

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 8

หน่วยเรียนที่ 4 พันธะเคมี

บทเรียนที่ 4.2 แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายแรงแวนเดอร์วาลส์
2. อธิบายพันธะไฮโดรเจน

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย
2. กิจกรรม

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

เอกสารประกอบการสอน

เอกสาร powerpoint

http://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=137

<http://facebook.com/chemographics>

<http://slideshare.net/woravith>

การวัดผล

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

หน่วยเรียนที่ 4 พันธะเคมี

บทเรียนที่ 4.2 แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล

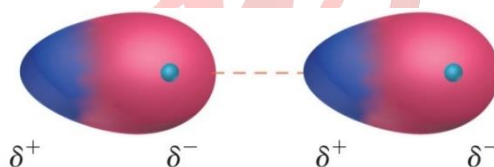
แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล (intermolecular force) เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดขึ้นระหว่างโมเลกุลกับโมเลกุล โดยจะเป็นโมเลกุลชนิดเดียวกันหรือโมเลกุลต่างชนิดกันก็ได้ แรงยึดเหนี่ยวประเภทนี้ได้แก่ แรงแวนเดอร์วาลส์ และพันธะไฮโดรเจน

4.2.1 แรงแวนเดอร์วาลส์

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

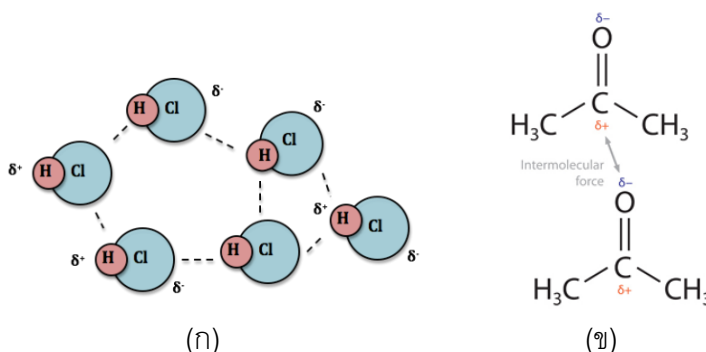
1) แรงไดโพล-ไดโพล

แรงไดโพล-ไดโพล (dipole-dipole interaction) หรือแรงดึงดูดระหว่างขั้ว (dipole-dipole force) เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดจากการกระทำระหว่างโมเลกุลที่มีขั้วสองโมเลกุลขึ้นไป โมเลกุลที่มีไดโพลโมเมนต์แบบถาวรจะเอาด้านที่มีประจุตรงข้ามหันเข้าหากันตามแรงดึงดูดทางประจุไฟฟ้า ดังภาพที่ 4.47 ในโมเลกุลโคเวเลนต์ที่มีขั้วแต่ไม่เกิดพันธะไฮโดรเจน ขั้วที่ต่างกันจะเกิดแรงดึงดูดกันได้อย่างอ่อนๆ เช่น HCl, H₂S, CO และ PH₃ ภาพที่ 4.48 แสดงการเกิดแรงไดโพล-ไดโพลของโมเลกุล HCl และอะซิโตน



ภาพที่ 4.47 แบบจำลองการเกิดแรงไดโพล-ไดโพล

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

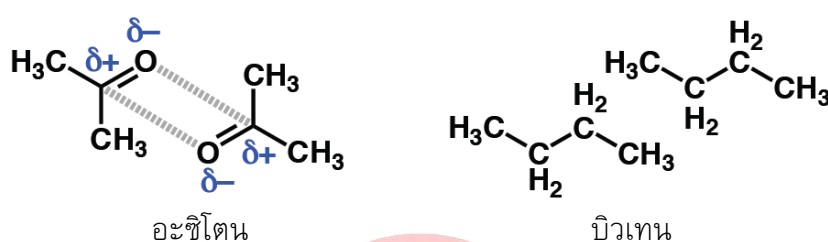


ภาพที่ 4.48 การเกิดแรงไดโพล-ไดโพลของ (ก) HCl และ (ข) อะซิโตน

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

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

เมื่อเปรียบเทียบแรงไดโพล-ไดโพลกับแรงลอนดอน (London forces) โดยที่โมเลกุลมีขนาดพอ ๆ กัน พบว่าแรงไดโพล-ไดโพลมีความแข็งแรงมากกว่า ตัวอย่างระหว่างโมเลกุลอะซิโตน (C_2H_6O) กับโมเลกุลบิวเทน (C_4H_{10}) ดังภาพที่ 4.49 โดยโมเลกุลทั้งสองมีขนาดใกล้เคียงกัน มีมวลโมเลกุลเท่ากัน (58 g/mol) แต่กลับพบว่าจุดเดือดของทั้งสองโมเลกุลแตกต่างกันมาก อะซิโตนมีจุดเดือดเท่ากับ $56^{\circ}C$ ส่วนบิวเทนมีจุดเดือดเท่ากับ $-0.6^{\circ}C$ จุดเดือดของอะซิโตนที่สูงกว่ามาก เนื่องจากเกิดแรงไดโพล-ไดโพล ที่กระทำระหว่างโมเลกุล ส่วนโมเลกุลบิวเทนเกิดแรงดึงดูดแบบลอนดอน



