



เอกสารประกอบการสอน
รหัสวิชา ST2041103 รายวิชาเคมีสำหรับวิศวกร

จัดทำโดย
ผู้ช่วยศาสตราจารย์ ดร.วรวิทย์ จันท์สุวรรณ

หมวดวิชาวิทยาศาสตร์
คณะวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี
มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร
ปีการศึกษา 2565

คำนำ

เอกสารประกอบการสอนรายวิชาเคมีสำหรับวิศวกร รหัสวิชา ST2041103 ฉบับนี้จัดทำขึ้นจากการรวบรวมเอกสารประกอบการสอนแต่ละหน่วยเรียนของรายวิชาเคมีสำหรับวิศวกร ตามหลักสูตรวิศวกรรมศาสตรบัณฑิต คณะวิศวกรรมศาสตร์ มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร ที่ใช้ประกอบการสอนตั้งแต่ปีการศึกษา 2555 จนถึงปัจจุบัน

เอกสารประกอบการสอนรายวิชาเคมีสำหรับวิศวกร ประกอบด้วย 7 หน่วยเรียน ประกอบด้วย พื้นฐานทฤษฎีอะตอมและโครงสร้างอิเล็กทรอนิกส์ของอะตอม ปริมาณสัมพันธ์ สมบัติฟิสิกส์ ธาตุเคมีและโลหะและโลหะทรานซิชัน พันธะเคมี สมบัติแก๊ส ของแข็ง ของเหลวและสารละลาย สมดุลเคมีและจลนศาสตร์เคมี และกรด-เบสและสมดุลไอออน ครอบคลุมเนื้อหาวิชาพื้นฐานทางวิทยาศาสตร์ กลุ่มวิชาพื้นฐานทางเคมี ตามระเบียบคณะกรรมการสภาวิศวกรว่าด้วยวิชาพื้นฐานทางวิทยาศาสตร์ วิชาพื้นฐานทางวิศวกรรม และวิชาเฉพาะทางวิศวกรรมที่สภาวิศวกรจะให้การรับรองปริญญา ประกาศนียบัตร และวุฒิบัตรในการประกอบวิชาชีพวิศวกรรมควบคุม พ.ศ.2554 และได้มีการปรับปรุงทั้งเนื้อหาวิชาการให้ทันสมัย เพิ่มเติมตัวอย่าง วิธีการคำนวณ แบบฝึกหัด และความถูกต้องของคำศัพท์ทางวิทยาศาสตร์หรือศัพท์เฉพาะตามศัพท์วิทยาศาสตร์ ฉบับราชบัณฑิตยสถาน ปี พ.ศ. 2546 เพื่อให้นักศึกษาอ่านประกอบเพิ่มเติมจากการเข้าเรียนในชั้นเรียน เป็นการเสริมให้นักศึกษามีการเรียนรู้อย่างมีประสิทธิภาพ นับเป็นการยกระดับคุณภาพการศึกษาของมหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนครให้สูงขึ้น

เอกสารประกอบการสอนรายวิชาเคมีสำหรับวิศวกรฉบับนี้ได้เรียบเรียงจากแหล่งอ้างอิงจากหนังสือภาษาไทยและภาษาอังกฤษเป็นหลัก แต่มีภาพหรือตารางบางส่วนได้อ้างอิงมาจากฐานข้อมูลออนไลน์จากเว็บไซต์ เพื่อให้ได้ภาพหรือตารางที่แสดงประกอบคำอธิบายเนื้อหาวิชาการได้อย่างชัดเจนมากขึ้น การใช้หน่วยวัดปริมาณในบางหน่วยเรียนมีทั้งหน่วยที่เป็นหน่วยเอสไอ (SI) และหน่วยระบบเมตริก เนื่องจากเพื่อความสะดวกในการคำนวณและคำนึงถึงหน่วยวัดปริมาณที่ยังคงนิยมใช้กันแพร่หลายในสาขาวิชาชีพทางด้านวิศวกรรมศาสตร์และวิทยาศาสตร์ นอกจากนี้เนื้อหารายวิชาเคมีสำหรับวิศวกรเกี่ยวข้องกับสัญลักษณ์ธาตุ สูตรเคมี สมการเคมี หรือตัวแปรที่เกี่ยวข้องในการคำนวณ ดังนั้นในเอกสารประกอบการสอนฉบับนี้จึงมีการใช้เครื่องหมายจุลภาคคั่นระหว่างคำศัพท์ สูตรเคมี หรือตัวแปรใด ๆ เพื่อป้องกันความสับสนหรือการตีความหมายที่ผิดไปจากเนื้อหาที่ต้องการอธิบายในเรื่องนั้น ๆ

เอกสารประกอบการสอนรายวิชาเคมีสำหรับวิศวกรฉบับนี้ได้เผยแพร่เป็นเอกสารออนไลน์ผ่านเว็บไซต์ www.slideshare.net/woravith โดยแยกเป็นหน่วยเรียนเพื่อเป็นช่องทางสำหรับการศึกษาค้นคว้าเพิ่มเติมของนักศึกษาผ่านระบบเทคโนโลยีสารสนเทศได้ทั้งภายในและภายนอกมหาวิทยาลัย

ผู้ช่วยศาสตราจารย์ ดร.วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ
พฤษภาคม 2565

สารบัญ

	หน้า
คำนำ	ก
สารบัญ	ข
สารบัญภาพ	ค
สารบัญตาราง	ช
รายละเอียดของรายวิชา (มคอ.3)	1-1
การประเมินรายวิชา	1-9
ตารางกำหนดน้ำหนักคะแนน	1-10
แผนการสอนสัปดาห์ที่ 1	1
แผนการสอนสัปดาห์ที่ 2	26
แผนการสอนสัปดาห์ที่ 3	39
แผนการสอนสัปดาห์ที่ 4	54
แผนการสอนสัปดาห์ที่ 5	66
แผนการสอนสัปดาห์ที่ 6	87
แผนการสอนสัปดาห์ที่ 7	104
แผนการสอนสัปดาห์ที่ 8	127
แผนการสอนสัปดาห์ที่ 9	133
แผนการสอนสัปดาห์ที่ 10	154
แผนการสอนสัปดาห์ที่ 11	173
แผนการสอนสัปดาห์ที่ 12	192
แผนการสอนสัปดาห์ที่ 13	213
แผนการสอนสัปดาห์ที่ 14	237
แผนการสอนสัปดาห์ที่ 15	258
บรรณานุกรม	283

ลิขสิทธิ์โดย
 พศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุพรรณ
 มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

สารบัญภาพ

	หน้า
ภาพที่ 1.1	หลอดรังสีแคโทด (ก) การทดลองของครูกส์ และ (ข) แผนภาพวงจรของหลอดรังสีแคโทด 2
ภาพที่ 1.2	พฤติกรรมของรังสีแคโทดในสนามไฟฟ้าและสนามแม่เหล็ก. 3
ภาพที่ 1.3	การทดลองหยดน้ำมันของมิลลิแกน 4
ภาพที่ 1.4	หลอดรังสีแคโทดที่ดัดแปลงในการทดลองของโกลด์สไตน์ 5
ภาพที่ 1.5	แบบจำลองอะตอมของทอมสัน 6
ภาพที่ 1.6	การทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ด (ก) ผลการกระเจิงของรังสีแอลฟา และ (ข) แสดงสมมติฐาน องค์ประกอบภายในอะตอม..... 6
ภาพที่ 1.7	แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ดที่นิวเคลียสประกอบด้วยโปรตอนและนิวตรอน 7
ภาพที่ 1.8	ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก (ก) แสดงพลังงานโฟตอนตกกระทบบผิวโลหะ (ข) โฟโตอิเล็กทริกเซลล์ และ (ค) ความสัมพันธ์ระหว่างโฟโตอิเล็กตรอนกับความเข้มของแสง..... 9
ภาพที่ 1.9	การเกิดสเปกตรัมชนิดต่อเนื่อง 10
ภาพที่ 1.10	สเปกตรัมอะตอม (ก) ไฮโดรเจน และ (ข) โซเดียม ฮีเลียม นีออน และปรอท..... 10
ภาพที่ 1.11	อนุกรมของสเปกตรัมอะตอมของอะตอมไฮโดรเจน 12
ภาพที่ 1.12	การเปลี่ยนแปลงพลังงานของอิเล็กตรอนเมื่อมีการเปลี่ยนวงโคจร 13
ภาพที่ 1.13	แบบจำลองอะตอมของโบร์..... 14
ภาพที่ 1.14	ทิศทางการหมุนของอิเล็กตรอนในสนามแม่เหล็ก 16
ภาพที่ 1.15	แสดงกลุ่มหมอกอิเล็กตรอน..... 16
ภาพที่ 1.16	การกระจายตัวของอิเล็กตรอนของออร์บิทัล-s 17
ภาพที่ 1.17	การกระจายตัวของอิเล็กตรอนของออร์บิทัล-p 17
ภาพที่ 1.18	การกระจายตัวของอิเล็กตรอนของออร์บิทัล-d 17
ภาพที่ 1.19	การกระจายตัวของอิเล็กตรอนสำหรับออร์บิทัล-f 17
ภาพที่ 1.20	สัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุคาร์บอน 19
ภาพที่ 1.21	ชนิดของไอโซโทปอะตอมไฮโดรเจน 20
ภาพที่ 2.1	เวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมโซเดียมและโซเดียมไฮดรอกไซด์ 36
ภาพที่ 2.2	เวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมฟลูออรีนและฟลูออไรด์ไอออน 36
ภาพที่ 2.3	สูตรโครงสร้างเคมีของโมเลกุล CH_4 (ก) สูตรโครงสร้างแบบเส้น (ข) รูปทรงของโมเลกุลใน 3 มิติ และ (ค) แบบจำลองโมเลกุลทรงกลมและก้าน (ง) แบบจำลองสเปซฟิลลิง 37
ภาพที่ 2.4	สามเหลี่ยมโมลแสดงความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนัก จำนวนอนุภาค และปริมาตร ของแก๊ส 47
ภาพที่ 2.5	แสดงแนวคิดของสารกำหนดปริมาณ 54
ภาพที่ 2.6	แนวคิดการหาสารกำหนดปริมาณในกรณีที่สารตั้งต้นมีสัมประสิทธิ์จำนวนโมลไม่เท่ากัน 55
ภาพที่ 3.1	หลักไตรภาคีธาตุ (ก) ตารางธาตุของเดอเบอไรเนอร์ และ (ข) มวลอะตอมของธาตุตัวกลาง..... 61
ภาพที่ 3.2	ตารางธาตุของนิวแลนด์ส เผยแพร่ในปี ค.ศ.1866 61
ภาพที่ 3.3	ตารางธาตุที่เสนอโดยเมนเดเลเยฟในปี ค.ศ.1869. 62
ภาพที่ 3.4	ตารางธาตุที่เสนอโดยไมเออร์ในปี ค.ศ.1870. 62
ภาพที่ 3.5	ตารางธาตุที่เสนอโดยเมนเดเลเยฟในปี ค.ศ.1871 62
ภาพที่ 3.6	ตารางธาตุของเมนเดเลเยฟ เผยแพร่ในปี ค.ศ.1906..... 64
ภาพที่ 3.7	ความสัมพันธ์ระหว่างความถี่ของรังสีเอกซ์ต่อเลขอะตอม 64

