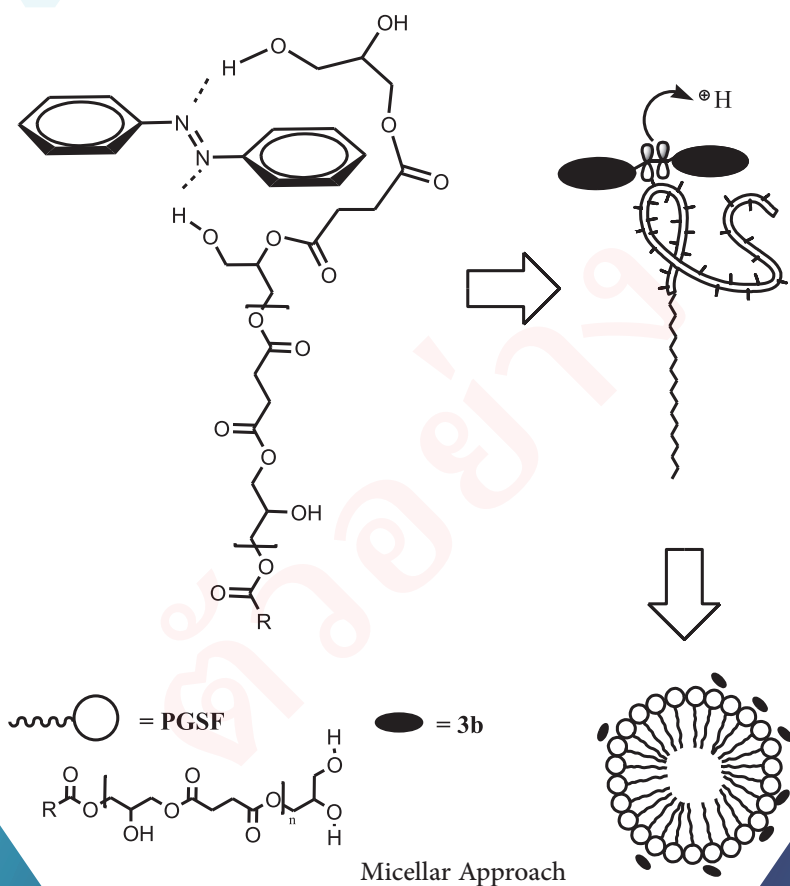




สำนักพิมพ์มหาวิทยาลัยธรรมศาสตร์

เคมีอินทรีย์เบื้องต้น: สำหรับนักวิทยาศาสตร์



ดร.จิรดา สิงขรัตน์

เคมีอินทรีย์เบื้องต้น: สำหรับนักวิทยาศาสตร์

ดร.จิรดา สิงขรัตน์

รองศาสตราจารย์

สาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

มหาวิทยาลัยธรรมศาสตร์

สำนักพิมพ์มหาวิทยาลัยธรรมศาสตร์

2565

จิรดา สิงขรัตน์.

เคมีอินทรีย์เบื้องต้น: สำหรับนักวิทยาศาสตร์.

1. อินทรีย์เคมี. 2. สารประกอบอินทรีย์.

QD251.3

ISBN 978-616-314-846-9

ISBN (E-BOOK) 978-616-314-853-7

ลิขสิทธิ์ของรองศาสตราจารย์ ดร.จิรดา สิงขรัตน์

สงวนลิขสิทธิ์

ฉบับพิมพ์ครั้งที่ 1 เดือนเมษายน 2565

จำนวน 100 เล่ม

ฉบับอิเล็กทรอนิกส์ (e-book) เมษายน 2565

จัดพิมพ์และจัดจำหน่ายโดยสำนักพิมพ์มหาวิทยาลัยธรรมศาสตร์

ท่าพระจันทร์: อาคารธรรมศาสตร์ 60 ปี ชั้น U1 มหาวิทยาลัยธรรมศาสตร์

ถนนพระจันทร์ กรุงเทพฯ 10200 โทร. 0-2223-9232

ศูนย์รังสิต: อาคารโดมบริหาร ชั้น 3 ห้อง 317 มหาวิทยาลัยธรรมศาสตร์

ตำบลคลองหนึ่ง อำเภอคลองหลวง จังหวัดปทุมธานี 12120

โทร. 0-2564-2859-60 โทรสาร 0-2564-2860

<http://thammasatpress.tu.ac.th>, e-mail: unipress@tu.ac.th

พิมพ์ที่โรงพิมพ์มหาวิทยาลัยธรรมศาสตร์

ภาพปก: ไบโอฟอลิเมอร์ชนิดพิจิเอสโอลิโกเมอร์ (PGSF) ได้ถูกพัฒนาใช้ในเทคโนโลยีไมเซลล์ (micellar) เพื่อช่วยเสริมกลไกการเกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ของอนุพันธ์ไนโตรอะโรมาติก (3b) ภายใต้สภาวะบรรยากาศ ๓ อุณหภูมิห้องได้อย่างมีประสิทธิภาพ

ราคาเล่มละ 500.- บาท

สารบัญ

สารบัญตาราง	(12)
สารบัญรูป	(13)
คำนำ	(21)
กิตติกรรมประกาศ	(23)

บทที่ 1 พันธะโควาเลนต์ในสารอินทรีย์ 1

1.1 จุดเริ่มต้นของเคมีอินทรีย์	1
1.2 โครงสร้างของอะตอม	2
1.3 การสร้างพันธะ	5
1.4 โครงสร้างของลิแกนด์	10
1.5 พันธะแบบหลายพันธะ (Multiple Bonding)	16
1.6 อิเล็กโตรเนกาติวิตีและการมีขั้วของพันธะ (Electronegativity and Bond Polarity)	23
1.7 ประจุฟอร์มัล (Formal Charges)	26
1.8 โครงสร้างไอออนิก (Ionic Structure)	28
1.9ก เรโซแนนซ์ไฮบริดส์ (Resonance Hybrids)	29
1.9ข เรโซแนนซ์ตัวหลักและตัวรอง (Major and Minor Resonance Contributors)	30
1.10 โจทย์ตัวอย่าง	32

บทที่ 2 ปฏิกิริยาและกลไกทางเคมีของเคมีอินทรีย์ 34

2.1 ปฏิกิริยากรด-เบส	36
2.2 การแตกพันธะโควาเลนต์ของคาร์บอนแบบเฮเทอโรไลติก	39
2.3 ความสัมพันธ์ของโครงสร้างสารอินทรีย์ต่อความเป็นกรด	40
2.3.1 ผลจากการเกิดไฮบริดเซชัน	41
2.3.2 ผลจากการเกิดการเหนี่ยวนำอิเล็กตรอนผ่านพันธะ	42
2.3.3 ผลจากการเกิดการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนภายในโมเลกุล	43
2.4 ความสัมพันธ์ของโครงสร้างสารอินทรีย์ต่อความเป็นเบส	45
2.5 กลไกของปฏิกิริยาเคมีอินทรีย์	46
2.6 ปฏิกิริยาการแทนที่ด้วยนิวคลีโอไฟล์	48
2.6.1 ปฏิกิริยาการขับไล่เพื่อแทนที่	48
2.6.2 คุณสมบัติทั่วไปของปฏิกิริยาขับไล่เพื่อการแทนที่	50
2.6.3 กลไกปฏิกิริยาการแทนที่ด้วยนิวคลีโอไฟล์แบบอาศัยสองโมเลกุล หรือ S_N2	52

2.6.4	กลไกปฏิกิริยาการแทนที่ด้วยนิวคลีโอไฟล์แบบอาศัยหนึ่งโมเลกุล หรือ S_N1	53
2.6.5	ปัจจัยที่มีผลต่ออัตราการเกิด S_N1 และ S_N2	57
2.7	ปฏิกิริยาการขจัด (Elimination Reaction, E)	65
2.7.1	การขจัดโมเลกุลของไฮโดรฮาโลเจน	65
2.7.2	กลไกของปฏิกิริยาการขจัด	66
2.7.3	การแข่งขันของกลไกการเกิดปฏิกิริยาการแทนที่และการขจัด	69
2.8	แบบฝึกหัด	76

บทที่ 3 สารประกอบไฮโดรคาร์บอน 79

3.1	รูปทรงของอัลเคนและไซโคลอัลเคน	80
3.2	การเรียกชื่อของอัลเคนและไซโคลอัลเคน	82
3.3	พันธะซิมากับการหมุนพันธะของอัลเคน และความเสถียรของไซโคลอัลเคน	87
3.4	การปฏิกิริยาและการสังเคราะห์อัลเคนและไซโคลอัลเคน	91
3.5	อัลคีนและอัลไคน์ (Alkenes and Alkynes)	93
3.5.1	การเรียกชื่อแบบ E-Z สำหรับระบบไดแอสเทอโรเมอร์ของอัลคีน	93
3.5.2	ความเสถียรของอัลคีนและไซโคลอัลคีน	95
3.5.3	การสังเคราะห์อัลคีนด้วยปฏิกิริยาการขจัด	97
3.5.4	การเรียกชื่อของอัลไคน์ (IUPAC Nomenclature of alkynes)	103
3.6	การสังเคราะห์อัลไคน์ด้วยปฏิกิริยาการขจัด	103
3.7	ปฏิกิริยาการเติมโมเลกุลไฮโดรเจนกับอัลคีนและอัลไคน์	106
3.8	การแทนที่ของอะเซทิลีนิกไฮโดรเจนอะตอม ณ ปลายของอัลไคน์	108
3.9	ข้อมูลโครงสร้างของสูตรเคมีและดัชนีการขาดไฮโดรเจน	109
3.10	ปฏิกิริยาการเพิ่มบนอัลคีน (Additions to Alkenes)	110
3.10.1	กลไกของปฏิกิริยาการเพิ่มแบบอิเล็กโตรฟิลิกและกฎของมาร์คอฟนิกอฟ	112
3.10.2	ปฏิกิริยาการเพิ่มแบบอิเล็กโตรฟิลิกของโบรมีนและคลอรีนบนอัลคีน	113
3.10.3	ปฏิกิริยาออกซิเดชันของอัลคีน	114
3.11	การแตกแบบออกซิเดทีฟของพันธะคู่	115
3.11.1	การแตกพันธะคู่ด้วยเปอร์แมงกาเนทในเบสที่ร้อน	116
3.11.2	การเติมโอโซน (Ozonolysis)	117
3.12	ปฏิกิริยาการเพิ่มบนอัลไคน์ (Additions to Alkynes)	118
3.12.1	ปฏิกิริยาการเพิ่มแบบอิเล็กโตรฟิลิกบนอัลไคน์ด้วยโบรมีนและคลอรีน	118
3.12.2	ปฏิกิริยาการเพิ่มของไฮโดรเจนเฮไลด์บนอัลไคน์	118
3.12.3	การแตกพันธะสามด้วยปฏิกิริยาออกซิเดชัน	119