ภาพที่ 4.49 แสดงแรงไดโพล-ไดโพลของโมเลกุลอะซิโตน

2) แรงไดโพลอินดิวิจิดิโพล (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 4.50 โมเลกุลของ H_2O เป็นโมเลกุลที่มีขั้วเหนี่ยวนำให้โมเลกุล O_2 ที่ไม่มีขั้วเกิดขั้วขึ้นชั่วคราว แล้วจึงเกิดแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลทั้งสองด้วยประจุที่ต่างกัน



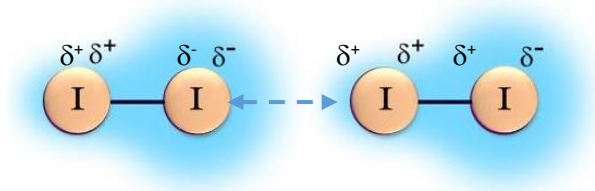
ภาพที่ 4.50 แรง dipole-induced dipole ระหว่าง H_2O กับ O_2

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

3) แรงลอนดอน

แรงลอนดอน (London force) เป็นแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่ไม่มีขั้วด้วยกัน เนื่องจากอิเล็กตรอนเคลื่อนที่แบบไร้ทิศทางทำให้บางครั้ง อิเล็กตรอนมารวมกระจุกตัวกันอยู่บริเวณเดียวกัน ทำให้เกิดประจุลบบางส่วน (ประจุลบชั่วคราวที่มีค่าประจุน้อยมาก เขียนแทนด้วย δ^-) เกิดขึ้น และทำให้บริเวณที่ไม่

มีอิเล็กตรอนอยู่เกิดประจุบวกบางส่วน (ประจุบวกชั่วคราวที่มีค่าประจุน้อยมาก เขียนแทนด้วย δ^+) ประจุไฟฟ้าชั่วคราวที่เกิดขึ้นจะเหนี่ยวนำให้โมเลกุลข้างเคียงเกิดแรงยึดเหนี่ยวกัน ตัวอย่างโมเลกุล I_2 ดังภาพที่ 4.51 แรงลอนดอนแปรผันตามขนาดของโมเลกุล เพราะโมเลกุลที่มีขนาดใหญ่โอกาสที่อิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่เสียสมดุลจึงมีมาก ตัวอย่างโมเลกุลที่สามารถเกิดแรงลอนดอน เช่น F_2 , Cl_2 , Br_2 และ CO_2



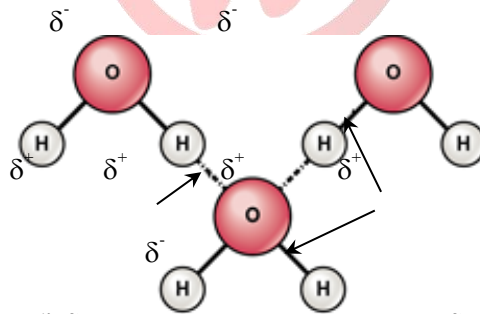
ภาพที่ 4.51 แรงลอนดอนของโมเลกุล I_2

4.2.2 พันธะไฮโดรเจน

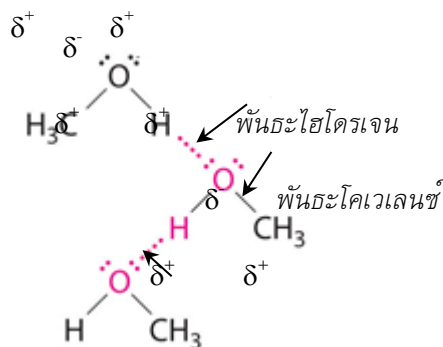
พันธะไฮโดรเจน (hydrogen bond) คือแรงดึงดูดที่เกิดจากระหว่างโมเลกุลสองโมเลกุล แต่ละโมเลกุลมีอะตอมของ H สร้างพันธะโคเวเลนต์กับอะตอมของธาตุที่มีค่า EN สูง เช่น F (EN=4.0), O (EN=3.5) และ N (EN=3.0)