ภาพที่ 3.8	ตารางธาตุที่เสนอโดยโมสลีย์.....	65
ภาพที่ 3.9	รูปแบบตารางธาตุปัจจุบัน	66
ภาพที่ 3.10	กลุ่มธาตุตามการจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-s, ออร์บิทัล-p, ออร์บิทัล-d และออร์บิทัล-f.....	68
ภาพที่ 3.11	ระยะรัศมีอะตอม (ก) รัศมีโลหะ (ข) รัศมีโคเวเลนต์ และ (ค) รัศมีไอออน.....	70
ภาพที่ 3.12	แนวโน้มรัศมีอะตอมของธาตุในตารางธาตุ (หน่วยพิโกเมตร).....	70
ภาพที่ 3.13	แสดงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานของ (ก) อะตอมเบริลเลียม และ (ข) อะตอมโซเดียม.....	72
ภาพที่ 3.14	แนวโน้มพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1.....	73
ภาพที่ 3.15	รูปสามมิติแสดงแนวโน้มพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 ของธาตุเรฟรีเซนเททีฟ.....	74
ภาพที่ 3.16	ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนของธาตุเรฟรีเซนเททีฟ	75
ภาพที่ 3.17	แนวโน้มค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน	76
ภาพที่ 3.18	แนวโน้มค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของพอลิง.....	77
ภาพที่ 3.19	ตำแหน่งธาตุเรฟรีเซนเททีฟ โลหะ และโลหะทรานซิชัน	81
ภาพที่ 3.20	ลักษณะของธาตุหมู่ 1A	82
ภาพที่ 3.21	ลักษณะสีเปลวไฟของธาตุหมู่ 1A	82
ภาพที่ 3.22	ลักษณะของธาตุหมู่ 2A	84
ภาพที่ 3.23	ลักษณะสีเปลวไฟของโลหะ Ca, Sr และ Ba	84
ภาพที่ 3.24	ลักษณะของธาตุหมู่ 3A	85
ภาพที่ 3.25	ลักษณะของธาตุหมู่ 4A	86
ภาพที่ 3.26	ลักษณะของธาตุหมู่ 5A	86
ภาพที่ 3.27	ลักษณะของธาตุหมู่ 6A	87
ภาพที่ 3.28	ลักษณะของธาตุหมู่ 7A	88
ภาพที่ 3.29	ลักษณะของธาตุหมู่ 8A	89
ภาพที่ 3.30	ตำแหน่งธาตุโลหะและกึ่งโลหะในตารางธาตุ.....	90
ภาพที่ 3.31	ตำแหน่งธาตุทรานซิชันในตารางธาตุ.....	91
ภาพที่ 4.1	โครงสร้างอิเล็กตรอนแบบจุดของลิอัสของธาตุเรฟรีเซนเททีฟ.....	95
ภาพที่ 4.2	โครงแบบอิเล็กตรอนตามกฎออกเตตของ (ก) Na และ Cl ก่อนเกิดพันธะ และ (ข) สารประกอบ NaCl.....	96
ภาพที่ 4.3	ลักษณะการเกิดพันธะระหว่างอะตอม C กับ H ตามกฎออกเตต.....	96
ภาพที่ 4.4	โมเลกุลที่อะตอมกลางไม่ครบกฎออกเตต.....	96
ภาพที่ 4.5	โมเลกุลที่อะตอมกลางเกินกฎออกเตต	97
ภาพที่ 4.6	รูปจำลองแสดงแรงดึงดูดทางไฟฟ้าสถิตระหว่างแคตไอออนและแอนไอออน	97
ภาพที่ 4.7	การเกิดพันธะไอออนระหว่างโซเดียมกับคลอรีนเกิดเป็นสารประกอบโซเดียมคลอไรด์	97
ภาพที่ 4.8	แผนผังวัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ ของการเกิดสารประกอบโซเดียมคลอไรด์	99
ภาพที่ 4.9	แสดงการละลายของผลึกไอออนในน้ำ.....	99
ภาพที่ 4.10	แสดงการเปราะและการแตกหักง่ายของผลึกไอออน	100
ภาพที่ 4.11	ภาพจำลองการเกิดพันธะโคเวเลนต์	103
ภาพที่ 4.12	แสดงการเกิดพันธะโคเวเลนต์ของมีเทน.....	103
ภาพที่ 4.13	แสดงการเกิดพันธะโคเวเลนต์ของ (ก) NH_3 และ (ข) H_2O	104
ภาพที่ 4.14	แรงผลักรวมและแรงดึงดูดระหว่างอะตอมในการเกิดพันธะโคเวเลนต์	104
ภาพที่ 4.15	ความสัมพันธ์ระหว่างพลังงานศักย์กับระยะระหว่างนิวเคลียสของไฮโดรเจน	104

ภาพที่ 4.16	แบบจำลอง (ก) การเกิดพันธะโคเวเลนต์ปกติ และ (ข) พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์	105
ภาพที่ 4.17	แสดงการเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์	105
ภาพที่ 4.18	แบบจำลองการโคจรของอิเล็กตรอนในพันธะโลหะ	108
ภาพที่ 4.19	แบบจำลองทะเลอิเล็กตรอนในพันธะโลหะ	108
ภาพที่ 4.20	แสดงแถบพลังงานของโลหะ	109
ภาพที่ 4.21	แสดงแถบพลังงานของโลหะลิเทียม	109
ภาพที่ 4.22	ช่องแถบพลังงานของสารตัวนำ กึ่งตัวนำและฉนวน	110
ภาพที่ 4.23	แบบจำลองการเกิดแรงไดโพล-ไดโพล	113
ภาพที่ 4.24	การเกิดแรงไดโพล-ไดโพลของ (ก) HCl และ (ข) แอซีโตน	113
ภาพที่ 4.25	แสดงแรงไดโพล-ไดโพลของโมเลกุลแอซีโตน	114
ภาพที่ 4.26	แรง dipole-induced dipole ระหว่าง H_2O กับ O_2	114
ภาพที่ 4.27	แรงลอนดอนของโมเลกุล I_2	114
ภาพที่ 4.28	การเกิดพันธะไฮโดรเจนของโมเลกุลน้ำ	115
ภาพที่ 4.29	การเกิดพันธะไฮโดรเจนของโมเลกุลเมทานอล	115
ภาพที่ 4.30	ผลของพันธะไฮโดรเจนที่มีต่อจุดเดือดของสาร	116
ภาพที่ 5.1	บารอมิเตอร์แบบทอร์ริเชลลี	119
ภาพที่ 5.2	แมนอมิเตอร์สำหรับวัดความดันของแก๊ส (ก) แบบปลายปิด และ (ข) และ (ค) แบบปลายเปิด	122
ภาพที่ 5.3	แสดงการเปรียบเทียบมาตราส่วนระหว่างองศาฟาเรนไฮต์ องศาเซลเซียส และองศาเคลวิน	123
ภาพที่ 5.4	กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างความดันกับปริมาตร เมื่ออุณหภูมิคงที่	124
ภาพที่ 5.5	กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่าง P กับ $1/V$	125
ภาพที่ 5.6	ความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรของแก๊สกับอุณหภูมิ	126
ภาพที่ 5.7	แสดงความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรกับอุณหภูมิเคลวิน (ก) แก๊สชนิดเดียวกัน (P ไม่เท่ากัน) และ (ข) แก๊สต่างชนิดกัน (P เท่ากัน)	126
ภาพที่ 5.8	แสดงความสัมพันธ์ระหว่าง (ก) P กับ T (หน่วย K) และ (ข) P กับ T (หน่วย $^{\circ}C$)	127
ภาพที่ 5.9	กราฟระหว่าง PV/RT กับ P ของแก๊สจริงบางชนิด	134
ภาพที่ 5.10	กราฟระหว่าง PV/RT กับ P สำหรับแก๊สไนโตรเจนที่อุณหภูมิต่าง ๆ	134
ภาพที่ 5.11	ลักษณะผลึกของแข็ง	138
ภาพที่ 5.12	โครงสร้าง 2 มิติ (ก) ผลึกของแข็งควอตซ์ และ (ข) แก้วที่ไม่เป็นรูปผลึก	139
ภาพที่ 5.13	การเรียงตัวของผลึกไอออน	140
ภาพที่ 5.14	ผลึกของแข็ง NaCl (ก) ลักษณะผลึก และ (ข) การเรียงตัวของของโครงผลึก NaCl	140
ภาพที่ 5.15	เซลล์หน่วยโครงสร้างผลึกของ (ก) CsCl (ข) ZnS และ (ค) CaF_2	140
ภาพที่ 5.16	โครงสร้างผลึกและการจัดเรียงตัวของอะตอมคาร์บอนใน (ก) เพชร และ (ข) แกรไฟต์	141
ภาพที่ 5.17	โครงสร้างผลึกของโมเลกุลน้ำแข็ง	142
ภาพที่ 5.18	ตัวอย่างผลึกโลหะ (ก) Cr (ข) Au และ (ค) Mg	143
ภาพที่ 5.19	เซลล์หน่วยผลึกโลหะ (ก) ลูกบาศก์กลางตัว (ข) ลูกบาศก์กลางหน้า และ (ค) เฮกซะโกนัล	143
ภาพที่ 5.20	โครงสร้างผลึกของแข็ง	144
ภาพที่ 5.21	โครงสร้างผลึกและแลตทิซพารามิเตอร์	144
ภาพที่ 5.22	แลตทิซบราวเว 14 แบบ	146

ภาพที่ 5.23 แลตทิซบราเวของเซลล์หน่วยระบบลูกบาศก์ (ก) ลูกบาศก์ธรรมดา (ข) ลูกบาศก์กลางตัว และ (ค) ลูกบาศก์กลางหน้า.....	146
ภาพที่ 5.24 เซลล์หน่วยลูกบาศก์ธรรมดา(ก) โครงสร้างผลึก (ข) เซลล์หน่วย และ (ค) ปริมาณอนุภาคในเซลล์หน่วย.....	147
ภาพที่ 5.25 เซลล์หน่วยลูกบาศก์กลางตัว (ก) โครงสร้างผลึก (ข) เซลล์หน่วย และ (ค) ปริมาณอนุภาคในเซลล์หน่วย.....	147
ภาพที่ 5.26 เซลล์หน่วยลูกบาศก์กลางหน้า (ก) โครงสร้างผลึก (ข) เซลล์หน่วย และ (ค) ปริมาณอนุภาคในเซลล์หน่วย.....	148
ภาพที่ 5.27 ทรงกลมในเซลล์หน่วย (ก) ทรงกลมที่มุมซึ่งใช้ร่วมกัน 8 เซลล์หน่วย (ข) ทรงกลมที่มุมซึ่งใช้ร่วมกัน 4 เซลล์หน่วย และ (ค) ทรงกลมที่ใช้ร่วมกัน 2 เซลล์หน่วย.....	148
ภาพที่ 5.28 รัศมีของทรงกลมและความยาวตามขอบของเซลล์หน่วยลูกบาศก์ธรรมดา.....	149
ภาพที่ 5.29 รัศมีของทรงกลมและความยาวตามขอบของเซลล์หน่วยลูกบาศก์กลางตัว.....	150
ภาพที่ 5.30 รัศมีอะตอมและความยาวตามขอบของเซลล์หน่วย (ก) ลูกบาศก์ธรรมดา (ข) ลูกบาศก์กลางตัว และ (ค) ลูกบาศก์กลางหน้า.....	150
ภาพที่ 5.31 โครงสร้างผลึกโซเดียมคลอไรด์ (NaCl).....	152
ภาพที่ 5.32 โครงสร้างผลึกซีเซียมคลอไรด์ (CsCl).....	152
ภาพที่ 5.33 โครงสร้างผลึก CaF_2	153
ภาพที่ 5.34 โครงสร้างผลึก ZnS	153
ภาพที่ 5.35 แสดงแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่ผิวหน้าและด้านล่าง.....	157
ภาพที่ 5.36 แรงตึงผิวของของเหลว.....	158
ภาพที่ 5.37 แสดงการระเหยของโมเลกุลของของเหลว.....	159
ภาพที่ 5.38 แสดงการแพร่ของของเหลว.....	159
ภาพที่ 5.39 แสดงการเดือดของของเหลว (ก) ในระบบเปิด และ (ข) ในระบบปิด.....	160
ภาพที่ 5.40 แสดงความดันไอของของเหลว (ก) โมเลกุลของเหลวเริ่มระเหย (ข) โมเลกุลของเหลวระเหยมากขึ้นและควบแน่นบางส่วน และ (ค) การระเหยและควบแน่นด้วยอัตราเท่ากัน.....	160
ภาพที่ 5.41 ความสัมพันธ์ระหว่างอุณหภูมิกับความดันไอของของเหลว.....	161
ภาพที่ 5.42 การแทนที่ในสารละลายของแข็ง (ก) สารละลายของแข็งแบบแทนที่ และ (ข) สารละลายของแข็งแบบเซลล์แทรก.....	163
ภาพที่ 5.43 การล้อมรอบสารไอออนโดยโมเลกุลของน้ำ.....	165
ภาพที่ 5.44 กระบวนการละลายของเกลือไอออนในน้ำ (ก) ผลึกไอออนถูกห้อมล้อมโดยโมเลกุลของน้ำ (ข) ของแข็งเริ่มละลาย ไอออนถูกไฮเดรต และ (ค) ของแข็งละลายเป็นสารละลาย.....	165
ภาพที่ 5.45 ความดันไอของสารบริสุทธิ์และสารละลาย.....	167
ภาพที่ 5.46 ภูมิภาคแสดงการเปลี่ยนแปลงของจุดเยือกแข็งและจุดเดือดของสารบริสุทธิ์และสารละลาย.....	169
ภาพที่ 6.1 กราฟแสดงอัตราการเกิดปฏิกิริยาเทียบกับเวลา.....	175
ภาพที่ 6.2 กราฟแสดงอัตราการเกิดปฏิกิริยาโดยพิจารณาความเข้มข้นสารเทียบกับเวลา.....	176
ภาพที่ 6.3 ความเข้มข้นของสารเมื่อเข้าสู่ภาวะสมดุล.....	177
ภาพที่ 6.4 แสดงความเข้มข้นของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ในระบบ ณ ภาวะสมดุล.....	177
ภาพที่ 6.5 แสดงภาวะสมดุลของปฏิกิริยาการสลายตัวของ N_2O_4	178
ภาพที่ 6.6 กราฟแสดงการรบกวนระบบโดยการเติม H_2	188

