

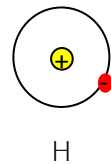
กฎออกเตต (Octet rule) เป็นกฎที่นักเคมีชาวอเมริกา ชื่อ กิลเบิร์ต นิวตัน ลิวอิส (Gilbert Newton Lewis) ตั้งขึ้นซึ่งกล่าวว่า “อะตอมของธาตุต่างๆ ที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนไม่เท่ากับ 8 มีแนวโน้มที่จะปรับตัวให้มีเสถียรภาพมากขึ้น โดยรวมตัวกันเองหรือรวมตัวกับอะตอมของธาตุอื่นในสัดส่วนที่ทำให้แต่ละอะตอมมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8 หรือมีจำนวนอิเล็กตรอนเท่ากับแก๊สเฉื่อย” (สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี.2554 : 64)

การเกิดพันธะโคเวเลนต์

ตัวอย่างที่ 1 การอธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนต์ในโมเลกุลของไฮโดรเจน(H) 2 อะตอม กลายเป็นโมเลกุลแก๊สไฮโดรเจน (H_2) ต่อไปนี้

สมบัติบางประการของอะตอมไฮโดรเจน

1. อะตอมไฮโดรเจน 1 อะตอม จะมีอิเล็กตรอน 1 ตัว อยู่ในระดับพลังงาน K
2. อะตอมไฮโดรเจน เป็นธาตุที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี(EN) สูง พลังงานไอออไนเซชัน(IE) สูง ซึ่งรับอิเล็กตรอนได้ดีและเสียอิเล็กตรอนได้ยาก
3. ระดับพลังงาน K ปกติจะบรรจุอิเล็กตรอนได้สูงสุด 2 ตัว อะตอมไฮโดรเจน จะมีเสถียรภาพสูงสุด เมื่อมีอิเล็กตรอน 2 ตัว เติมระดับพลังงาน K เมื่ออะตอมไฮโดรเจน 2 อะตอม เข้าใกล้กัน ต่างจะมีความต้องการอิเล็กตรอนของฝ่ายตรงกันข้ามมาเข้าเป็นของตัวเอง เพื่อให้มีอิเล็กตรอน 2 ตัวเติมระดับพลังงาน K แต่อะตอมไฮโดรเจนแต่ละตัวก็มีความห่วงหาพันอิเล็กตรอน ไม่ยอมเสียอิเล็กตรอนโดยง่าย



การเกิดพันธะโคเวเลนต์ในโมเลกุลของไฮโดรเจน

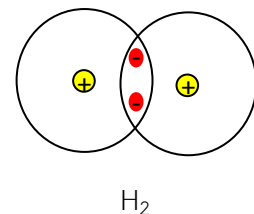
เมื่ออะตอมทั้งสองเข้ามาใกล้กันในระยะที่เหมาะสม จะเกิด

แรงดึงดูดระหว่างอิเล็กตรอนกับโปรตอน ขณะเดียวกันก็จะเกิดแรงผลัก

ระหว่างโปรตอนกับโปรตอนและระหว่างอิเล็กตรอนกับอิเล็กตรอนด้วย

ทำให้เกิดสมดุลของแรง อะตอมทั้งสองจะมีพลังงานต่ำสุดและรวมกันอยู่

เป็นโมเลกุลโดยใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน ดังรูป จะกลายเป็นแรงยึดเหนี่ยวอะตอมทั้งสองให้อยู่ด้วยกันกลายเป็นโมเลกุลแก๊สไฮโดรเจน (H_2) แรงดึงดูดระหว่างอะตอมอันเกิดจากอิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันเช่นนี้เรียกว่า

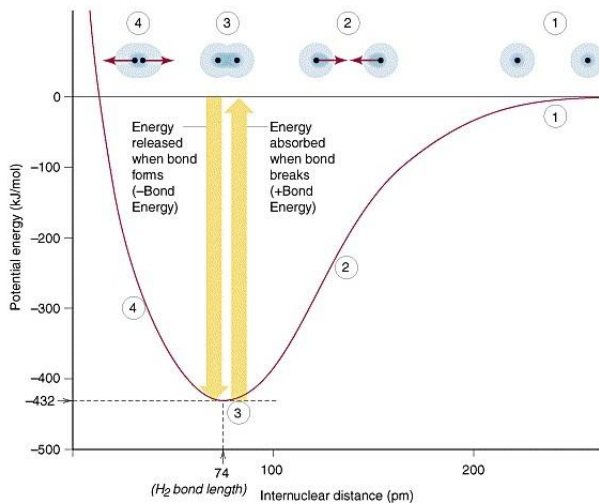


พันธะโคเวเลนต์

โมเลกุลของสารที่อะตอมยึดเหนี่ยวกันด้วยพันธะโคเวเลนต์ เรียกว่า **โมเลกุลโคเวเลนต์**