3.13 สารประกอบไฮโดรคาร์บอนชนิดแอโรมาติก (Aromatic Hydrocarbons)	121
3.13.1 การเรียกชื่ออนุพันธ์ของเบนซีน	122
3.13.2 ลักษณะเฉพาะของเบนซีน	124
3.14 ปฏิกิริยาของสารประกอบแอโรมาติก	126
3.14.1 กลไกทั่วไปของปฏิกิริยาการแทนที่สารประกอบแอโรมาติกด้วยอิเล็กโตรไฟล์	127
3.14.2 ปฏิกิริยาฮาโลจีเนชันของเบนซีน (Halogenation of Benzene)	128
3.14.3 ปฏิกิริยาไนเตรชันของเบนซีน (Nitration of Benzene)	130
3.14.4 ปฏิกิริยาซัลโฟเนชันของเบนซีน (Sulfonation of Benzene)	131
3.14.5 เฟรเดล-คราฟท์ อัลคิเลชัน (Friedel-Craft Alkylation)	133
3.14.6 เฟรเดล-คราฟท์ เอซิลเลชัน (Friedel-Craft Acylation)	134
3.14.7 ผลของการแทนที่ต่อความไวและการจัดเรียงความสำคัญตามตำแหน่งของวงเบนซีน	136
3.15 แบบฝึกหัด	140
บทที่ 4 สเตอริโอเคมี	143
4.1 ไครอลิตี (Chirality)	143
4.2 รูปแบบของไอโซเมอร์	143
4.3 อีแนนชิโอเมอร์และโมเลกุลแบบไครัล (Enantiomers and Chiral Molecules)	145
4.4 การทดสอบความเป็นไครัลด้วยระนาบของสมมาตร	146
4.5 การเรียก Enantiomers ในระบบ <i>R</i> และ <i>S</i>	147
4.6 คุณสมบัติของ Enantiomers: เชิงแสง	150
4.7 คุณสมบัติเชิงแสงที่หายไปของราเซมิก	152
4.8 การสังเคราะห์โมเลกุลที่มี Chiral	153
4.9 โมเลกุลที่มี Chirality Center มากกว่าหนึ่ง	154
4.10 การเรียกโมเลกุลที่มี Chirality Center มากกว่าหนึ่ง	158
4.11 การเขียนสูตรแบบฟิชเชอร์ (Fischer Projection Formulas)	160
4.12 รูปแบบสเตอริโอไอโซเมอร์ของสารที่เป็นวง	162
4.13 การจัดเรียงตัวตามความสัมพันธ์และความเป็นจริง	164
4.14 การเป็นโมเลกุลแบบ Chiral โดยที่ไม่มี Chirality Center ในโครงสร้าง	167
4.15 แบบฝึกหัด	168

บทที่ 5 สารประกอบอัลคิลเฮไลด์	172
5.1 การเรียกชื่อ	173
5.2 ชนิดของอัลคิลเฮไลด์	175
5.3 คุณสมบัติทางกายภาพของอัลคิลเฮไลด์	177
5.4 การเตรียมอัลคิลเฮไลด์	178
5.4.1 ปฏิกิริยาการแทนที่ของอัลเคน	178
5.4.2 ปฏิกิริยาการเติมของอัลคีนและอัลไคน์	183
5.4.3 ปฏิกิริยาการแทนที่ของแอลกอฮอล์	184
5.5 ปฏิกิริยาของอัลคิลเฮไลด์	186
5.5.1 ปฏิกิริยาการแทนที่ (Substitution Reaction, SN)	186
5.5.2 ปฏิกิริยาการจัด (Elimination Reaction, E)	187
5.5.3 สารประกอบโลหะอินทรีย์ (Organometallic Compound)	187
5.6 โจทย์ตัวอย่าง/แบบฝึกหัด	188
บทที่ 6 แอลกอฮอล์	190
6.1 การเรียกชื่อ	191
6.1.1 การเรียกชื่อตามระบบอัลคิลแอลกอฮอล์	191
6.1.2 การเรียกชื่อตามระบบคาร์บินอล	192
6.1.3 การเรียกชื่อตามระบบ IUPAC	192
6.1.4 การเรียกชื่อสารประกอบอีเทอร์	193
6.2 คุณสมบัติของแอลกอฮอล์	194
6.2.1 คุณสมบัติทางกายภาพ	194
6.2.2 สภาพความเป็นกรดและอิทธิพลอินดักทีฟ	195
6.2.3 แอลกอฮอล์ที่สำคัญบางชนิด	196
6.2.4 อีเทอร์ที่สำคัญบางชนิด	197
6.3 ปฏิกิริยาการเตรียมแอลกอฮอล์	198
6.3.1 ปฏิกิริยาไฮเดรชัน (เติมโมเลกุลของน้ำ)	198
6.3.2 ปฏิกิริยาจากสารกรินยาร์ด (Grignard Reagent)	200
6.3.3 ปฏิกิริยารีดักชันของอัลดีไฮด์และคีโตน	203
6.3.4 ปฏิกิริยาการแทนที่	208
6.4 ปฏิกิริยาของแอลกอฮอล์	208
6.4.1 ปฏิกิริยาความเป็นกรด	208
6.4.2 ปฏิกิริยาออกซิเดชัน	208

6.4.3 การสังเคราะห์ Alkyl Halide จาก Alcohol	209
6.4.4 สภาพความเป็นกรดและอัลคอกไซด์ไฮดรอกไซด์	210
6.5 สารประกอบอีพอกไซด์ (Epoxides)	212
6.6 โจทย์ตัวอย่าง	213
บทที่ 7 อัลดีไฮด์ และคีโตน	216
7.1 สมบัติทางกายภาพของ Aldehydes and Ketones	216
7.2 การเรียกชื่อ	219
7.3 ความสำคัญของ Aldehyde and Ketones	221
7.4 การเตรียม Aldehyde และ Ketones	221
7.4.1 ปฏิกิริยาออกซิเดชันของ Alcohol	221
7.4.2 โอโซโนไลซิสของอัลคีน	224
7.4.3 Hydrogenolysis of Acyl Chlorides	225
7.4.4 ปฏิกิริยาเอซีเลชันของฟริเดิล-คราฟท์ (Friedel-Crafts Acylation)	226
7.5 ปฏิกิริยาของหมู่คาร์บอนิล	226
7.5.1 การเติมน้ำ (Hydrolysis) และเติมด้วย Alcohols	227
7.5.2 การเติมด้วยเอมีน (Imine Formation)	228
7.5.3 ปฏิกิริยารีดักชัน (Reduction or Deoxygenation of Ketones and Aldehydes)	229
7.5.4 การเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันของอัลดีไฮด์	230
7.5.5 การปฏิกิริยาอัลดอล (Aldol Reactions)	230
7.6 โจทย์ตัวอย่าง	232
บทที่ 8 กรดคาร์บอกซิลิกและอนุพันธ์	234
8.1 การเรียกชื่อและสมบัติทางกายภาพของกรดคาร์บอกซิลิก	235
8.1.1 การเรียกชื่อของกรดคาร์บอกซิลิก	235
8.1.2 สมบัติทางกายภาพของกรดคาร์บอกซิลิก	235
8.2 อนุพันธ์ของกรดคาร์บอกซิลิก	237
8.2.1 เอสเทอร์ (Esters)	237
8.2.2 เอไมด์ (Amides)	238
8.2.3 ไนไตรล์ หรืออัลคิลไซยาไนด์ (Nitriles or Alkyl Cyanide)	239
8.2.4 แอนไฮไดรด์ (Carboxylic Anhydrides)	240
8.2.5 เอริลคลอไรด์ (Aryl Chlorides)	241

8.3	การเตรียมกรดคาร์บอกซิลิก	241
8.3.1	การออกซิไดส์ Primary Alcohol (Oxidation of Primary Alcohols)	241
8.3.2	การออกซิไดส์อัลดีไฮด์ (Oxidation of Aldehydes)	242
8.3.3	การออกซิไดส์อารีน (Oxidation of Arenes)	242
8.3.4	การออกซิไดส์ของอัลคีน (Alkene Oxidation)	242
8.3.5	ไฮโดรลิซิสของไนทริล (Hydrolysis of Nitriles)	243
8.4	ปฏิกิริยาแทนที่ด้วยนิวคลีโอไฟล์ในกรดคาร์บอกซิลิก	245
8.5	ปฏิกิริยาอื่นๆ ของกรดคาร์บอกซิลิก	245
8.5.1	การเกิดเกลือ (Salt Formation)	245
8.5.2	การรีดิวซ์ได้เป็น Primary Alcohol (Reduction to Acohols)	246
8.5.3	การเปลี่ยนไปเป็นเอซิลเฮไลด์ (Conversion to Acyl Halides หรือ Acid Halides)	246
8.6	โจทย์ตัวอย่าง	247
บทที่ 9	เอมีน	250
9.1	การอ่านชื่อ	250
9.2	คุณสมบัติ	251
9.2.1	โครงสร้าง (Struture of Amines)	251
9.2.2	สมบัติทางกายภาพของเอมีน (Physical Properties)	252
9.2.3	ความเป็นเบสและเกลือของเอมีน	253
9.2.4	เอมีนกับการใช้เป็นสารช่วยแยก Enantiomers (Amines as Resolving Agents)	255
9.2.5	เอมีนที่สำคัญทางชีวภาพ (Biologically Important Amines)	256
9.3	ปฏิกิริยาการเตรียมเอมีน	256
9.3.1	ปฏิกิริยาอัลคิลเลชัน	256
9.3.2	ปฏิกิริยารีดักทีฟแอมมิเนชัน	258
9.3.3	ปฏิกิริยารีดักชันของสารไนโตร	259
9.3.4	ปฏิกิริยารีดักชันของไนโตรล์และเอไมด์	260
9.4	ปฏิกิริยาของเอมีน	261
9.4.1	ความเป็นเบส	261
9.4.2	ปฏิกิริยาแทนที่จากความเป็นนิวคลีโอไฟล์	262

9.5 สารประกอบอื่นๆ ที่มีหมู่อะมิโน	263
9.5.1 กรดอะมิโน	263
9.5.2 เบสอินทรีย์ (Organic Bases)	263
9.6 โจทย์ตัวอย่าง	264
บทที่ 10 โมเลกุลขนาดใหญ่	265
10.1 พอลิเมอร์สังเคราะห์ (Synthetic Organic Polymer)	265
10.2 พอลิเมอร์ธรรมชาติ	266
10.2.1 โปรตีน (Proteins)	266
10.2.2 คาร์โบไฮเดรต (Carbohydrate)	267
10.3 สารแมคโครโมเลกุล	270
10.3.1 ไลปิด: ไขมันและน้ำมัน (Lipid: Fats and Oils)	270
10.3.2 ปฏิกิริยาของไขมันและน้ำมัน	272
10.3.2.1 การเกิดปฏิกิริยากับน้ำ (Hydrolysis)	272
10.3.2.2 การเกิดปฏิกิริยาเอสเทอริฟิเคชัน (Esterificaton)	272
10.4 ไมเซลล์และอิมัลชัน	273
10.5 โจทย์ตัวอย่าง	276
เฉลยแบบฝึกหัด	277
เอกสารอ้างอิง	347
ดัชนี	349

คำนำ

ตำรา เคมีอินทรีย์เบื้องต้น: สำหรับนักวิทยาศาสตร์ นี้ รวบรวมเนื้อหาส่วนสำคัญทางเคมีอินทรีย์เบื้องต้นสำหรับนักวิทยาศาสตร์ โดยมีการแปลและเรียบเรียงเนื้อหา อันได้แก่ ส่วนที่ 1 เป็นการทำความเข้าใจเกี่ยวกับการเรียกชื่อของสารประกอบไฮโดรคาร์บอนและสารประกอบที่มีหมู่ฟังก์ชัน ส่วนที่ 2 คุณสมบัติที่ต่างกันของสารประกอบไฮโดรคาร์บอนและสารประกอบที่มีหมู่ฟังก์ชัน ส่วนที่ 3 การเตรียมสารอินทรีย์และสารประกอบที่มีหมู่ฟังก์ชันต่างๆ ส่วนที่ 4 ปฏิกริยาที่สำคัญๆ ของสารประกอบที่มีหมู่ฟังก์ชันต่างๆ พร้อมมีตัวอย่างโจทย์และเฉลยในแต่ละบท