ภาพที่ 6.7	แสดงภาวะสมดุลเมื่อเติม N_2 ลงในปฏิกิริยาการเตรียมแอมโมเนีย.....	189
ภาพที่ 6.8	ภาวะสมดุลของการเตรียม NH_3 เมื่อมีการรบกวนระบบโดยการเติม H_2 และดึง NH_3 ออก.....	190
ภาพที่ 6.9	ลักษณะการชนกันของโมเลกุล A_2 และ B_2 (ก) การชนอย่างมีประสิทธิภาพ และ (ข) การชนอย่างไม่มีประสิทธิภาพ.....	194
ภาพที่ 6.10	พลังงานศักย์สำหรับปฏิกิริยา (ก) คายความร้อน และ (ข) ดูดความร้อน	195
ภาพที่ 6.11	การเปลี่ยนแปลงของสารสารเชิงซ้อนแก๊ส.....	195
ภาพที่ 6.12	พลังงานศักย์ของการเปลี่ยนแปลงในสารเชิงซ้อนแก๊ส.....	196
ภาพที่ 6.13	พลังงานศักย์ของปฏิกิริยาของสารเชิงซ้อนแก๊ส.....	196
ภาพที่ 6.14	การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสาร A และ B ในการเกิดปฏิกิริยาเคมี.....	197
ภาพที่ 6.15	แสดงการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์เทียบกับเวลา.....	198
ภาพที่ 6.16	การหาอัตราการเกิดปฏิกิริยาโดยลากเส้นสัมผัสกับเส้นกราฟ.....	198
ภาพที่ 6.17	แสดงการหาอัตราการเกิดปฏิกิริยา ณ ขณะใดขณะหนึ่งโดยลากเส้นสัมผัส	200
ภาพที่ 6.18	ขั้นตอนการหาสมการอัตราและค่าคงที่อัตรา	203
ภาพที่ 6.19	กราฟระหว่างความเข้มข้นของสารตั้งต้น $[A]_0$ กับเวลา t ของปฏิกิริยาอันดับศูนย์.....	207
ภาพที่ 6.20	กราฟของปฏิกิริยาอันดับหนึ่งระหว่าง $\log[A]$ กับเวลา (t).....	209
ภาพที่ 6.21	กราฟของปฏิกิริยาอันดับหนึ่งระหว่าง $\ln[A]$ กับ t	209
ภาพที่ 6.22	แสดงความสัมพันธ์ระหว่าง $t_{1/2}$ กับปริมาณสาร ให้ a เป็นปริมาณของสารขณะเริ่มต้น.....	210
ภาพที่ 7.1	การติดตั้งอุปกรณ์การไทเทรต.....	230
ภาพที่ 7.2	สูตรไอออนเชิงซ้อน.....	245
ภาพที่ 7.3	สูตรสารประกอบเชิงซ้อนที่มีไอออนคู่ประจุ.....	245

ลิขสิทธิ์โดย
 พศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ์
 มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

สารบัญตาราง

	หน้า
ตารางที่ 1.1	มวลและประจุของอนุภาคมูลฐานในอะตอม..... 7
ตารางที่ 1.2	อนุกรมเส้นของสเปกตรัมอะตอมของไฮโดรเจน 12
ตารางที่ 1.3	เลขควอนตัมหลักและชื่อเรียกเซลล์..... 14
ตารางที่ 1.4	ชนิดของออร์บิทัลเชิงอะตอมที่สัมพันธ์กับเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม..... 15
ตารางที่ 1.5	เลขควอนตัมและชนิดออร์บิทัลเชิงอะตอม 15
ตารางที่ 1.6	เลขอะตอมและมวลอะตอมของธาตุบางชนิด 18
ตารางที่ 1.7	จำนวนเลขอะตอมและมวลอะตอมของไอออนบางชนิด..... 19
ตารางที่ 1.8	ไอโซโทปของธาตุบางชนิดและร้อยละที่มีอยู่ในธรรมชาติ..... 20
ตารางที่ 2.1	มวลอะตอมเฉลี่ยและปริมาณไอโซโทปในธรรมชาติ 39
ตารางที่ 2.2	น้ำหนักของธาตุจำนวน 1 โมล..... 43
ตารางที่ 2.3	น้ำหนักของสารประกอบหรือโมเลกุลจำนวน 1 โมล 43
ตารางที่ 2.4	น้ำหนักของไอออนจำนวน 1 โมล..... 43
ตารางที่ 2.5	การทดลองหาปริมาตรของแก๊สต่อจำนวนโมลของแก๊สบางชนิดที่ STP..... 45
ตารางที่ 2.6	จำนวนอนุภาค น้ำหนัก และปริมาตรของสารบางชนิดจำนวน 1 โมล 46
ตารางที่ 3.1	ธาตุที่เมนเดเลเยฟทำนายสมบัติ 63
ตารางที่ 3.2	สมบัติของธาตุ eka-silicon ซึ่งเมนเดเลเยฟได้ทำนายไว้เทียบกับธาตุเจอร์เมเนียม 63
ตารางที่ 3.3	แสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุคาบที่ 1, 2 และ 3..... 68
ตารางที่ 3.4	แสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุหมู่ 1A, 2A, 7A และ 8A..... 69
ตารางที่ 3.5	สมบัติบางประการของ H เทียบกับธาตุหมู่ 1A กับหมู่ 7A..... 69
ตารางที่ 3.6	ค่าพลังงานไอออไนเซชันของอะตอมบางชนิด (kJ/mol)..... 72
ตารางที่ 3.7	ค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 ของธาตุหมู่ 1A..... 74
ตารางที่ 3.8	ค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 ของธาตุในคาบที่ 2 74
ตารางที่ 3.9	ค่าพลังงานไอออไนเซชันของแก๊สมีสกุล (หมู่ 8A) 75
ตารางที่ 3.10	สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 1A 82
ตารางที่ 3.11	สารประกอบของธาตุหมู่ 1A และการนำไปใช้ประโยชน์..... 83
ตารางที่ 3.12	สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 2A 85
ตารางที่ 3.13	สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 3A 85
ตารางที่ 3.14	สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 4A 86
ตารางที่ 3.15	สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 5A 87
ตารางที่ 3.16	สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 6A 87
ตารางที่ 3.17	สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 7A 88
ตารางที่ 3.18	สมบัติบางประการของแก๊สมีสกุล 89
ตารางที่ 3.19	ประโยชน์ของแก๊สมีสกุล 90
ตารางที่ 4.1	ระดับพลังงานสุดท้ายและจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของธาตุหมู่ A..... 95
ตารางที่ 4.2	อัตราส่วนไอออนของโลหะต่อไอออนของอโลหะในสูตรสารประกอบไอออน 100
ตารางที่ 4.3	การเขียนสูตรสารประกอบไอออนบางชนิด 100
ตารางที่ 4.4	ชื่อแคตไอออนบางชนิด..... 101
ตารางที่ 4.5	ชื่อแอนไอออนบางชนิด..... 101

ตารางที่ 4.6	ชื่อสารประกอบไอออนบางชนิด	102
ตารางที่ 4.7	ชื่อเรียกแคตไอออนของโลหะทรานซิชันที่มีเลขออกซิเดชัน 2 ค่าและมีชื่อเรียกภาษาละติน	102
ตารางที่ 4.8	ชื่อเรียกสารประกอบไอออนที่โลหะทรานซิชันที่มีเลขออกซิเดชัน 2 ค่า.....	102
ตารางที่ 4.9	การเขียนและการเรียกชื่อสารประกอบไอออน.....	103
ตารางที่ 4.10	พลังงานพันธะเฉลี่ย (kJ/mol)	107
ตารางที่ 4.11	เปรียบเทียบจุดเดือดและจุดหลอมเหลวของสารที่เกิดพันธะไฮโดรเจน	116
ตารางที่ 5.1	หน่วยความดันแก๊สและการเทียบหน่วยความดันแก๊ส.....	121
ตารางที่ 5.2	ค่าคงที่แวนเดอร์วาลส์ของแก๊สจริง.....	135
ตารางที่ 5.3	องค์ประกอบและสมบัติของแก้วที่ไม่เป็นรูปผลึก	139
ตารางที่ 5.4	สมบัติของเพชรและแกรไฟต์.....	142
ตารางที่ 5.5	ชนิดของผลึกและสมบัติทั่วไป.....	143
ตารางที่ 5.6	เซลล์หน่วยมาตรฐาน 7 ระบบ และแลตทิซบราวเว	145
ตารางที่ 5.7	รูปแบบโครงสร้างผลึกและสมบัตินิยามภาพของโลหะบางชนิด	153
ตารางที่ 5.8	ความตึงผิวของของเหลวที่อุณหภูมิ 20°C	158
ตารางที่ 5.9	ประเภทและชนิดของสารละลาย.....	162
ตารางที่ 5.10	ปริมาณตัวถูกละลายและค่าการละลายของเกลือบางชนิดในน้ำ	164
ตารางที่ 5.11	ค่าคงที่โมแลลของจุดเดือดที่เพิ่มสูงขึ้นและจุดเยือกแข็งที่ลดต่ำลงของตัวทำละลายสามัญ	170
ตารางที่ 5.12	ประเภทของคอลลอยด์	171
ตารางที่ 6.1	ความเข้มข้นของสาร ณ ภาวะสมดุล	ผลผิดพลาด! ไม่ได้กำหนดบุ๊กมาร์ก
ตารางที่ 6.2	ความเข้มข้นของสารและอัตราส่วนความเข้มข้นของสาร ณ ภาวะสมดุล	179
ตารางที่ 6.3	อัตราการเกิดปฏิกิริยาเฉลี่ยของปฏิกิริยาในช่วงเวลาที่เปลี่ยนแปลงไป	200
ตารางที่ 6.4	หน่วยของค่าคงที่อัตรา.....	205
ตารางที่ 7.1	คู่กรด-คู่เบสและความแรงของคู่กรด-คู่เบส	218
ตารางที่ 7.2	ค่า K_a และ K_b ของกรด-เบส บางชนิด.....	221
ตารางที่ 7.3	การแตกตัวของกรดโฟลิกโปรติกบางชนิดที่ 25°C.....	225
ตารางที่ 7.4	ชื่อเรียกเกลือที่ประกอบด้วยไอออนลบที่เป็นอะตอมเดี่ยว.....	235
ตารางที่ 7.5	ชื่อเรียกเกลือที่ประกอบด้วยไอออนลบของอนุมูลกรดที่ลงท้ายด้วย -อิก.....	235
ตารางที่ 7.6	ชื่อเรียกเกลือที่ประกอบด้วยไอออนลบของอนุมูลกรดที่ลงท้ายด้วย -อัส.....	235
ตารางที่ 7.7	ประโยชน์ของเกลือบางชนิด	236
ตารางที่ 7.8	ค่าคงที่สมดุลของการละลาย (K_{sp}) ของเกลือบางชนิดที่ 25°C	239
ตารางที่ 7.9	สารโคออร์ดิเนชันและเลขออกซิเดชันของอะตอมกลาง	246
ตารางที่ 7.10	ลิแกนด์และชื่อเรียกของลิแกนด์ประเภทโมโนเดนเทตที่เป็นประจุลบ	247
ตารางที่ 7.11	ลิแกนด์และชื่อเรียกของลิแกนด์ประเภทโมโนเดนเทตที่มีประจุเป็นกลาง	247
ตารางที่ 7.12	ลิแกนด์และชื่อเรียกของลิแกนด์ประเภทไบเดนเทต.....	247
ตารางที่ 7.13	จำนวนที่ซ้ำกันของลิแกนด์.....	248
ตารางที่ 7.14	จำนวนที่ซ้ำกันของลิแกนด์ประเภทโพลีเดนเทต.....	249
ตารางที่ 7.15	ชื่อโลหะทรานซิชันในไอออนเชิงซ้อนที่มีประจุลบ	249

ตารางที่ 7.16 โลหะแทรนซิชันที่มีชื่อเรียกเป็นภาษาละติน.....	249
ตารางที่ 7.17 ค่าคงที่สมดุลของการเกิดไอออนเชิงซ้อนในน้ำที่ 25°C.....	251

