



สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย

เคมีอินทรีย์

สุพัฒน์ มุลสิน

มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

ห้องสมุดพระนครเหนือ



501031598

คำนำ

หนังสือเคมีอนินทรีย์เล่มนี้ได้เรียบเรียงและปรับปรุงจากเอกสารประกอบการสอนวิชาเคมีอนินทรีย์ ที่ผู้เรียบเรียงเคยใช้สอนในภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ มหาวิทยาลัยรังสิต โดยมีเนื้อหาซึ่งประกอบด้วยแบบจำลองของลิวนิสและโครงสร้างโมเลกุลตามทฤษฎีการผลักคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์ สมมาตรและทฤษฎีกลุ่มจุด ธาตุหมู่หลัก ธาตุแทรนซิชัน สารประกอบโคออร์ดิเนชันและเคมีออร์แกโนเมทัลลิก ซึ่งจัดว่าเป็นพื้นฐานสำคัญของวิชาเคมีที่สามารถนำไปประยุกต์ใช้กับวิชาเคมีสาขาอื่น ตลอดจนวิทยาศาสตร์ที่เกี่ยวข้องทุกแขนง ในหนังสือเล่มนี้มีตัวอย่างและแบบฝึกหัดท้ายบทพร้อมเฉลย เพื่อให้ผู้อ่านได้ศึกษา ทบทวนและเข้าใจในเนื้อหาได้ง่ายยิ่งขึ้นด้วย

ผู้เรียบเรียงขอขอบคุณท่านผู้เขียนหนังสือและตำราทุกท่านที่ได้ใช้อ้างอิงในการเรียบเรียงหนังสือเล่มนี้ ซึ่งผู้เรียบเรียงหวังเป็นอย่างยิ่งว่า หนังสือเล่มนี้จะเป็นประโยชน์สำหรับนักศึกษาและผู้สนใจในวิชาเคมีอนินทรีย์ทุกท่าน สำหรับประโยชน์อันใดที่เกิดจากหนังสือเล่มนี้ ผู้เรียบเรียงขอมอบให้แก่บิดามารดา ครูบาอาจารย์ ตลอดจนครอบครัวอันเป็นที่รักของผู้เรียบเรียง

สุพัฒน์ มุลสิน

เมษายน 2561

สารบัญ

		หน้า
24	3.5 วัสดุ IV : วัสดุเหนียว	
24	3.6 วัสดุ VA : วัสดุโพลีเอทิลีนความหนาแน่นสูง	112
24	3.7 วัสดุ VIA : วัสดุคลอไรด์เงิน	118
74	3.8 วัสดุ VIIA : วัสดุซิลิโคน	
84	บทที่ 1 บทนำ	1
84	1.1 แรงยึดเหนี่ยวทางเคมี	1
12	1.1.1 แรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล	2
22	1.1.2 แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล	2
22	1.2 พลังงานพันธะ	6
22	1.3 ความยาวพันธะ	8
82	1.4 มุมพันธะ	10
00	1.5 สภาพขั้ว	11
20	1.5.1 สภาพขั้วของพันธะ	11
20	1.5.2 สภาพขั้วของโมเลกุล	12
00	1.6 แบบจำลองของลิอิวอิส	13
90	1.6.1 กฏออกเตต	13
90	1.6.2 โครงสร้างลิอิวอิสของโมเลกุล	13
07	1.6.3 ข้อยกเว้นของกฏออกเตต	15
17	1.6.4 ประจุฟอร์มัล	16
17	1.6.5 เรโซแนนซ์	18
37	1.6.6 พันธะคู่ในสารประกอบ Be และ B	20
48	1.7 ทฤษฎีการผลึกคู่อิเล็กตรอนในวงเวเลนซ์	21
98	1.8 ปัจจัยที่ส่งผลต่อมุมพันธะภายในโมเลกุล	29
40	1.8.1 การผลึกของอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว	29
80	1.8.2 การมีพันธะคู่หรือพันธะสามภายในโมเลกุล	34
101	1.8.3 อิทธิพลจากค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีและขนาดอะตอม	37
401	แบบฝึกหัดท้ายบท	40

บทที่ 2	สมมาตรและทฤษฎีกลุ่มจุด	45
2.1	หน่วยสมมาตรและการกระทำสมมาตร	45
2.1.1	การหมุนกลับตำแหน่งเดิม	46
2.1.2	การหมุนรอบแกนหมุน	47
2.1.3	การสะท้อน	48
2.1.4	การผกผัน	49
2.1.5	การหมุนรอบแกนแล้วสะท้อน	51
2.2	กลุ่มจุด	55
2.2.1	กลุ่มสมมาตรต่ำ	55
2.2.2	กลุ่มสมมาตรสูง	57
2.2.3	กลุ่ม D	58
2.2.4	กลุ่ม C หรือ S_{2n}	60
2.3	สมบัติและตัวแทนกลุ่ม	65
2.3.1	เมทริกซ์	65
2.3.2	เมทริกซ์ทรานส์ฟอร์มเมชัน	66
2.3.3	แคแรกเตอร์	69
2.3.4	ตัวแทนที่ลดรูปได้และไม่ได้	69
2.3.5	ตารางแคแรกเตอร์	70
2.4	การประยุกต์ใช้ความรู้เรื่องสมมาตร	71
2.4.1	ไครัลลิตี	71
2.4.2	การสั่นของโมเลกุล	73
	แบบฝึกหัดท้ายบท	84
บทที่ 3	ธาตุหมู่หลัก	89
3.1	ธาตุไฮโดรเจน	94
3.2	ธาตุหมู่ IA : โลหะแอลคาไล	98
3.3	ธาตุหมู่ IIA : โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท	101
3.4	ธาตุหมู่ IIIA : ธาตุไทเทเนียม	104