จากการค้นหาหนังสือประกอบการสอน พบว่าหนังสือและข้อมูลใหม่ๆ ทางเคมีอินทรีย์ส่วนใหญ่ยังเป็นภาษาอังกฤษ ซึ่งเป็นอุปสรรคต่อการทำความเข้าใจของนักศึกษา ผู้เขียนจึงหวังว่าตำรานี้จะช่วยทำให้การเรียนรู้ทางเคมีอินทรีย์เบื้องต้น สำหรับนักศึกษาคณะวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี มีทางเลือกในการค้นคว้าและเรียนรู้เสริมทักษะการทำโจทย์เพิ่มเติมเป็นไปได้อย่างขึ้น เพื่อการต่อยอดในการเรียนรู้ในสาขาของตนได้ อีกทั้งหากนักศึกษาต้องประกอบอาชีพที่เกี่ยวข้องกับการเคมีภัณฑ์ ก็จะทำให้เข้าใจกลไกทางเคมีได้ง่ายขึ้น ตามวัตถุประสงค์ เพื่อการศึกษาที่ยั่งยืน

ดร.จิรดา สิงขรัตน์

พฤษภาคม 2562 - กรกฎาคม 2563

กิตติกรรมประกาศ

ตำราเล่มนี้ได้รับการสนับสนุนจากการได้รับอนุมัติตัวให้ลาปลดการสอน เพื่อปฏิบัติงานเขียนตำราเป็นเวลา 1 ปี ตั้งแต่วันที่ 1 กรกฎาคม 2562 - 30 มิถุนายน 2563 ปีการศึกษา 2562

ตำราเล่มนี้สำเร็จอย่างสมบูรณ์ สำเร็จลุล่วงไปได้ด้วยความช่วยเหลือจากทุกภาคส่วน จึงขอกราบขอบพระคุณเป็นอย่างสูงกับผู้ที่เกี่ยวข้อง ได้แก่ ทีมบริหารคณะที่ให้โอกาสในการใช้เวลากับการรวบรวมงานเขียนชิ้นนี้ ทีมคณาจารย์สาขาวิชาเคมีที่ต้องมีภาระงานสอนเพิ่มขึ้นตลอดช่วงเวลาปีการศึกษาที่ผ่านมา 1 ปี และทีมคณาจารย์ เจ้าหน้าที่ นักศึกษาของคณะฯ ที่ให้กำลังใจตลอดมา

ขอขอบคุณคณาจารย์เจ้าหน้าที่คณะวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยีสาขาวิชาเคมี มหาวิทยาลัยธรรมศาสตร์ ทุกท่านที่เกี่ยวข้องกับตำราเล่มนี้ ในการให้คำแนะนำและปรึกษา ตลอดจนตั้งคำถามให้มีการคิดและแก้ไขปัญหา ซึ่งต้องขอขอบพระคุณอย่างสูงไว้ ณ โอกาสนี้

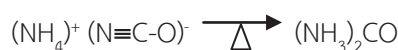
สุดท้ายนี้ คุณค่าและประโยชน์อันพึงมีจากการเขียนตำราครั้งนี้ ผู้เขียนขอชื่นชมนักศึกษาทั้งระดับปริญญาตรี โท และเอกที่มีส่วนร่วมทุกคน

พันธะโควาเลนต์ในสารอินทรีย์

1.1 จุดเริ่มต้นของเคมีอินทรีย์

เคมีอินทรีย์หมายถึงเคมีของสารประกอบคาร์บอน เป็นที่น่าสังเกตหรือไม่ว่าเหตุใดเราต้องให้ความสำคัญกับเคมีสาขานี้ เหตุผลหนึ่งน่าจะมาจากการที่คาร์บอนเองสร้างพันธะที่แข็งแกร่งกับอะตอมอื่นๆ อีกทั้งยังมีโครงสร้างแบบสายโซ่และวงแหวนซึ่งทำให้แต่ละโมเลกุลมีโครงสร้างที่หลากหลาย จึงทำให้สารประกอบคาร์บอนเป็นองค์ประกอบหลักของทุกสิ่งบนโลกนี้ และสิ่งมีชีวิตต่างก็มีองค์ประกอบส่วนใหญ่เป็นสารประกอบคาร์บอน จริงๆ แล้วคำว่าอินทรีย์นั้นหมายถึงสิ่งที่มาจากสิ่งมีชีวิต โดยที่เริ่มแรกแล้วศาสตร์ของเคมีอินทรีย์นั้นได้เริ่มมาจากการศึกษาสารที่สกัดมาจากสิ่งมีชีวิต เช่น น้ำตาล ยูเรีย แป้ง ไขมันพืชและสัตว์

ต่อมาในปี 1828 ได้มีการทดลองที่แสดงให้เห็นว่าสารอินทรีย์สามารถสังเคราะห์ได้จากสารอนินทรีย์ ซึ่งเป็นการทดลองของนักเคมีชาวเยอรมันชื่อ เฟรดริช วูเฮอร์ (Friedrich Wöhler) ที่สามารถเปลี่ยนให้แอมโมเนียมไซยาเนท (NH_4NCO) กลายเป็นยูเรีย ($(\text{NH}_3)_2\text{CO}$) เพียงด้วยการให้ความร้อน (Δ) ในสถานะที่ไม่มีออกซิเจน



อย่างไรก็ตามแม้ว่านักเคมีจะสามารถสังเคราะห์สารต่างๆ ได้มากมาย แต่ว่าผู้คนมากมายให้ความสำคัญกับวิตามินจากธรรมชาติและสารที่ให้รสจากธรรมชาติ เนื่องจากมีความแตกต่างกันอยู่ลึกๆ ในเรื่องของสรรพคุณ ทั้งๆ ที่สารธรรมชาติและสารสังเคราะห์ต่างก็มีลักษณะ

ทางโครงสร้างของโมเลกุลเหมือนกันทุกประการ จะว่าไปแล้วก็จริงเนื่องจากสารที่มาจากพืชนั้น หากทำให้บริสุทธิ์แล้วเปรียบเทียบกับสารที่สังเคราะห์ได้ จะสามารถบอกความแตกต่างได้ด้วยการวิเคราะห์หาปริมาณของคาร์บอน-14 (^{14}C dating) เนื่องจากสารที่สังเคราะห์จากปิโตรเคมีนั้น จะมีปริมาณของคาร์บอน-14 ที่เป็นอะตอมกัมมันตรังสีที่ต่ำมากเนื่องจากการสลายไปตามเวลา ขณะที่สารจากธรรมชาตินั้นจะถูกสังเคราะห์จากคาร์บอนไดออกไซด์ในอากาศ ซึ่งมีปริมาณของคาร์บอน-14 อยู่สูงมาก นักเคมีเรียนรู้ที่จะสังเคราะห์หรือเลียนแบบโมเลกุลต่างๆ ในธรรมชาติ โดยใช้เป็นยา พลาสติก ยาฆ่าแมลง สี และใยสังเคราะห์ รวมไปถึงยาต่างๆ ที่ใช้รักษาโรคได้นั้น ก็อาศัยความก้าวหน้าทางเคมีอินทรีย์เป็นหลักด้วย ตัวอย่างสารต่างๆ ที่น่ารู้จักได้แก่ นิโคติน วิตามินซี มอร์ฟิน เป็นต้น แต่ก่อนที่จะเราจะต้องศึกษาเคมีอินทรีย์อย่างลึกซึ้งนั้นเราต้องทบทวนพื้นฐานทางโครงสร้างของอะตอมและโมเลกุล เพื่อให้เราสามารถเข้าใจถึงโครงสร้างและการทำพันธะของสารประกอบคาร์บอนได้

1.2 โครงสร้างของอะตอม

อะตอมต่างๆ มักจะประกอบไปด้วยโปรตอน นิวตรอน และ อิเล็กตรอน โดยที่โปรตอน เป็นประจุบวกและอยู่กับนิวตรอนที่ไม่มีประจุในนิวเคลียส อิเล็กตรอนที่เป็นประจุลบซึ่งมีจำนวนประจุเท่ากับจำนวนประจุของโปรตอนก็จะอยู่บริเวณรอบๆ นิวเคลียส โปรตอนและนิวตรอนมีน้ำหนักที่ใกล้เคียงกัน และมีน้ำหนักเป็น 1800 เท่าของอิเล็กตรอน ดังนั้นน้ำหนักของอะตอมจึงกล่าวได้ว่าเป็นน้ำหนักของนิวเคลียส แต่สำหรับส่วนของการทำพันธะเคมีและปฏิกิริยาแล้วจะมาจากส่วนของอิเล็กตรอนเท่านั้น (ศึกษาเพิ่มเติมเรื่องโครงสร้างอะตอม)

ธาตุแต่ละธาตุต่างก็ถูกแยกจากกันด้วยจำนวนของโปรตอนในนิวเคลียส (เลขอะตอม) จำนวนของนิวตรอนนั้นปกติแล้วมีจำนวนเท่ากับจำนวนของโปรตอน หากอะตอมที่มีจำนวนโปรตอนเท่ากันแต่มีจำนวนนิวตรอนต่างกันจะเรียกอะตอมนั้นว่าไอโซโทป ตัวอย่างเช่น อะตอมของคาร์บอน-12 (^{12}C) ที่มีโปรตอน 6 ตัว และนิวตรอน 6 ตัวนั้น ประมาณ 1% ของอะตอมคาร์บอน จะมีคาร์บอนที่มีนิวตรอนถึง 7 ตัว ทำให้เลขมวลเปลี่ยนเป็น 13 เขียนแทนด้วย ^{13}C ขณะเดียวกันในสัดส่วนที่น้อยมากๆ นั้นจะมีอะตอมที่มี 8 นิวตรอน และทำให้เลขมวลเปลี่ยนเป็น 14 โดยที่ไอโซโทป ^{14}C นี้เองที่มีความเป็นกัมมันตรังสี ด้วยครึ่งชีวิตของตัวมันเองอยู่ที่ 5,730 ปี (เวลาที่ทำให้ครึ่งหนึ่งของมันสลายตัวไป) การสลายตัวของ ^{14}C นี้เองที่ใช้ประมาณอายุของวัตถุอินทรีย์ได้ถึง 50,000 ปี

