิทัล



ภาพที่ 4.32 รูปร่างของ sp^2-ไฮบริดออร์บิทัล
ที่มา: http://chemwiki.ucdavis.edu/Organic_Chemistry/

การเกิดพันธะในโมเลกุล C_2H_4 จะมีพันธะระหว่าง C-C ที่เป็น sp^2-ไฮบริดออร์บิทัลทั้งสองอะตอม โดย C ทั้งสองเข้าใกล้กันจะเกิดการซ้อนทับกันทางด้านหัวระหว่าง sp^2 กับ sp^2-ไฮบริดออร์บิทัลเป็นพันธะซิกมา และเกิดการซ้อนทับทางด้านข้าง (side to side overlap) ระหว่างออร์บิทัล-$2p_z$ ที่ไม่เกิดไฮบริไดเซชันของทั้งสองอะตอม เกิดเป็นพันธะที่เรียกว่า พันธะไพ (π-bond) ดังภาพที่ 4.33 ส่วน sp^2-ไฮบริดออร์บิทัลอีก 2 ออร์บิทัลที่เหลือของ C แต่ละอะตอมจะเกิดการซ้อนทับทางด้านหัวกับอะตอม H ทั้งหมด 4 อะตอมเกิดเป็นพันธะซิกมา



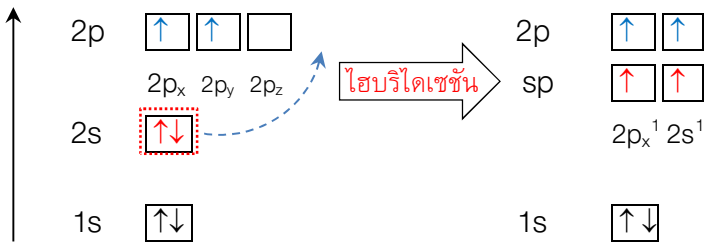
ภาพที่ 4.33 พันธะซิกมาและพันธะไพในโมเลกุลเอทิลีนที่เกิดจากอะตอม C เกิด sp^2-ไฮบริดออร์บิทัล
ที่มา: ดัดแปลงจาก http://imgbuddy.com/sp2-hybridization-carbon.asp

3) sp-ไฮบริดออร์บิทัล

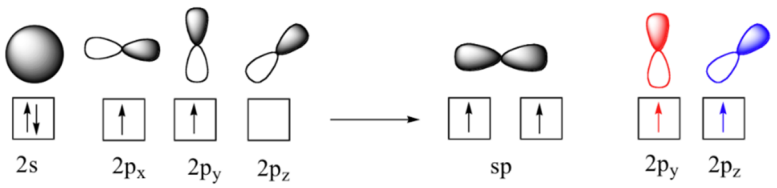
sp-ไฮบริดออร์บิทัลเป็นการรวมออร์บิทัล-2s 1 ออร์บิทัลกับออร์บิทัล-2p 1 ออร์บิทัล เกิดเป็น sp-ไฮบริดออร์บิทัล รวมเป็นไฮบริดออร์บิทัล 2 ออร์บิทัลที่มีรูปร่างเหมือนกันและระดับพลังงานเท่ากัน

พิจารณาโมเลกุลอะซิทิลีน (C_2H_2) อะตอม C ในสภาวะพื้นมีโครงแบบอิเล็กตรอนเป็น $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1$ เมื่อเกิดไฮบริไดเซชันโดย 1 อิเล็กตรอนในออร์บิทัล-2s เลื่อนขึ้นไปอยู่ในออร์บิทัล-$2p_z$ แล้ว

เกิดการผสมระหว่างออร์บิทัล-2s 1 ออร์บิทัลกับออร์บิทัล-2p 1 ออร์บิทัลเกิดไฮบริดออร์บิทัลจำนวน 2 ออร์บิทัล ที่เรียกว่า sp-ไฮบริดออร์บิทัล แสดงดังภาพที่ 4.34

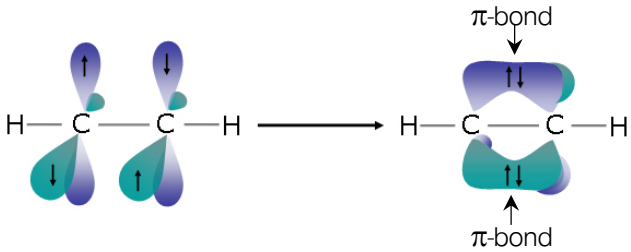


ภาพที่ 4.34 การเกิด sp-ไฮบริดออร์บิทัล



ภาพที่ 4.35 แสดงการเกิด sp-ไฮบริดออร์บิทัลระหว่างออร์บิทัล-2s กับออร์บิทัล-$2p_X$
ที่มา: http://chemwiki.ucdavis.edu/Organic_Chemistry/

การเกิดพันธะในโมเลกุล C_2H_2 จะมีพันธะระหว่าง C-C ที่เป็น sp-ไฮบริดออร์บิทัลทั้งสองอะตอม โดยอะตอม C จะเกิดการซ้อนทับกันทางด้านหัวระหว่าง sp-ไฮบริดออร์บิทัล เกิดเป็นพันธะซิกมา 1 พันธะและเกิดการซ้อนทับทางด้านข้างระหว่างออร์บิทัล-2p ที่ไม่ได้เกิดไฮบริไดเซชันของทั้งสองอะตอม เกิดเป็นพันธะไพ 2 พันธะ ดังนั้นพันธะระหว่าง C กับ C ใน C_2H_2 จึงเป็นพันธะสามที่ประกอบด้วยพันธะซิกมา 1 พันธะและพันธะไพ 2 พันธะ ส่วน sp-ไฮบริดออร์บิทัลที่เหลือจะเกิดการซ้อนทับทางด้านหัวกับ H 2 อะตอมเป็นพันธะซิกมา แสดงดังภาพที่ 4.36



ภาพที่ 4.36 พันธะซิกมาและพันธะไพในโมเลกุลอะซิทิลีนที่เกิดจากอะตอม C เกิด sp-ไฮบริดออร์บิทัล
ที่มา: http://www.ntu.ac.uk/cels/molecular_geometry/hybridization/Sp_hybridization/Ethyne/

