

บทที่ 3

พันธะเคมี

บทนี้จะกล่าวถึงพันธะเคมีในสารประกอบชนิดต่าง ๆ ซึ่งเป็นสาระที่อยู่ในหนังสือเรียน และคู่มือครูสาระการเรียนรู้พื้นฐาน และเพิ่มเติมเคมีเล่ม 2 (กระทรวงศึกษาธิการ, 2548) , และหลักเคมีทั่วไปเล่ม 1 (กฤษณา ชุติมา, 2549)

พันธะไอออนิก

สารในธรรมชาติมีทุกสถานะ ซึ่งสารเหล่านี้ประกอบด้วยอนุภาคขนาดเล็กในรูปของ ไอออน อะตอม หรือโมเลกุล จำนวนมากมาอยู่ร่วมกันด้วยแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอนุภาคของ สารชนิดต่าง ๆ เช่น แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมกับอะตอมในโลหะ แรงยึดเหนี่ยวระหว่าง ไอออนในสารประกอบไอออนิกให้กลายเป็นผลึก หรือแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมของธาตุให้เป็นโมเลกุล เป็นต้น แรงยึดเหนี่ยวเหล่านี้ เรียกว่า พันธะเคมี

เนื่องจากแก๊สเฉื่อยเป็นแก๊สที่มีเสถียรภาพสูงจึงสามารถอยู่เป็นอะตอมอิสระได้ ดังนั้น ธาตุอื่น ๆ จึงมักจะทำปฏิกิริยากันให้เกิดเป็นสารประกอบเพื่อให้มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับแก๊สเฉื่อย เพื่อให้เกิดเสถียรภาพ

กฎออกเตต เป็นสัดส่วนการรวมตัวของธาตุต่าง ๆ เพื่อให้มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8 อะตอมของธาตุบางชนิดสามารถให้หรือรับอิเล็กตรอนแก่สารอื่นได้ และเกิดเป็นไอออนบวก หรือไอออนลบ ตามลำดับ

พันธะไอออนิก เป็นแรงดึงดูดระหว่างประจุไฟฟ้าที่ต่างชนิดกันยึดเหนี่ยวกันเป็นโครงผลึกขนาดใหญ่ โดยมีไอออนบวกและลบสลับกันเป็นสามมิติ โครงสร้างของผลึกขึ้นกับสัดส่วนของจำนวนประจุและขนาดของไอออน สารประกอบที่ยึดเหนี่ยวกันด้วยพันธะไอออนิก เรียก สารประกอบไอออนิก การเขียนสูตรสารประกอบไอออนิก ให้เขียนไอออนบวกไว้ข้างหน้าแล้ว

ตามด้วยไอออนลบ และแสดงอัตราส่วนอย่างต่ำของจำนวนไอออนบวกและไอออนลบ ที่เป็นองค์ประกอบ การรวมตัวกันของสารประกอบไอออนิก รวมตัวกันด้วยอัตราส่วนที่ทำให้ผลรวมของประจุทั้ง 2 เป็นศูนย์ สารประกอบไอออนิก จะไม่มีสูตรโมเลกุลเพราะไอออนทั้ง 2 ชนิด จะอยู่สลับต่อเนื่องกันไปทั้ง 3 มิติไม่แยกเป็นโมเลกุล สารประกอบชนิดนี้จึงมีเพียงสูตรเอมพิริคัล ซึ่งแสดงอัตราส่วนอย่างต่ำของจำนวนไอออนที่เป็นองค์ประกอบ

การอ่านชื่อสารประกอบไอออนิก จะอ่านชื่อไอออนบวกก่อน และตามด้วยไอออนลบ และลงท้ายเสียงด้วย ไ-ด์ (-ide) หรือ -เต (-ate) หรือ ไ-ต์ (-ite) ในกรณีที่โลหะสามารถเกิดไอออนบวกที่มีประจุได้หลายค่า การอ่านชื่อจะต้องระบุประจุของไอออนบวก เพื่อใช้บอกความแตกต่างของสารประกอบ โดยเขียนเป็นเลขโรมันใส่ไว้ในวงเล็บหลังชื่อ ไอออนบวก