1.2.1 โครงสร้างทางอิเล็กทรอนิกส์ของอะตอม

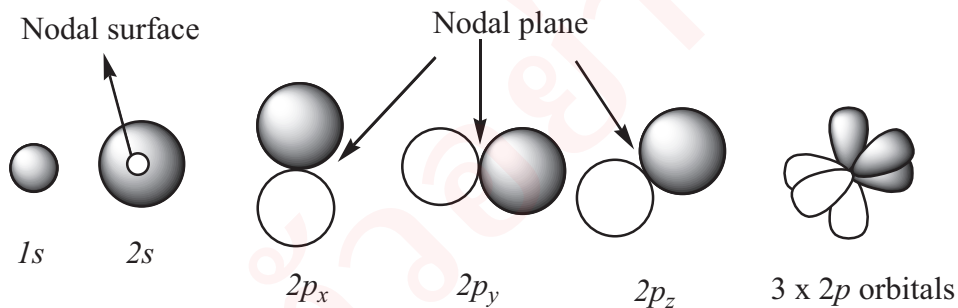
คุณสมบัติทางเคมีของธาตุถูกกำหนดด้วยจำนวนของโปรตอนในนิวเคลียสและสอดคล้องกับจำนวนอิเล็กตรอนรอบๆ นิวเคลียส อิเล็กตรอนจะสร้างพันธะและกำหนดโครงสร้างของโมเลกุลที่เกิดขึ้น เนื่องจากขนาดที่เล็กและเบา อิเล็กตรอนจึงแสดงคุณสมบัติของทั้งอนุภาคและคลื่น (quantum mechanics อธิบายโดย Heisenberg และ wave mechanics อธิบายโดย Schrödinger) โดยที่ขอบเขตของอิเล็กตรอนนั้นจะพบอยู่ในออร์บิทัล ตามกฎความไม่แน่นอนของไฮเซนเบิร์ก (the Heisenberg uncertainty principle) ที่บอกว่าเราไม่สามารถที่จะบอกตำแหน่งที่แน่นอนของอิเล็กตรอนได้ อย่างไรก็ตาม เราสามารถบอกความหนาแน่นของมันได้ (electron probability density) นั่นคือความเป็นไปได้ที่จะพบอิเล็กตรอนในส่วนใดส่วนหนึ่งของออร์บิทัล สำหรับการเป็นคลื่นของอิเล็กตรอนนั้น ใช้ระดับพลังงานที่ต่างกัน โดยใช้อักษรของกรีก คือ ψ (ψ , ไซ, แทน electron wave function) ซึ่งสมการของคลื่น (wave equation) ใช้คำนวณสมบัติที่สำคัญ 2 ประการ ได้แก่ ก) พลังงานที่เกี่ยวข้องกับสถานะของอิเล็กตรอน ข) ความเป็นไปได้สัมพัทธ์ของการพบอิเล็กตรอน (ว่าจะอยู่ที่ไหน) ดังนั้น เมื่อคำนวณค่าจาก wave equation ณ ตำแหน่งรอบๆ นิวเคลียส อาจได้ค่าเป็นบวกหรือลบ (หรือศูนย์, node) ต่อมา Max Born ได้ระบุความแม่นยำของความเป็นไปได้ในการพบอิเล็กตรอนด้วยค่ากำลังสองของ ψ (ψ^2) เมื่อวางค่าที่คำนวณได้ลงสามมิติ จึงทำให้เกิดรูปทรงออร์บิทัลของอะตอมตามลักษณะ *s*, *p* และ *d* atomic orbitals (AOs) ซึ่งถูกใช้เป็นแบบจำลองที่อธิบายโครงสร้างของอะตอมนั่นเอง ออร์บิทัลจึงหมายถึงบริเวณที่มีความเป็นไปได้สูงต่อการพบอิเล็กตรอน (ศึกษาเพิ่มเติมเรื่องการจัดเรียงอิเล็กตรอน)

ออร์บิทัลของอะตอมนั้นจับตัวกันเป็นชั้นๆ ด้วยระยะห่างที่ต่างกันจากนิวเคลียส แต่ละชั้นถูกแจกแจงด้วยเลขควอนตัม (*n*) โดยที่เมื่อ *n* เท่ากับ 1 แสดงถึงชั้นที่มีพลังงานต่ำที่สุดและอยู่ใกล้นิวเคลียสมากที่สุด เมื่อ *n* มีค่ามากขึ้นก็แสดงถึงชั้นที่ห่างจากนิวเคลียสมากขึ้น มีพลังงานสูงขึ้น และบรรจุอิเล็กตรอนได้มากขึ้นด้วย เราสามารถสังเกตได้ว่าสารประกอบอินทรีย์นั้น เกือบทุกธาตุนั้นมาจากสองแถวแรก (ตามแนวนอน; C N O) ของตารางธาตุ ซึ่งให้เห็นว่าอิเล็กตรอนเหล่านี้มาจากสองชั้นแรกของชั้นอิเล็กตรอน โดยที่ชั้นแรกนั้น (*n*=1) สามารถบรรจุอิเล็กตรอนได้สองอิเล็กตรอน และชั้นที่สอง (*n*=2) สามารถบรรจุอิเล็กตรอนได้แปดอิเล็กตรอน

อิเล็กตรอนชั้นแรก (*n*=1) ถูกบรรจุลงในออร์บิทัล 1*s* เท่านั้น ซึ่งในออร์บิทัลนี้มีรูปทรงกลมที่สมดุลงตามกราฟที่แสดงความหนาแน่นของอิเล็กตรอนในออร์บิทัลนี้ โดยที่บริเวณใกล้นิวเคลียสจะมีความหนาแน่นมากที่สุด แล้วก็ค่อยเบาลงเมื่อห่างออกมาจากนิวเคลียส สำหรับอิเล็กตรอนชั้นที่สอง (*n*=2) ประกอบไปด้วยออร์บิทัล 2*s* และ 2*p* โดยที่ออร์บิทัล 2*s*

ยังคงเป็นทรงกลม แต่มีความหนาแน่นของอิเล็กตรอนแบบซับซ้อนขึ้น แสดงจากความหนาแน่นที่ลดลงบริเวณใกล้นิวเคลียสและมากขึ้นบริเวณไกลออกไป อีกทั้งยังมีบริเวณที่ความหนาแน่นของอิเล็กตรอนเป็นศูนย์ (node หรือ $\psi = 0$) ด้วยเหตุที่ออร์บิทัล $2s$ อยู่ไกลออกมาตัวเองทำให้มีพลังงานสูงกว่าออร์บิทัล $1s$ ดังแสดงในรูปที่ 1.1

ในขั้นที่สองนี้ ยังมีออร์บิทัล $2p$ ถึงสามออร์บิทัลที่เรียงตัวต่างกันตามแกน x , y , หรือ z จึงถูกเรียก $2p_x$, $2p_y$ หรือ $2p_z$ ตามลำดับ ออร์บิทัลนี้จะมีระดับพลังงานที่สูงกว่าออร์บิทัล $2s$ เล็กน้อย เนื่องจากความหนาแน่นโดยเฉลี่ยแล้วอยู่ไกลจากนิวเคลียสกว่าออร์บิทัล $2s$ แต่ละออร์บิทัล p จะมีสองวง (two lobes) ที่อยู่คนละฝั่งของนิวเคลียส และมี node อยู่บริเวณนิวเคลียส แม้ว่าแต่ละออร์บิทัล p จะเรียงตัวคนละทิศ แต่ก็มียระดับพลังงานเท่ากัน (degenerate orbitals) สำหรับความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนของ node ในออร์บิทัลกับพลังงาน พบว่าจำนวน node ที่มากขึ้น พลังงานก็สูงตามไปด้วย เห็นได้ว่าอิเล็กตรอนชั้นแรกที่ออร์บิทัล $1s$ มีพลังงานต่ำกว่า ออร์บิทัล $2s$ และ $2p$ ที่มี node อยู่ออร์บิทัลละ 1 node



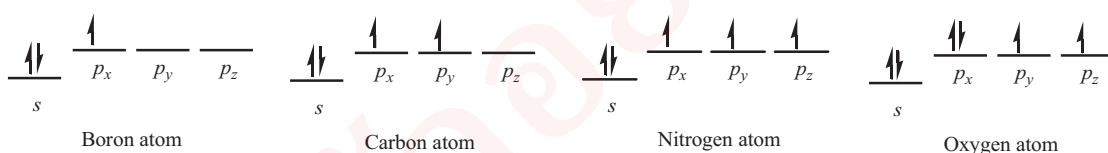
รูปที่ 1.1 แสดงขอบเขตของความหนาแน่นของอิเล็กตรอน โดยขนาดของออร์บิทัลเป็นสัดส่วนโดยตรงกับ n^2 , n = principal quantum number

1.2.2 การจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนสำหรับอะตอม

การจัดเรียงของอิเล็กตรอนให้อะตอมอยู่ในสถานะที่เสถียรนั้น (มี 3 ขั้นตอน) เริ่มจากการเติมออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานต่ำสุดให้เต็มก่อนจนกระทั่งเติมอิเล็กตรอนได้ครบ (ขั้นที่ 1: Aufbau principle) ตามด้วยกฎของเพาลี (ขั้นที่ 2: Pauli exclusion principle) อธิบายว่าแต่ละออร์บิทัลจะบรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุดเพียงสองตัวเท่านั้น ทำให้ขั้นที่หนึ่ง (หนึ่งออร์บิทัล $1s$) สามารถบรรจุได้สองอิเล็กตรอน ขั้นที่สอง (หนึ่งออร์บิทัล $2s$ และสามออร์บิทัล $2p$) สามารถบรรจุได้แปดอิเล็กตรอน และขั้นที่สาม (หนึ่งออร์บิทัล $3s$ และสามออร์บิทัล $3p$) สามารถบรรจุได้สิบแปดอิเล็กตรอน สำหรับความคิดของวาเลนซ์อิเล็กตรอนก็คือ อิเล็กตรอนที่อยู่ชั้นนอกสุดของอะตอม โดยที่คาร์บอนมีสี่ตัว ไนโตรเจนมีห้าตัว และออกซิเจนมีหกตัว ฮีเลียมมีสองตัว ขณะที่

นี่ยอนมีแปดตัวตามวิธีการเติมอิเล็กตรอนจากชั้นในสุดก่อน ซึ่งแสดงให้เห็นว่าตามตารางธาตุแล้วธาตุที่อยู่แถวแนวตั้งเดียวกันหรืออยู่หมู่ธาตุเดียวกันจะเป็นไปตามจำนวนของวาเลนซ์อิเล็กตรอนไฮโดรเจนและลิเทียมมีวาเลนซ์อิเล็กตรอนเพียงหนึ่งตัว และต่างก็อยู่ในธาตุหมู่หนึ่ง คาร์บอนที่มีวาเลนซ์อิเล็กตรอนสี่ตัวก็จะอยู่ในธาตุหมู่สี่ของตารางธาตุนั่นเอง

เป็นที่น่าสังเกตว่าวาเลนซ์อิเล็กตรอนของคาร์บอนตัวที่สามและสี่จะไม่จับคู่กันแต่กลับเรียงตัวอยู่ตัวละออร์บิทัล แม้ว่าจากกฎของเพาลีที่ว่าอิเล็กตรอนสองตัวสามารถอยู่ในออร์บิทัลเดียวกันได้ แต่อิเล็กตรอนจะผลักกันเอง และการจับคู่กันต้องการพลังงานเพิ่มอีกด้วย ตามกฎของฮุนด์ (ขั้นที่ 3: Hund's rule) กล่าวไว้ว่า เมื่อมีออร์บิทัลสองออร์บิทัล หรือมากกว่าอยู่ในระดับพลังงานเดียวกัน (degenerate orbitals เช่น p -orbital ทั้งสาม) อิเล็กตรอนจะเข้าไปเรียงตัวอยู่ในออร์บิทัลที่ต่างกันมากกว่าจะจับอยู่ในออร์บิทัลเดียวกัน อย่างเช่น อิเล็กตรอน $2p$ ตัวแรก (โบรอน: $1s^2 2s^2 2p^1$) ก็จะอยู่ออร์บิทัล $2p$ ตัวใดตัวหนึ่ง ส่วนตัวที่สอง (คาร์บอน: $1s^2 2s^2 2p^2$) ก็จะไปอยู่ในออร์บิทัลที่ต่างไป และตัวที่สาม (ไนโตรเจน: $1s^2 2s^2 2p^3$) ก็จะไปบรรจุอยู่ในออร์บิทัล $2p$ สุดท้าย ดังนั้นเมื่ออิเล็กตรอน $2p$ ที่สี่ ห้าและหกก็ต้องไปจับคู่กับอิเล็กตรอนสามตัวแรกที่เรียงตัวในออร์บิทัลไว้แล้ว ดังแสดงในรูปที่ 1.2