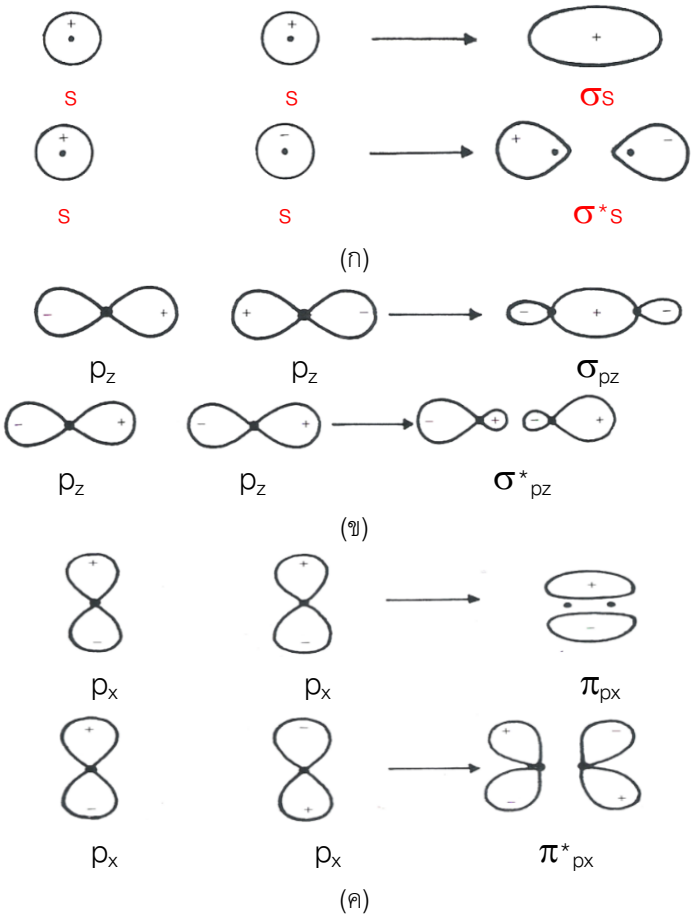
ทฤษฎีออร์บิทัลเชิงโมเลกุล

ทฤษฎีออร์บิทัลเชิงโมเลกุล (molecular orbital theory, MOT) คือการจัดอิเล็กตรอนภายในโมเลกุลใหม่ เมื่ออะตอมที่มาสร้างพันธะโคเวเลนซ์สองอะตอมมาอยู่ใกล้กันในระยะที่พอเหมาะ

ออร์บิทัลเชิงอะตอมของอะตอมทั้งสองจะรวมกันเกิดเป็นออร์บิทัลเชิงโมเลกุล (molecular orbital) อิเล็กตรอนทั้งหมดของทั้งสองอะตอมจะเข้าไปอยู่ในออร์บิทัลเชิงโมเลกุล

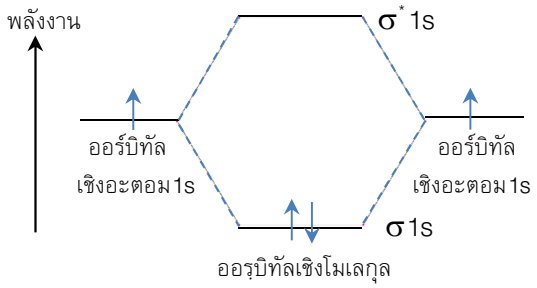
ออร์บิทัลเชิงอะตอมประกอบด้วยออร์บิทัล-s, ออร์บิทัล-p, ออร์บิทัล-d และออร์บิทัล-f เมื่ออะตอมเกิดรวมตัวเป็นโมเลกุล ออร์บิทัลที่เกิดจากพันธะซิกมาเรียกว่า ออร์บิทัลซิกมา (σ-orbital) และที่เกิดจากพันธะไพเรียกว่า ออร์บิทัลไพ (π-orbital) และการจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัลเชิงโมเลกุลจะเป็นไปตามหลักของการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยเช่นเดียวกัน แต่ออร์บิทัลซิกมา (σ-orbital) มีพลังงานต่ำกว่าออร์บิทัลไพ (π-orbital)

การรวมออร์บิทัลเชิงอะตอมเข้าเป็นออร์บิทัลเชิงโมเลกุลเป็นการรวมแบบเชิงเส้นของออร์บิทัลเชิงอะตอม (linear combination of atomic orbital, LCAO) ของทั้งสองอะตอม โดยออร์บิทัลเชิงโมเลกุลที่เกิดขึ้นจะมีจำนวนเท่ากับออร์บิทัลเชิงอะตอมที่มารวมกัน ดังนั้น ถ้ารวมสองออร์บิทัลเชิงอะตอมจะเกิดเป็นสองออร์บิทัลเชิงโมเลกุล ซึ่งออร์บิทัลเชิงโมเลกุลที่เกิดขึ้นจะมีพลังงานไม่เท่ากัน ออร์บิทัลเชิงโมเลกุลที่มีพลังงานต่ำ เรียกว่า ออร์บิทัลเชิงโมเลกุลที่สร้างพันธะ (bonding molecular orbital, BMO) ซึ่งจะพบอิเล็กตรอนส่วนใหญ่อยู่ระหว่างนิวเคลียสทั้งสอง ส่วนออร์บิทัลที่มีพลังงานสูงเรียกว่า ออร์บิทัลเชิงโมเลกุลที่ต้านการสร้างพันธะ (anti-bonding molecular orbital, AMO) ซึ่งจะไม่ค่อยพบอิเล็กตรอนอยู่ระหว่างนิวเคลียสทั้งสอง การรวมของออร์บิทัลเชิงอะตอมชนิดออร์บิทัล-s และออร์บิทัล-p แสดงดังภาพที่ 4.37