๗๕1	3.5	ธาตุหมู่ IVA : ธาตุเททเรล	109
๗๕1	3.6	ธาตุหมู่ VA : ธาตุไนโตรเจน	112
๗๕1	3.7	ธาตุหมู่ VIA : ธาตุคาโลเจน	118
๘๕1	3.8	ธาตุหมู่ VIIA : ธาตุแฮโลเจน	123
๘๕1	3.9	ธาตุหมู่ VIIIA : แก๊สมีตระกูล	126
๘๖1		แบบฝึกหัดท้ายบท	128
๘๖1		บทที่ 4 ธาตุแทรนซิชัน	133
๘๖1	4.1	การจัดกลุ่มของธาตุแทรนซิชันในตารางธาตุ	133
๘๖1	4.1.1	ธาตุแทรนซิชันหลัก	134
๘๖1	4.1.2	ธาตุแทรนซิชันชั้นใน	135
๘๖1	4.2	การบรรจุอิเล็กตรอนลงในออร์บิทัลของธาตุแทรนซิชัน	135
๘๖1	4.2.1	โครงสร้างอิเล็กตรอนของอะตอมโลหะแทรนซิชัน	135
๘๖1	4.2.2	โครงสร้างอิเล็กตรอนในไอออนของโลหะแทรนซิชัน	136
๘๖1	4.3	สมบัติทั่วไปและแนวโน้มของสมบัติต่าง ๆ ของธาตุแทรนซิชัน	137
๘๖1	4.3.1	ขนาดอะตอม	137
๘๖1	4.3.2	พลังงานไอออไนเซชัน	138
๘๖1	4.3.3	ค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี	140
๘๖1	4.3.4	ความหนาแน่น	141
๘๖1	4.3.5	สมบัติทางแม่เหล็ก	142
๘๖1	4.3.6	สมบัติการเกิดสี	144
๘๖1	4.3.7	สมบัติทางเคมี	144
๘๖1	4.4	ตัวอย่างโลหะแทรนซิชันที่สำคัญ	146
๘๖1	4.4.1	ไทเทเนียม	146
๘๖1	4.4.2	โครเมียม	147
๘๖1	4.4.3	แมงกานีส	149
๘๖1	4.4.4	เหล็ก	151
๘๖1	4.4.5	ทองแดง	152