การอ่านชื่อ ไอออนบวก เช่น หมู่ I - III A ซึ่งมีประจุค่าเดียว การอ่านชื่อไอออนให้อ่านชื่อธาตุ และลงท้ายด้วยคำว่าไอออน การอ่านชื่อไอออนบวกที่มีไอออนมากกว่า 1 ชนิด เช่น หมู่ IVA และธาตุทรานซิชัน การอ่านชื่อไอออนให้ระบุประจุที่ปรากฏบนไอออนเป็นเลขโรมัน

การอ่านชื่อ ไอออนลบ หมู่ V - VII A การอ่านชื่อไอออนให้อ่านชื่อธาตุและเปลี่ยนท้ายเสียงเป็น ไ-ด์ (-ide) แล้วจึงลงท้ายด้วยคำว่าไอออน การอ่านชื่อไอออนที่เป็นกลุ่มอะตอม ให้ถือว่ากลุ่มอะตอมนั้นมีสมบัติเหมือนไอออนของอะตอมเดี่ยว การอ่านชื่อให้อ่านชื่อกลุ่มของไอออนและลงท้ายด้วยคำว่าไอออน เช่น SO_4^{2-} กลุ่มซัลเฟต ให้อ่านว่า ซัลเฟตไอออน

แมกซ์ บอร์น และฟริตซ์ ฮาเบอร์ ตั้งสมมติฐานการเกิดสารประกอบไอออนิกไว้ว่า การเกิดสารประกอบไอออนิกมีหลายขั้นตอน ในแต่ละขั้นตอนจะมีการเปลี่ยนแปลงพลังงานเกิดขึ้นด้วย ซึ่งอาจเป็นการคายพลังงานหรือดูดพลังงานก็ได้ โดยปฏิกิริยาแบบดูดพลังงาน(+) จะเป็นปฏิกิริยาที่มีการดูดพลังงานมากกว่าพลังงานที่คายออกมา ส่วนปฏิกิริยาแบบคายพลังงาน (-) จะเป็นปฏิกิริยาที่มีการคายพลังงานมากกว่าพลังงานที่ดูดเข้าไป

สมบัติของสารประกอบไอออนิก มีสถานะเป็นของแข็ง เปราะ และแตกง่าย ไม่นำไฟฟ้าแต่ถ้านำไปหลอมเหลวหรือนำไปละลายน้ำ สารประกอบไอออนิกจะนำไฟฟ้าได้ จุดเดือดและจุดหลอมเหลวของสารประกอบไอออนิกจะสูง ส่วนใหญ่สารเหล่านี้จะละลายน้ำได้ แต่มีบางชนิดไม่ละลายน้ำ หรือละลายน้ำได้เพียงเล็กน้อย

สภาพละลายได้ของสาร หมายถึง ความสามารถของสารที่ละลายในสารอื่นจนกลายเป็น

เป็นสารละลายอิมัลชัน ส่วนใหญ่จะหมายถึง การละลายของสารในน้ำ แต่ถ้าเป็นการละลายในสารอื่นที่ไม่ใช่น้ำต้องระบุด้วยว่าเป็นสารใด เช่น การละลายของสารในแอลกอฮอล์ เป็นต้น

สารประกอบไอออนิก เมื่อละลายน้ำจะสลายพันธะระหว่างไอออนบวกกับไอออนลบ และเกิดแรงยึดเหนี่ยวระหว่างไอออนทั้ง 2 กับโมเลกุลของน้ำ พลังงานแลตทิซ เป็นพลังงานที่คายออกมาเมื่อไอออนทั้ง 2 รวมตัวกันเกิดเป็นโครงผลึกในการทำให้ไอออนทั้ง 2 ในโครงผลึกหลุดออกมาเป็นกระบวนการย้อนกลับ ซึ่งจะดูดพลังงานที่คายออกมาในครั้งแรก (ดูดพลังงาน) ส่วนพลังงานไฮเดรชัน เป็นพลังงานที่คายออกมาเมื่อไอออนบวกและไอออนลบรวมตัวกับน้ำ (คายพลังงาน) การเปลี่ยนแปลงพลังงานในการเกิดสารละลายไอออนิก ถ้ามีพลังงานไฮเดรชันสูงกว่าพลังงานแลตทิซ(พลังงานโครงร่างผลึก) จะเป็นปฏิกิริยาคายพลังงาน แต่ถ้ามีพลังงานแลตทิซ มากกว่าพลังงานไฮเดรชันจะเป็นปฏิกิริยาดูดพลังงาน ในการผสมสารละลายของสารประกอบไอออนิกบางคู่ จะได้สารประกอบไอออนิก ชนิดอื่นๆเกิดขึ้นใหม่ ทั้งนี้เพราะไอออนอิสระที่เกิดจากการแตกตัวของสารตั้งต้นจะทำปฏิกิริยากัน และได้เป็นสารตัวใหม่