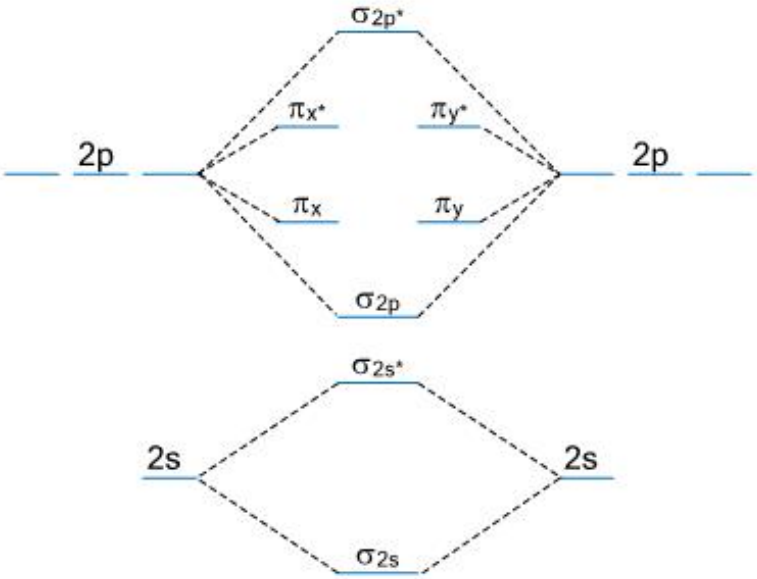
ภาพที่ 4.37 การรวมกันของออร์บิทัล (ก) ออร์บิทัล-s, (ข) ออร์บิทัล-p ทางด้านหัว และ (ค) ออร์บิทัล-p ทางด้านข้าง

จากภาพที่ 4.37 ออร์บิทัลเชิงโมเลกุลที่เกิดขึ้นมี 2 แบบคือ ออร์บิทัลซิกมา และออร์บิทัลไพ เพื่อให้ง่ายต่อความเข้าใจจะเขียนแผนภาพระดับพลังงานเพื่อแสดงการเกิดออร์บิทัลเชิงโมเลกุล เช่น แผนภาพระดับพลังงานออร์บิทัลเชิงโมเลกุลของการเกิดโมเลกุล H_2 แสดงดังภาพที่ 4.38

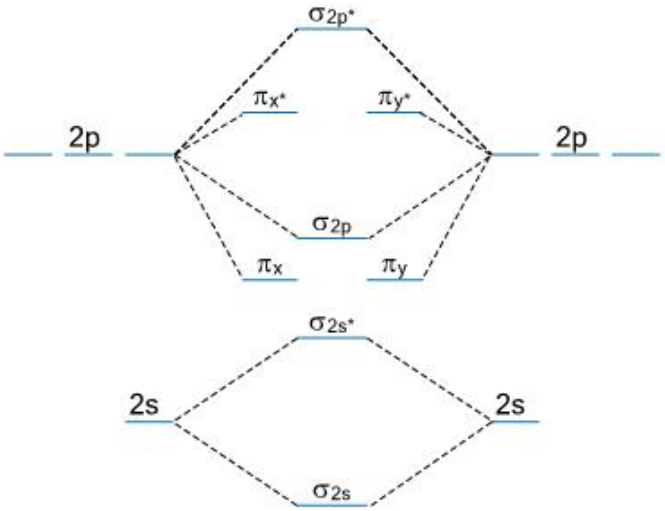


ภาพที่ 4.38 แสดงระดับพลังงานของออร์บิทัลเชิงโมเลกุลของ H_2

จากภาพที่ 4.39 การรวมออร์บิทัล-1s จำนวน 2 ออร์บิทัลจะทำให้ได้ออร์บิทัลเชิงโมเลกุลจำนวน 2 ออร์บิทัลคือ σ1s และ σ* 1s โดยที่ σ1s เป็นออร์บิทัลเชิงโมเลกุลที่สร้างพันธะ (bonding) ส่วน σ* 1s เป็นออร์บิทัลเชิงโมเลกุลที่ต้านการสร้างพันธะ (antibonding) และการรวมระหว่างออร์บิทัล-s จะได้ออร์บิทัลเชิงโมเลกุลเป็นออร์บิทัลซิกมาเสมอ แผนภาพระดับพลังงานของออร์บิทัลเชิงโมเลกุลของโมเลกุลอะตอมคู่ เขียนดังภาพที่ 4.39 และ 4.40



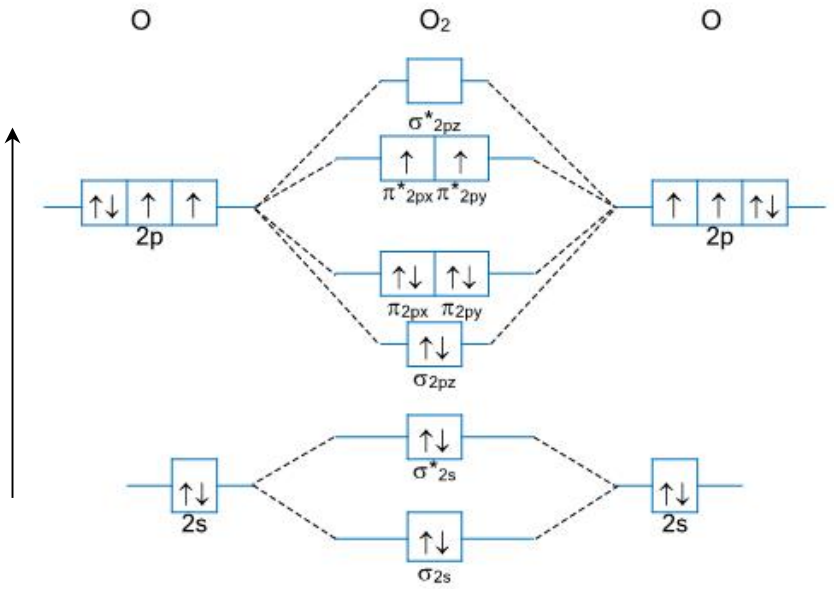
ภาพที่ 4.39 แผนภาพระดับพลังงานของออร์บิทัลเชิงโมเลกุลของโมเลกุลอะตอมคู่ (เลขอะตอม ≥ 7)



ภาพที่ 4.40 แผนภาพระดับพลังงานของออร์บิทัลเชิงโมเลกุลของโมเลกุลอะตอมคู่ (เลขอะตอม ≤ 7)