รูปที่ 1.2 แสดงการจัดเรียงของวาเลนซ์อิเล็กตรอนของโบรอน คาร์บอน ไนโตรเจนและออกซิเจนอะตอมบน L shell เพื่อให้อะตอมอยู่ในสภาวะที่เสถียร

1.3 การสร้างพันธะ

ในปีคริสต์ศักราช 1915 จี.เอ็น.ลิวอิส (G.N. Lewis) ได้พยายามเสนอทฤษฎีใหม่ๆ เพื่ออธิบายการสร้างพันธะของอะตอมเพื่อให้เป็นโมเลกุล และหนึ่งในทฤษฎีนี้เองที่อธิบายไว้ว่าการเติมอิเล็กตรอนในชั้นนั้นต้องทำให้เสถียร และอะตอมอาจมีการย้ายที่หรือร่วมกันใช้อิเล็กตรอนเพื่อเติมอิเล็กตรอนให้เต็มชั้นตามลักษณะของแก๊สเฉื่อย เช่น ฮีเลียม นีออน หรืออาร์กอน หลักการเช่นนี้ถูกเรียกว่ากฎออกเตต (Octet rule และ The electronic theory of valency) ตามการเติมวาเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งแปดให้ครบสำหรับธาตุในแถวที่สอง (ตามแนวนอน) ของตารางธาตุ ขณะที่ไฮโดรเจนจะเสถียรด้วย 1 คู่ของอิเล็กตรอนเหมือนกับของธาตุฮีเลียม

ตัวอย่างของไฮโดรเจนอะตอมสองอะตอมที่รวมเป็นไฮโดรเจนโมเลกุล พบว่าไฮโดรเจนอะตอมอยู่ห่างกันไกล พลังงานรวมของระบบจึงมาจากสองอะตอมที่อยู่แยกกัน แต่เมื่ออะตอมทั้งสองย้ายเข้ามาใกล้กันมากขึ้น นิวเคลียสของแต่ละอะตอมสามารถส่งแรงดึงดูดไปยังอิเล็กตรอนของอีกอะตอมหนึ่งได้ โดยแรงดึงดูดนี้มากกว่าแรงผลักระหว่างนิวเคลียสและระหว่างอิเล็กตรอนจากไฮโดรเจนอะตอมทั้งสอง ส่งผลให้พลังงานของระบบต่ำลง และเมื่อระยะห่างระหว่างนิวเคลียสทั้งสอง (ถูกเรียกว่าความยาวของพันธะ หรือ bond length) เท่ากับ $0.74 \text{ \AA}$ สถานะที่เสถียรที่สุดก็เกิดขึ้น (มีค่าพลังงานต่ำที่สุด) หากนิวเคลียสเคลื่อนที่เข้าใกล้กันมากขึ้นอีก จะเกิดแรงผลักรวมจากประจุบวกส่งผลให้พลังงานของระบบสูงขึ้น

จากข้างต้นสามารถอธิบายการเกิดขึ้นของออร์บิทัลของโมเลกุลจากการซ้อนเหลื่อมกันของ $1s$ orbital (ψ_{1s}) ทั้งสองมากขึ้นจนกลายเป็นออร์บิทัลของโมเลกุล (molecular orbitals, MOs) ซึ่งมีนิวเคลียสทั้งสองของอะตอมบรรจุอยู่ พร้อมด้วยอิเล็กตรอนจากทั้งสองออร์บิทัลของอะตอมที่สามารถเคลื่อนไหวยอบนิวเคลียสทั้งสองนี้ได้ โดยอิเล็กตรอนอยู่ได้มากที่สุดหนึ่งคู่บนแต่ละออร์บิทัลของโมเลกุล ดังนั้น จำนวนของออร์บิทัลของโมเลกุลจึงเท่ากับจำนวนของออร์บิทัลของอะตอมที่มารวมตัวกัน ดังเช่นไฮโดรเจนโมเลกุลที่มีอยู่สองออร์บิทัลของโมเลกุล เพราะการรวมตัวของคลื่นสามารถเป็นได้ทั้งแบบรวมตัว (bonding molecular orbitals, ψ_{molec} : ground state, ค่า ψ^2 สูง) และหักล้างกัน (antibonding molecular orbitals, ψ_{molec}^* : excited state, ค่า ψ^2 ต่ำ)

คาร์บอนอะตอมมี 4 อิเล็กตรอน โดยจัดเรียงตัวดังนี้ $1s^2 2s^2 2p^2$ รูปแบบจำลองของโครงสร้างของโมเลกุลที่มีคาร์บอน เช่น มีเทน ตาม quantum mechanics สามารถอาศัยการผสมกันของออร์บิทัลในอะตอมหรือ orbital hybridization เพื่อสร้างรูปแบบใหม่ของออร์บิทัลผสมใหม่ หรือ hybrid atomic orbitals ซึ่งเป็นผลมาจากการผสมออร์บิทัลที่ไม่เหมือนกันภายในอะตอมเดียวกันเท่านั้น (ดูหัวข้อ 1.3.2)

1.3.1 พันธะไอออนิก (Ionic Bond)

อะตอมสามารถสร้างพันธะต่อกันเพื่อให้เป็นไปตามลักษณะของแก๊สเฉื่อยได้สองวิธี โดยบางครั้งอะตอมสามารถโยกย้ายอิเล็กตรอนจากอะตอมหนึ่งไปยังอีกอะตอมหนึ่งได้ (Electrovalency) เช่น ที่ลิเทียมมีอิเล็กตรอนมากกว่าฮีเลียมหนึ่งตัว และขณะเดียวกันฟลูออรีนก็มีอิเล็กตรอนน้อยกว่านีออนหนึ่งตัว ดังนั้นลิเทียมจึงสามารถสูญเสียอิเล็กตรอนตัวนั้นได้อย่างง่ายดาย ขณะที่ฟลูออรีนก็สามารถรับอิเล็กตรอนเพิ่มได้ง่าย ซึ่งทำให้เกิดไอออนที่มีประจุต่างกันแล้วทำให้ต่างก็ดึงดูดกันเพื่อสร้างพันธะไอออนิกนั่นเอง ดังแสดงในรูปที่ 1.3 โดยส่งผลให้เกิดการสร้างเครือข่ายของผลึกขนาดใหญ่มากกว่าจะเกิดโมเลกุลเดี่ยวๆ ปกติจะพบมากกับสารอินทรีย์มากกว่ากับสารอนินทรีย์

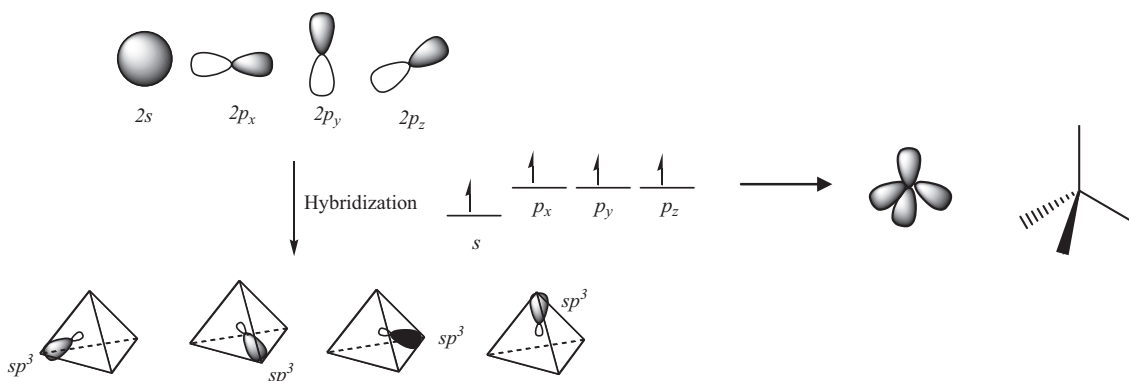


รูปที่ 1.3 แสดงการจัดเรียงของวาเลนซ์อิเล็กตรอนของลิเทียมและฟลูออรีนอะตอม เมื่อมารวมตัวกัน เพื่อให้อยู่ในสภาวะที่เสถียรเกิดเป็นพันธะไอออนิก กำหนดให้ สัญลักษณ์ของธาตุแทน นิวเคลียสของอะตอมและอิเล็กตรอนอื่นๆ ที่ไม่ใช่วาเลนซ์อิเล็กตรอน

1.3.2 พันธะโควาเลนต์ (Covalent Bond)

เป็นลักษณะของพันธะที่เกิดจากการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน (covalency) และเป็นพันธะที่เกิดโดยทั่วไปกับสารอินทรีย์ ยกตัวอย่างเช่น ไฮโดรเจนที่ต้องการอิเล็กตรอนตัวที่สองเพื่อที่จะทำให้ครบลักษณะของแก๊สเฉื่อยอย่างฮีเลียม ทำให้ไฮโดรเจนสองตัวที่เข้ามาใกล้กันแล้วสร้างพันธะนั้น จะใช้อิเล็กตรอนทั้งสองตัวร่วมกันและแต่ละอะตอมก็จะมีอิเล็กตรอนสองตัวในชั้นนอกสุด (valence shell)