สมการไอออนิก เป็นสมการที่เขียนขึ้น เพื่อแสดงไอออนอิสระของสารประกอบไอออนิกในสารละลายทุกตัว ส่วน สมการไอออนิกสุทธิ เป็นสมการเคมีที่เขียนขึ้นเพื่อแสดงเฉพาะไอออนบางตัวที่เข้าทำปฏิกิริยากันและได้ผลิตภัณฑ์ ในการเขียนสมการนี้จะต้องดุลทั้งจำนวนอะตอมและจำนวนประจุให้เรียบร้อย

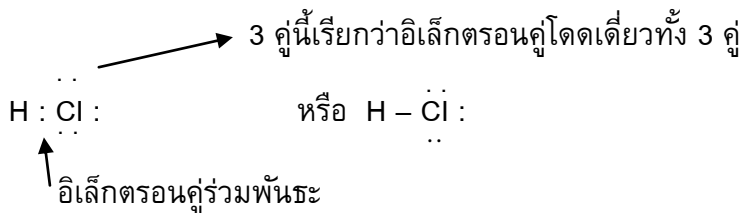
พันธะโคเวเลนต์

พันธะโคเวเลนต์ เป็นพันธะที่เกิดจากอะตอมของธาตุตั้งแต่ 2 อะตอมขึ้นไปใช้อิเล็กตรอนร่วมกันเป็นคู่ๆ การรวมตัวกันของอะตอมจะรวมด้วยอัตราส่วนที่ทำให้อะตอมมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบ 8 ซึ่งเป็นไปตามกฎออกเตต ซึ่งกฎนี้สามารถใช้ทำนายอัตราส่วนจำนวนอะตอมของธาตุองค์ประกอบที่รวมตัวกันเป็นสารโคเวเลนต์ และชนิดของพันธะโคเวเลนต์ได้ โมเลกุลของสารที่มีอะตอมยึดเหนี่ยวกันด้วยพันธะโคเวเลนต์ เรียกว่า โมเลกุลโคเวเลนต์ และเรียกสารที่ประกอบด้วยอะตอมที่สร้างพันธะโคเวเลนต์ว่า สารโคเวเลนต์

พันธะโคเวเลนต์ มีหลายชนิด ดังนี้

1. พันธะโคเวเลนต์ชนิดพันธะเดี่ยว มีการใช้อิเล็กตรอนคู่ร่วมกัน 1 คู่ แทนด้วยจุด 2 จุด หรือเส้นตรง 1 เส้น
2. พันธะโคเวเลนต์ชนิดพันธะคู่ มีการใช้อิเล็กตรอนคู่ร่วมกัน 2 คู่ แทนด้วยจุด 4 จุด หรือเส้นตรง 2 เส้น
3. พันธะโคเวเลนต์ชนิดพันธะสาม มีการใช้อิเล็กตรอนคู่ร่วมกัน 3 คู่ แทนด้วยจุด 6 จุด หรือเส้นตรง 3 เส้น

การเขียนพันธะโคเวเลนต์ สามารถเขียนได้โดยใช้โครงสร้างลิวอิส โดยใช้จุด 2 จุด หรือเส้นตรง 1 เส้น แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 1 คู่ และเรียกอิเล็กตรอนคู่ที่ใช้ร่วมกันว่า อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ ส่วนอิเล็กตรอนที่ไม่มีการใช้ร่วมกัน จะเรียกว่าอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว เช่น



พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ หมายถึง พันธะโคเวเลนต์ที่มีอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ มาจากอะตอมใดอะตอมหนึ่ง

การเกิดโมเลกุลโคเวเลนต์ ไม่จำเป็นต้องเป็นไปตามกฎออกเตตทุกกรณี เพราะมีสารประกอบโคเวเลนต์บางชนิดที่มีจำนวนอิเล็กตรอนรอบอะตอมกลางมากกว่าหรือน้อยกว่า 8 อิเล็กตรอนก็สามารถเกิดสารประกอบได้ เช่น PCl_5 หรือ BeCl_2 เป็นต้น