สารที่ประกอบด้วยอะตอมที่สร้างพันธะโคเวเลนต์ เรียกว่า **สารโคเวเลนต์**

การรวมตัวของไฮโดรเจนสองอะตอมเป็นโมเลกุลจะมีการเปลี่ยนแปลงพลังงาน ดังรูป กราฟแสดงการเปลี่ยนแปลงพลังงานในการเกิดโมเลกุลของไฮโดรเจน

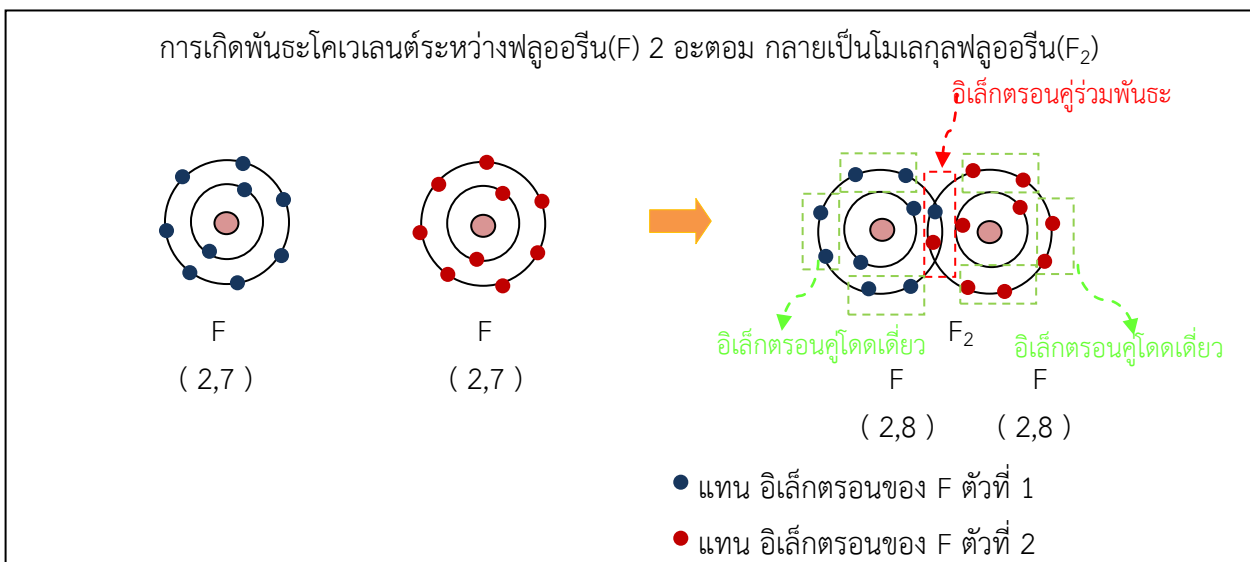


- ตำแหน่งหมายเลข 1 อะตอมไฮโดรเจนอยู่ห่างกันมาก จะมีพลังงานสูง
- ตำแหน่งหมายเลข 2 อะตอมไฮโดรเจนเลื่อนเข้ามาอยู่ใกล้กันมากขึ้น พลังงานต่ำลง
- ตำแหน่งหมายเลข 3 อะตอมไฮโดรเจนเลื่อนเข้ามาใกล้กันพอเหมาะ ทำให้พลังงานลดลงต่ำสุด ไฮโดรเจนทั้งสองอะตอมจะใช้อิเล็กตรอนร่วมกันเกิดพันธะโคเวเลนต์เป็นโมเลกุลไฮโดรเจนที่เสถียร
- ตำแหน่งหมายเลข 4 อะตอมเข้าใกล้กันมากเกินไป ทำให้พลังงานสูงขึ้น

รูปที่ 1 ภาพแสดงพลังงานศักย์กับระยะห่างระหว่างนิวเคลียสของไฮโดรเจน
ที่มา http://www.satriwit3.ac.th/external_newsblog.php?links=1447

พันธะโคเวเลนต์ (Covalent Bond) ธาตุที่เกิดพันธะโคเวเลนต์จะเป็นธาตุที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี(EN) ต่างกันไม่มาก(ยกเว้นธาตุบางคู่) คือ มักจะเป็นธาตุอโลหะและอโลหะเป็นส่วนใหญ่ ซึ่งต่างก็เป็นธาตุที่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี(EN) สูง เกิดจากแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมที่เกิดจากการใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกันเป็นคู่ๆ เพื่อให้เวเลนซ์อิเล็กตรอนของแต่ละอะตอมครบ 8 (ตามกฎออกเตต) ยกเว้นธาตุ H ครบ 2

ตัวอย่างที่ 2 การอธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนต์ระหว่างฟลูออรีน(F) 2 อะตอม กลายเป็นโมเลกุลฟลูออรีน(F₂)