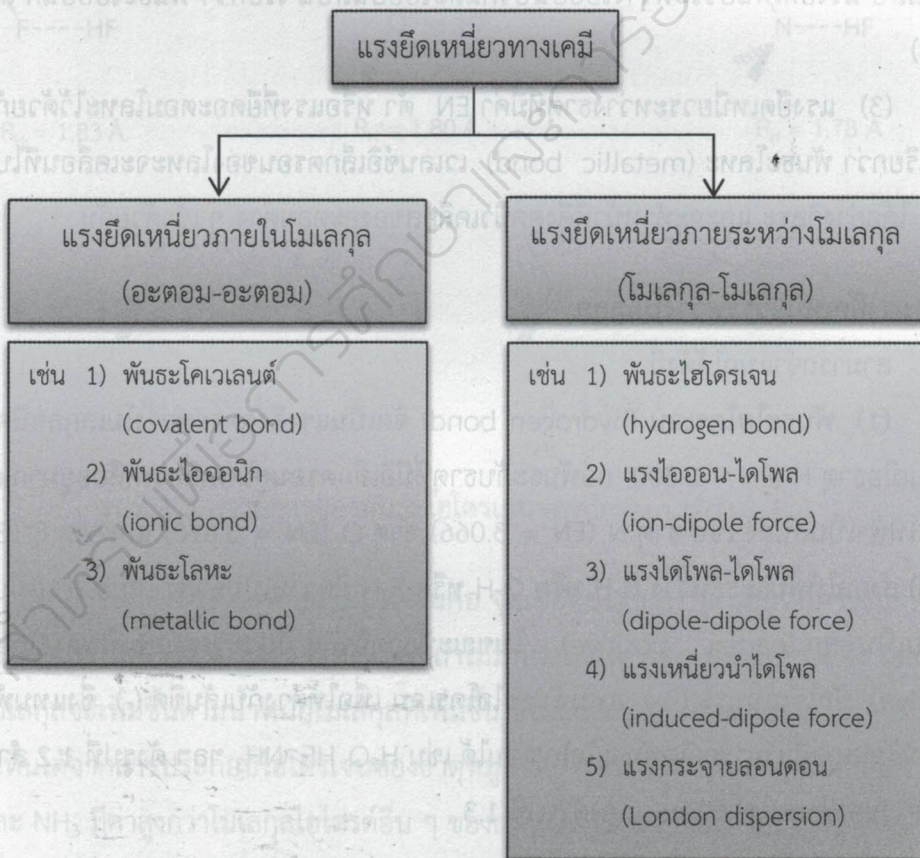
901	4.4.6	สังกะสี	154
811	4.4.7	เงิน	156
811	4.4.8	ปรอท	157
851	4.5	แลนทาไนด์และแอกทิไนด์	158
851	4.5.1	ธาตุอนุกรมแลนทาไนด์	158
851	4.5.2	ธาตุอนุกรมแอกทิไนด์	162
881	4.6	การตั้งชื่อธาตุชั่วคราว	166
881		แบบฝึกหัดท้ายบท	169
48	บทที่ 5	สารประกอบโคออร์ดิเนชัน	173
881	5.1	สารประกอบเชิงซ้อน	173
881	5.1.1	อะตอมกลาง	174
881	5.1.2	ลิแกนด์	174
881	5.2	การจำแนกชนิดของลิแกนด์	175
881	5.2.1	ลิแกนด์จำแนกตามประจุฟอร์มัล	175
881	5.2.2	ลิแกนด์จำแนกตามจำนวนอะตอมผู้ให้	177
881	5.2.3	ลิแกนด์จำแนกตามลักษณะการก่อกัมกับโลหะอะตอมกลาง	181
881	5.3	การคำนวณหาประจุของโลหะอะตอมกลาง	186
881	5.4	การเรียกชื่อสารประกอบโคออร์ดิเนชัน	186
881	5.5	การเขียนสูตรโมเลกุลสารประกอบโคออร์ดิเนชัน	192
881	5.6	โครงสร้างเรขาคณิตของสารประกอบโคออร์ดิเนชัน	193
881	5.6.1	เลขโคออร์ดิเนชันต่ำ (CN = 1 2 และ 3)	194
881	5.6.2	เลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 4	196
881	5.6.3	เลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 5	197
881	5.6.4	เลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 6	197
881	5.6.5	เลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 7	198
881	5.6.6	เลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 8	199
881	5.6.7	เลขโคออร์ดิเนชันสูง	199

๖๕๕	5.7 ไอโซเมอร์ของสารประกอบโคออร์ดิเนชัน	200
๖๕๕	5.7.1 ไอโซเมอร์โครงสร้าง	201
๘๕๕	5.7.2 สเตอริโอไอโซเมอร์	202
๕๖๕	5.8 ปฏิริยาของสารประกอบโคออร์ดิเนชัน	205
๕๖๕	5.8.1 ปฏิริยาการแทนที่ในสารประกอบโคออร์ดิเนชันออกตะฮีดรัล	207
๕๖๕.1	5.8.2 ปฏิริยาการแทนที่ในสารประกอบโคออร์ดิเนชันระนาบจัตุรัส	208
๕๘๕	5.8.3 ปฏิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน	212
๕๙๕	5.9 การสังเคราะห์สารประกอบโคออร์ดิเนชัน	215
๖๙๕	5.9.1 การสังเคราะห์โดยปฏิริยาระหว่างเกลือโลหะแทรนซิชันและลิแกนด์	215
๕๐๕	5.9.2 การสังเคราะห์โดยปฏิริยาการแทนที่	215
๕๐๕	5.9.3 การสังเคราะห์โดยปฏิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน	217
๖๖๕	แบบฝึกหัดท้ายบท	218
๕๖๕	บทที่ 6 เคมีออร์แกโนเมทัลลิก	221
๕๖๕	6.1 ลิแกนด์และการเรียกชื่อ	221
๕๖๕	6.2 กฎ 18 อิเล็กตรอน	223
๕๖๕	6.3 สารประกอบออร์แกโนเมทัลลิก	228
	6.3.1 สารเชิงซ้อนคาร์บอนิล	229
	6.3.2 สารเชิงซ้อนที่คล้ายคาร์บอนิล	233
	6.3.3 สารเชิงซ้อนไฮไดรด์และไดไฮโดรเจน	234
	6.3.4 สารเชิงซ้อนที่มีลิแกนด์แบบพาย	235
	6.3.5 สารเชิงซ้อนที่มีพันธะเป็น M-C M=C และ M≡C	239
	6.4 ปฏิริยาออร์แกโนเมทัลลิก	243
	6.4.1 ปฏิริยาที่เกี่ยวข้องกับการรับและการเสียลิแกนด์	243
	6.4.2 ปฏิริยาที่เกี่ยวข้องกับการปรับปรุงลิแกนด์	247
	6.5 ตัวเร่งปฏิริยาออร์แกโนเมทัลลิก	252
	6.5.1 กระบวนการไฮโดรฟอร์มิลเลชัน	252
	6.5.2 กระบวนการมอนซานโต้	254