ลิขสิทธิ์โดย
พศ.ดร.วรวิทย์ จันทร์สุพรรณ
มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

รายละเอียดของรายวิชา
มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร
คณะวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

หมวดที่ 1 ข้อมูลโดยทั่วไป

1	รหัสและชื่อวิชา ST2031103 เคมีสำหรับวิศวกร
2	จำนวนหน่วยกิต 3 หน่วยกิต 3(3-0-6)
3	หลักสูตรและประเภทของวิชา หลักสูตร ปริญญาตรี หมวดวิชา เฉพาะ กลุ่มวิชาพื้นฐานวิชาชีพ
4	อาจารย์ผู้สอน ผู้ช่วยศาสตราจารย์ ดร.วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ
5	ภาคการศึกษา/ชั้นปีที่เรียน 1/2565 ชั้นปีที่ 1
6	รายวิชาที่ต้องเรียนมาก่อน (Pre-requisite) (ถ้ามี) ไม่มี
7	รายวิชาที่ต้องเรียนพร้อมกัน (Co-requisites) (ถ้ามี) ไม่มี
8	สถานที่เรียน คณะวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี
9	วันที่จัดทำหรือปรับปรุงรายละเอียดของรายวิชาครั้งล่าสุด

หมวดที่ 2 จุดมุ่งหมายและวัตถุประสงค์

1	จุดมุ่งหมายของรายวิชา เข้าใจเกี่ยวกับ ทฤษฎีอะตอม สมบัติฟิสิกส์และพันธะเคมี คำนวณเกี่ยวกับปริมาณสารสัมพันธ์ แก๊ส ของแข็ง สารละลาย สมดุลเคมี จลนพลศาสตร์เคมี และสมดุลไอออนเห็นความสำคัญ และสามารถประยุกต์ใช้ความรู้
2	วัตถุประสงค์ในการพัฒนา/ปรับปรุงรายวิชา พัฒนาผลสัมฤทธิ์ทางการเรียนรู้ของนักศึกษาด้านวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยีให้สูงขึ้นและสอดคล้องตามกรอบมาตรฐานคุณวุฒิระดับอุดมศึกษาแห่งชาติเพื่อพัฒนาวิธีการจัดการเรียนรู้เพื่อให้สอดคล้องกับตัววิทยาการสมัยใหม่

หมวดที่ 3 ลักษณะและการดำเนินการ

1	คำอธิบายรายวิชา พื้นฐานทฤษฎีอะตอมและโครงสร้างอิเล็กตรอนของอะตอม ปริมาณสารสัมพันธ์ สมบัติฟิสิกส์ ธาตุเรฟรีเซนเททีฟ โลหะและโลหะทรานซิชัน พันธะเคมี สมบัติของแก๊ส ของแข็ง ของเหลวและสารละลาย สมดุลเคมีและจลนพลศาสตร์เคมี และสมดุลไอออน Basic of atomic theory and electronic structures of atoms; stoichiometry; periodic properties, representative elements, non-metal and transition metals; chemical bonds; properties of gas, solid, liquid and solution; chemical equilibrium and chemical kinetics; ionic equilibrium
---	---

2	จำนวนชั่วโมงที่ใช้ต่อภาคการศึกษา			
	บรรยาย	สอนเสริม	การฝึกปฏิบัติ/ งานภาคสนาม/การฝึกงาน	การศึกษาด้วย ตนเอง
	45 ชั่วโมง	-	-	-
3	จำนวนชั่วโมงต่อสัปดาห์ที่อาจารย์ให้คำปรึกษาและแนะนำทางวิชาการแก่นักศึกษาเป็นรายบุคคล 1 ชั่วโมงต่อสัปดาห์			

หมวดที่ 4 การพัฒนาการเรียนรู้ของนักศึกษา

1	คุณธรรม จริยธรรม
	1.1 คุณธรรม จริยธรรมที่ต้องพัฒนา 1.เข้าใจและซาบซึ้งในวัฒนธรรมไทย ตระหนักในคุณค่าของระบบคุณธรรม จริยธรรม เสียสละ และซื่อสัตย์สุจริต 2.มีวินัย ตรงต่อเวลา รับผิดชอบต่อตนเองและสังคม เคารพกฎระเบียบและข้อบังคับต่าง ๆ ขององค์กรและสังคม 3.มีภาวะความเป็นผู้นำและผู้ตาม สามารถทำงานเป็นหมู่คณะ สามารถแก้ไขข้อขัดแย้งตามลำดับความสำคัญ เคารพสิทธิและรับฟังความคิดเห็นของผู้อื่น รวมทั้งเคารพในคุณค่าและศักดิ์ศรีของความเป็นมนุษย์
	1.2 วิธีการสอน การบรรยายและอภิปราย
	1.3 วิธีการประเมินผล 1. การสังเกตพฤติกรรม 2. การประเมินกระบวนการทำงาน/บทบาทในการทำกิจกรรม
2	ความรู้
	2.1 ความรู้ที่ต้องได้รับ 1.มีความรู้และความเข้าใจทางคณิตศาสตร์พื้นฐาน วิทยาศาสตร์พื้นฐาน วิศวกรรมพื้นฐาน และเศรษฐศาสตร์ เพื่อการประยุกต์ใช้กับงานทางด้านวิศวกรรมศาสตร์ที่เกี่ยวข้อง และการสร้างนวัตกรรมทางเทคโนโลยี
	2.2 วิธีการสอน 1. การบรรยาย 2. การอภิปราย 3. การระดมสมอง (Brain storming) 4. การสรุปประเด็นสำคัญ หรือการนำเสนอผลของการสืบค้นที่ได้รับมอบหมาย 5. การเรียนการสอนออนไลน์
	2.3 วิธีการประเมินผล 1. การสอบข้อเขียน/สอบย่อย 2. การประเมินกระบวนการทำงาน/บทบาทในการทำกิจกรรม 3. การสอบกลางภาค 4. การสอบปลายภาค

3	ทักษะทางปัญญา
	3.1 ทักษะทางปัญญาที่ต้องพัฒนา 2.สามารถรวบรวม ศึกษา วิเคราะห์ และสรุปประเด็นปัญหาและความต้องการ
	3.2 วิธีการสอน 1. การระดมสมอง (Brain storming) 2. การสรุปประเด็นสำคัญ หรือการนำเสนอผลของการสืบค้นที่ได้รับมอบหมาย 3. การเรียนการสอนออนไลน์
	3.3 วิธีการประเมินผล 1. การสอบข้อเขียน/สอบย่อย 2. การสอบปากเปล่า 3. การประเมินกระบวนการทำงาน/บทบาทในการทำกิจกรรม
4	ทักษะความสัมพันธ์ระหว่างบุคคลและความรับผิดชอบ
	4.1 ทักษะความสัมพันธ์ระหว่างบุคคลและความรับผิดชอบที่ต้องพัฒนา รู้จักบทบาท หน้าที่ และมีความรับผิดชอบในการทำงานตามที่มอบหมาย ทั้งงานบุคคลและงานกลุ่ม สามารถปรับตัวและทำงานร่วมกับผู้อื่นทั้งในฐานะผู้นำและผู้ตามได้อย่างมีประสิทธิภาพ สามารถวางตัวได้อย่างเหมาะสมกับความรับผิดชอบ
	4.2 วิธีการสอน 1. การอภิปราย 2. การเรียนการสอนออนไลน์
	4.3 วิธีการประเมินผล 1. การประเมินกระบวนการทำงาน/บทบาทในการทำกิจกรรม
5	ทักษะการวิเคราะห์เชิงตัวเลข การสื่อสารและการใช้เทคโนโลยีสารสนเทศ
	5.1 ทักษะการวิเคราะห์เชิงตัวเลข การสื่อสารและการใช้เทคโนโลยีสารสนเทศที่ต้องพัฒนา มีทักษะในการสื่อสารข้อมูลทั้งทางการพูด การเขียน และการสื่อความหมายโดยใช้สัญลักษณ์
	5.2 วิธีการสอน 1. การอภิปราย 2. การสรุปประเด็นสำคัญ หรือการนำเสนอผลของการสืบค้นที่ได้รับมอบหมาย 3. การเรียนการสอนออนไลน์
	5.3 วิธีการประเมินผล 1. การประเมินกระบวนการทำงาน/บทบาทในการทำกิจกรรม
6	ทักษะด้านการปฏิบัติงาน (ถ้ามี)
	6.1 ทักษะด้านการปฏิบัติงานที่ต้องพัฒนา -
	6.2 วิธีการสอน -
	6.3 วิธีการประเมินผล -

หมวดที่ 5 แผนการสอนและการประเมินผล

1. กำหนดการสอน

สัปดาห์ ที่	รหัสและชื่อบทเรียน	ชั่วโมงที่	กิจกรรมการ เรียนการสอน	สื่อที่ใช้	การวัดผล
1	1.1 โครงสร้างอะตอม	1-3	1. การบรรยาย 2. การอภิปราย 3. การเรียน การสอน ออนไลน์	หนังสือ/ ตำรา สไลด์	1. การสอบข้อเขียน/สอบย่อย 2. การประเมินกระบวนการ ทำงาน/บทบาทในการทำ กิจกรรม
2	1.2 โครงแบบ อิเล็กทรอนิกส์ของอะตอม	4-6	1. การบรรยาย 2. การอภิปราย 3. การเรียน การสอน ออนไลน์	หนังสือ/ ตำรา สไลด์	1. การสอบข้อเขียน/สอบย่อย 2. การประเมินกระบวนการ ทำงาน/บทบาทในการทำ กิจกรรม
3	2.1 พื้นฐานปริมาณ สัมพัทธ์	7-9	1. การบรรยาย 2. การอภิปราย 3. การเรียน การสอน ออนไลน์	หนังสือ/ ตำรา สไลด์	1. การสอบข้อเขียน/สอบย่อย 2. การประเมินกระบวนการ ทำงาน/บทบาทในการทำ กิจกรรม
4	2.2 สมการเคมี	10-12	1. การบรรยาย 2. การอภิปราย 3. การเรียน การสอน ออนไลน์	หนังสือ/ ตำรา สไลด์	1. การสอบข้อเขียน/สอบย่อย 2. การประเมินกระบวนการ ทำงาน/บทบาทในการทำ กิจกรรม
5	3.1 ตารางธาตุ	13-15	1. การบรรยาย 2. การอภิปราย 3. การเรียน การสอน ออนไลน์	หนังสือ/ ตำรา สไลด์	1. การสอบข้อเขียน/สอบย่อย 2. การประเมินกระบวนการ ทำงาน/บทบาทในการทำ กิจกรรม
6	3.2 ธาตุเรพรีเซนเททีฟ อโลหะ และโลหะแทร นซิชัน	16-18	1. การบรรยาย 2. การอภิปราย 3. การเรียน การสอน ออนไลน์	หนังสือ/ ตำรา สไลด์	1. การสอบข้อเขียน/สอบย่อย 2. การประเมินกระบวนการ ทำงาน/บทบาทในการทำ กิจกรรม
7	4.1 แร่ยึดเหนี่ยว ภายในโมเลกุล	19-21	1. การบรรยาย 2. การอภิปราย 3. การเรียน การสอน ออนไลน์	หนังสือ/ ตำรา สไลด์	1. การสอบข้อเขียน/สอบย่อย 2. การประเมินกระบวนการ ทำงาน/บทบาทในการทำ กิจกรรม