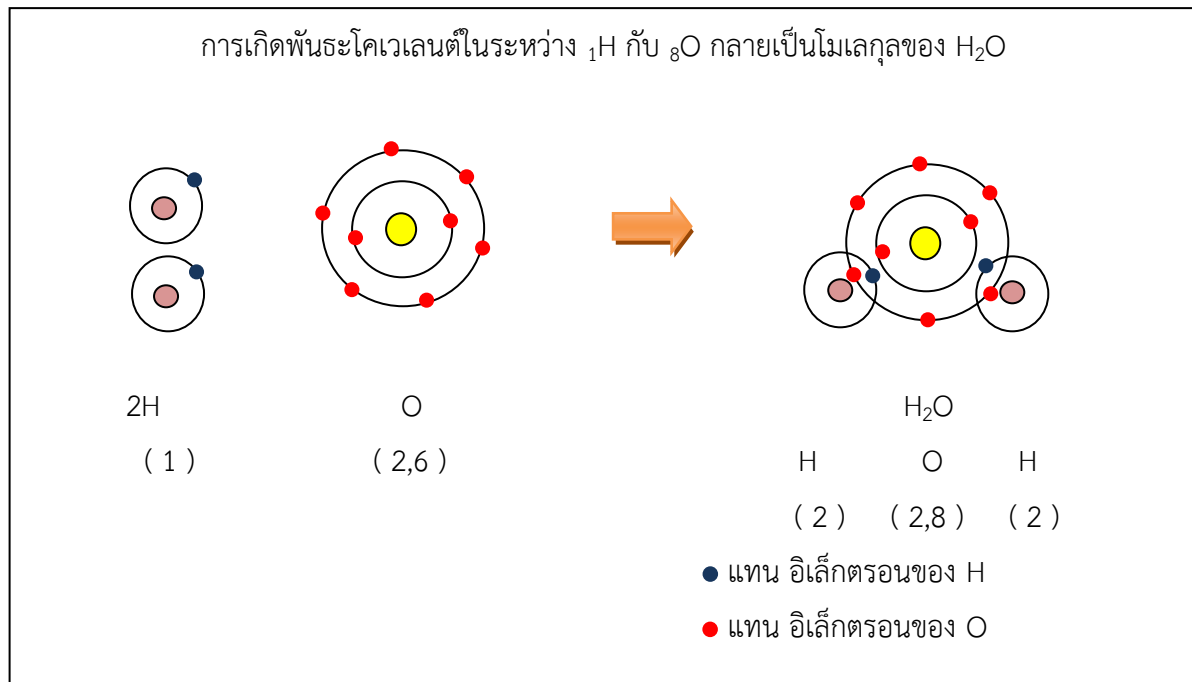


อะตอมฟลูออรีนมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 7 ตัว ต้องการอิเล็กตรอน 1 ตัวเพื่อครบ 8 (กฎออกเตต) อะตอมทั้งสองจะเข้ามาใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 1 คู่ เกิดเป็นพันธะโคเวเลนต์ ดังรูป

อิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันเรียก **อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ** ระหว่างอะตอมฟลูออรีนตัวที่ 1 และอะตอมฟลูออรีนตัวที่ 2 จำนวน 1 คู่

อิเล็กตรอนที่ไม่ใช้ร่วมกัน เรียก **อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว** หรือ**อิเล็กตรอนคู่อิสระ** รอบอะตอมฟลูออรีนตัวที่ 1 และ 2 อย่างละ 3 คู่

ตัวอย่างที่ 3 การอธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนต์ระหว่าง ${}_1\text{H}$ กับ ${}_8\text{O}$ กลายเป็นโมเลกุลของ H_2O



อะตอมไฮโดรเจนมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 ตัว ต้องการอิเล็กตรอน 1 ตัว เพื่อให้มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเหมือนฮีเลียม

อะตอมออกซิเจนมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 6 ตัว ต้องการอิเล็กตรอน 2 ตัว เพื่อให้มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบ 8 (กฎออกเตต)

อะตอมออกซิเจนจะนำเวเลนซ์อิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกันกับอะตอมไฮโดรเจนตัวที่ 1 จำนวน 1 อิเล็กตรอน ทำให้ไฮโดรเจนเสถียรมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเหมือนฮีเลียม และอะตอมออกซิเจนมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเป็น 7 จึงใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกับไฮโดรเจนอีกอะตอม(อะตอมตัวที่ 2) ทำให้อะตอมออกซิเจนมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเป็น 8 และอะตอมไฮโดรเจนตัวที่ 2 มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเป็น 2 เกิดเป็นพันธะโคเวเลนต์ดังรูป