<u>ตัวอย่าง 4.6</u> การเขียนออร์บิทัลเชิงโมเลกุลของโมเลกุล O_2

<u>วิธีคิด</u> เนื่องจากเป็นโมเลกุลอะตอมคู่ ที่มีเลขอะตอมมากกว่า 7 แผนภาพระดับพลังงานของออร์บิทัลเชิงโมเลกุลจึงเขียนได้ตามภาพที่ 4.40 อะตอม O มีอิเล็กตรอน 8 ตัว ดังนั้นโมเลกุล O_2 จึงมีอิเล็กตรอนทั้งหมด 16 ตัว โครงแบบอิเล็กตรอนของโมเลกุล O_2 คือ $(\sigma 1s)^2$ $(\sigma^* 1s)^2$ $(\sigma 2s)^2$ $(\sigma^* 2s)^2$ $(\sigma 2p_z)^2$ $(\pi 2p_x)^2 = (\pi 2p_y)^2$ $(\pi^* 2p_x)^1 = (\pi^* 2p_y)^1$



ออร์บิทัลเชิงอะตอม ของ O | ออร์บิทัลเชิงโมเลกุล ของ O_2 | ออร์บิทัลเชิงอะตอม ของ O

4.1.3 พันธะโลหะ

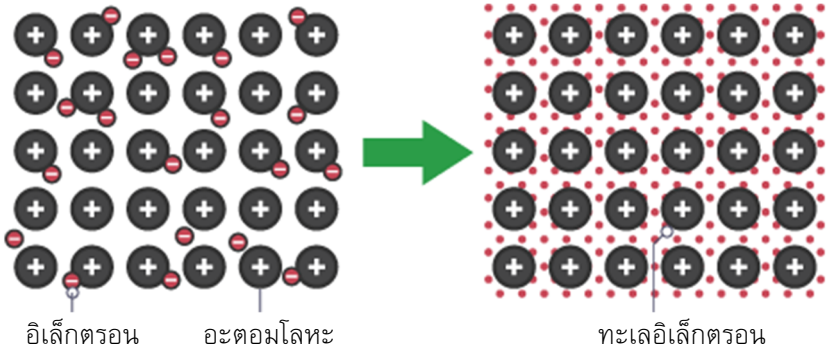
พันธะโลหะ (metallic bond) คือแรงดึงดูดระหว่างแคตไอออนที่เรียงชิดกันกับอิเล็กตรอนที่อยู่โดยรอบ เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่อะตอมโลหะใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมดร่วมกันและอิเล็กตรอนไม่ได้โคจรรอบอะตอมใดอะตอมหนึ่งเพียงอะตอมเดียว ดังแสดงแบบจำลองในภาพที่ 4.41 แต่อิเล็กตรอนทุกตัวสามารถเคลื่อนที่ไปยังอะตอมใกล้เคียงได้อิสระและรวดเร็ว จึงมีสภาพคล้ายกับมีกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนปกคลุมก้อนโลหะ เสมือนแคตไอออนของโลหะฝังอยู่ในกลุ่มหมอกอิเล็กตรอน จึงเกิดแรงดึงดูดที่แน่นหนาทั่วไปทุกตำแหน่งภายในก้อนโลหะ

ภาพที่ 4.41 แบบจำลองการโคจรของอิเล็กตรอนในพันธะโลหะ

ทฤษฎีแบบจำลองทะเลอิเล็กตรอน

เนื่องจากโลหะเป็นธาตุที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนน้อย โลหะมีค่า IE ต่ำ แสดงว่าอิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานสุดท้ายมีแรงดึงดูดกับนิวเคลียสอย่างหลวม ๆ ทำให้อิเล็กตรอนเหล่านี้เคลื่อนที่ไปมารอบ ๆ อะตอมของโลหะได้เสมือนว่าอิเล็กตรอนเป็นของอะตอมทุกตัว อิเล็กตรอนเหล่านี้เคลื่อนที่ได้อย่างอิสระ

ทำหน้าที่คล้ายซีเมนต์ที่ช่วยยึดไอออนของโลหะให้อยู่ในตำแหน่งที่คงที่ ดังภาพที่ 4.42 การที่อิเล็กตรอนสามารถไหลไปมาในโลหะได้อย่างอิสระ ทำให้โลหะมีสมบัติเป็นตัวนำความร้อนและไฟฟ้าที่ดี

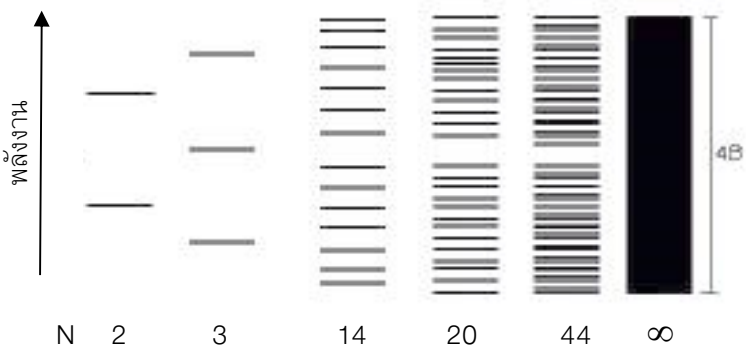


ภาพที่ 4.42 แบบจำลองทะเลอิเล็กตรอนในพันธะโลหะ
ที่มา: http://www.bbc.co.uk/schools/gcsebitesize/science/

แบบจำลองทะเลอิเล็กตรอนสามารถอธิบายสมบัติเฉพาะของโลหะได้ แต่ไม่สามารถอธิบายสมบัติหลายอย่างในเชิงปริมาณได้ เช่น ความจุความร้อนของโลหะ ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนในโลหะ และสมบัติการเป็นสารตัวนำของโลหะ