005	6.5.3	กระบวนการแวกเกอร์ (สมิตท์)	256
105	6.5.4	กระบวนการไฮโดรจีเนชันโดยตัวเร่งปฏิกิริยาวิลคินสัน	257
205	6.5.5	กระบวนการโอเลฟินเมทาทีสิส	258
305	6.5.6	กระบวนการพอลิเมอไรเซชันแบบซีเกลอร์-นัตตา	262
405		แบบฝึกหัดท้ายบท	263
505	ภาคผนวก ก	เฉลยแบบฝึกหัดท้ายบท	265
615	ภาคผนวก ข	ค่าพลังงานต่าง ๆ	289
715	ภาคผนวก ค	ตรีโกณมิติพื้นฐาน	295
815	ภาคผนวก ง	ตารางแคแรกเตอร์	296
915	ภาคผนวก จ	ตัวอย่างการทำ Γ ของกลุ่มจุด C_{3v}	303
015	ภาคผนวก ฉ	การจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุต่าง ๆ	305
115	ภาคผนวก ช	เลขออกซิเดชันของธาตุต่าง ๆ	311
215	ภาคผนวก ซ	ชื่อโลหะบางชนิดในภาษาละติน-อังกฤษ	313
315	5.2	การจำแนกชนิดของลิแกนด์	315
415	บรรณานุกรม		315
515	ดัชนี		317

1.1 แรงยึดเหนี่ยวทางเคมี

แรงยึดเหนี่ยวทางเคมีแบ่งออกเป็น 2 ประเภท คือ แรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุลหรือแรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมกับอะตอม แรงยึดเหนี่ยวประเภทนี้เรียกอีกอย่างหนึ่งว่า “พันธะเคมี” (chemical bond) แรงประเภทนี้ส่งผลให้เกิดโมเลกุลขึ้น ส่วนแรงยึดเหนี่ยวอีกชนิดคือแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล ซึ่งเป็นแรงระหว่างโมเลกุลกับโมเลกุล ดังรายละเอียดในรูปที่ 1.1



รูปที่ 1.1 แรงยึดเหนี่ยวทางเคมี

1.1.1 แรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล

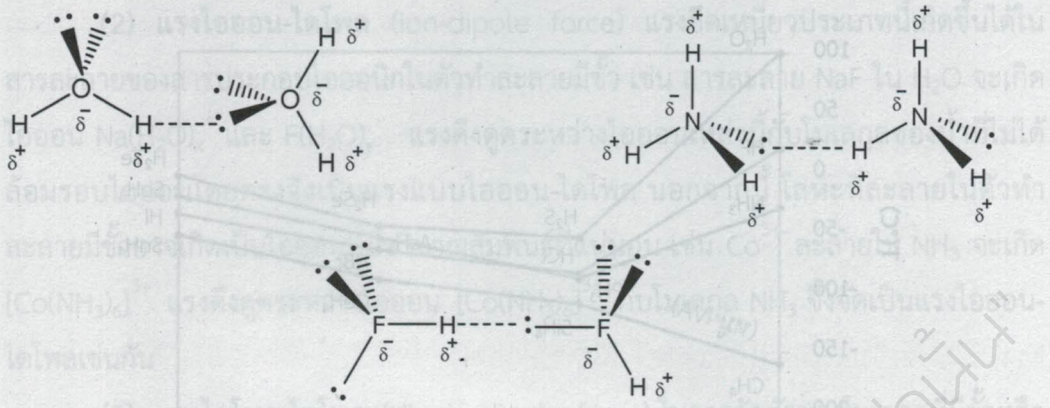
แรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล (พันธะเคมี) คือ แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมกับอะตอมภายในโมเลกุล แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมเหล่านี้ส่งผลให้เกิดโมเลกุลของสารขึ้น พันธะเคมีจะเป็นประเภทใดนั้น ขึ้นอยู่กับค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี (electronegativity, EN) ของอะตอมแต่ละตัว ดังนี้

- (1) แรงยึดเหนี่ยวระหว่างธาตุที่มีค่า EN ใกล้เคียงกัน (และค่า EN มีค่ามาก) อะตอมที่เกิดพันธะจะใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกันในการเกิดพันธะ (เนื่องจากไม่มีอะตอมใดยอมเสียอิเล็กตรอน) เรียกแรงยึดเหนี่ยวประเภทนี้ว่า พันธะโคเวเลนต์ (covalent bond)
- (2) แรงยึดเหนี่ยวระหว่างธาตุที่มีค่า EN ต่างกันมาก อะตอมที่มีค่า EN ต่ำ (โลหะ) จะให้อิเล็กตรอนเกิดเป็นไอออนบวก ส่วนอะตอมที่มีค่า EN สูง (อโลหะ) จะรับอิเล็กตรอนเกิดเป็นไอออนลบ แรงยึดเหนี่ยวระหว่างไอออนบวกและไอออนลบนี้ เรียกว่า พันธะไอออนิก (ionic bond)
- (3) แรงยึดเหนี่ยวระหว่างธาตุที่มีค่า EN ต่ำ หรือแรงที่ยึดอะตอมโลหะไว้ด้วยกันในผลึก เรียกว่า พันธะโลหะ (metallic bond) เวเลนซ์อิเล็กตรอนของโลหะจะเคลื่อนที่ไปในที่ต่าง ๆ ได้อย่างอิสระ และจะทำหน้าที่ดึงดูดนิวเคลียสของอะตอมต่าง ๆ เข้าด้วยกัน