การเขียนสูตรโมเลกุลของสารโคเวเลนต์ จะต้องเขียนสัญลักษณ์ของธาตุองค์ประกอบ เรียงลำดับดังต่อไปนี้ B Si C P N H Se S I Br Cl O และ F ถ้ามีธาตุมากกว่า 1 อะตอมให้ระบุด้วยตัวเลขไว้ ด้านล่างขวาของสัญลักษณ์ของธาตุ เช่น H_2O

การอ่านชื่อสารโคเวเลนต์

1. สารประกอบโคเวเลนต์ที่เป็นธาตุคู่ อ่านชื่อธาตุตัวหน้า และตามด้วยธาตุตัวหลัง

โดยเปลี่ยนเสียงพยางค์ท้ายเป็น ไ - ด้ (-ide) ระบุจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุด้วยภาษากรีก ถ้าธาตุตัวหน้ามีอะตอมเดียวจะไม่ระบุจำนวน แต่ธาตุหลังต้องระบุจำนวนทุกครั้ง

2. การอ่านชื่อสารโคเวเลนต์ที่มีไฮโดรเจนเป็นองค์ประกอบบางชนิด ไม่เป็นไปตามวิธีการข้อที่ 1 (เช่น H_2S จะอ่านว่าไฮโดรเจนซัลไฟด์, HF จะอ่านว่าไฮโดรเจนฟลูออไรด์) จะอ่านชื่อธาตุตัวแรกและธาตุตัวหลังเปลี่ยนท้ายเสียงเป็น ไ - ด้ เท่านั้น

3. การอ่านชื่อสารโคเวเลนต์ ที่มีไฮโดรเจนเป็นองค์ประกอบบางชนิด จะเรียกชื่อสารโดยใช้ชื่อสามัญ เช่น H_2O เรียกว่าน้ำ, CH_4 เรียกมีเทน, NH_3 เรียก แอมโมเนีย เป็นต้น จำนวนอะตอมในภาษากรีก มีดังนี้

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

ความยาวพันธะ คือ ระยะที่สั้นที่สุดที่นิวเคลียสของอะตอมแต่ละคู่สร้างพันธะกันในโมเลกุล โดยทั่วไปจะพิจารณาเป็นค่าเฉลี่ย เรียกว่าความยาวพันธะเฉลี่ย เพราะความยาวของพันธะระหว่างอะตอมคู่หนึ่งๆจะคำนวณได้จากค่าเฉลี่ยของความยาวพันธะระหว่างอะตอมคู่เดียวกันในโมเลกุลชนิดต่างๆ

พลังงานพันธะเป็นพลังงานปริมาณน้อยสุดที่ใช้ในการสลายพันธะระหว่างอะตอมภายในโมเลกุลให้เป็นอะตอมเดี่ยวในสถานะแก๊ส เนื่องจากการสลายพันธะจะใช้พลังงานไม่เท่ากันแม้เป็นพันธะชนิดเดียวกัน ดังนั้นการพิจารณาพลังงานพันธะจึงจะนำทุกค่ามาเฉลี่ยร่วมกัน เรียกว่า พลังงานพันธะเฉลี่ย (ค่าเฉลี่ยที่ได้จะพิจารณาจากการสลายพันธะในโมเลกุลของสารประกอบหลายๆชนิด และบันทึกเป็นค่ากลางสำหรับอ้างอิง) พลังงานพันธะสามารถใช้เป็นตัวบอกความแข็งแรงของพันธะโคเวเลนต์ระหว่างอะตอมคู่เดียวกันได้ พันธะที่มีพลังงานพันธะสูงจะมีความแข็งแรงมาก เช่น พันธะสามจะแข็งแรงกว่าพันธะคู่ และพันธะเดี่ยว ถ้าเป็นพันธะระหว่างอะตอมคู่เดียวกัน ยิ่งมีความยาวพันธะมาก พลังงานพันธะจะยิ่งมีค่าน้อย เช่น พันธะเดี่ยวมีความยาวพันธะมากที่สุด จึงมีพลังงานพันธะต่ำสุด จากความรู้ในเรื่องความยาวพันธะ และพลังงานพันธะ สามารถใช้ศึกษาชนิดของพันธะโคเวเลนต์ได้ในการคำนวณพลังงานพันธะ สามารถหาพลังงานที่เปลี่ยนแปลงของปฏิกิริยาเคมีได้