8	4.2 แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล	22-24	1. การบรรยาย 2. การอภิปราย 3. การเรียนการสอนออนไลน์	หนังสือ/ ตำรา สไลด์	1. การสอบข้อเขียน/สอบย่อย 2. การประเมินกระบวนการทำงาน/บทบาทในการทำกิจกรรม
9	5.1 แก๊ส	25-27	1. การบรรยาย 2. การอภิปราย 3. การเรียนการสอนออนไลน์	หนังสือ/ ตำรา สไลด์	1. การสอบข้อเขียน/สอบย่อย 2. การประเมินกระบวนการทำงาน/บทบาทในการทำกิจกรรม
10	5.2 ของแข็ง	28-30	1. การบรรยาย 2. การอภิปราย 3. การเรียนการสอนออนไลน์	หนังสือ/ ตำรา สไลด์	1. การสอบข้อเขียน/สอบย่อย 2. การประเมินกระบวนการทำงาน/บทบาทในการทำกิจกรรม
11	5.3 ของเหลวและสารละลาย	31-33	1. การบรรยาย 2. การอภิปราย 3. การเรียนการสอนออนไลน์	หนังสือ/ ตำรา สไลด์	1. การสอบข้อเขียน/สอบย่อย 2. การประเมินกระบวนการทำงาน/บทบาทในการทำกิจกรรม
12	6.1 สมดุลเคมี	34-36	1. การบรรยาย 2. การอภิปราย 3. การเรียนการสอนออนไลน์	หนังสือ/ ตำรา สไลด์	1. การสอบข้อเขียน/สอบย่อย 2. การประเมินกระบวนการทำงาน/บทบาทในการทำกิจกรรม
13	6.2 จลนศาสตร์เคมี	37-39	1. การบรรยาย 2. การอภิปราย 3. การเรียนการสอนออนไลน์	หนังสือ/ ตำรา สไลด์	1. การสอบข้อเขียน/สอบย่อย 2. การประเมินกระบวนการทำงาน/บทบาทในการทำกิจกรรม
14	7.1 สมดุลกรด-เบส	40-42	1. การบรรยาย 2. การอภิปราย 3. การเรียนการสอนออนไลน์	หนังสือ/ ตำรา สไลด์	1. การสอบข้อเขียน/สอบย่อย 2. การประเมินกระบวนการทำงาน/บทบาทในการทำกิจกรรม
15	7.2 สมดุลไอออน	43-45	1. การบรรยาย 2. การอภิปราย 3. การเรียนการสอนออนไลน์	หนังสือ/ ตำรา สไลด์	1. การสอบข้อเขียน/สอบย่อย 2. การประเมินกระบวนการทำงาน/บทบาทในการทำกิจกรรม
16	สอบปลายภาคการศึกษา				

2. แผนการประเมินผลการเรียนรู้

กิจกรรม ที่	ผลการเรียนรู้	วิธีการประเมิน	สัปดาห์ที่ ประเมิน	สัดส่วนของการ ประเมินผล
1		ทดสอบย่อยครั้ง 1 ทดสอบย่อยครั้ง 2 สอบปลายภาคการศึกษา		20% 20% 30%
2		วิเคราะห์กรณีศึกษา	ตลอดภาค การศึกษา	20%
3		การเข้าชั้นเรียน การมีส่วนร่วมในการอภิปราย เสนอความคิดเห็น	ตลอดภาค การศึกษา	10%

หมวดที่ 6 ทรัพยากรประกอบการเรียนการสอน

1	เอกสารและตำราหลัก 1. อภิสิฏฐ์ ศงสะเสน, สรณันรินทร์ บังเกิดผล และ อาทิตย์ สกุกตันติเมธา. เคมีทั่วไป สำหรับวิศวกร. กรุงเทพฯ. 2554. 2. อินทิรา หาญพงษ์พันธ์ และ บัญชา พูลโกคา. เคมีทั่วไป: สำหรับนิสิต วิศวกรรมศาสตร์. สำนักพิมพ์แห่งจุฬาฯ
2	เอกสารและข้อมูลสำคัญ 1. เอกสารประกอบการสอน วิชาเคมีสำหรับวิศวกร แหล่งสืบค้น http://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=4382 2. การเรียนการสอนออนไลน์ http://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=2100 3. เอกสาร power point แหล่งสืบค้น http://www.slideshare.net/woravith
3	เอกสารและข้อมูลแนะนำ เว็บไซต์

หมวดที่ 7 การประเมินและปรับปรุงการดำเนินการของรายวิชา

1	กลยุทธ์การประเมินประสิทธิผลของรายวิชาโดยนักศึกษา การประเมินประสิทธิผลในรายวิชานี้ ที่จัดทำโดยนักศึกษา ได้จัดกิจกรรมในการนำแนวคิดและความเห็นจากนักศึกษาได้ดังนี้ - การสนทนากลุ่มระหว่างผู้สอนและผู้เรียน - แบบประเมินผู้สอนและแบบประเมินรายวิชา
2	กลยุทธ์การประเมินการสอน ในการเก็บข้อมูลเพื่อประเมินการสอน ได้มีกลยุทธ์ดังนี้ - ผลการเรียนของนักศึกษา - การทวนสอบผลการประเมินการเรียนรู้
3	การปรับปรุงการสอน หลังจากผลการประเมินการสอนในข้อ 2 จึงมีการปรับปรุงการสอนโดยการจัดกิจกรรมในการระดมสมอง และหาข้อมูลเพิ่มเติมในการปรับปรุงการสอนดังนี้

	- สัมมนาการจัดการเรียนการสอน - การวิจัยในและนอกชั้นเรียน
4	การทวนสอบมาตรฐานผลสัมฤทธิ์ของนักศึกษาในรายวิชา ในระหว่างกระบวนการสอนรายวิชา มีการทวนสอบผลสัมฤทธิ์ในรายหัวข้อ ตามที่คาดหวังจากการเรียนรู้ในวิชา ได้จากการสอบถามนักศึกษา หรือการสุ่มตรวจผลงานของนักศึกษา รวมถึงพิจารณาจากผลการทดสอบย่อยและหลังการออกผลการเรียนรายวิชา มีการทวนสอบผลสัมฤทธิ์โดยรวมในวิชาได้ดังนี้ - ตั้งคณะกรรมการประจำสาขาวิชา ตรวจสอบผลการประเมินการเรียนรู้ ตามที่กำหนดในรายวิชา เช่น ข้อสอบ รายงาน วิธีให้คะแนนสอบและคะแนนพฤติกรรม - คณะกรรมการประจำคณะพิจารณาอนุมัติผลการเรียน
5	การดำเนินการทวนสอบและการวางแผนปรับปรุงประสิทธิภาพของรายวิชา จากผลการประเมินและทวนสอบผลสัมฤทธิ์ประสิทธิผลรายวิชา ได้มีการวางแผนปรับปรุงการสอนและรายละเอียดวิชา เพื่อให้เกิดคุณภาพมากขึ้นดังนี้ - ปรับปรุงรายวิชาทุก 3 ปี หรือตามข้อเสนอแนะและผลการทวนสอบมาตรฐานผลสัมฤทธิ์ตามข้อ 4 - เปลี่ยนหรือสลับอาจารย์ผู้สอนเพื่อให้นักศึกษามีมุมมองในเรื่องการประยุกต์ความรู้นี้กับปัญหาที่มาจากงานวิจัยของอาจารย์หรืออุตสาหกรรมต่างๆ

ลิขสิทธิ์โดย
 พศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ
 มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

การประเมินผลรายวิชา

รายวิชานี้แบ่งเป็น 7 หน่วยเรียน แยกได้ 15 บทเรียน การวัดและการประเมินผลรายวิชา ดำเนินการดังนี้

1. **วิธีการ** ดำเนินการรวบรวมข้อมูลเพื่อการประเมินผล แยกเป็น 3 ส่วน โดยกำหนดคะแนนเต็มของวิชาไว้ 100 คะแนน

- 1.1 การทดสอบ (สอบย่อยและสอบปลายภาค) 70 คะแนน หรือร้อยละ 70
- 1.2 ผลงานที่มอบหมาย 20 คะแนน หรือร้อยละ 20
- 1.3 พิจารณาจิตพิสัย (กิจนิสัย ความตั้งใจและการเข้าร่วมกิจกรรม) 10 คะแนน หรือร้อยละ 10

2. **เกณฑ์ผ่านรายวิชา** ผู้ที่จะผ่านรายวิชานี้จะต้องมีคุณสมบัติดังนี้

- 2.1 มีเวลาเข้าชั้นเรียนไม่ต่ำกว่าร้อยละ 80 ของเวลาเรียน
- 2.2 มีคะแนนรวมทั้งรายวิชาไม่ต่ำกว่าร้อยละ 50

3. **เกณฑ์ค่าระดับคะแนน** กำหนดค่าระดับคะแนนร้อยละตามเกณฑ์ ดังนี้

3.1 พิจารณาตามเกณฑ์ผ่านข้อ 2 ผู้ไม่ผ่านเกณฑ์ตามข้อ 2 จะได้รับค่าระดับคะแนน จ หรือ F

3.2 ผู้ที่สอบผ่านเกณฑ์ข้อ 2 จะได้รับค่าระดับคะแนน ตามเกณฑ์ดังนี้

คะแนนร้อยละ	80 ขึ้นไป	ได้	ก	หรือ	A
คะแนนร้อยละ	75 – 79	ได้	ข ⁺	หรือ	B ⁺
คะแนนร้อยละ	70 – 74	ได้	ข	หรือ	B
คะแนนร้อยละ	65 – 69	ได้	ค ⁺	หรือ	C ⁺
คะแนนร้อยละ	60 – 64	ได้	ค	หรือ	C
คะแนนร้อยละ	55 – 59	ได้	ง ⁺	หรือ	D ⁺
คะแนนร้อยละ	50 – 54	ได้	ง	หรือ	D

ลิขสิทธิ์โดย
 ผศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุพรรณ
 มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 1

หน่วยเรียนที่ 1 พื้นฐานทฤษฎีอะตอม และโครงสร้างอิเล็กตรอนของอะตอม

บทเรียนที่ 1.1 โครงสร้างอะตอม

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจโครงสร้างอะตอม

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. บอกแบบจำลองอะตอม
2. อธิบายทฤษฎีควอนตัม
3. อธิบายเลขอะตอม และมวลอะตอม
4. อธิบายไอโซโทป ไอโซโทน และไอโซบาร์

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนรู้

1. การบรรยาย
2. กิจกรรมในห้องเรียน และกิจกรรมการบ้าน

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 1 พื้นฐานทฤษฎีอะตอม และโครงสร้างอิเล็กทรอนิกส์ของอะตอม

บทเรียนที่ 1.1 โครงสร้างอะตอม

1.1.1 แบบจำลองอะตอม

ในปี ค.ศ.1805 ดอลตัน (John Dalton) นักวิทยาศาสตร์ชาวอังกฤษ เสนอแนวคิดเกี่ยวกับอะตอมซึ่งสอดคล้องกับกฎทางเคมีทั้งกฎทรงมวลและกฎสัดส่วนคงที่ แนวคิดที่สำคัญของดอลตันสรุปได้ดังนี้

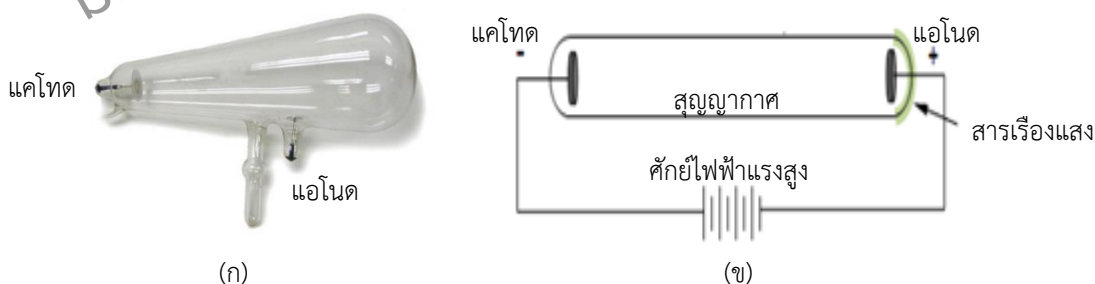
- 1) สสาร (matter) ประกอบขึ้นด้วยอนุภาคที่เล็กที่สุด เรียกว่า อะตอม โดยไม่สามารถแบ่งย่อยหรือสร้างขึ้นใหม่ได้
- 2) อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันจะเหมือนกัน และอะตอมของธาตุต่างชนิดกันจะแตกต่างกัน
- 3) สารประกอบที่เกิดจากการรวมตัวของธาตุสองชนิดหรือมากกว่าสองชนิดขึ้นไป จะมีจำนวนอะตอมของธาตุแต่ละชนิดเป็นจำนวนที่แน่นอน

หลังจากทฤษฎีอะตอมของดอลตันได้ถูกนำเสนอขึ้น รูปร่างอะตอมเป็นเสมือนวัตถุทรงกลมที่มีขนาดเล็กมากจนไม่สามารถแบ่งแยกต่อไปได้อีก ไม่สามารถทำลายหรือเปลี่ยนแปลงได้ แต่การทดลองตั้งแต่ปี ค.ศ.1850 จนถึงศตวรรษที่ 20 นักวิทยาศาสตร์ได้แสดงให้เห็นว่าอะตอมยังมีอนุภาคที่เล็กลงไปอีกได้แก่ อิเล็กตรอน (electron), โปรตอน (proton) และนิวตรอน (neutron)