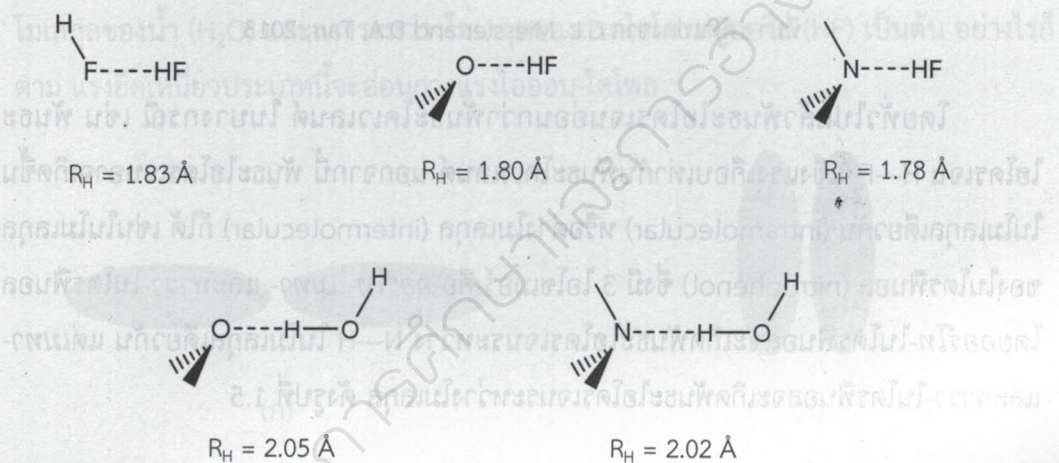
1.1.2 แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล

สามารถจำแนกได้ดังนี้

- (1) **พันธะไฮโดรเจน (hydrogen bond)** จัดเป็นแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลชนิดหนึ่งเกิดขึ้นเมื่อธาตุ H (EN = 2.300) ก่อพันธะกับธาตุที่มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวเหลืออยู่มากและมีสภาพไฟฟ้าเป็นลบสูง เช่น ธาตุ N (EN = 3.066) ธาตุ O (EN = 3.610) และธาตุ F (EN = 4.193) ส่งผลให้พันธะระหว่าง N-H หรือ O-H หรือ F-H มีความเป็นขั้วสูง โดยธาตุ H มีประจุเสมือนเป็นบวก (partial positive) ในขณะที่ธาตุอื่น ๆ มีประจุเสมือนเป็นลบ (partial negative) มักใช้เส้นประ (---) แทนพันธะไฮโดรเจน เพื่อให้ต่างกับเส้นขีด (-) ซึ่งแทนพันธะตัวอย่างโมเลกุลที่สามารถเกิดพันธะไฮโดรเจนได้ เช่น H_2O HF NH_3 ฯลฯ ดังรูปที่ 1.2 สำหรับความยาวของพันธะไฮโดรเจน แสดงดังรูปที่ 1.3

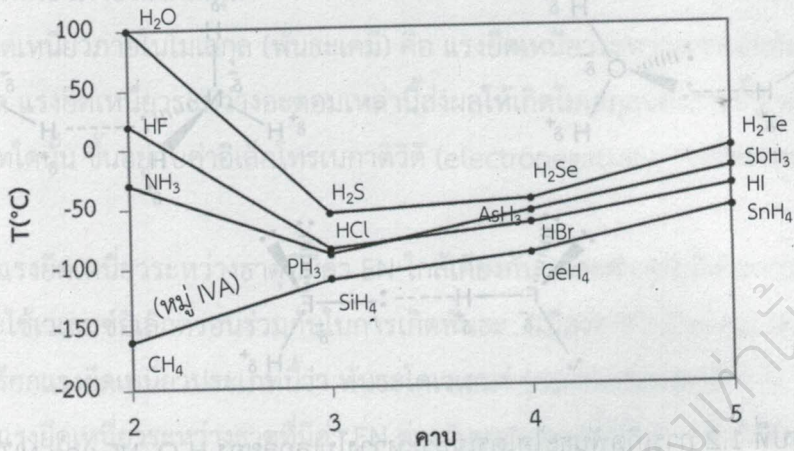


รูปที่ 1.2 การเกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุลของ H₂O HF และ NH₃



รูปที่ 1.3 ความยาวของพันธะไฮโดรเจน (hydrogen radius, R_H)