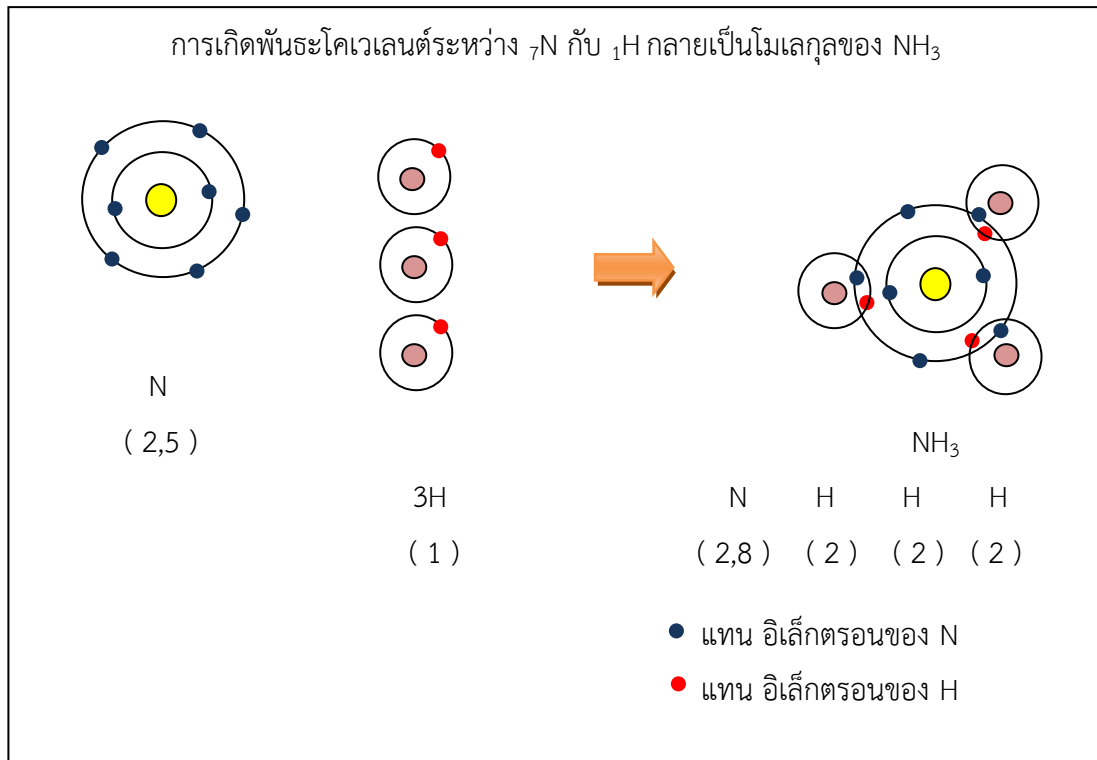
อิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันเรียก **อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ**

ระหว่างอะตอมออกซิเจนกับอะตอมไฮโดรเจนตัวที่ 1 จำนวน 1 คู่

ระหว่างอะตอมออกซิเจนกับอะตอมไฮโดรเจนตัวที่ 2 จำนวน 1 คู่

อิเล็กตรอนที่ไม่ใช้ร่วมกัน เรียก **อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว หรืออิเล็กตรอนคู่อิสระ** รอบอะตอมออกซิเจนจำนวน 2 คู่

ตัวอย่างที่ 4 การอธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนต์ระหว่าง ${}^7\text{N}$ กับ ${}^1\text{H}$ กลายเป็นโมเลกุลของ NH_3



อะตอมไฮโดรเจนมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 ตัว ต้องการอิเล็กตรอน 1 ตัว เพื่อให้มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเหมือนฮีเลียม

อะตอมไนโตรเจนมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 5 ตัว ต้องการอิเล็กตรอน 3 ตัว เพื่อให้มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบ 8 (กฎออกเตต)

อะตอมไนโตรเจนจะนำเวเลนซ์อิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกันกับอะตอมไฮโดรเจนตัวที่ 1 จำนวน 1 อิเล็กตรอน ทำให้อะตอมไฮโดรเจนเสถียรมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเหมือนฮีเลียม อะตอมไนโตรเจนมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเป็น 6 จึงใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกับอะตอมไฮโดรเจนอีกอะตอม (อะตอมตัวที่ 2) อะตอมไนโตรเจนมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเป็น 7 จึงใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกับอะตอมไฮโดรเจนอีกอะตอม (อะตอมตัวที่ 3) ทำให้อะตอมไนโตรเจนมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบ 8 เกิดเป็นพันธะโคเวเลนต์ดังรูป

อิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันเรียก **อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ**