ทฤษฎีแถบพลังงาน

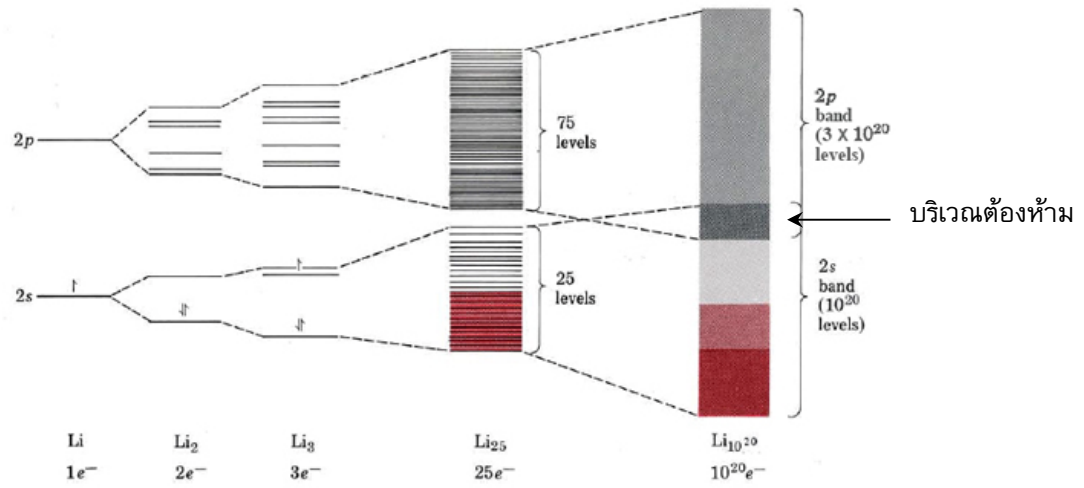
ทฤษฎีแถบพลังงาน (energy band theory) อาศัยพื้นฐานของทฤษฎีออร์บิทัลเชิงโมเลกุล เนื่องจากอะตอมของโลหะอยู่ใกล้ชิดกันมากและอยู่อย่างเป็นระเบียบ การสัมผัสกันระหว่างอะตอมหลาย ๆ อะตอมทำให้ออร์บิทัลเชิงอะตอมของแต่ละอะตอมนั้นรวมกันเป็นออร์บิทัลเชิงโมเลกุลที่มีจำนวนเท่าเดิม และโลหะมีจำนวนอะตอมมากมาย จำนวนออร์บิทัลเชิงโมเลกุลจึงมีมากตามไปด้วย ระดับพลังงานของออร์บิทัลเชิงโมเลกุลอยู่ใกล้กันมากจึงเกิดการเชื่อมต่อเนื่องขึ้นเป็นแถบ เรียกว่าแถบพลังงาน (energy band) ดังภาพที่ 4.43



ภาพที่ 4.43 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 6.02×10^{23} อะตอม) เมื่อมีอะตอมมากขึ้น

ทำให้จำนวนออร์บิทัลเชิงโมเลกุลมากขึ้นตามไปด้วย ระดับพลังงานในออร์บิทัลเชิงโมเลกุลจะใกล้ชิดกันมากขึ้นจนเหมือนว่าเป็นแถบต่อเนื่องกัน ดังภาพที่ 4.44 สมมติว่า Li 10^{20} อะตอมจะเกิดออร์บิทัลเชิงโมเลกุลจำนวน 10^{20} ออร์บิทัลเป็นแถบ

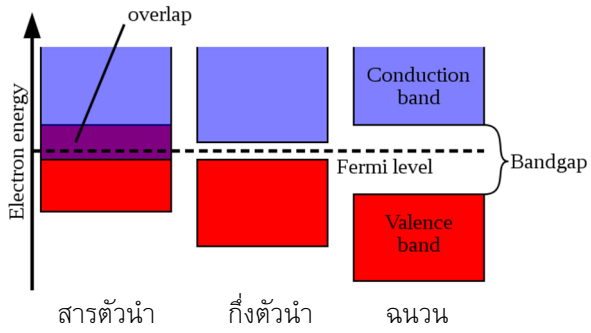


ภาพที่ 4.44 แสดงแถบพลังงานของโลหะลิเทียม
ที่มา:http://chempaths.chemeddl.org/services/chempaths/

จากภาพที่ 4.43 จะเห็นว่า แถบ-2s (2s-band) มีอยู่เพียง 1 อิเล็กตรอนซึ่งไม่เต็มออร์บิทัล-2s และแถบ-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) เรียกว่าแถบการนำ (conduction band) และเรียกช่องว่าง (gap) ระหว่างแถบเวเลนซ์กับแถบการนำว่า บริเวณต้องห้าม

ทฤษฎีแถบพลังงานของโลหะอธิบายสมบัติการนำไฟฟ้าของสารต่าง ๆ ได้ โดยแบ่งสารออกเป็น 3 ชนิด ตามลักษณะของแถบพลังงาน ดังภาพที่ 3.45



ภาพที่ 4.45 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

4.2 แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล

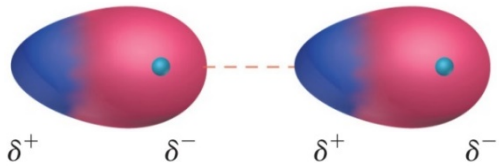
แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล (intermolecular force) เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดขึ้นระหว่างโมเลกุลกับโมเลกุล โดยจะเป็นโมเลกุลชนิดเดียวกันหรือโมเลกุลต่างชนิดกันก็ได้ แรงยึดเหนี่ยวประเภทนี้ได้แก่ แรงแวนเดอร์วาลส์ และพันธะไฮโดรเจน

4.2.1 แรงแวนเดอร์วาลส์

แรงแวนเดอร์วาลส์ (Van der Waals forces) คือแรงดึงดูดแบบอ่อนๆ เนื่องมาจากประจุไฟฟ้าที่มีขนาดเล็กๆ แรงแวนเดอร์วาลส์มีค่าพลังงานน้อยมากเมื่อเปรียบเทียบกับพันธะไอออนิก พันธะโคเวเลนซ์ และพันธะไฮโดรเจน ซึ่งแรงแวนเดอร์วาลส์แบ่งออกเป็น 3 ชนิด คือ

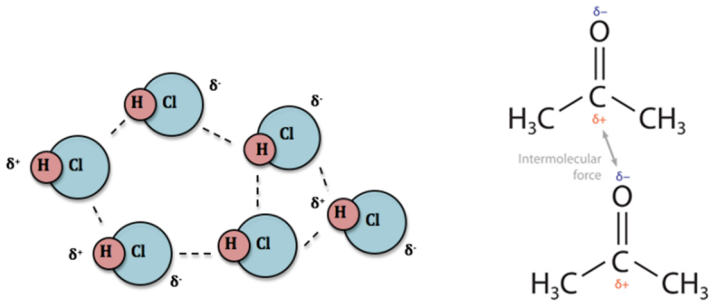
1) แรงไดโพล-ไดโพล

แรงไดโพล-ไดโพล (dipole-dipole interaction) หรือแรงดึงดูดระหว่างขั้ว (dipole-dipole force) เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดจากการกระทำระหว่างโมเลกุลที่มีขั้วสองโมเลกุลขึ้นไป โมเลกุลที่มีไดโพลโมเมนต์แบบถาวรจะเอาด้านที่มีประจุตรงข้ามหันเข้าหากันตามแรงดึงดูดทางประจุไฟฟ้า ดังภาพที่ 4.46 ในโมเลกุลโคเวเลนซ์ที่มีขั้วแต่ไม่เกิดพันธะไฮโดรเจน ขั้วที่ต่างกันจะเกิดแรงดึงดูดกันได้อย่างอ่อนๆ เช่น HCl, H_2S, CO และ PH_3 ภาพที่ 4.47 แสดงการเกิดแรงไดโพล-ไดโพลของโมเลกุล HCl และอะซิโตน