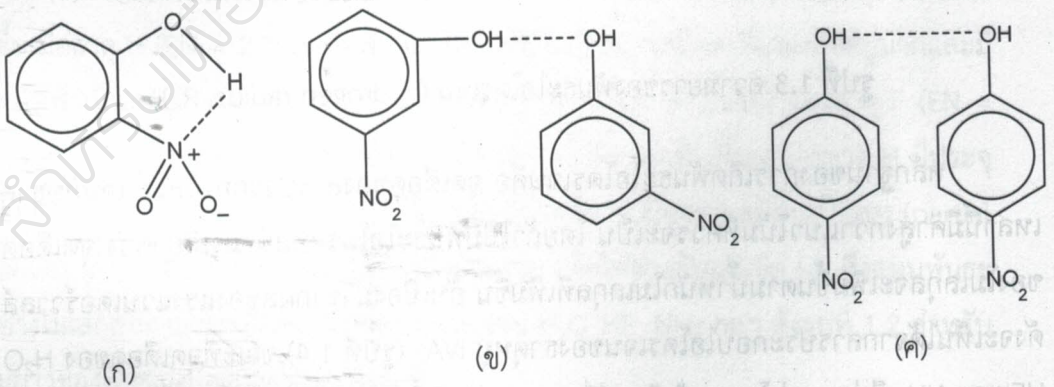
หลักฐานของการเกิดพันธะไฮโดรเจนคือ จุดเดือดของสารประกอบไฮโดรเจนกับธาตุเหล่านี้มีค่าสูงกว่าแนวโน้มที่ควรจะเป็น โดยถ้าไม่มีพันธะไฮโดรเจนเข้ามาเกี่ยวข้อง จุดเดือดของโมเลกุลจะเพิ่มขึ้นตามน้ำหนักโมเลกุลที่เพิ่มขึ้น อันเนื่องมาจากผลของแรงแวนเดอร์วาลส์ ดังจะเห็นได้จากสารประกอบไฮโดรเจนของธาตุหมู่ IVA (รูปที่ 1.4) ขณะที่จุดเดือดของ H₂O HF และ NH₃ มีค่าสูงกว่าโมเลกุลไฮโดรด์อื่น ๆ ของธาตุในหมู่เดียวกัน เนื่องมาจากโมเลกุลทั้ง 3 ชนิดนี้สามารถสร้างพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุลได้



รูปที่ 1.4 จุดเดือดของสารประกอบไฮโดรเจน

ที่มา : ดัดแปลงจาก G.L. Miessler and D.A. Tarr, 2013

โดยทั่วไปแล้วพันธะไฮโดรเจนอ่อนกว่าพันธะโคเวเลนต์ ในบางกรณี เช่น พันธะไฮโดรเจน H—F แข็งแรงเกือบเท่ากับพันธะโคเวเลนต์ นอกจากนี้ พันธะไฮโดรเจนอาจเกิดขึ้นในโมเลกุลเดียวกัน (intramolecular) หรือต่างโมเลกุล (intermolecular) ก็ได้ เช่นในโมเลกุลของไนโตรฟีนอล (nitrophenol) ซึ่งมี 3 ไอโซเมอร์ คือ ออร์โท-เมทา- และพารา-ไนโตรฟีนอล โดยออร์โท-ไนโตรฟีนอลจะเกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่าง N—H ในโมเลกุลเดียวกัน แต่เมทา- และพารา-ไนโตรฟีนอลจะเกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุล ดังรูปที่ 1.5

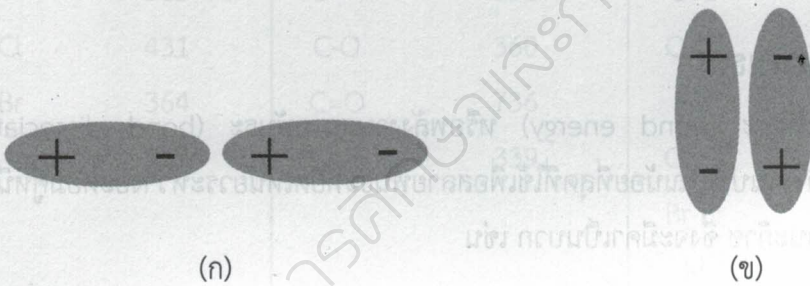


รูปที่ 1.5 การเกิดพันธะไฮโดรเจนในไอโซเมอร์ต่าง ๆ ของ

(ก) ออร์โท-ไนโตรฟีนอล (ข) เมทา-ไนโตรฟีนอล และ (ค) พารา-ไนโตรฟีนอล

(2) แรงไอออน-ไดโพล (ion-dipole force) แรงยึดเหนี่ยวประเภทนี้เกิดขึ้นได้ในสารละลายของสารประกอบไอออนิกในตัวทำละลายมีขั้ว เช่น สารละลาย NaF ใน H₂O จะเกิดไอออน Na(H₂O)_x⁺ และ F(H₂O)_y⁻ แรงดึงดูดระหว่างไอออนเหล่านี้กับโมเลกุลของน้ำที่ไม่ได้ล้อมรอบไอออนโดยตรงจึงเป็นแรงแบบไอออน-ไดโพล นอกจากนี้ โลหะที่ละลายในตัวทำละลายมีขั้วอาจเกิดเป็นไอออนที่มีปริมาณสัมพันธ์ที่แน่นอน เช่น Co³⁺ ละลายใน NH₃ จะเกิด [Co(NH₃)₆]³⁺ แรงดึงดูดระหว่างไอออน [Co(NH₃)₆]³⁺ กับโมเลกุล NH₃ จึงจัดเป็นแรงไอออน-ไดโพลเช่นกัน