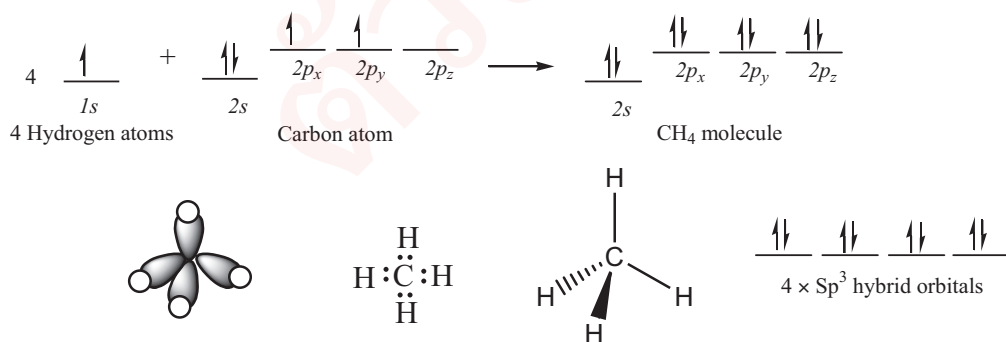
เมื่อคาร์บอนจะสร้างพันธะโควาเลนต์ต้องเติมอิเล็กตรอนอีก 4 ตัว เพื่อให้วาเลนซ์อิเล็กตรอนครบทั้งแปดตามกฎออกเทตซึ่งคาร์บอนแต่ละตัวจะจัดเรียงอิเล็กตรอนใหม่เพื่อรับคู่อิเล็กตรอนบนแต่ละออร์บิทัลในชั้นนอกสุด (จากอะตอมที่ทำพันธะด้วย เข้ามาแบบ antiparallel) กลายเป็น $1s^2 2s^1 2p^3$ ดังแสดงในรูปที่ 1.4 ที่ได้มาจากการรวม wave function ของ 2s orbital และอีกสาม 2p orbital (p_x, p_y, p_z) โดยลักษณะของออร์บิทัลมีการปรับการกระจายของอิเล็กตรอนเป็นรูปทรงใหม่เรียกว่า sp^3 hybrid orbital ที่ได้มาสี่ออร์บิทัลผสมใหม่ ($4 \times sp^3$ hybrid orbital) ซึ่งเกิดจากอิเล็กตรอนชั้นนอกสุดทั้งสี่ของคาร์บอน โดยรูปทรงที่ได้จะเรียกว่า ทรงสี่หน้าหรือเตตระฮีดรอน (tetrahedron) เมื่อมีอิเล็กตรอนของอะตอมหรือหมู่แทนที่อื่นอีกตัวเข้ามาใกล้แล้วสร้างพันธะเกิดการใช้อิเล็กตรอน 2 ตัวร่วมกัน โดยพันธะโควาเลนต์ที่เกิดขึ้นเป็นชนิดซิกมา (σ -bond) ได้เป็นพันธะเดี่ยวนั่นเอง โดยทุกๆ มุมระหว่าง H-C-H ทำมุมกันอยู่ 109.5° (bond angle)



รูปที่ 1.4 แสดงการจัดเรียงของวาเลนซ์อิเล็กตรอนของคาร์บอนอะตอมเพื่อสร้างสี่ sp^3 hybrid orbital โดยแต่ละ sp^3 orbital หันเข้ามุมของ tetrahedron

โดยการรวมตัวหรือผสมกันนี้ทำเพื่อเตรียมตัวสร้างพันธะโควาเลนต์กับออร์บิทัลของอะตอมหรือหมู่ของอะตอมอื่นๆ เพื่อสร้างออร์บิทัลของโมเลกุล เช่น การสร้าง bonding molecular orbitals ของพันธะคาร์บอนไฮโดรเจน เกิดจากการซ้อนเหลื่อมระหว่าง sp^3 hybrid orbital ของคาร์บอนอะตอมและ $1s$ orbital ของไฮโดรเจนอะตอม ผลของการซ้อนเหลื่อมของออร์บิทัลจนได้พันธะที่มีสมมาตรตามแกนของพันธะถูกเรียกว่า พันธะชนิดซิกม่า (sigma bond; σ bond) ทั้งนี้ พันธะเดี่ยวทุกพันธะจัดเป็นพันธะชนิดซิกม่า

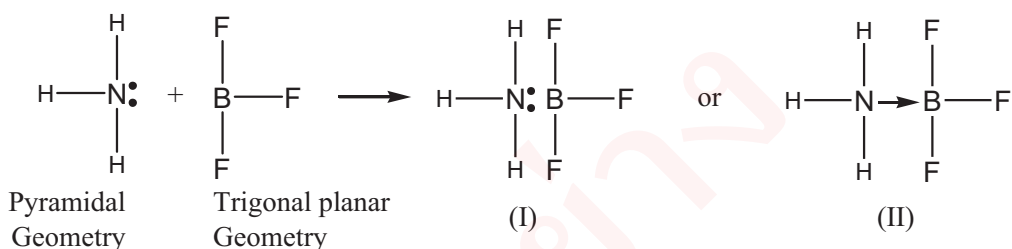
กรณีพันธะโควาเลนต์ระหว่างคาร์บอนอะตอมกับไฮโดรเจนอะตอม เกิดจากการใช้อิเล็กตรอนสองตัวร่วมกันระหว่าง 1 อิเล็กตรอนของไฮโดรเจนอะตอม (s orbital) กับ 1 อิเล็กตรอนของคาร์บอน (sp^3 ไฮบริดออร์บิทัล) เกิดขึ้นเป็นพันธะเดี่ยว หากอิเล็กตรอนของคาร์บอนทั้ง 4 จาก sp^3 ไฮบริดออร์บิทัลแต่ละออร์บิทัลรับอิเล็กตรอนครบ 4 อิเล็กตรอน (จากไฮโดรเจนอะตอมสี่อะตอมในที่นี้) ก็ครบตามกฎออกเตตต์ดังตัวอย่างของมีเทน (CH_4) ขณะที่แต่ละอะตอมของไฮโดรเจนจัดตัวให้เป็นคู่ (duplet เหมือนฮีเลียมที่เสถียร) ดังแสดงในรูปที่ 1.5 เห็นได้ว่าเมื่อคำนวณตาม quantum mechanical calculation ได้รูปทรงสี่หน้า (tetrahedral geometry) สามารถเขียนโครงสร้างสามมิติโดยให้มีสองพันธะอยู่ตามแนบระนาบของกระดาษ เขียนพันธะหนึ่งให้หนาเพื่อแสดงการซีกออกมาจากรนาบ และอีกหนึ่งพันธะเป็นเส้นประ เพื่อแสดงพันธะที่ซึ่เข้าไปหลังระนาบ



รูปที่ 1.5 แสดงการจัดเรียงของวาเลนซ์อิเล็กตรอนของพันธะโควาเลนต์ระหว่างคาร์บอนและไฮโดรเจนเพื่อสร้าง 4 คู่ของอิเล็กตรอนอยู่ในรูปของมีเทนโมเลกุลที่เสถียร

1.3.3 พันธะโคออร์ดิเนต (Co-Ordinate Bond)

จัดเป็นพันธะในรูปแบบหนึ่งของการใช้อิเล็กตรอนร่วมกัน (covalency) ที่คู่ของอิเล็กตรอนที่สร้างพันธะนั้น ได้มาจากเพียงหนึ่งอะตอมจากสองอะตอมที่เชื่อมกันอยู่ ดังตัวอย่างเช่น แอมโมเนียที่รวมตัวอยู่กับโบรอนไตรฟลูออไรด์ อิเล็กตรอนคูโดดเดี่ยวของไนโตรเจนเกี่ยวข้องโดยตรงกับการสร้างพันธะใหม่ หากพิจารณาที่โบรอนไตรฟลูออไรด์ พบว่าโบรอนมีเพียง 6 วาเลนซ์อิเล็กตรอน ต้องอาศัยอีก 2 อิเล็กตรอนเพื่อให้เป็นไปตามกฎออกเตตการใช้อิเล็กตรอนคูโดดเดี่ยวของไนโตรเจนอะตอม เพื่อรวมตัวกันระหว่างแอมโมเนียกับโบรอนไตรฟลูออไรด์ จึงเขียนได้สองรูปแบบดังแสดงในรูปที่ 1.6 แบบที่ (I) ที่มีลูกศรชี้ออกจากไนโตรเจนอะตอมที่ส่งอิเล็กตรอนคูโดดเดี่ยวนั้น ถูกใช้เพื่อแสดงพันธะโคออร์ดิเนต



รูปที่ 1.6 แสดงการส่งอิเล็กตรอนคูโดดเดี่ยวเพื่อแสดงพันธะโคออร์ดิเนต

อะตอมที่ส่งอิเล็กตรอนคูโดดเดี่ยวนั้นถูกเรียกว่าตัวจ่าย (donor) และอะตอมที่รับคู่ของอิเล็กตรอนนี้เรียกว่าตัวรับ (acceptor) สังเกตได้ว่าก่อนที่ทั้งสองโมเลกุลรวมตัวกันทั้งตัวจ่ายและตัวรับจะมีความเป็นกลาง แต่เมื่อรวมตัวกันแล้วดอเนอร์สูญเสียอิเล็กตรอนคูโดดเดี่ยว (ทำให้เป็นประจุบวก) ขณะที่แอเซปเตอร์ได้รับคู่ของอิเล็กตรอนเข้ามา (ทำให้เป็นประจุลบ) จึงเขียนสูตรได้เป็น ทำให้เกิดการมีขั้วขึ้นเมื่อเกิดพันธะโคออร์ดิเนต $\text{H}_3\text{N}^+ \text{---} \text{BF}_3^-$ กลายเป็นโมเลกุลที่มีขั้ว อย่างไรก็ตามพันธะนี้ยังจัดว่าเป็นลักษณะของพันธะโควาเลนต์อยู่

1.3.4 การเปรียบเทียบคุณสมบัติของสารโควาเลนต์กับสารไอออนิก

สารทั้งสองชนิดมีความแตกต่างทางคุณสมบัติทางกายภาพอย่างมาก ตามลักษณะของพันธะภายในโมเลกุล และแรงกระทำระหว่างโมเลกุล โดยสารโควาเลนต์จะมีพันธะโควาเลนต์ระหว่างอะตอมในโมเลกุล และมีเพียงแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่เป็นแรงกระทำที่อ่อน ทำให้โมเลกุลไม่สามารถยึดกันได้นั่น จึงทำให้สารโควาเลนต์ถูกพบในสถานะแก๊ส ของเหลว หรือของแข็งที่มีจุดหลอมเหลวต่ำ โดยส่วนมากสารนี้จะไม่สามารถละลายในน้ำได้หรือหากละลายได้ก็ไม่มีการแตกตัวของโมเลกุล

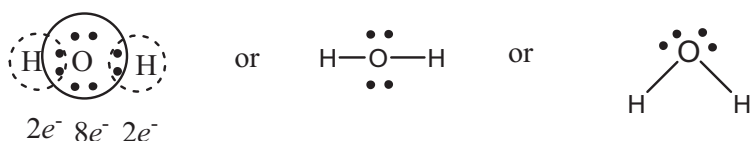
ขณะที่สารไอออนิกมีแรงกระทำระหว่างประจุที่ต่างกันของแต่ละไอออน (electrostatic force) ทำให้มีความแข็งแรงมาก จึงพบสารนี้ในรูปของแข็งที่อุณหภูมิห้องและมีจุดหลอมเหลวที่สูง โดยส่วนมากเมื่อสารไอออนิกสามารถละลายได้ในน้ำและยังมีสมบัติการนำไฟฟ้าได้ด้วย เพราะสารนี้สามารถแตกตัวและเกิดเป็นประจุในน้ำได้ จึงเกิดการเคลื่อนที่ของประจุในน้ำได้อย่างดี (electrolyte) อีกทั้งเมื่อหลอมละลายสารไอออนิกจนได้สถานะของเหลวแล้วทำให้ประจุบวกและลบเคลื่อนที่ได้ก็สามารถนำไฟฟ้าได้เช่นกัน