ภาพที่ 4.46 แบบจำลองการเกิดแรงไดโพล-ไดโพล

ที่มา: http://socratic.org/questions/how-does-molecular-polarity-relate-to-intermolecular-forces



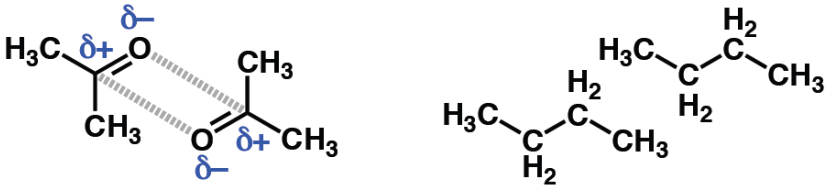
(ก) (ข)

ภาพที่ 4.47 การเกิดแรงไดโพล-ไดโพลของ (ก) HCl และ (ข) อะซิโตน

ที่มา: http://janison.cyriljackson.wa.edu.au/Janison/Science/Chem3A3B/WestOne/Chem3A/content/006_forces_molecules/page_03.htm

แรงไดโพล-ไดโพลมีความสำคัญในการจัดเรียงตัวของโมเลกุลในผลึกของแข็ง และในโมเลกุลที่อยู่ในสถานะแก๊สและของเหลว เนื่องจากโมเลกุลมีการจัดเรียงตัวอย่างไม่เป็นระเบียบ มีการเคลื่อนที่ตลอดเวลาจึงเป็นผลให้แรงไดโพลมีทั้งแบบผลัก (repulsion) และดึงดูด (attraction) แต่เมื่อรวมเวกเตอร์แล้ว แรงลัพธ์เป็นผลให้เป็นแรงดึงดูดอย่างอ่อน ๆ

เมื่อเปรียบเทียบแรงไดโพล-ไดโพลกับแรงลอนดอน (London forces) โดยที่โมเลกุลมีขนาดพอ ๆ กัน พบว่าแรงไดโพล-ไดโพลมีความแข็งแรงมากกว่า ตัวอย่างระหว่างโมเลกุลอะซิโตน (C_2H_6O) กับโมเลกุลบิวเทน (C_4H_{10}) ดังภาพที่ 4.48 โดยโมเลกุลทั้งสองมีขนาดใกล้เคียงกัน มีมวลโมเลกุลเท่ากัน (58 g/mol) แต่กลับพบว่าจุดเดือดของทั้งสองโมเลกุลแตกต่างกันมาก อะซิโตนมีจุดเดือดเท่ากับ 56°C ส่วนบิวเทนมีจุดเดือดเท่ากับ -0.6°C จุดเดือดของอะซิโตนที่สูงกว่ามาก เนื่องจากเกิดแรงไดโพล-ไดโพลที่กระทำระหว่างโมเลกุล ส่วนโมเลกุลบิวเทนเกิดแรงดึงดูดแบบลอนดอน



อะซิโตน บิวเทน

ภาพที่ 4.48 แสดงแรงไดโพล-ไดโพลของโมเลกุลอะซิโตน

2) แรงไดโพลอินดิวซ์ไดโพล (dipole-induced dipole)

แรง dipole-induced dipole เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดจากโมเลกุลที่มีขั้วเหนี่ยวนำให้โมเลกุลที่ไม่มีขั้ว เกิดมีขั้วขึ้นชั่วคราว แล้วโมเลกุลดังกล่าวจึงมีแรงกระทำต่อกัน แรงนี้จะมากหรือน้อยขึ้นอยู่กับความสามารถในการเกิดมีขั้ว (polarizability) ของโมเลกุลที่ถูกเหนี่ยวนำ โดยทั่วไปอะตอมหรือโมเลกุลที่มีขนาดใหญ่จะมีความสามารถในการเกิดมีขั้วสูงกว่าอะตอมหรือโมเลกุลที่มีขนาดเล็ก ตัวอย่างการเกิดแรง dipole-induced dipole ระหว่าง H_2O กับ O_2 ดังภาพที่ 4.49 โมเลกุลของ H_2O เป็นโมเลกุลที่มีขั้วเหนี่ยวนำให้โมเลกุล O_2 ที่ไม่มีขั้วเกิดขั้วขึ้นชั่วคราว แล้วจึงเกิดแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลทั้งสองด้วยประจุที่ต่างกัน

H_2O O_2

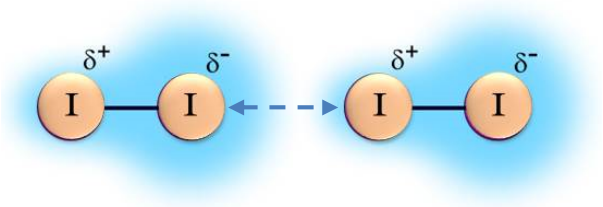
ภาพที่ 4.49 แรง dipole-induced dipole ระหว่าง H_2O กับ O_2

ที่มา: http://besocratic.colorado.edu/CLUE-Chemistry/chapters/chapter6txt-6.html

3) แรงลอนดอน

แรงลอนดอน (London force) เป็นแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่ไม่มีขั้วด้วยกัน เนื่องจากอิเล็กตรอนเคลื่อนที่แบบไร้ทิศทางทำให้บางครั้ง อิเล็กตรอนมากระจุกตัวกันอยู่บริเวณเดียวกัน ทำให้เกิดประจุลบบางส่วน (ประจุลบชั่วคราวที่มีค่าประจุน้อยมาก เขียนแทนด้วย δ^-) เกิดขึ้น และทำให้บริเวณที่ไม่มีอิเล็กตรอนอยู่เกิดประจุบวกบางส่วน (ประจุบวกชั่วคราวที่มีค่าประจุน้อยมาก เขียนแทนด้วย δ^+) ประจุ