อะตอม H มีค่า EN เท่ากับ 2.1 เมื่อเกิดพันธะโคเวเลนต์กับอะตอมของธาตุที่มี EN สูง ทำให้มีสภาพเป็นประจุไฟฟ้าบวกเล็กน้อย (δ^+) และธาตุที่เกิดพันธะโคเวเลนต์มีสภาพเป็นประจุไฟฟ้าลบเล็กน้อย (δ^-) ทำให้เกิดขั้วไฟฟ้าบวกที่อะตอม H และขั้วไฟฟ้าลบที่อะตอมที่มี EN สูง เมื่อโมเลกุลเหล่านี้มาอยู่ในตำแหน่งที่ใกล้กันจะเกิดแรงดึงดูดระหว่างขั้วไฟฟ้าอ่อนๆ เกิดขึ้นระหว่างโมเลกุล

โดยการเกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุล H_2O ดังภาพที่ 4.52 และโมเลกุลเมทานอล (CH_3OH) ดังภาพที่ 4.53



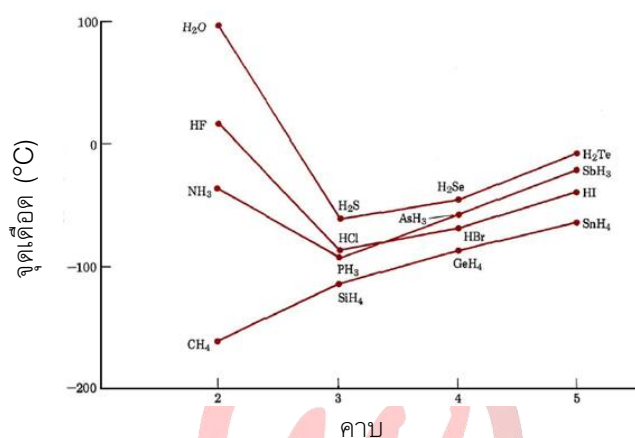
ภาพที่ 4.52 การเกิดพันธะไฮโดรเจนของโมเลกุลน้ำ



ภาพที่ 4.53 การเกิดพันธะไฮโดรเจนของโมเลกุลเมทานอล

สมบัติจุดเดือดของสารที่เกิดพันธะไฮโดรเจน

โมเลกุลโคเวเลนต์ที่เกิดพันธะไฮโดรเจนได้จะมีจุดเดือดสูงกว่าที่โมเลกุลที่ไม่เกิดพันธะไฮโดรเจน ภาพที่ 4.54 แสดงความสัมพันธ์ระหว่างจุดเดือดกับโมเลกุลสารประกอบไฮโดรเจนในละหุ่ม (ตามแนวนอน) และแต่ละคาบ (ตามแนวตั้ง) จากรูปจะเห็นว่าจุดเดือดของโมเลกุลที่ไม่มีขั้วจาก CH_4 ถึง SH_4 (เส้นล่างสุด) จะเพิ่มขึ้นเมื่อหมายเลขคาบที่เพิ่มขึ้น (C, Si, Ge และ Sn เป็นธาตุที่อยู่หุ่ม 4A เช่นเดียวกัน) เมื่อพิจารณาสารประกอบไฮโดรเจนของหุ่ม 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 4.54 ผลของพันธะไฮโดรเจนที่มีต่อจุดเดือดของสาร
ที่มา: Silberberg. Chemistry. 2013. p433

พันธะไฮโดรเจนเกิดได้ทั้งภายในโมเลกุลและพันธะระหว่างโมเลกุล การเกิดพันธะไฮโดรเจนมีผลต่อสมบัติทางกายภาพของสาร โดยโมเลกุลโคเวเลนต์ที่เกิดพันธะไฮโดรเจนกับน้ำได้จะละลายได้ดีในน้ำ เช่น เอทานอล ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) สามารถเกิดพันธะไฮโดรเจนกับโมเลกุลของน้ำ จุดเดือดและจุดหลอมเหลวของสารที่สามารถเกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุลจะมีจุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูงกว่าพวกโมเลกุลที่ไม่เกิดพันธะไฮโดรเจนดังตารางที่ 4.17

ตารางที่ 4.17 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
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	46	เกิด	78.4	-114.3

แบบฝึกหัด

1. จงอธิบายชนิดแรงแวนเดอร์วาลส์
2. จงอธิบายการเกิดพันธะพันธะไฮโดรเจน
3. จงอธิบายพันธะไฮโดรเจน มีผลต่อสมบัติกายภาพของน้ำอย่างไร