(3) แรงไดโพล-ไดโพล (dipole-dipole force) ในการจัดตัวของโมเลกุลที่มีขั้วหรือไดโพล 2 โมเลกุล สามารถจัดได้ 2 แบบ กล่าวคือ การจัดแบบหัวต่อหาง (head-to-tail) และการจัดแบบขนานตรงข้าม (antiparallel) ดังรูปที่ 1.6 ตัวอย่างของแรงชนิดนี้ เช่น แรงระหว่างโมเลกุลของน้ำ (H₂O) และแรงระหว่างโมเลกุลของกรดไฮโดรฟลูออริก (HF) เป็นต้น อย่างไรก็ตาม แรงยึดเหนี่ยวประเภทนี้จะอ่อนกว่าแรงไอออน-ไดโพล



รูปที่ 1.6 การจัดตัวของไดโพล

(ก) แบบหัวต่อหาง และ (ข) แบบขนานตรงข้าม

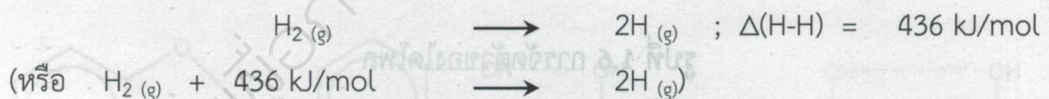
(4) แรงเหนี่ยวนำไดโพล (induced-dipole force) ถ้าอนุภาคที่มีประจุ เช่น ไอออนต่าง ๆ อยู่ใกล้โมเลกุลที่ไม่มีขั้ว ไอออนจะทำให้กลุ่มหมอกอิเล็กตรอนของโมเลกุลเหล่านั้นบิดเบนไปจากเดิมได้ ในทำนองเดียวกันโมเลกุลที่มีขั้ว (ไดโพล) ก็สามารถเหนี่ยวนำโมเลกุลที่ไม่มีขั้วให้เกิดเป็นไดโพลได้เช่นกัน อย่างไรก็ตาม แรงกระทำทั้ง 2 แบบนี้เป็นแรงที่อ่อนมาก ตัวอย่างแรงกระทำดังกล่าว เช่น สารไอออนิกหรือสารโคเวเลนต์แบบมีขั้วในตัวทำละลายไม่มีขั้ว

(5) แรงกระจายลอนดอนหรือแรงแวนเดอร์วาลส์ (London dispersion หรือ Van der Waals force) แรงนี้เป็นแรงที่เกิดจากการดึงดูดทางไฟฟ้าของโมเลกุลที่ไม่มีขั้ว ซึ่งแรงดึงดูดทางไฟฟ้านั้นเกิดได้จากการเลื่อนของอิเล็กตรอนอย่างเสียสมดุล ทำให้เกิดสภาพขั้วเล็กน้อย และขั้วไฟฟ้าที่เกิดขึ้นชั่วคราวนี้เองจะเหนี่ยวนำกับโมเลกุลข้างเคียงให้มีแรงยึดเหนี่ยวเกิดขึ้น ดังนั้น ยิ่งโมเลกุลมีขนาดใหญ่ โอกาสที่อิเล็กตรอนจะเลื่อนและเสียสมดุลก็จะมากไปด้วย จึงอาจกล่าวได้ว่า แรงกระจายลอนดอนแปรผันตรงกับขนาดของโมเลกุล อย่างไรก็ตามแรงชนิดนี้จัดเป็นแรงยึดเหนี่ยวทางเคมีที่อ่อนที่สุด ตัวอย่างโมเลกุลที่สามารถเกิดแรงชนิดนี้ได้ เช่น F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 และ CO_2 ฯลฯ นอกจากนี้ แรงกระจายลอนดอนจะเกิดขึ้นระหว่างโมเลกุลทุกโมเลกุลด้วย