โครงสร้างเรโซแนนซ์ เป็นโครงสร้างของสารประกอบโคเวเลนต์ที่มีพันธะคู่ในโมเลกุล แต่ไม่สามารถเขียนสูตรโครงสร้างที่แน่นอนได้

โมเลกุลโคเวเลนต์มีรูปร่างได้หลายแบบขึ้นอยู่กับจำนวนพันธะ และจำนวนอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว ที่อยู่รอบอะตอมกลาง กลุ่มหมอกอิเล็กตรอนในโมเลกุลโคเวเลนต์ ซึ่งมีอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะอยู่ล้อมรอบอะตอมกลางที่มีประจุไฟฟ้าเหมือนกันจะมีแรงผลักรันเอง ส่งผลให้อิเล็กตรอนแต่ละคู่ อยู่ห่างกันมากที่สุดเพื่อให้โมเลกุลของตนเองมีพลังงานต่ำสุด จะได้มีความเสถียร

แบบจำลองการผลักระหว่างคู่อิเล็กตรอนที่อยู่ในวงเวเลนซ์ (Valence Shell Electron Pair Repulsion Model ย่อว่า VSEPR) สามารถใช้ทำนายรูปร่างโมเลกุลโคเวเลนต์ได้ โดยพิจารณาจากจำนวนอิเล็กตรอนวงนอกสุดที่ล้อมรอบอะตอมกลางว่าจะเกิดพันธะเคมี และมีการจัดตัวให้เหมาะสม เช่นไร ดังนี้

1. โมเลกุลที่อะตอมกลางไม่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว กรณีที่โมเลกุลมีอะตอม 2 ชนิด คือ A และ B แล้ว A เป็นอะตอมกลาง B เป็นอะตอมที่ล้อมรอบ เขียนสูตรทั่วไปได้ AB_x ; x เป็นจำนวนอะตอม (2,3,.....)

1.1 $x = 2$ ได้ AB_2 มุมระหว่างพันธะ = 180° มีรูปร่างโมเลกุลเป็นเส้นตรง เช่น $BeCl_2$

1.2 $x = 3$ ได้ AB_3 มุมระหว่างพันธะ = 120° มีรูปร่างโมเลกุลเป็นสามเหลี่ยมแบนราบ เช่น BF_3

1.3 $x = 4$ ได้ AB_4 มุมระหว่างพันธะ = 109.5° มีรูปร่างโมเลกุลเป็นทรงเหลี่ยมสี่หน้า เช่น CH_4

1.4 $x = 5$ ได้ AB_5 มุมระหว่างพันธะ = 90° และ 120° มีรูปร่างโมเลกุลเป็นพีระมิดคู่ฐานสามเหลี่ยม เช่น PCl_5

1.5 $x = 6$ ได้ AB_6 มุมระหว่างพันธะ = 90° มีรูปร่างโมเลกุลเป็นทรงเหลี่ยมแปดหน้า เช่น SF_6

2. โมเลกุลที่อะตอมกลางมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว กรณีที่โมเลกุลมีอะตอม 2 ชนิด คือ A และ B แล้ว A เป็นอะตอมกลาง B เป็นอะตอมที่ล้อมรอบ เนื่องจากมีอิเล็กตรอนคู่โดด

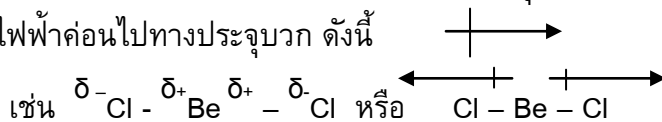
เดี่ยว จึงให้ E แทนอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว เขียนสูตรทั่วไปได้ AB_xE_y ; x เป็นจำนวนอะตอม (2,3,...) และ y เป็นจำนวนอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวรอบอะตอมกลาง (1,2,.....)