1.4 โครงสร้างของลิควิส

วิธีการหนึ่งที่ใช้แสดงการสร้างพันธะโควาเลนต์ระหว่างอะตอมคือการใช้โครงสร้างของลิควิส วาเลนซ์อิเล็กตรอนที่ไม่ถูกใช้ร่วมกับอะตอมอื่นจะถูกเรียกว่าอิเล็กตรอนที่ไม่มีพันธะ (nonbonding electron) โดยที่คู่ของอิเล็กตรอนที่ไม่มีพันธะนั้นจะเรียกว่าคูโดดเดี่ยว (Lone pair electron) โดยที่แต่ละวาเลนซ์อิเล็กตรอนจะถูกแทนด้วยจุดคู่ พันธะหนึ่งๆ ของอิเล็กตรอนจะถูกแทนคู่ของจุดประหรือเส้นขีดหนึ่งเส้น โดยที่อิเล็กตรอนคูโดดเดี่ยวต้องแสดงอยู่เป็นคู่ของอิเล็กตรอนบนแต่ละอะตอม ยกตัวอย่างโมเลกุลของน้ำ สัญลักษณ์ที่เป็นจุดเพื่อแทนอิเล็กตรอนทั้งหมดของออกซิเจนอะตอมนั้น จะมี 2 คู่ของอิเล็กตรอนคูโดดเดี่ยว ดังนั้น เราจะสามารถคาดได้ว่า อิเล็กตรอนอีก 2 ตัวอาจสร้างพันธะโควาเลนต์ 2 พันธะ ขณะที่ไฮโดรเจนมีเพียงหนึ่งอิเล็กตรอน จึงสามารถสร้างพันธะโควาเลนต์ได้เพียงหนึ่งพันธะ ดังนั้นโครงสร้างลิควิสของน้ำแสดงในรูปที่ 1.7

1.4.1 รูปทรงต่างๆ ของโมเลกุล

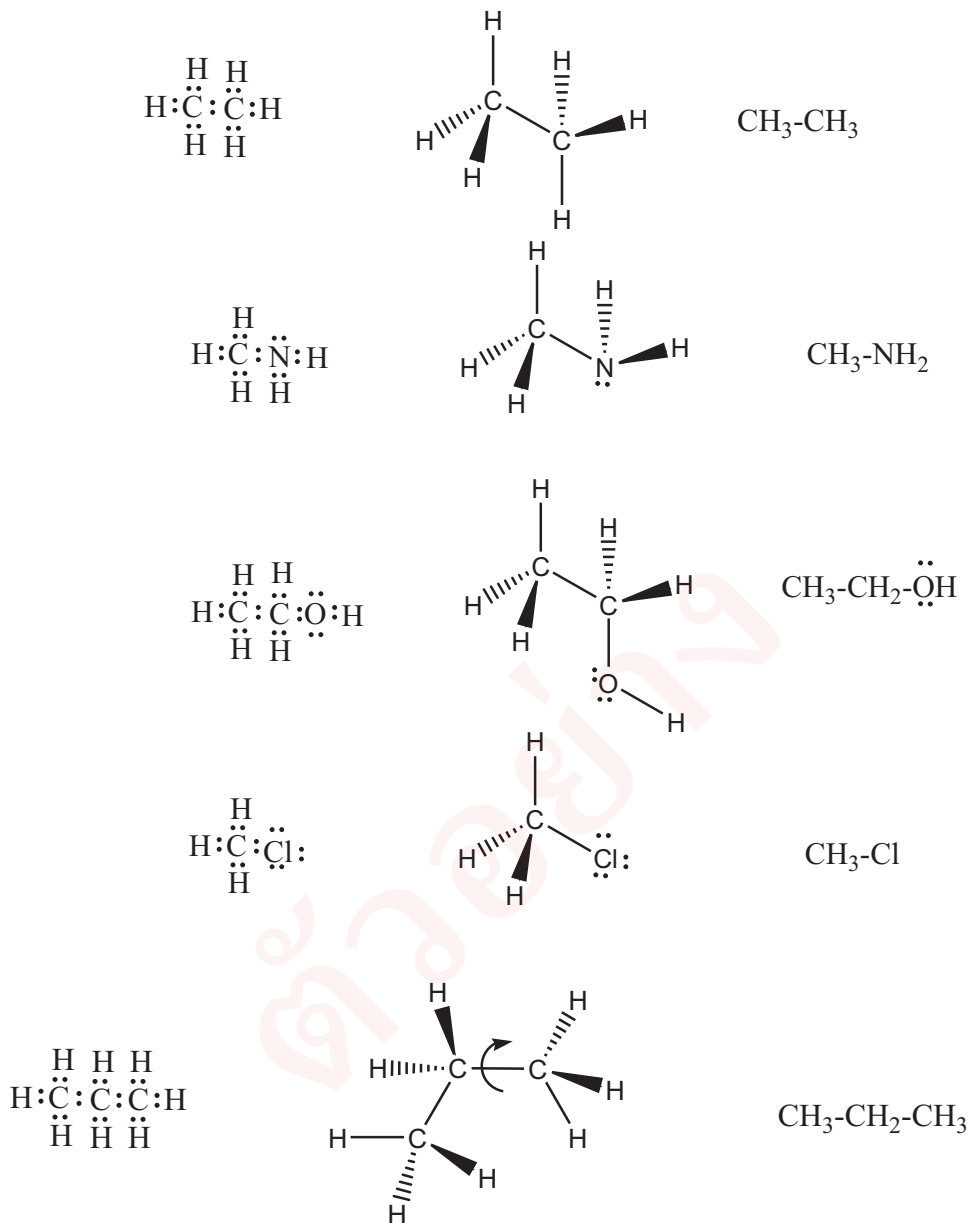
รูปทรงต่างๆ ของโมเลกุล (molecular geometry) หรือแม้แต่ไอออนนั้น มีแนวคิดมาจากทฤษฎี valence shell electron pair repulsion (VSEPR) ซึ่งมีอยู่ว่า 1) สังเกตที่อะตอมซึ่งมีพันธะโควาเลนต์กับอะตอมหรือกลุ่มของอะตอมอื่น 2) พิจารณาวาเลนซ์อิเล็กตรอนที่อยู่รอบๆ อะตอมนั้น หากทำพันธะโควาเลนต์อยู่เรียกว่าอิเล็กตรอนคู่พันธะ (bonding pairs) ส่วนที่ไม่ใช้ในการทำพันธะเรียกว่าคูที่ไม่ร่วม (nonbonding pairs หรือ unshared pairs) 3) คูของอิเล็กตรอนแต่ละคู่จะผลักกันเพื่อให้อยู่ไกลจากกันมากที่สุด โดย unshared pairs จะผลักกันรุนแรงกว่าแบบ bonding pairs 4) การจัดรูปทรงของโมเลกุลต้องดูที่ตำแหน่งของนิวเคลียสหรืออะตอมกลางเป็นหลัก



รูปที่ 1.7 แสดงการจัดเรียงของวาเลนซ์อิเล็กตรอนของพันธะโควาเลนต์ระหว่างออกซิเจนและไฮโดรเจนอะตอมเพื่อสร้าง 4 คู่ของอิเล็กตรอนอยู่ในรูปของโมเลกุลน้ำที่เสถียร

เห็นได้ว่ารูปทรงของน้ำมีลักษณะเป็นมุมอ โดย H-O-H ทำมุม 105° ซึ่งใกล้เคียงกับของมีเทน (มุมระหว่าง H-C-H ทำมุมกันอยู่ 109.5°) เราสามารถเขียนรูปทรงสี่หน้า (tetrahedron) โดยบรรจุคู่อิเล็กตรอนลงแต่ละมุม พบว่าแต่ละอะตอมอยู่ในรูปมุมอพอดี เพราะอิเล็กตรอนคู่อิเล็กตรอนทั้งสองมีผลของแรงผลักกันอย่างมา และมากกว่าคู่อิเล็กตรอนที่ทำพันธะโควาเลนต์อยู่ จึงส่งผลให้มุมอนี้มีขนาดมุมน้อยกว่าของมุมภายในโมเลกุลของมีเทน หากพิจารณาโครงสร้างลิวิสของมีเทน (CH_4) จะพบว่าคาร์บอนซึ่งมีวาเลนซ์อิเล็กตรอนอยู่สี่ตัวก็จะใช้อิเล็กตรอนร่วมกับไฮโดรเจนแต่ละตัว รวมสี่ตัวตามจำนวนของวาเลนซ์อิเล็กตรอนเพื่อให้ครบแปดอิเล็กตรอน ทั้งนี้ มุมของพันธะที่เกิดขึ้นกรณีของแอมโมเนีย (NH_3) ในโตรเจนอะตอมนั้น มีคู่อิเล็กตรอนคู่อิเล็กตรอนหนึ่งคู่ ทำให้มุม H-N-H ทำมุม 107° พบว่าแต่ละอะตอมทำให้เกิดรูปทรงของพีระมิดฐานสามเหลี่ยม (trigonal pyramid) พอดี

สำหรับอีเทน (C_2H_6) ก็จะมี ความซับซ้อนยิ่งขึ้น ถ้านับจำนวนของวาเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมดแล้วจะพบว่ามีทั้งหมด 14 ตัว และกระจายอิเล็กตรอนรอบๆ คาร์บอนให้ครบแปด ส่วนของไฮโดรเจนให้มีสอง จะพบว่าโครงสร้างจะเป็นได้เพียงแบบเดียว โดยมีคาร์บอนสองตัวที่ใช้อิเล็กตรอนร่วมกันหนึ่งคู่และอิเล็กตรอนที่เหลือใช้ร่วมกับไฮโดรเจนเพียงให้เกิดเป็นคู่อิเล็กตรอนอีกสามคู่รอบๆ คาร์บอนนั่นเอง โครงสร้างของอีเทนแสดงให้เห็นลักษณะพิเศษของคาร์บอน นั่นคือความสามารถที่จะสร้างพันธะคาร์บอนที่แข็งแรงได้ ดังรูปที่ 1.8



รูปที่ 1.8 แสดงการจัดเรียงของวาเลนซ์อิเล็กตรอนของพันธะโควาเลนต์ระหว่างคาร์บอนและไฮโดรเจน อะตอมเพื่อสร้าง 4 คู่ของอิเล็กตรอนอยู่ในรูปของโมเลกุลที่เสถียร แสดงด้วยสูตรโครงสร้างสามมิติ (อีเทน, เมทิลามีน, เอทานอล, คลอโรมีเทน, โพรเพน)

สำหรับอะตอมของออกซิเจน ไนโตรเจน และพวกแฮโลเจน (F, Cl, Br, I) นั้นโดยปกติจะมีอิเล็กตรอนที่ไม่มีพันธะอยู่ และคู่อิเล็กตรอนของอิเล็กตรอนเหล่านี้จะบ่งบอกความไวของสารประกอบนั้นๆ ดังเช่นโครงสร้างลิวอิสที่แสดงอิเล็กตรอนคู่อิเล็กตรอนบนอะตอมของไนโตรเจนในสาร

เมทิลามีน (Methylamine) และคูโอดเตียวสองคู่บนอะตอมของออกซิเจนที่อยู่ในเอทานอล (Ethanol) อะตอมของพวกเฮโลเจนปกติจะมีคูโอดเตียวสามคู่ ดังเช่นในโครงสร้างของคลอโรมีเทน (Chloromethane) ดังรูปที่ 1.8 จะเห็นว่าพันธะเดี่ยวทุกพันธะเป็นพันธะชนิดซิกม่า เมื่อพิจารณาที่พันธะ C-C ในโมเลกุลของโพรเพน (C_3H_8) หากจับคาร์บอนอะตอมใดอะตอมหนึ่งไว้ สามารถหมุนอีกอะตอม (ที่ทำพันธะซิกม่ากันอยู่) ตามแกนได้รอบพันธะ 360° โดยที่พลังงานที่ถูกใช้ในการหมุนอยู่ที่ 13-26 kJ/mol