ไฟฟ้าชั่วคราวที่เกิดขึ้นจะเหนี่ยวนำให้โมเลกุลข้างเคียงเกิดแรงยึดเหนี่ยวกัน ตัวอย่างโมเลกุล I_2 ดังภาพที่ 4.50 แรงลอนดอนแปรผันตามขนาดของโมเลกุล เพราะโมเลกุลที่มีขนาดใหญ่โอกาสที่อิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่เสียสมดุลจึงมีมาก ตัวอย่างโมเลกุลที่สามารถเกิดแรงลอนดอน เช่น F_2, Cl_2, Br_2 และ CO_2

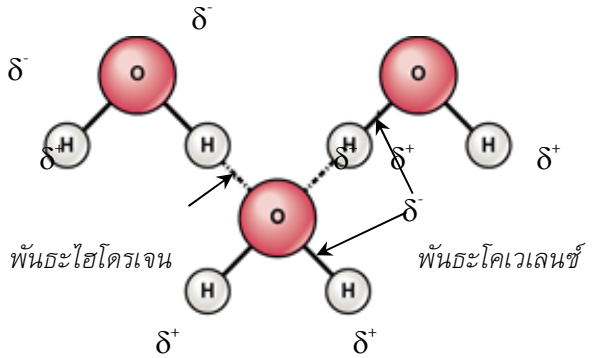


ภาพที่ 4.50 แรงลอนดอนของโมเลกุล I_2

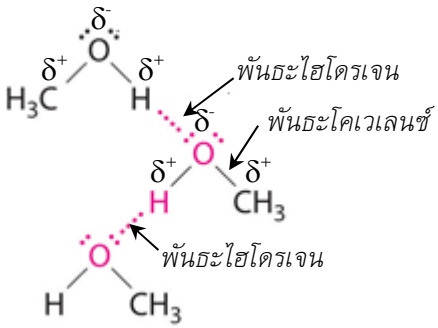
4.2.2 พันธะไฮโดรเจน

พันธะไฮโดรเจน (hydrogen bond) เกิดขึ้นได้อันเนื่องมาจากอะตอมไฮโดรเจนที่มีสภาพไฟฟ้าเป็นบวกเล็กน้อย (partial positive charge) เนื่องจากเกิดพันธะกับอะตอมของธาตุที่มีค่าสภาพไฟฟ้าลบ (EN) สูงของโมเลกุลหนึ่ง เกิดแรงดึงดูดกับอะตอมของธาตุที่มีค่าสภาพไฟฟ้าลบสูงของอีกโมเลกุลหนึ่ง โดยทั่วไปธาตุที่มีค่าสภาพไฟฟ้าลบสูง เช่น F (EN=4.0), O (EN=3.5) และ N (EN=3.0) มีสภาพเป็นลบบางส่วน (partial negative charge)

การเกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุลของ H_2O แสดงในภาพที่ 4.51 และโมเลกุลเมทานอล (CH_3OH) ดังในภาพที่ 4.52 อะตอม H มีค่า EN เท่ากับ 2.1 เมื่อเกิดพันธะโคเวเลนซ์กับอะตอมของธาตุที่มีค่า EN สูง ทำให้มีสภาพเป็นประจุไฟฟ้าบวกเล็กน้อย (δ^+) และธาตุที่เกิดพันธะโคเวเลนซ์มีสภาพเป็นประจุไฟฟ้าลบเล็กน้อย (δ^-) ทำให้เกิดสภาพไฟฟ้าบวกเล็กน้อยที่อะตอม H และสภาพไฟฟ้าลบเล็กน้อยที่อะตอมที่มีค่า EN สูง เมื่อโมเลกุลเหล่านี้มาอยู่ในตำแหน่งที่ใกล้กันจะเกิดแรงดึงดูดระหว่างขั้วไฟฟ้าอ่อนๆ เกิดขึ้นระหว่างโมเลกุล



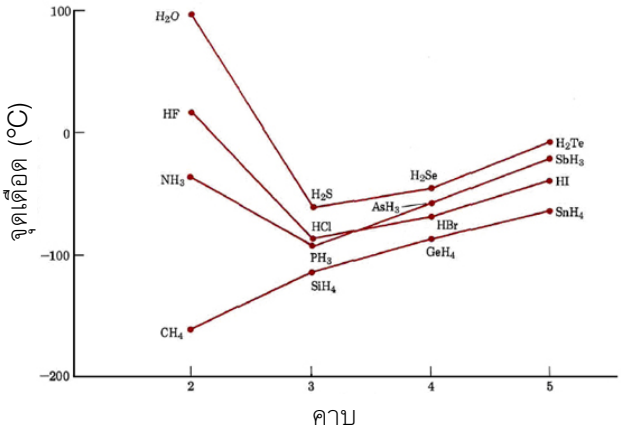
ภาพที่ 4.51 การเกิดพันธะไฮโดรเจนของโมเลกุลน้ำ



ภาพที่ 4.52 การเกิดพันธะไฮโดรเจนของโมเลกุลเมทานอล

สมบัติจุดเดือดของสารที่เกิดพันธะไฮโดรเจน

โมเลกุลโคเวเลนซ์ที่เกิดพันธะไฮโดรเจนได้จะมีจุดเดือดสูงกว่าที่โมเลกุลที่ไม่เกิดพันธะไฮโดรเจน ภาพที่ 4.53 แสดงความสัมพันธ์ระหว่างจุดเดือดกับโมเลกุลสารประกอบไฮโดรเจนในแต่ละหมู่ (ตามแนวนอน) และแต่ละคาบ (ตามแนวตั้ง) จากรูปจะเห็นว่าจุดเดือดของโมเลกุลที่ไม่มีขั้วจาก CH_4 ถึง SnH_4 (เส้นล่างสุด) จะเพิ่มขึ้นเมื่อหมายเลขคาบที่เพิ่มขึ้น (C, Si, Ge และ Sn เป็นธาตุที่อยู่หมู่ 4A เช่นเดียวกัน) เมื่อพิจารณาสารประกอบไฮโดรเจนของหมู่ 6A (เส้นบนสุด) จะเห็นว่าโครงสร้างโมเลกุลเกิดเหมือนกันคือ H_2O, H_2S, H_2Se และ H_2Te แต่ในโมเลกุลของ H_2O เกิดพันธะไฮโดรเจนได้ ส่วน H_2S, H_2Se และ H_2Te ไม่เกิดพันธะไฮโดรเจน จุดเดือดของ H_2O จึงสูงกว่ามาก เนื่องจากพันธะไฮโดรเจนส่งผลให้โมเลกุลแข็งแรงขึ้น