1) การค้นพบอิเล็กตรอน

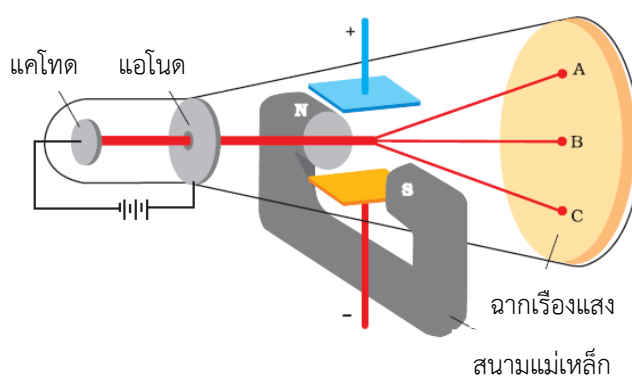
ปี ค.ศ.1833 ฟาราเดย์ (Michael Faraday) นักวิทยาศาสตร์ชาวอังกฤษ ได้ทำการทดลองเกี่ยวกับการผ่านกระแสไฟฟ้าเข้าไปในสารละลาย พบว่าจะมีการเปลี่ยนแปลงทางเคมีเกิดขึ้นที่ขั้วไฟฟ้าทั้งสอง พอสรุปได้ว่าองค์ประกอบภายในอะตอมต้องเกี่ยวข้องกับอนุภาคไฟฟ้า ในปี ค.ศ.1874 สโตนีย์ (George Johnstone Stoney) นักวิทยาศาสตร์ชาวไอริช เป็นคนแรกที่กล่าวถึงอนุภาคไฟฟ้าในสสาร โดยอธิบายว่าอนุภาคไฟฟ้าเป็นอนุภาคเล็ก ๆ และอยู่รวมกันกับอะตอม โดยเสนอให้เรียกอนุภาคนี้นี้ว่า อิเล็กตรอน แต่ในขณะนั้นยังไม่มีการพิสูจน์แต่อย่างใด

ในปี ค.ศ.1879 ครูกส์ (William Crookes) นักฟิสิกส์ชาวอังกฤษ ประดิษฐ์หลอดแก้วที่เรียกว่า หลอดรังสีแคโทด (cathode ray tube) โดยพัฒนามาจากหลอดโกลีสเตอร์ซึ่งเป็นผลงานของนักฟิสิกส์ชาวเยอรมันที่ชื่อว่า โกลีสเตอร์ (Heinrich Geissler, ปี ค.ศ.1857) ครูกส์ได้ศึกษาสมบัติของรังสีแคโทดจากเป็นหลอดแก้วที่มีแผ่นโลหะเป็นขั้วไฟฟ้าสองขั้วคือ ขั้วบวก เรียกว่า แอโนด (anode) และขั้วลบ เรียกว่า แคโทด (cathode) ดังภาพที่ 1.1(ก) เมื่อสูบล้ออากาศออกเกือบหมดแล้วผ่านศักย์ไฟฟ้าแรงสูงเข้าไปทำให้เกิดลำรังสีขึ้นระหว่างขั้วทั้งสอง พบว่าบริเวณใกล้ขั้วบวก (แอโนด) ปรากฏเรืองแสงสีเขียวอ่อน ๆ ขึ้น ซึ่งน่าจะเกิดจากรังสีที่พุ่งมาจากขั้วแคโทดมายังขั้วแอโนด ดังนั้นแสดงได้ว่าการเรืองแสงอาจเกิดจากการแผ่รังสีบางอย่างออกจากขั้วแคโทดและพุ่งตรงไปกระทบกับหลอดแก้วซึ่งฉาบสารเรืองแสง (สังกะสีซัลไฟด์) ไว้อย่างทั่ว ๆ ไปกับขั้วแอโนด นอกจากนั้น ครูกส์ได้ทำการทดลองซ้ำ โดยเปลี่ยนหลอดแก้วเป็นแบบต่าง ๆ ซึ่งผลปรากฏเช่นเดียวกัน ดังนั้น ครูกส์จึงสรุปว่า จะต้องมียังมีรังสีชนิดหนึ่งออกจากขั้วลบและพุ่งตรงไปยังขั้วบวก เรียกรังสีที่ออกมาจากขั้วลบนี้นี้ว่า รังสีแคโทด (cathode ray)



ภาพที่ 1.1 หลอดรังสีแคโทด (ก) การทดลองของครูกส์ และ (ข) แผนภาพวงจรของหลอดรังสีแคโทด

ซึ่งในปี ค.ศ.1897 ทอมสัน (Joseph John Thomson) นักวิทยาศาสตร์ชาวอังกฤษ ได้ดัดแปลงหลอดรังสีแคโทดโดยภายในบรรจุแก๊สความดันต่ำ ขั้วทำด้วยโลหะเมื่อผ่านไฟฟ้าที่มีศักย์สูง ๆ จะสังเกตเห็นการไหลของกระแสไฟฟ้าเกิดขึ้นโดยมีทิศทางการไหลจากขั้วแคโทด และจะทะลุผ่านขั้วของแอโนดไปกระทบกันฉากที่เคลือบด้วยสารเรืองแสงทำให้เห็นเป็นแสงสว่างเกิดขึ้น โดยปกติรังสีแคโทดเคลื่อนที่เป็นเส้นตรง แต่ถ้าอยู่ในสนามแม่เหล็กหรือสนามไฟฟ้าจะเกิดการเลี้ยวเบนไปยังทิศทางที่เป็นขั้วบวกของสนามไฟฟ้า ทอมสันพบว่ารังสีที่เกิดขึ้นเกิดการเลี้ยวเบนเมื่ออยู่ในสนามแม่เหล็กหรือสนามไฟฟ้า แต่ถ้าไม่อยู่ทั้งในสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้า หรืออยู่ในทั้งสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้าพร้อมกัน จะเคลื่อนที่เป็นเส้นตรงเนื่องจากรังสีจะเกิดการหักล้างกันหมดซึ่งเป็นตามทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้า ดังภาพที่ 1.2 รังสีแคโทดจะกระทบปลายหลอดที่จุด A เมื่ออยู่ในสนามไฟฟ้า (หมายถึงรังสีเคลื่อนที่เบี่ยงเบนเข้าหาขั้วบวกของสนามไฟฟ้า) และกระทบที่จุด C เมื่ออยู่ในสนามแม่เหล็ก และที่จุด B เมื่อไม่มีทั้งสนามแม่เหล็กและสนามไฟฟ้าหรือเมื่อมีทั้งสองสนามจึงหักล้างกันไป สรุปได้ว่ารังสีแคโทดประกอบด้วยอนุภาคที่มีประจุลบ

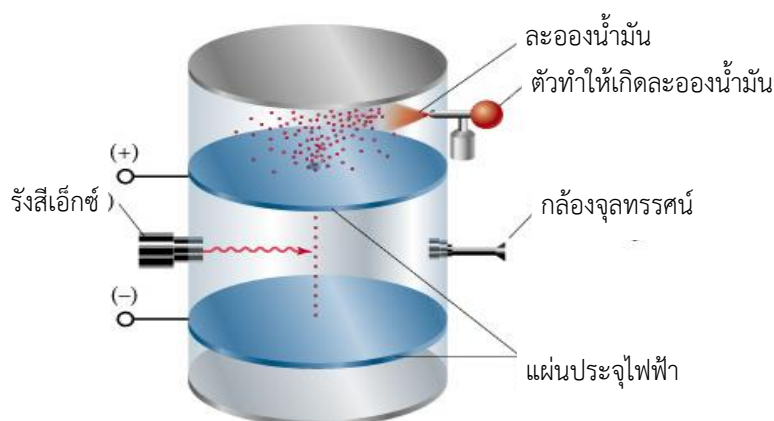


ภาพที่ 1.2 พฤติกรรมของรังสีแคโทดในสนามไฟฟ้าและสนามแม่เหล็ก. ที่มา: Chang & Goldsby. Chemistry. 2013. p. 41.

จากการทดลองของทอมสันทำให้สามารถคำนวณหาอัตราส่วนประจุไฟฟ้าต่อมวลของอิเล็กตรอน (e/m) มีค่าเท่ากับ 1.76×10^8 คูลอมบ์ต่อกรัม (C/g) ค่านี้เป็นค่าคงที่ ไม่ขึ้นกับชนิดของแก๊สที่ใช้ในการทดลอง จากผลงานการค้นพบอิเล็กตรอนทำให้ทอมสันได้รับรางวัลโนเบลสาขาฟิสิกส์ในปี ค.ศ.1906 แต่ขณะนั้นยังไม่ทราบเกี่ยวกับขนาดของประจุไฟฟ้าและขนาดมวลของอิเล็กตรอนที่แน่นอน

ในปี ค.ศ.1908 มิลลิแกน (Robert Andrews Millikan) นักฟิสิกส์ชาวอเมริกันได้ทำการทดลองหาค่าประจุของอิเล็กตรอน โดยการทดลองที่เรียกว่า การทดลองหยดน้ำมันของมิลลิแกน (Millikan's oil drop experiment) แสดงดังภาพที่ 1.3 ประกอบด้วยแผ่นโลหะที่มีประจุบวกอยู่ด้านบน เจาะรูเล็ก ๆ ตรงกลาง เมื่อละอองน้ำมันหยดออกมาจากกระบอกฉีด ซึ่งทำให้หยดน้ำมันเกิดจากเสียดสีมีสภาพเป็นประจุทั้งบวกและลบ มิลลิแกนให้หยดน้ำมันเหล่านี้เคลื่อนที่ในสนามไฟฟ้า แรงเนื่องจากสนามไฟฟ้าจะทำให้หยดน้ำมันที่มีประจุบวกและประจุลบมีการเคลื่อนที่ได้แตกต่างกัน โดยหยดน้ำมันที่มีประจุลบจะมีการเคลื่อนที่แบบช้า ๆ บางหยดเคลื่อนที่ขึ้น บางหยดเคลื่อนที่ลง บางหยดหยุดนิ่ง ส่วนหยดที่มีประจุบวกจะเคลื่อนที่ลงด้วยความเร็วมากกว่าหยดอื่นๆ ในการทดลอง มิลลิแกนจะเลือกศึกษาหยดน้ำมันที่มีประจุลบคือหยดที่เคลื่อนที่ช้า ๆ ปรับค่าความต่างศักย์ไฟฟ้า จนกระทั่งหยดน้ำมันหยุดนิ่ง

ค่าประจุไฟฟ้าของหยดน้ำมันที่มิลลิแกนคำนวณมีหลายค่าเช่น 1.60×10^{-19} , 3.20×10^{-19} และ 4.80×10^{-19} เป็นต้น ซึ่งตัวเลขเหล่านี้ มิลลิแกนพบว่าจะเป็นจำนวนเท่าของ 1.60×10^{-19} มิลลิแกนสรุปว่าหยดน้ำมันแต่ละหยดมีจำนวนอิเล็กตรอนไม่เท่ากัน และอิเล็กตรอนแต่ละตัวมีประจุเป็น 1.60×10^{-19} คูลอมบ์ (มิลลิแกนได้รับรางวัลโนเบลสาขาฟิสิกส์ในปี ค.ศ.1923)



ภาพที่ 1.3 การทดลองหยดน้ำมันของมิลลิแกน. ที่มา: ดัดแปลงจาก Brown et al. Chemistry: The Central Science. 2009. p. 40.