- 2.1 $x = 2 ; y = 1$ ได้ AB_2E มีรูปร่างเป็นมุมงอ เช่น SO_2
- 2.2 $x = 3 ; y = 1$ ได้ AB_3E มีรูปร่างเป็นพีระมิดฐานสามเหลี่ยม เช่น NH_3
- 2.3 $x = 2 ; y = 2$ ได้ AB_2E_2 มีรูปร่างเป็นมุมงอ เช่น H_2O
- 2.4 $x = 4 ; y = 1$ ได้ AB_4E มีรูปร่างเป็นทรงสี่เหลี่ยมบิดเบี้ยว เช่น SF_4
- 2.5 $x = 3 ; y = 2$ ได้ AB_3E_2 มีรูปร่างเป็นตัวที เช่น ClF_3
- 2.6 $x = 2 ; y = 3$ ได้ AB_2E_3 มีรูปร่างเป็นเส้นตรง เช่น XeF_2
- 2.7 $x = 5 ; y = 1$ ได้ AB_5E มีรูปร่างเป็นพีระมิดฐานสี่เหลี่ยม เช่น BrF_5
- 2.8 $x = 4 ; y = 2$ ได้ AB_4E_2 มีรูปร่างเป็นสี่เหลี่ยมแบนราบ เช่น XeF_4

ในกรณีที่มีทั้งอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ และอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว แรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนทั้ง 2 ประเภทนี้ เป็นดังนี้ คือ อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวกับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจะมีแรงผลักรุนแรงที่สุด คือ มากกว่าอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวกับอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ และมากกว่าอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะกับ อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะด้วยกันเองเขียนแทนได้ ดังนี้

$$E \text{ กับ } E > E \text{ กับ } e^- \text{ คู่ร่วมพันธะ} > e^- \text{ คู่ร่วมพันธะ กับ } e^- \text{ คู่ร่วมพันธะ}$$

การพิจารณาสภาพขั้วของโมเลกุลโคเวเลนต์ พิจารณาที่ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี โดยพันธะโคเวเลนต์ที่เกิดจากอะตอมของธาตุที่มีค่า EN เท่ากันจะเป็นพวกพันธะโคเวเลนต์ไม่มีขั้ว แต่ถ้าเกิดจากอะตอมของธาตุที่มีค่า EN แตกต่างกันจะเป็นพวกพันธะโคเวเลนต์มีขั้ว การแสดงขั้วพันธะจะใช้สัญลักษณ์เดลต้าบวก (δ^+) แทนอะตอมที่มีอำนาจไฟฟ้าค่อนข้างบวกและใช้สัญลักษณ์เดลต้าลบ (δ^-) แทนอะตอมที่มีอำนาจไฟฟ้าค่อนข้างลบหรือใช้เครื่องหมายลูกศรชี้ไปในทิศที่อะตอมแสดงอำนาจไฟฟ้าค่อนข้างลบ และทำลูกศรที่คล้ายประจุบวกจะแทนอำนาจไฟฟ้าค่อนข้างบวก ดังนี้



กรณีที่โมเลกุล ประกอบด้วยอะตอมคู่ที่เป็นพันธะไม่มีขั้ว จะเป็นโมเลกุลไม่มีขั้ว เช่น H_2 แต่ถ้าโมเลกุลนั้นประกอบด้วยอะตอมคู่ที่เป็นพันธะมีขั้ว จะเป็นโมเลกุลมีขั้ว เช่น HF

การพิจารณาสภาพขั้วของโมเลกุลโคเวเลนต์จะพิจารณาที่สภาพขั้วของพันธะและรูปร่างโมเลกุลเป็นหลัก ดังนี้

1. กรณีที่โมเลกุลเกิดจากพันธะที่มีขั้ว และรูปร่างโมเลกุลสมมาตร โมเลกุลจะไม่มีขั้ว เช่น BeCl_2

2. กรณีที่โมเลกุลเกิดจากพันธะที่มีขั้ว แต่รูปร่างโมเลกุลไม่สมมาตร โมเลกุลจะมีขั้ว เช่น CH_3Cl

การเปรียบเทียบแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอนุภาคของสารสามารถพิจารณาได้จากจุดเดือด จุดหลอมเหลวของสาร ถ้ามีจุดเดือดจุดหลอมเหลวสูงแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอนุภาคจะมาก

แรงลอนดอน เป็นแรงที่เกิดจากการกระจายของอิเล็กตรอนในอะตอมทำให้เกิดขั้วไฟฟ้าชั่วขณะ และขั้วไฟฟ้านี้จะเหนี่ยวนำโมเลกุลข้างเคียงให้มีขั้วและเกิดแรงดึงดูดระหว่างกัน แรงลอนดอนนี้สามารถพบในโมเลกุลโคเวเลนต์ทุกชนิด ค่าของแรงลอนดอนจะมากหรือน้อยขึ้นอยู่กับมวลโมเลกุลหรือขนาดโมเลกุล ถ้ามวลโมเลกุลมากหรือขนาดโมเลกุลใหญ่ จะมีแรงนี้เพิ่มมากขึ้น นอกจากนี้รูปร่างของโมเลกุลยังมีผลต่อแรงนี้ด้วย เช่น การต่อกันเป็นโมเลกุลโซ่ยาวจะมีแรงนี้มากกว่า การต่อกันเป็นโซ่กิ่ง

แรงเหนี่ยวนำ หรือแรงเดอบาย เป็นแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลโคเวเลนต์ที่มีขั้ว และไม่มีขั้วโดยโมเลกุลโคเวเลนต์ที่มีขั้วจะเหนี่ยวนำโมเลกุลไม่มีขั้วให้เป็นโมเลกุลมีขั้ว ชั่วขณะ และดึงดูดกัน ความแรงของแรงเหนี่ยวนำขึ้นกับความสามารถในการเกิดมีขั้วของโมเลกุลที่ถูกเหนี่ยวนำ ถ้ามีมากแรงนี้ก็มากด้วย นอกจากนี้ขนาดของอะตอมหรือโมเลกุลก็มีผลต่อแรงนี้เช่นกัน ถ้ามีขนาดใหญ่ แรงนี้จะมาก

แรงดึงดูดระหว่างขั้ว เป็นแรงดึงดูดระหว่างขั้วไฟฟ้าบวกและลบของโมเลกุลโคเวเลนต์ที่อยู่ใกล้ชิดกัน แรงนี้จะมากหรือน้อยขึ้นอยู่กับความแตกต่างของอิเล็กโตรเนกาติวิตีของธาตุ ถ้ามีความแตกต่างกันมากแรงดึงดูดระหว่างขั้วจะมากด้วย

แรงแวนเดอร์วาลส์ เป็นแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลโคเวเลนต์ ซึ่งมีความหมายรวมทั้งแรงลอนดอน, แรงเหนี่ยวนำ และแรงดึงดูดระหว่างขั้ว ในการกล่าวถึงแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลโคเวเลนต์ทั่วไป จะกล่าวถึงแรงที่มีความแข็งแรงมาก ๆ เท่านั้น ดังนั้นถ้าในโมเลกุลมีทั้งแรงดึงดูดระหว่างขั้วและแรงลอนดอนก็จะกล่าวเฉพาะแรงดึงดูดระหว่างขั้วเท่านั้น

พันธะไฮโดรเจน เป็นแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลที่เกิดจากอะตอมของธาตุไฮโดรเจนกับอะตอมของธาตุอื่น ที่มีขนาดเล็กแต่มีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีสูง เช่น F O N

สารโคโรนผลึกร่างตาข่าย เป็นสารประกอบชนิดหนึ่งที่มีพันธะโคเวเลนต์ภายในอะตอมยึดเหนี่ยวกันทั้ง 3 มิติ ทำให้เกิดเป็นโครงสร้างคล้ายตาข่าย เช่น เพชร, แกรไฟต์ และซิลิกา สารประกอบประเภทนี้มีจุดเดือดจุดหลอมเหลวสูงมาก

เพชรเทียม คือ แร่ หรือสารสังเคราะห์ชนิดหนึ่งที่ไม่ใช่ธาตุคาร์บอนเป็นองค์ประกอบเพชรเทียม เมื่อนำมาเจียรระไนจะหักเหแสงได้คล้ายเพชร เช่น เพชรรัสเซีย หรือคิวบิกเซอร์โคเนีย ทำมาจาก เซอร์โคเนียไดออกไซด์ (ZrO_2)

พันธะโลหะ

พันธะโลหะ เป็นแรงยึดเหนี่ยวระหว่างไอออนบวกและเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่เป็นอิสระ ความแข็งแรงของพันธะชนิดนี้ขึ้นอยู่กับจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน และประจุของไอออนบวกของโลหะแต่ละชนิด สมบัติของโลหะ มีดังนี้ นำไฟฟ้าและนำความร้อนได้ดี มีจุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูง สามารถตีเป็นแผ่นบางๆหรือดึงเป็นเส้นได้ และสะท้อนแสงได้