ภาพที่ 4.53 ผลของพันธะไฮโดรเจนที่มีต่อจุดเดือดของสาร
ที่มา: Silberberg. Chemistry. 2013. p433

พันธะไฮโดรเจนเกิดได้ทั้งภายในโมเลกุลและพันธะระหว่างโมเลกุล การเกิดพันธะไฮโดรเจนมีผลต่อสมบัติทางกายภาพของสาร โดยโมเลกุลโคเวเลนซ์ที่เกิดพันธะไฮโดรเจนกับน้ำได้จะละลายได้ดีในน้ำ เช่นเอทานอล (C_2H_5OH) สามารถเกิดพันธะไฮโดรเจนกับโมเลกุลของน้ำ จุดเดือดและจุดหลอมเหลวของสารที่สามารถเกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุลจะมีจุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูงกว่าพวกโมเลกุลที่ไม่เกิดพันธะไฮโดรเจนดังตารางที่ 4.19

ตารางที่ 4.19 เปรียบเทียบจุดเดือดและจุดหลอมเหลวของสารที่เกิดพันธะไฮโดรเจน

โมเลกุล	มวลโมเลกุล	พันธะไฮโดรเจน	จุดเดือด (°C)	จุดหลอมเหลว (°C)
CH_4	16	ไม่เกิด	-162	-183
NH_3	17	เกิด	-33	-78
H_2O	18	เกิด	100	0
HF	19	เกิด	25	-83.5
C_2H_5OH	46	เกิด	78.4	-114.3

แบบฝึกหัด

1. จงอธิบายการเกิดพันธะไอออนิกระหว่าง Na กับ F
2. จงอธิบายกฎออกเตต และข้อยกเว้นกฎออกเตต
3. จงเขียนวัฏจักรของบอร์น-ฮาร์เบอร์ ของการเกิด MgO และคำนวณพลังงานแลตทิซ โดยใช้ข้อมูลที่กำหนดให้ต่อไปนี้

ขั้นตอน	ΔH (kJ/mol)
$Mg(s) + O_2(g) \rightarrow MgO(s)$	- 602
$Mg(s) \rightarrow Mg(g)$	+148
$Mg(g) \rightarrow Mg^+(g) + e^-$	+738
$Mg^+(g) \rightarrow Mg^{2+}(g) + e^-$	+1,451
$O_2(g) \rightarrow 2O(g)$	+498
$O(g) + e^- \rightarrow O^-(g)$	-141
$O^-(g) + e^- \rightarrow O_2^-(g)$	+798

4. จงอธิบายพลังแลตทิซของการเกิดผลึกไอออนิก
5. จงเขียนสูตรสารประกอบไอออนิกที่เกิดจากการรวมตัวระหว่างแคตไอออนกับแอนไอออนต่อไปนี้

แอนไอออน / แคตไอออน	F^-	S^{2-}	NO_3^-	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}
Na^+					
Ba^{2+}					
Al^{3+}					
Cu^{2+}					
NH_4^+					

6. จงเขียนสูตรและอ่านชื่อสารประกอบไอออนิกที่เกิดจากการรวมตัวระหว่างธาตุต่อไปนี้

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

7. จงเรียกชื่อสารประกอบไอออนิกต่อไปนี้
   1) NH_4CN
   2) Na_2HPO_4
   3) $Al(OH)_3$

4) Fe_2O_3
5) $(NH_4)OH$
6) Al_2F_6
7) H_2S
8) CaF_2

8. จงอธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนซ์ระหว่าง C กับ Cl
9. จงอธิบายการเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนซ์ ยกตัวอย่าง
10. จงเขียนสูตรโครงสร้างลิวอิสของโมเลกุลต่อไปนี้
    1) NF_3
    2) SO_2
    3) CO_2
    4) HCN
    5) H_2SO_4
11. จงเรียกชื่อสารประกอบโคเวเลนซ์ต่อไปนี้
    1) NF_3
    2) SO_2
    3) CO_2
    4) BCl_3
    5) CF_4
    6) XeF_2
    7) H_2O_2
    8) SF_4

12. จงอธิบายสภาพขั้วพันธะของโมเลกุลโคเวเลนซ์ พร้อมยกตัวอย่าง
13. จงอธิบายความมีขั้วของโมเลกุลโคเวเลนซ์ พร้อมยกตัวอย่าง
14. จงจำแนกโมเลกุลต่อไปนี้ ว่าโมเลกุลใดเป็นโมเลกุลที่มีขั้วและโมเลกุลไม่มีขั้ว กรณีโมเลกุลที่มีขั้วให้ระบุทิศทางของขั้ว
    1) CO
    2) BCl_3
    3) CF_4
    4) H_2S
    5) XeF_2
    6) PCl_5
    7) GeH_4
    8) SF_4

15. รูปร่างโมเลกุล XeF_2 เป็นเส้นตรง แต่ OF_2 ไม่เป็นเส้นตรง จงอธิบายเหตุผล
15. จงทำนายรูปร่างโมเลกุลของ $SiCl_4$
16. จงอธิบายแบบจำลองทะเลอิเล็กตรอนในการเกิดพันธะโลหะ
17. จงอธิบายสมบัติการนำไฟฟ้าของโลหะโดยอาศัยทฤษฎีแถบพลังงาน
18. จงอธิบายชนิดแรงแวนเดอร์วาลส์
19. จงอธิบายการเกิดพันธะพันธะไฮโดรเจน
20. จงอธิบายพันธะไฮโดรเจน มีผลต่อสมบัติกายภาพของน้ำอย่างไร