จากอัตราส่วนประจุต่อมวลของอิเล็กตรอน (e/m) เท่ากับ 1.76×10^8 คูลอมป์/กรัม (C/g) และประจุของอิเล็กตรอน (e) เท่ากับ 1.60×10^{-19} คูลอมป์ (C) มวลของอิเล็กตรอนคำนวณได้จาก

$$\text{มวลของอิเล็กตรอน} = \frac{\text{ประจุอิเล็กตรอน}}{\text{ประจุต่อมวลของอิเล็กตรอน}}$$

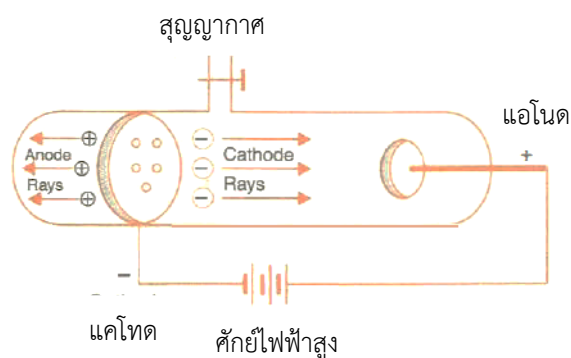
$$\text{ดังนั้น มวลของอิเล็กตรอน} = \frac{1.60 \times 10^{-19} \text{ C}}{1.76 \times 10^8 \text{ C/g}} = 9.10 \times 10^{-28} \text{ g}$$

เมื่อเทียบกับมวลอะตอม H ซึ่งเป็นอะตอมที่เบาที่สุด พบว่าอิเล็กตรอนมีมวลน้อยกว่าอะตอม H เกือบ 2,000 เท่า แสดงว่าอิเล็กตรอนเบามากและต่อมาพบว่าอิเล็กตรอนมีขนาดเล็กมาก (รัศมีน้อยกว่า 10^{-13} เซนติเมตร)

2) การค้นพบโปรตอนและนิวเคลียส

เนื่องจากอะตอมมีสมบัติเป็นกลางทางไฟฟ้า ทำให้นักวิทยาศาสตร์เชื่อว่าจะต้องมีอนุภาคที่มีประจุไฟฟ้าเป็นบวกเป็นองค์ประกอบจำนวนเท่ากับอนุภาคของอิเล็กตรอน ในปี ค.ศ.1866 โกลด์ชไตน์ (Eugen Goldstein) นักฟิสิกส์ชาวเยอรมันสามารถพิสูจน์ให้เห็นว่ามีรังสีหรืออนุภาคที่เป็นประจุบวกเกิดขึ้นพร้อมกันกับรังสีแคโทดในหลอดแก้วที่ใช้ทดลองด้วย

โกลด์ชไตน์ได้ดัดแปลงหลอดรังสีแคโทดเล็กน้อยจากที่ทอมสันใช้ โดยเจาะรูเล็ก ๆ ที่ของแผ่นโลหะทำหน้าที่เป็นขั้วแคโทด (ขั้วลบ) เมื่อผ่านไฟฟ้าที่มีความต่างศักย์ไฟฟ้าสูง จะสังเกตเห็นว่ามีลำแสงพุ่งผ่านรูของขั้วแคโทดไปยังด้านหลังของหลอด เรียกลำแสงนี้ว่ารังสีแอนโนด (anode ray) หรือรังสีแคแนล (canal ray) ดังภาพที่ 1.4 จึงสรุปได้ว่าประจุลบ (อิเล็กตรอน) ที่ปล่อยออกมาจากขั้วแคโทดชนกับอะตอมหรือโมเลกุลแก๊สที่บรรจุอยู่ในหลอด ทำให้โมเลกุลของแก๊สเหล่านี้เกิดการแตกตัวเป็นอนุภาคที่มีประจุบวกออกมาแล้วเคลื่อนที่ไปยังขั้วแคโทด



ภาพที่ 1.4 หลอดรังสีแคโทดที่ดัดแปลงในการทดลองของโกลด์สไตน์. ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://www.chemistry-assignment.com/anode-rays-or-canal-rays>

จากผลการทดลองของโกลด์สไตน์ เมื่อผ่านกระแสไฟฟ้าเข้าไปในหลอดจะปรากฏว่าจุดเรืองแสงที่ฉากหลังทั้งสองด้านแสดงว่ารังสีที่ไปกระทบฉากเรืองแสงหลังขั้วแคโทดจะต้องมีประจุบวก จึงมีข้อสงสัยว่าประจุบวกมาจากอะตอมของแก๊สหรืออะตอมของโลหะที่ใช้เป็นขั้ว การทดลองเพื่อหาค่าประจุต่อมวลของรังสีแอโนด สรุปได้ดังนี้

1) เมื่อเปลี่ยนชนิดของแก๊สที่บรรจุในหลอด โดยอุปกรณ์ทดลองเหมือนเดิมทุกอย่าง พบว่าอัตราส่วนประจุต่อมวล (e/m) ของรังสีแอโนดในแต่ละครั้งมีค่าไม่เท่ากัน แสดงว่าค่าอัตราส่วนประจุต่อมวล (e/m) ของรังสีแคแนล ขึ้นอยู่กับชนิดของแก๊ส

2) เมื่อเปลี่ยนชนิดโลหะที่ใช้ทำขั้ว โดยอุปกรณ์ทดลองเหมือนเดิมและใช้แก๊สชนิดเดิม พบว่าค่าอัตราส่วนประจุต่อมวล (e/m) มีค่าคงที่ทุกครั้ง แสดงว่าอัตราส่วนประจุต่อมวล (e/m) ของรังสีแอโนดไม่ขึ้นอยู่กับชนิดของโลหะที่ใช้ทำขั้วไฟฟ้า

ผลการทดลองของโกลด์สไตน์สรุปได้ว่า อัตราส่วนประจุต่อมวล (e/m) ของรังสีแอโนดขึ้นอยู่กับชนิดของแก๊สเพียงอย่างเดียว เนื่องจากแก๊สต่างชนิดกันจะมีมวลแตกต่างกัน แสดงว่าอนุภาคประจุบวกที่เกิดขึ้นในหลอดรังสีแคโทดเกิดจากอะตอมของแก๊สเท่านั้น นอกจากนี้ยังพบว่าแก๊ส H_2 จะได้อนุภาคประจุบวกเท่ากับประจุลบ

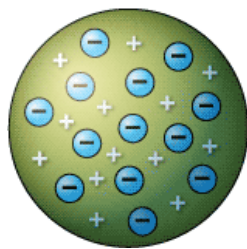
การค้นพบอิเล็กตรอนซึ่งเป็นอนุภาคที่เป็นประจุลบ (negative charge) และโปรตอนที่มีอนุภาคเป็นประจุบวก (positive charge) ซึ่งสอดคล้องกับความเชื่อของนักวิทยาศาสตร์ที่ยอมรับว่าอะตอมของธาตุในสถานะแก๊สจะมีสมบัติที่เป็นกลางทางไฟฟ้า ดังนั้นจึงสรุปได้ว่าอะตอมต้องมีอนุภาคลบและอนุภาคบวกอย่างละเท่า ๆ กัน

จากอัตราส่วนประจุต่อมวลของแก๊ส H_2 (e/m) เท่ากับ 9.58×10^4 คูลอมป์/กรัม (C/g) และประจุของอิเล็กตรอน (e) เท่ากับ 1.60×10^{-19} คูลอมป์ (C) มวลของโปรตอนคำนวณได้จาก

$$\text{มวลของโปรตอน} = \frac{\text{ประจุอิเล็กตรอน}}{\text{ประจุต่อมวลของแก๊สไฮโดรเจน}}$$

$$\text{ดังนั้น} \quad \text{มวลของโปรตอน} = \frac{1.60 \times 10^{-19} \text{ C}}{9.58 \times 10^4 \text{ C/g}} = 1.67 \times 10^{-24} \text{ g}$$

เมื่อเปรียบเทียบมวลของอะตอม H กับมวลของอิเล็กตรอน พบว่าอะตอม H มีมวลใหญ่กว่าประมาณ 1,840 เท่า ทอมสันได้เสนอแบบจำลองอะตอมขึ้นเป็นคนแรก กล่าวคือ อะตอมมีลักษณะเป็นทรงกลม ประกอบด้วยอนุภาคที่เป็นลบ เรียกว่าอิเล็กตรอน และอนุภาคที่เป็นบวกเรียกว่าโปรตอน อยู่อย่างกระจายกระจายสม่ำเสมอภายในอะตอม ดังภาพที่ 1.5

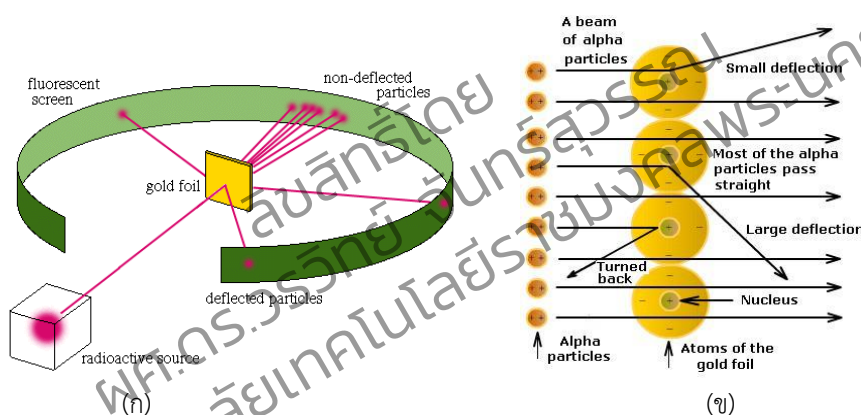


ภาพที่ 1.5 แบบจำลองอะตอมของทอมสัน

ในปี ค.ศ.1910 รัทเทอร์ฟอร์ด (Lord Ernest Rutherford) นักฟิสิกส์ชาวนิวซีแลนด์ ทำการทดลองยิงรังสีแอลฟา (alpha particle, α) ซึ่งเป็นอนุภาคประจุบวกไปยังแผ่นทองคำที่บางประมาณ 0.4 ไมโครเมตร (ซึ่งหมายความว่ามียอะตอมของทองคำ (Au) ซ้อนกันอยู่ประมาณ 1000 ชั้น) รัทเทอร์ฟอร์ดพบว่ารังสีแอลฟาส่วนใหญ่ทะลุผ่านแผ่นทองคำเป็นเส้นตรง มีรังสีบางส่วนเกิดการหักเหและมีรังสีส่วนน้อยมาก (1 ใน 100,000) เกิดการสะท้อนกลับทางเดิม แสดงในภาพที่ 1.6(ก) ซึ่งจากผลการทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ดทำให้ขัดแย้งกับแบบจำลองอะตอมของทอมสัน 2 ประเด็นคือ

1) รังสีแอลฟา (α -particle) ซึ่งเกิดจากอะตอมฮีเลียม (He) มีประจุเป็นบวกและมีมวลมาก (มากกว่า H ประมาณ 4 เท่า) ควรต้องชนกับโปรตอน (ประจุบวก) ที่อยู่กระจัดกระจายภายในอะตอมตามแบบจำลองอะตอมของทอมสัน และควรส่งผลให้รังสีแอลฟาน่าจะเบี่ยงเบนหรือสะท้อนกลับมากกว่าที่จะทะลุผ่านตรงไป แต่จากผลการทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ดแสดงให้เห็นว่าอะตอมมีช่องว่างจำนวนมากจึงทำให้รังสีแอลฟาส่วนใหญ่ทะลุผ่านตรงไปได้

2) รังสีที่เบี่ยงเบนจากแนวเส้นตรงแสดงว่าต้องเฉียดเข้าใกล้อนุภาคประจุบวกในอะตอม และรังสีที่สะท้อนกลับแสดงว่าต้องชนกับอนุภาคประจุบวกซึ่งเป็นประจุที่เหมือนกันในอะตอม จึงเกิดการผลักกันอย่างรุนแรง ดังนั้น อนุภาคประจุบวกในอะตอมน่าจะรวมตัวกันอย่างหนาแน่น



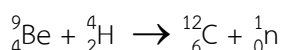
ภาพที่ 1.6 การทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ด (ก) ผลการกระเจิงของรังสีแอลฟา และ (ข) แสดงสมมติฐานองค์ประกอบภายในอะตอม. ที่มา: Brown et al. Chemistry: The Central Science. 2009. p. 42.