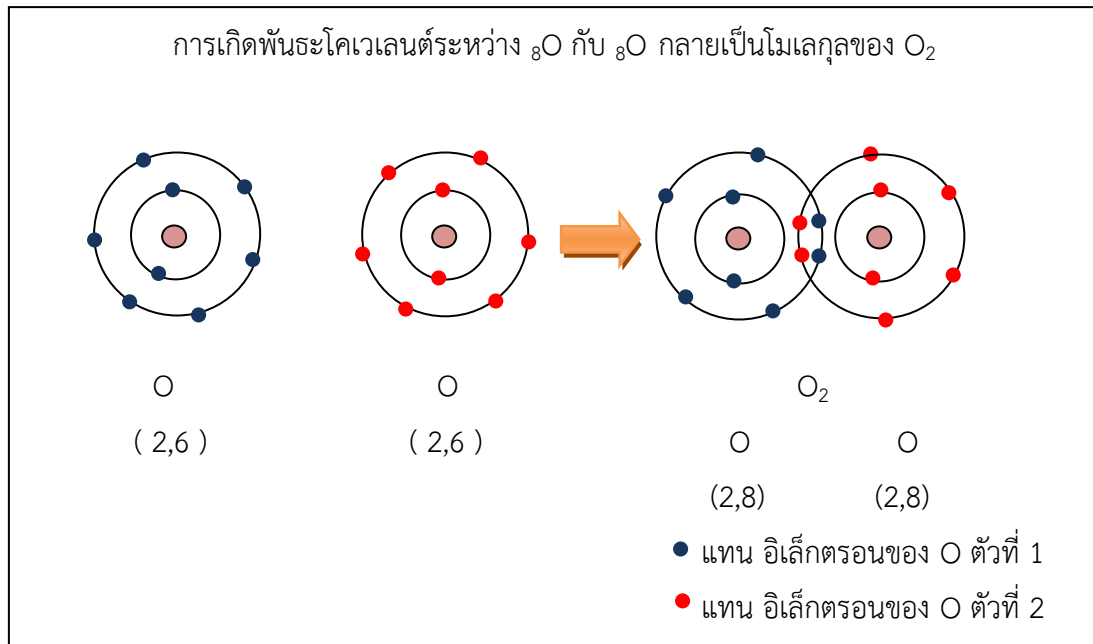
ระหว่างอะตอมไนโตรเจนกับอะตอมไฮโดรเจนตัวที่ 1 จำนวน 1 คู่

ระหว่างอะตอมไนโตรเจนกับอะตอมไฮโดรเจนตัวที่ 2 จำนวน 1 คู่

ระหว่างอะตอมไนโตรเจนกับอะตอมไฮโดรเจนตัวที่ 3 จำนวน 1 คู่

อิเล็กตรอนที่ไม่ใช้ร่วมกัน เรียก **อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว หรืออิเล็กตรอนคู่อิสระ** รอบอะตอมไนโตรเจนจำนวน 1 คู่

ตัวอย่างที่ 5 การอธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนต์ระหว่าง ${}_8\text{O}$ กับ ${}_8\text{O}$ กลายเป็นโมเลกุลของ O_2



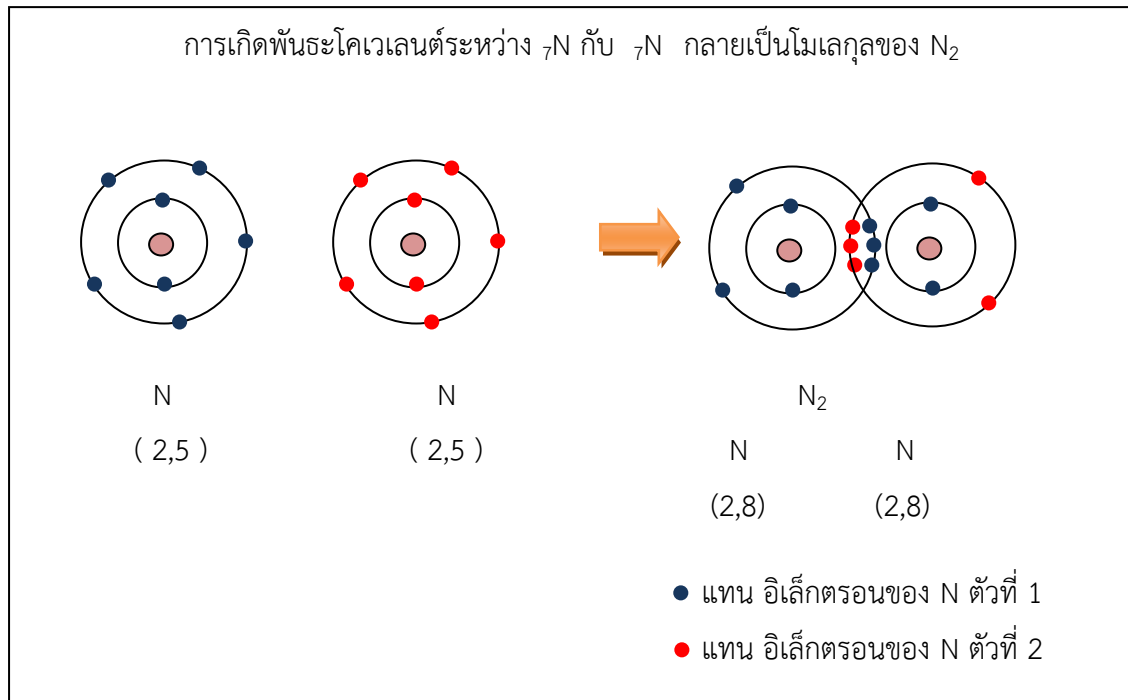
อะตอมออกซิเจนมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 6 ตัว ต้องการอิเล็กตรอน 2 ตัวเพื่อให้มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบ 8 (กฎออกเตต) อะตอมทั้งสองจะเข้ามาใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 2 คู่ เกิดเป็นพันธะโคเวเลนต์ดังรูป

อิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันเรียก **อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ**

ระหว่างอะตอมออกซิเจนตัวที่ 1 กับอะตอมออกซิเจนตัวที่ 2 จำนวน 2 คู่

อิเล็กตรอนที่ไม่ใช้ร่วมกัน เรียก **อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว หรืออิเล็กตรอนคู่อิสระ** รอบอะตอมออกซิเจนแต่ละอะตอม อะตอมละจำนวน 2 คู่

ตัวอย่างที่ 6 การอธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนต์ระหว่าง ${}^7\text{N}$ กับ ${}^7\text{N}$ กลายเป็นโมเลกุลของ N_2



อะตอมไนโตรเจนมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 5 ตัว ต้องการอิเล็กตรอน 3 ตัวเพื่อให้มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบ 8 (กฎออกเตต) อะตอมทั้งสองจะเข้ามาใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 3 คู่ เกิดเป็นพันธะโคเวเลนต์ ดังรูป

อิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันเรียก **อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ**

ระหว่างอะตอมไนโตรเจนตัวที่ 1 กับอะตอมไนโตรเจนตัวที่ 2 จำนวน 3 คู่

อิเล็กตรอนที่ไม่ใช้ร่วมกัน เรียก **อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว หรืออิเล็กตรอนคู่อิสระ** รอบอะตอมไนโตรเจนแต่ละอะตอมอะตอมละจำนวน 1 คู่

ใบความรู้ที่ 1.2

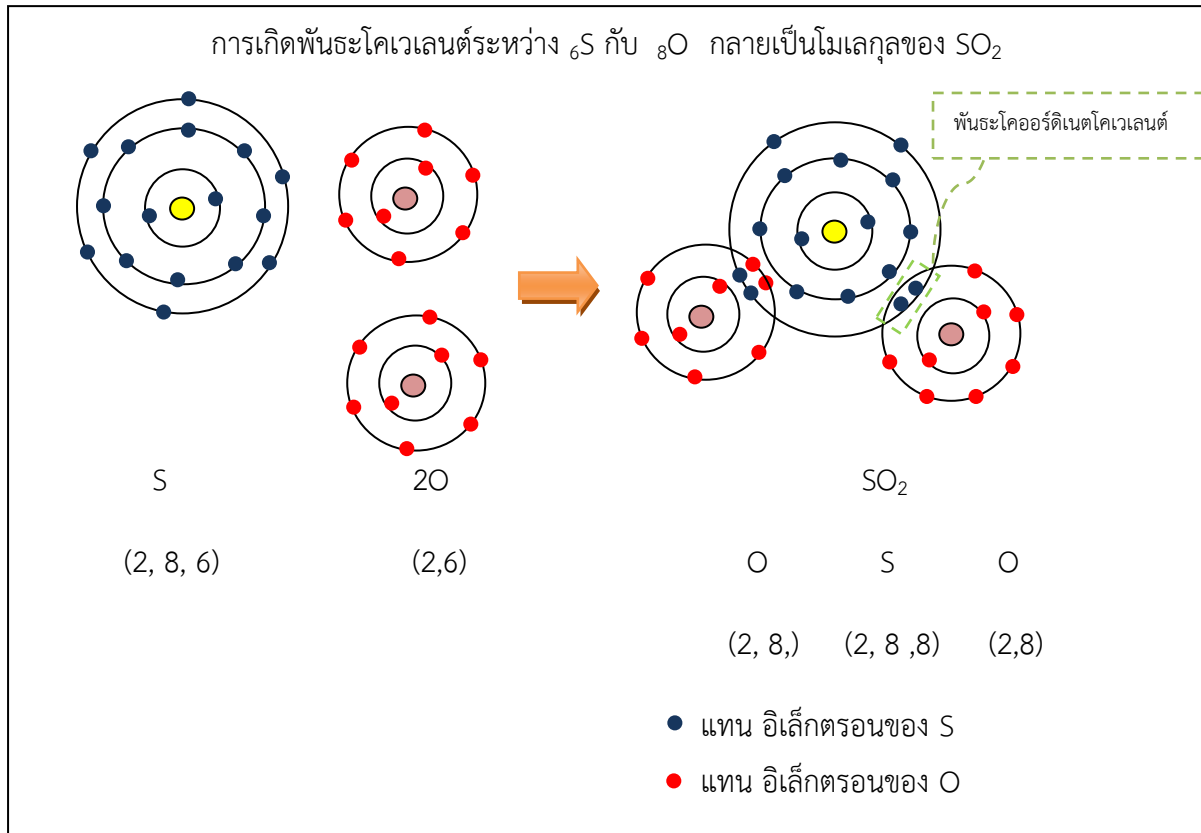
ชนิดของพันธะโคเวเลนต์และโมเลกุลที่ไม่เป็นไปตามกฎออกเตต