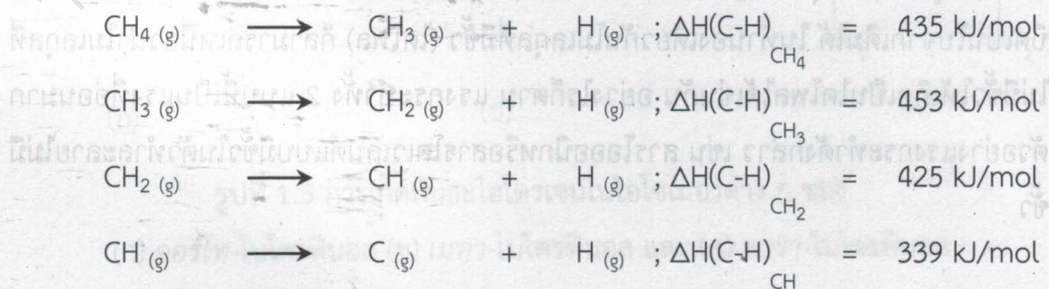
โดยสรุปแล้ว ความแข็งแรงของแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลสามารถเรียงลำดับจากมากไปน้อยได้ดังนี้ พันธะไฮโดรเจน > แรงไอออน-ไดโพล > แรงไดโพล-ไดโพล > แรงเหนี่ยวนำไดโพล > แรงกระจายลอนดอน

1.2 พลังงานพันธะ

พลังงานพันธะ (bond energy) หรือพลังงานสลายพันธะ (bond dissociation energy) คือ พลังงานปริมาณน้อยที่สุดที่ใช้เพื่อสลายพันธะที่ยึดเหนี่ยวระหว่างอะตอมคู่หนึ่ง ๆ ในโมเลกุลในสถานะก๊าซ ซึ่งจะมีค่าเป็นบวก เช่น



พันธะเคมีชนิดเดียวกันในโมเลกุลอาจมีค่าพลังงานพันธะต่างกัน เช่น พลังงานพันธะของ C-H ในโมเลกุล CH_4 มีค่าแตกต่างกันดังนี้

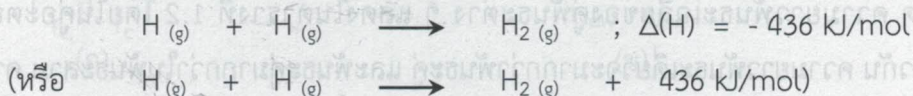


การสลายพันธะ C-H ในโมเลกุล CH₄ แต่ละพันธะใช้พลังงานไม่เท่ากัน ดังนั้น เมื่อกล่าวถึงพลังงานพันธะใดจึงหมายถึง “พลังงานพันธะเฉลี่ย” (average bond energy) ซึ่งเป็นค่าเฉลี่ยของพลังงานพันธะ สำหรับพันธะแต่ละชนิดในโมเลกุลต่าง ๆ ค่าพลังงานพันธะเฉลี่ยของแต่ละพันธะ แสดงในตารางที่ 1.1

ตารางที่ 1.1 พลังงานพันธะเฉลี่ยในหน่วยกิโลจูล (kJ)

พันธะ	พลังงานพันธะ	พันธะ	พลังงานพันธะ	พันธะ	พลังงานพันธะ
H-H	436	C-C	347	N-N	163
H-C	414	C=C	611	N=N	418
H-N	389	C≡C	837	N≡N	946
H-O	464	C-N	305	N-O	222
H-S	368	C=N	615	N=O	590
H-F	565	C≡N	891	O-O	142
H-Cl	431	C-O	360	O=O	498
H-Br	364	C=O	736	F-F	159
H-I	297	C-Cl	339	Cl-Cl	243
				Br-Br	193
				I-I	151

พลังงานพันธะบอกถึงความแข็งแรงของพันธะ นั้นแสดงว่า พันธะสามมีความแข็งแรงมากกว่าพันธะคู่ และพันธะคู่มากกว่าพันธะเดี่ยว สำหรับพลังงานที่ตรงข้ามกับพลังงานสลายพันธะ คือ พลังงานสร้างพันธะ ซึ่งหมายถึง พลังงานที่คายออกมาเพื่อสร้างพันธะระหว่างอะตอมคู่หนึ่ง ๆ ในโมเลกุลในสถานะก๊าซ ซึ่งจะมีค่าเป็นลบ เช่น



ในปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้นจากการให้สารทำปฏิกิริยากันแล้วได้สารใหม่เป็นโมเลกุลโคเวเลนต์นั้น จะถือว่าเป็นปฏิกิริยาคูดหรือคายความร้อน ให้พิจารณาจากค่าของพลังงานดังนี้

สามารถยืมและติดตามหนังสือใหม่ได้ที่ ระบบห้องสมุดอัตโนมัติ WALAI AutoLib

<http://lib.rmutp.ac.th/catalog/BibItem.aspx?BibID=b00104830>



เคมีอนินทรีย์ = Inorganic chemistry / สุวัฒน์ มุลสิน.

Author	สุวัฒน์ มุลสิน
Published	กรุงเทพฯ : สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย, 2561
Edition	พิมพ์ครั้งที่ 1
Detail	321 หน้า : ภาพประกอบ ; 26 ซม
Subject	อนินทรีย์เคมี(+)
ISBN	9789740337324
ประเภทแหล่งที่มา	Book

Multi view

View map

"สำหรับเพื่อการศึกษาระดับปริญญาตรีและการอ่านองท่านนี้"