โลหะนำไฟฟ้าได้เพราะ : อิเล็กตรอนของโลหะสามารถเคลื่อนที่จากที่หนึ่งไปอีกที่หนึ่งได้ง่ายทั่วโลหะ เมื่อมีความต่างศักย์โลหะจึงนำไฟฟ้า แต่ถ้าอุณหภูมิสูงขึ้นโลหะจะนำไฟฟ้าได้น้อยลง เพราะ การเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนจะไม่สะดวก เพราะไอออนบวกของโลหะจะสั่นมากเมื่อได้รับความร้อน(สั่นมากกว่าภาวะที่ไม่ได้รับความร้อน) การนำไฟฟ้าจึงลดลง

โลหะนำความร้อนได้เพราะ : อิเล็กตรอนของโลหะซึ่งได้รับความร้อนหรือบริเวณที่ร้อนจะมีพลังงานจลน์ในตัวเองสูง จึงเคลื่อนที่ไปยังบริเวณที่เย็นหรือโลหะส่วนที่เย็นเพื่อถ่ายเทพลังงานจลน์ออกมาในรูปของความร้อน โลหะนำความร้อน

โลหะมีผิวเป็นมันวาวเพราะ : อิเล็กตรอนของโลหะสามารถดูดและปล่อยพลังงานแสงได้ เมื่ออิเล็กตรอนที่อยู่ผิวหน้าโลหะได้รับแสงจะดูดพลังงานไว้ทำให้ตัวเองมีพลังงานสูงขึ้นอิเล็กตรอนได้รับพลังงานมากขึ้นจึงเกิดการสั่นซึ่งเป็นภาวะไม่เสถียร จึงปล่อยหรือคายพลังงานออกมาเพื่อให้อยู่ในสภาพเสถียรดังเดิม พลังงานที่ปล่อยออกมานี้อยู่ในรูปของแสงจึงเห็นโลหะเป็นมันวาวแสง

โลหะทาบเป็นแผ่นและดึงเป็นเส้นได้เพราะ : อิเล็กตรอนของโลหะเคลื่อนที่ได้โดยอิสระทำให้ไอออนบวกแต่ละไอออนมีสภาพใกล้เคียงกัน คือได้รับแรงดึงดูดของอิเล็กตรอนซึ่งเป็นประจุลบเหมือนกัน ไอออนบวกจึงสามารถเคลื่อนย้ายได้เมื่อมีอะไรมากระทบ การเคลื่อนย้ายนี้ จะมีการรักษาระยะของนิวเคลียสให้พอเหมาะเพื่อให้คงผลึกของโลหะไว้หรือเรียกว่าเปลี่ยนรูปร่างของกลุ่มไอออนใหม่ให้อยู่ได้ จึงทำให้โลหะไม่แตกหักขณะถูกทุบหรือดึงแต่จะแปรสภาพเป็นแผ่นหรือเป็นเส้น

สรุป

พันธะเคมีมีหลายชนิด เช่น พันธะไอออนิก พันธะโคเวเลนต์ และพันธะโลหะ ซึ่งเป็นพันธะหลักๆที่พบในธาตุ หรือ สารประกอบทั่วไป แต่ยังมีแรงยึดเหนี่ยวอีกหลายประเภททั้งแบบที่มีความแข็งแรงน้อยกว่า และมากกว่าพันธะทั้ง 3 รวมอยู่ในโมเลกุลของธาตุ หรือ สารประกอบด้วย เช่น พันธะไฮโดรเจน แรงลอนดอน พันธะโคเวเลนต์แบบโคจรผลึกร่างตาข่าย ฯลฯ ซึ่งจะเกิดกับสารเพียงบางชนิด ทำให้การสลายพันธะของธาตุ หรือสารประกอบแต่ละชนิดใช้พลังงานมากน้อยไม่เท่ากัน และความแข็งแรงของธาตุ หรือสารประกอบแต่ละชนิดแตกต่างกันเพราะมีการยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุลที่แตกต่างและหลากหลายไม่เท่ากัน

แบบฝึกหัด

จงตอบคำถามต่อไปนี้

1. จงอธิบายจุดเดือดของเกลือแกงที่สูงกว่าน้ำตาล
2. จงเขียนรูปร่างโมเลกุลของสารประกอบโคเวเลนต์ที่พบได้ในสารประกอบ
3. จงอธิบายสมบัติของโลหะที่สามารถดึงเป็นเส้นได้