ในการรวมตัวกันระหว่างอะตอมของธาตุเพื่อปรับเวเลนซ์อิเล็กตรอนให้เท่ากับ 8 และไฮโดรเจนเท่ากับ 2 นั้น อะตอมของธาตุจะใช้เฉพาะเวเลนซ์อิเล็กตรอนในการรวมตัวเท่านั้น ดังนั้นการแสดงการรวมตัวสร้างพันธะจึงเขียนแสดงเฉพาะเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่านั้น การสร้างพันธะโคเวเลนต์ระหว่างอะตอมของธาตุมี 3 แบบ คือ

1. อะตอมมีการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 1 คู่ เรียกพันธะที่เกิดขึ้นว่า พันธะเดี่ยว(Single Bond)
เช่น F_2 H_2O NH_3
2. อะตอมมีการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 2 คู่ เรียกพันธะที่เกิดขึ้นว่า พันธะคู่(Double Bond)
เช่น O_2 CO_2
3. อะตอมมีการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน 3 คู่ เรียกพันธะที่เกิดขึ้นว่า พันธะสาม(Triple Bond)
เช่น N_2 HCN

ในการเกิดพันธะโคเวเลนต์ชนิดพันธะเดี่ยวส่วนใหญ่อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะมาจากอะตอมละ 1 อิเล็กตรอน แต่ถ้าอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะมาจากอะตอมใดอะตอมหนึ่งเพียงอะตอมเดียวจะเรียกพันธะที่เกิดขึ้นว่า พันธะโคออดิเนตโคเวเลนต์ (Coordinate covalent Bond)

ตัวอย่างที่ 7 การอธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนต์ระหว่าง ${}_6\text{S}$ กับ ${}_8\text{O}$ กลายเป็นโมเลกุลของ SO_2



อะตอมซัลเฟอร์มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 6 ตัว ต้องการอิเล็กตรอน 2 ตัว เพื่อให้มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบ 8 (กฎออกเตต)

อะตอมออกซิเจนมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 6 ตัว ต้องการอิเล็กตรอน 2 ตัว เพื่อให้มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบ 8 (กฎออกเตต)

อะตอมซัลเฟอร์จะนำเวเลนซ์อิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกันกับอะตอมออกซิเจนตัวที่ 1 จำนวน 2 อิเล็กตรอน ทำให้อะตอมซัลเฟอร์มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบ 8 และอะตอมออกซิเจนตัวที่ 1 มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบ 8 เกิดเป็นพันธะโคเวเลนต์ แต่อะตอมออกซิเจนตัวที่ 2 ยังคงมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเป็น 6 อะตอมซัลเฟอร์จึงใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอน 2 ตัว สร้างพันธะกับอะตอมออกซิเจนที่ 2 ทำให้อะตอมออกซิเจนตัวที่ 2 มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบ 8 เกิดพันธะโคเวเลนต์โคเวเลนต์ดังรูป

อิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันเรียก **อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ**

ระหว่างอะตอมซัลเฟอร์กับอะตอมออกซิเจนตัวที่ 1 จำนวน 2 คู่

ระหว่างอะตอมซัลเฟอร์กับอะตอมออกซิเจนตัวที่ 2 จำนวน 1 คู่ (พันธะเดี่ยวชนิดพันธะโคเวเลนต์โคเวเลนต์)