โครงสร้างที่ถูกต้องของลิวิส นั้นต้องแสดงคูโอดเตียวทุกคู่ แต่เพื่อความสะดวกนักเคมีได้ละอิเล็กตรอนเหล่านั้นไว้ในฐานที่เข้าใจ ซึ่งเราไม่ถือว่าเป็นโครงสร้างของลิวิส เพราะต้องนึกเอาเองทุกครั้งที่ต้องการจำนวนที่ถูกต้องของอิเล็กตรอนที่ไม่มีพันธะ ดังนั้นในการเรียนวิชานี้เราต้องการให้นักศึกษาได้คุ้นเคยกับการมีอิเล็กตรอนเหล่านั้นบนอะตอมต่างๆ เราจะกำหนดให้ใช้การแสดงอิเล็กตรอนที่ไม่มีพันธะทุกครั้ง

ตัวอย่างที่ 1.1 จงใช้ทฤษฎีของ VSEPR เพื่อพิจารณารูปทรงของโมเลกุลต่อไปนี้ และเขียนโครงสร้างลิวิส

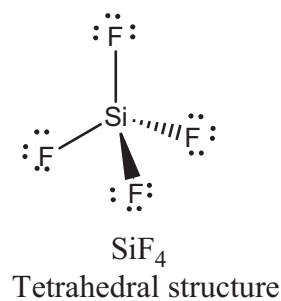
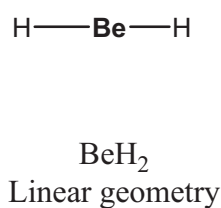
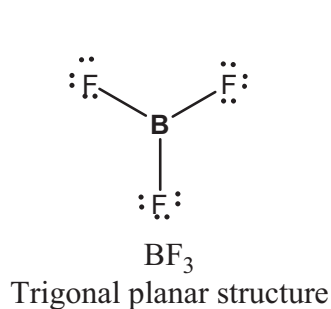
1.1 ก) Boron trifluoride, BF_3

วิธีทำ

(1) ต้องรู้ว่า Boron atom อยู่หมู่ใด นั่นคือ IIIA หรือหมู่สาม ซึ่งจัดเรียงตัวที่ชั้นนอกสุดเป็น $2s^2 2p^1$ และ fluorine atom อยู่หมู่เจ็ด ซึ่งจัดเรียงตัวที่ชั้นนอกสุดเป็น $2s^2 2p^5$

(2) พบว่า อิเล็กตรอนทั้งสามของโบรอนอะตอมต้องจับรวมอยู่เป็นคู่กับสามอะตอมของฟลูออรีนอะตอม

(3) เขียนพันธะเดี่ยวรอบโบรอนอะตอมจากสามคู่ของอิเล็กตรอน พบว่าต้องอยู่ในระนาบเดียวกันด้วยมุม 120° เป็นรูปทรงสามเหลี่ยมแบนราบที่สามารถแยกพันธะเดี่ยวทั้งสามจากกันได้มากที่สุด ดังรูป



ข) Beryllium Hydride, BeH_2

วิธีทำ

(1) ต้องรู้ว่า Beryllium atom อยู่หมู่ใด นั่นคือ IIA หรือหมู่สอง ซึ่งจัดเรียงตัวที่ชั้นนอกสุดเป็น $2s^2$ และ Hydrogen atom ซึ่งจัดเรียงตัวที่ชั้นนอกสุดเป็น $1s^1$

(2) พบว่าอิเล็กตรอนทั้งสองของเบริลเลียมอะตอมต้องจับรวมอยู่เป็นคู่กับสองอะตอมของไฮโดรเจนอะตอม

(3) เขียนพันธะเดี่ยวรอบเบริลเลียมอะตอมจากสองคู่ของอิเล็กตรอน พบว่าต้องอยู่ในระนาบเดียวกันด้วยมุม 180° เป็นเส้นตรงจึงสามารถแยกพันธะเดี่ยวทั้งสองจากกันได้มากที่สุด ดังรูป

ค) SiF_4

วิธีทำ

(1) Silicon atom อยู่หมู่ IVA หรือหมู่สี่ ซึ่งจัดเรียงตัวที่ชั้นนอกสุดเป็น $3s^2 3p^2$ และ fluorine atom อยู่หมู่เจ็ด ซึ่งจัดเรียงตัวที่ชั้นนอกสุดเป็น $2s^2 2p^5$

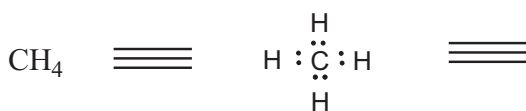
(2) พบว่าอิเล็กตรอนทั้งสี่ของซิลิกอนอะตอมต้องจับรวมอยู่เป็นคู่กับสี่อะตอมของฟลูออรีนอะตอม

(3) เขียนพันธะเดี่ยวรอบซิลิกอนอะตอมจากสี่คู่ของอิเล็กตรอน พบว่าต้องอยู่ในรูปทรงสี่หน้าหรือ tetrahedral ด้วยมุม 109° จึงสามารถแยกพันธะเดี่ยวทั้งสี่จากกันได้มากที่สุด ดังรูป

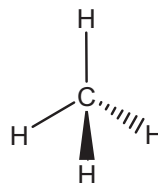
1.4.2 การเขียนเพื่อแสดงสูตรโครงสร้าง

สูตรโครงสร้างใช้เป็นตัวแทนว่าอะตอมใดบ้างที่ทำพันธะกันอยู่ ซึ่งจะมีสูตรโครงสร้างอยู่ 2 ชนิด ได้แก่ โครงสร้างลิวอิส (dot formula) และโครงสร้างแบบย่อ (dash formula และ/หรือ bond-line formula) ในขณะเดียวกันการเขียนแบบย่อก็สามารถเขียนได้หลายแบบ เราได้เห็นไปแล้วว่าการเขียนสูตรโครงสร้างลิวอิสจะใช้สัญลักษณ์ของคู่อิเล็กตรอนที่ทำพันธะกันอยู่ในรูปของจุดสองจุดหรือเป็นเส้นขีด ส่วนอิเล็กตรอนคูโดดเดี่ยวจะถูกแทนด้วยคู่ของจุดเสมอ

ตัวอย่าง CH_4 หรือแก๊สมีเทน

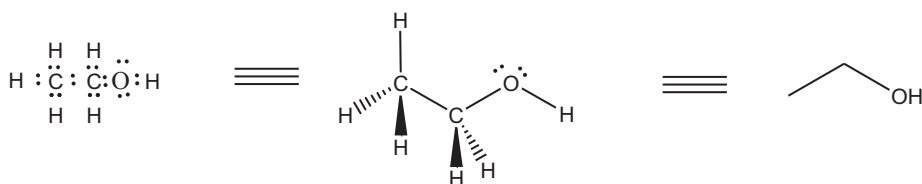


โครงสร้างลิวอิสของมีเทน



โครงสร้างสามมิติของมีเทน

ตัวอย่าง Ethanol, C_2H_6O , C_2H_5OH หรือเอทานอล



โครงสร้างลิวอิสของเอทานอล

โครงสร้างอย่างย่อแบบเส้นของเอทานอล

วิธีการเขียนสูตรโครงสร้างอื่นๆ ที่นิยมใช้มีดังแสดงในรูปที่ 1.9 สำหรับโพรพิลแอลกอฮอล์ (Propyl alcohol, C_3H_7OH) ได้แก่ แบบจุด (dot formula) ที่แสดงวาเลนซ์อิเล็กตรอนรอบๆ อะตอมทุกอะตอม รวมถึงอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวแบบแดช (dash formula) แสดงการเชื่อมกันของแต่ละอะตอมอย่างต่อเนื่องเป็นสายโซ่ของอะตอมโดยที่แสดงมุมระหว่างอะตอม 90° แบบควบแน่น (condensed formula) ใช้เขียนได้เร็วขึ้น เมื่อคุ้นกับสารประกอบนั้นๆ โดยต้องเขียนให้ไฮโดรเจนอะตอมติดกับคาร์บอนอะตอมที่ระบุทันทีจากนั้นตามด้วยหมู่แทนที่อื่นๆ ที่ตามมา ก่อนแสดงคาร์บอนตำแหน่งถัดไปบนสายโซ่ของอะตอม และแบบเส้นของพันธะ (bond-line formula) แสดงพันธะระหว่างคาร์บอนอะตอมด้วยการละหรือไม่เขียนไฮโดรเจนอะตอม บนสมมุติฐานของความเข้าใจแล้วว่า ต้องมีไฮโดรเจนอยู่เพื่อให้ครบวาเลนซ์อิเล็กตรอน ทั้งนี้ยังมีสูตรโครงสร้างแบบสามมิติในรูปที่ 1.8 ด้วยการเขียนให้มีมุมประมาณ 109.5° เพื่อแสดงทรงสี่หน้าของคาร์บอนอะตอมอยู่กึ่งกลาง

เคมีอินทรีย์เบื้องต้น: สำหรับนักวิทยาศาสตร์

ตำราเรื่องนี้รวบรวมเนื้อหาส่วนสำคัญทางเคมีอินทรีย์เบื้องต้นสำหรับนักวิทยาศาสตร์ โดยมีการแปลและเรียบเรียงเนื้อหา อันได้แก่ **ส่วนที่ 1** เป็นการทำความเข้าใจเกี่ยวกับการเรียกชื่อของสารประกอบไฮโดรคาร์บอนและสารประกอบที่มีหมู่ฟังก์ชัน **ส่วนที่ 2** คุณสมบัติที่ต่างกันของสารประกอบไฮโดรคาร์บอนและสารประกอบที่มีหมู่ฟังก์ชัน **ส่วนที่ 3** การเตรียมสารอินทรีย์และสารประกอบที่มีหมู่ฟังก์ชันต่างๆ **ส่วนที่ 4** ปฏิริยาที่สำคัญๆ ของสารประกอบที่มีหมู่ฟังก์ชันต่างๆ พร้อมมีตัวอย่างโจทย์และเฉลยในแต่ละบท

ผู้เขียนหวังว่าตำรานี้จะช่วยทำให้การเรียนรู้ทางเคมีอินทรีย์เบื้องต้นสำหรับนักศึกษาเคมีวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยีมีทางเลือกในการค้นคว้า และเรียนรู้เสริมทักษะการทำโจทย์เพิ่มเติมเป็นไปได้ง่ายขึ้น เพื่อการต่อยอดในการเรียนรู้ในสาขาของตนได้ อีกทั้งหากนักศึกษาต้องประกอบอาชีพที่เกี่ยวข้องกับการเคมีภัณฑ์ก็จะทำให้เข้าใจกลไกทางเคมีได้ง่ายขึ้นตามวัตถุประสงค์เพื่อการศึกษาที่ยั่งยืน

ดร.จิรดา สิงขรัตน์

- 2548 - Ph.D. (Organic Chemistry), University of Wales, Cardiff, สหราชอาณาจักร (UK)
- 2543 - M.Sc. (Advanced Chemical Technology), University of Manchester (UMIST), สหราชอาณาจักร (UK)
- 2540 - วท.บ. (เคมี) มหาวิทยาลัยมหิดล, ประเทศไทย

รองศาสตราจารย์ประจำสาขาวิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี
มหาวิทยาลัยธรรมศาสตร์

ISBN 978-616-314-846-9



9 786163 148469

ราคา 500 บาท

หมวดเคมี

<http://thammasatpress.tu.ac.th>