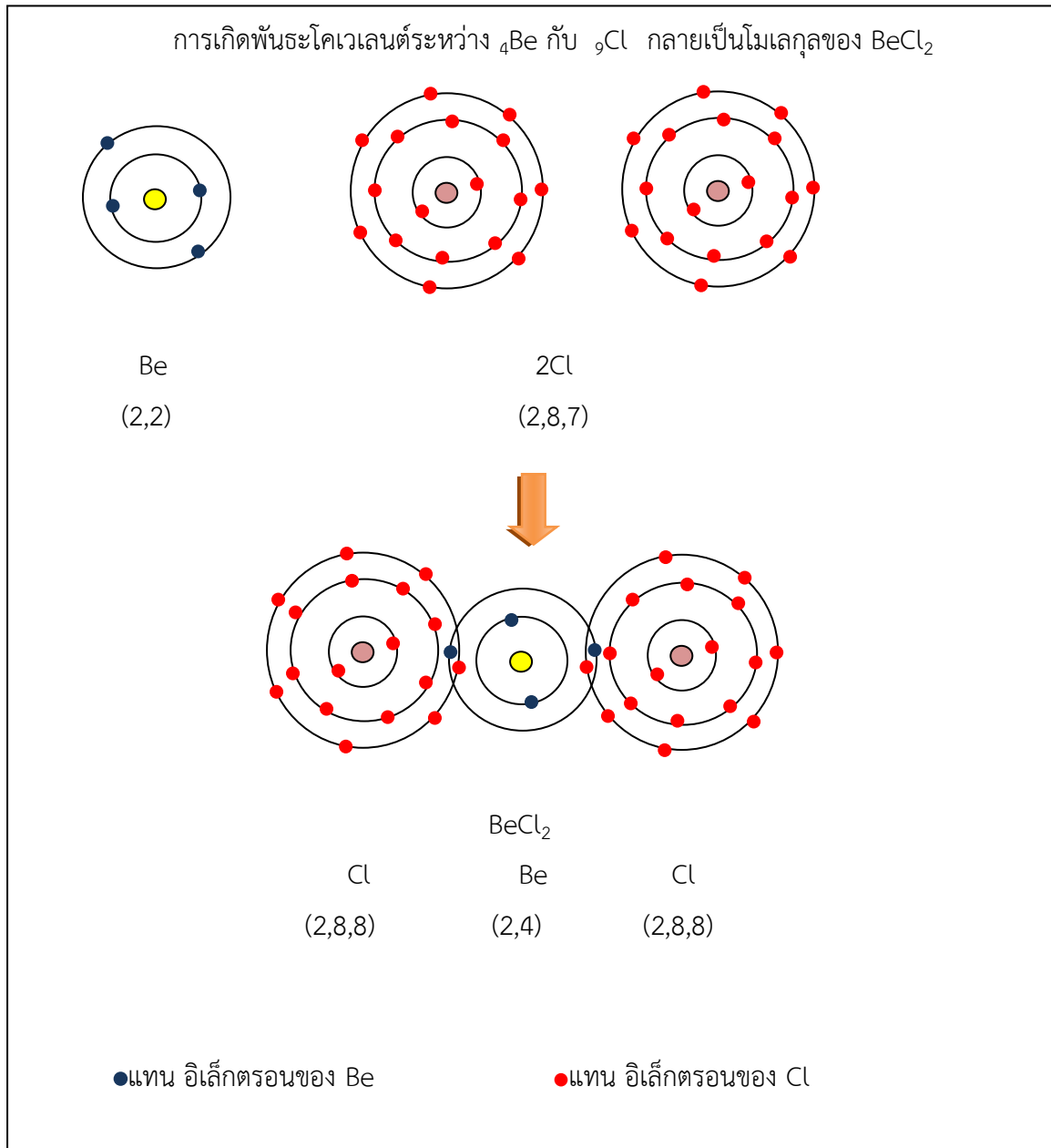
อิเล็กตรอนที่ไม่ใช้ร่วมกัน เรียก **อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว หรืออิเล็กตรอนคู่อิสระ** รอบอะตอมซัลเฟอร์จำนวน 1 คู่

โมเลกุลที่ไม่เป็นไปตามกฎออกเตต

โมเลกุลโคเวเลนต์บางชนิดที่บางอะตอมมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนไม่เท่ากับ 8 มี 2 ประเภท คือ

1. อะตอมกลางมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนน้อยกว่า 8 ได้แก่ โมเลกุลโคเวเลนต์ที่มีธาตุหมู่ IA หรือ IIA บางชนิด เป็นองค์ประกอบ เช่น BeCl_2 , BeH_2 , BF_3

ตัวอย่างที่ 8 การอธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนต์ระหว่าง ${}_4\text{Be}$ กับ ${}_{17}\text{Cl}$ กลายเป็นโมเลกุลของ BeCl_2



2. อะตอมกลางมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนมากกว่า 8 ได้แก่ โมเลกุลโคเวเลนต์ที่มีธาตุหมู่ VA – VIIA ซึ่งอยู่ในคาบ 3 เป็นต้นไป เช่น PCl_5 , AsH_5 , SF_4 , SF_6 , IF_5 , IF_7 , XeF_4

ตัวอย่างที่ 9 การอธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนต์ระหว่าง ${}_7\text{P}$ กับ ${}_{17}\text{Cl}$ กลายเป็นโมเลกุลของ PCl_5