รัทเทอร์ฟอร์ดอธิบายผลการกระเจิงของรังสีแอลฟา จากการพุ่งชนอะตอมทองคำในแผ่นทองคำ ว่าบริเวณใจกลางอะตอมน่าจะเป็นที่รวมของอนุภาคประจุบวก (โปรตอน) จึงมีความหนาแน่นมาก ส่งผลให้รังสีแอลฟาเบี่ยงเบนหรือสะท้อนกลับเมื่อเฉียดเข้าใกล้หรือชน ส่วนบริเวณรอบนอกจะเป็นอนุภาคประจุลบ (อิเล็กตรอน) โดยในอะตอมอนุภาคประจุบวกและอนุภาคประจุลบจะมีจำนวนเท่ากัน จากการทดลองพบว่ารังสีแอลฟา 1 ใน 100,000 อนุภาค เบี่ยงเบนออกไปเป็นมุมใหญ่กว่า 90° ทั้งนี้เนื่องจากเมื่อรังสีแอลฟาเข้าใกล้นิวเคลียสจะมีแรงผลักระหว่างประจุบวกค่อนข้างสูง มุมที่เบี่ยงเบนไปจึงกว้างและถ้าอนุภาคพุ่งตรงเข้าหานิวเคลียสจะมีแรงผลักอย่างแรง ทำให้รังสีมีทิศทางสะท้อนกลับ ดังภาพที่ 1.6(ข)

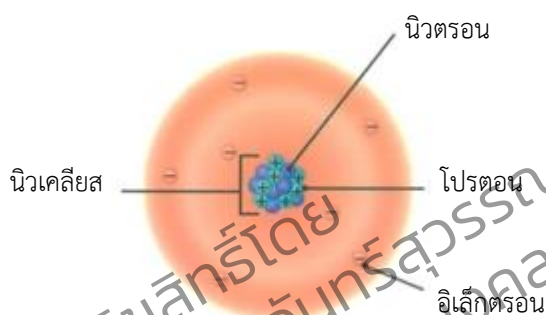
รัทเทอร์ฟอร์ดได้เสนอว่า ภายในอะตอมส่วนใหญ่จะเป็นที่ว่าง ซึ่งเป็นที่อยู่ของอิเล็กตรอน และประจุบวกทั้งหมดรวมกันอยู่ที่ตรงกลางอะตอม เรียกว่านิวเคลียส

3) การค้นพบนิวตรอน

รัทเทอร์ฟอร์ดสามารถอธิบายที่อยู่ของโปรตอนที่เราเรียกว่านิวเคลียส แต่พบข้อสงสัยอีกประการหนึ่งคืออะตอม H ซึ่งเป็นอะตอมที่เล็กที่สุด มีโปรตอนจำนวน 1 โปรตอน และอะตอม He มี 2 โปรตอน ดังนั้นอัตราส่วนระหว่างมวลของ He ต่อ H ควรเท่ากับ 2:1 (เพราะว่าอิเล็กตรอนเบากว่าโปรตอนมาก จึงไม่นำมาพิจารณา) แต่ในความเป็นจริงอัตราส่วนระหว่างมวลของ He ต่อ H เป็น 4:1 รัทเทอร์ฟอร์ดจึงเสนอว่าจะต้องมีอนุภาคชนิดอื่นอีกที่ไม่มีประจุรวมอยู่ในนิวเคลียส ในปี ค.ศ.1932 แซดวิก (James Chadwick) นักฟิสิกส์ชาวอังกฤษได้ทำการทดลองยิงรังสีแอลฟาไปยังแผ่นเบริลเลียม (Be) บาง ๆ พบว่าแผ่นโลหะ Be จะปล่อยรังสีบางชนิดที่มีอำนาจทะลุทะลวงได้ดีและมีพลังงานสูงคล้ายรังสีแกมมา (gamma ray) ในการทดลองต่อ ๆ มาสามารถสรุปได้ว่ารังสีนั้นประกอบด้วยอนุภาคที่เป็นกลางทางไฟฟ้า (ไม่มีประจุ) มีมวลมากกว่ามวลของโปรตอนเล็กน้อย และเมื่อเปลี่ยนชนิดโลหะจากเบริลเลียมเป็นธาตุโลหะอื่น ๆ พบว่ามีอนุภาคไม่มีประจุ (${}^1_0\text{n}$) เกิดขึ้นเช่นเดียวกับโลหะเบริลเลียมทุกครั้ง เรียกอนุภาคที่ไม่มีประจุว่า นิวตรอน (neutron)



แซดวิกได้แสดงให้เห็นว่าอนุภาคนี้เป็นกลางทางไฟฟ้าด้วยตัวเอง ไม่ได้เกิดจากการจับคู่กันระหว่างโปรตอนและอิเล็กตรอนแต่อย่างใด การค้นพบอนุภาคนิวตรอนในอะตอมทำให้ แซดวิกได้รับรางวัลโนเบลสาขาฟิสิกส์ในปี ค.ศ. 1935 และการค้นพบนิวตรอนทำให้โครงสร้างอะตอมที่เคยเสนอมาก่อนหน้านี้ไม่ถูกต้อง เพราะไม่มีการระบุอนุภาคนิวตรอนในโครงสร้างอะตอมเลย รัทเทอร์ฟอร์ดเสนอแบบจำลองอะตอมใหม่ที่ว่าในอะตอมนั้นมีโปรตอนและนิวตรอนรวมอยู่ด้วยกันเป็นนิวเคลียสและมีอิเล็กตรอนที่มีขนาดเล็กมากเคลื่อนที่กระจายอยู่เป็นกลุ่มรอบ ๆ นิวเคลียส ดังแสดงในภาพที่ 1.7



ภาพที่ 1.7 แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ดที่ในนิวเคลียสประกอบด้วยโปรตอนและนิวตรอน. ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://2011period7group3.wikispaces.com/Ernest+Rutherford>

อะตอมประกอบด้วยอนุภาคมูลฐาน 3 ชนิดประกอบด้วย อิเล็กตรอน (e) โปรตอน (p) และนิวตรอน (n) โดยอะตอมมีมวลน้อยมาก เนื่องจากอนุภาคมูลฐานที่อยู่ในอะตอมมีขนาดเล็กและมีมวลน้อยมาก ดังแสดงในตารางที่ 1.1 โดยบริเวณใจกลางเป็นนิวเคลียสที่มีความหนาแน่นสูง เนื่องจากภายในมีโปรตอนและนิวตรอนมีมวลเกือบเท่ามวลของอะตอม ส่วนรอบ ๆ นิวเคลียส จะมีอิเล็กตรอนโคจรรอบ ๆ โดยนิวเคลียสมีขนาดเส้นผ่านศูนย์กลางประมาณ 10^{-13} เซนติเมตร ขณะที่อะตอมมีเส้นผ่านศูนย์กลางมีขนาด 10^{-8} เซนติเมตร ในเวลาต่อมาได้มีการกำหนดหน่วยมวลอะตอม (atomic mass unit, amu) ขึ้นมาใช้ โดยกำหนดให้ 1.66054×10^{-24} กรัม เท่ากับ 1 amu หรือ 1 Dalton (D) เพื่อเป็นเกียรติแก่ดอลตัน

ตารางที่ 1.1 มวลและประจุของอนุภาคมูลฐานในอะตอม

อนุภาค	มวล (กรัม)	มวล (amu)	ประจุ (คูลอมบ์)	ประจุ
อิเล็กตรอน	9.10×10^{-28}	0.0005486	1.60×10^{-19}	-1
โปรตอน	1.67×10^{-24}	1.007276	1.60×10^{-19}	+1
นิวตรอน	1.67×10^{-24}	1.008665	0	0

1.1.2 ทฤษฎีควอนตัม

แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ดแม้จะได้รับการยอมรับกันว่าใกล้เคียงความเป็นจริง แต่ไม่สามารถอธิบายข้อสงสัย 2 ประการได้ คือ

1) เพราะเหตุใดโปรตอน (ประจุไฟฟ้าบวก) จึงรวมอยู่ด้วยกันในนิวเคลียสได้ ซึ่งควรเกิดแรงผลักกัน เพราะมีประจุไฟฟ้าเหมือนกัน

2) เพราะเหตุใดอิเล็กตรอนเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสได้อย่างสม่ำเสมอและระยะห่างของการเคลื่อนที่เท่าเดิม โดยไม่สูญเสียพลังงานหรือถูกดูดเข้าใกล้นิวเคลียส เพราะทฤษฎีพลศาสตร์ไฟฟ้าแบบดั้งเดิมเชื่อว่าอิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่เป็นวงกลมจะเปล่งรังสีแม่เหล็กไฟฟ้า ความถี่ของรังสีแม่เหล็กไฟฟ้าขึ้นกับจำนวนรอบของการหมุนต่อวินาที ดังนั้นการเปล่งรังสีเป็นการสูญเสียพลังงาน ควรส่งผลให้รัศมีวงโคจรรอบนิวเคลียสลดลง ประกอบกับนิวเคลียสมีความเป็นประจุบวกอย่างหนาแน่น

ในปี ค.ศ.1900 พลังค์ (Max Planck) นักฟิสิกส์ชาวเยอรมัน ได้เสนอทฤษฎีที่อธิบายถึงการเปล่งรังสีออกจากวัตถุดำ เมื่อให้ความร้อนมาก ๆ แก่วัตถุ วัตถุจะเปลี่ยนสี ชนิดของรังสีที่เปล่งออกมาและความเข้มของรังสีที่เปล่งออกมามีขึ้นอยู่กัอุณหภูมิ พลังค์เสนอแนวคิดใหม่โดยขัดแย้งกับทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้าแบบดั้งเดิมโดยสิ้นเชิง โดยเสนอว่าอะตอมหรือโมเลกุลสามารถเปล่งพลังงานได้เฉพาะบางค่าเท่านั้น และพลังงานของรังสีที่เปล่งออกมามีลักษณะคล้ายกับเป็นกลุ่มก้อน ซึ่งประกอบด้วยหน่วยปริมาณจำเพาะที่เรียกว่า ควอนไทซ์ (quantized) การเปลี่ยนแปลงพลังงานของอะตอมเกิดขึ้นเมื่ออะตอมดูดกลืนหรือเปล่งพลังงานเป็นกลุ่มก้อน (packet) ซึ่งกลุ่มก้อนพลังงานดังกล่าว เรียกว่า ควอนตัม (quantum) ซึ่งขนาดของควอนตัมขึ้นกับความถี่ของรังสี (ν) พลังงานของแต่ละควอนตัม (E) จะเป็นสัดส่วนโดยตรงกับความถี่ (ν) ดังสมการ

$$E = nh\nu \quad \text{.....(1.1)}$$

เมื่อ E = พลังงานควอนตัมแสง (J)

n = ค่าคงที่เป็นเลขจำนวนเต็ม 1, 2, 3

h = ค่าคงที่ของพลังค์ (6.626×10^{-34} J/s)

ν = ความถี่คลื่นแสง (Hz)

จากทฤษฎีควอนตัมของพลังค์ (สมการ 1.1) พลังงานที่จะเปล่งออกมามีค่าเป็นจำนวนเท่าของ $h\nu$ เสมอ (เช่น $h\nu$, $2h\nu$, $3h\nu$) หรือมีค่าอย่างต่ำเท่ากับ $h\nu$ ซึ่งแสดงถึงระดับพลังงานของอนุภาคที่เปล่งรังสีแม่เหล็กไฟฟ้าออกมา

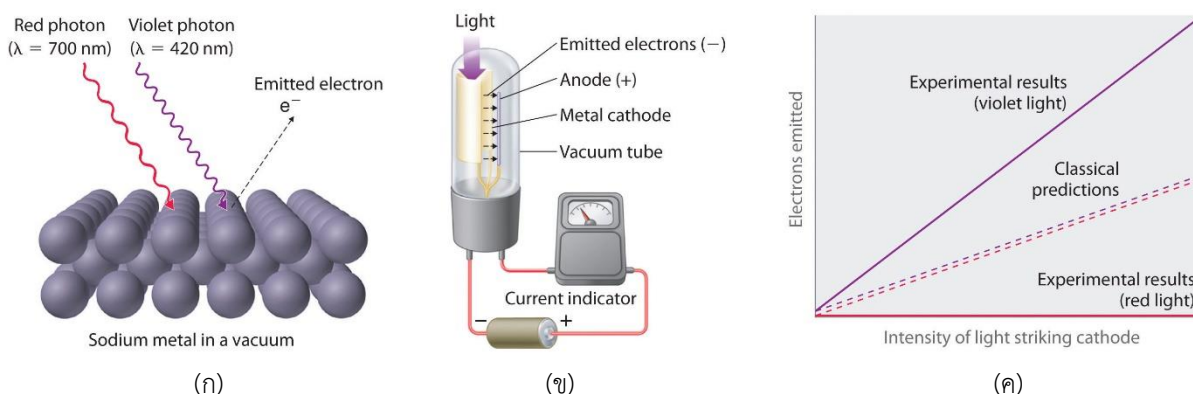
1) ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก

ในปี ค.ศ.1887 เฮิร์ตซ์ (Heinrich Hertz) พบว่าเมื่อฉายแสงยูวีไปยังขั้วไฟฟ้าซึ่งอยู่ในวงจรจะมีประจุไฟฟ้าหลุดออกมา ต่อมา ฮอลล์วอชส์ (Wilhelm Hallwachs) พบว่าเมื่อมีแสงหรือคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าความถี่สูงตกกระทบผิวโลหะ จะมีอิเล็กตรอนหลุดออกจากผิวโลหะ ปรากฏการณ์ดังกล่าวนี้เรียกว่า ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก (photoelectric effect) และเรียกอิเล็กตรอนอิสระที่หลุดออกจากผิวโลหะว่า โฟโตอิเล็กตรอน (photoelectron)

ทฤษฎีฟิสิกส์ดั้งเดิมทำนายว่าจำนวนอิเล็กตรอนที่หลุดออกจากผิวโลหะและพลังงานจลน์ของอิเล็กตรอนเหล่านั้นขึ้นอยู่กับความเข้มของแสงเท่านั้น โดยไม่ขึ้นกับความถี่ของแสง แต่ความเป็นจริงพบว่า โลหะแต่ละชนิดมีสมบัติเฉพาะของความถี่ขีดเริ่ม (threshold frequency) ที่พอเหมาะกับการเกิดโฟโตอิเล็กตรอนได้ สรุปได้ดังนี้

1) เมื่อแสงที่มีความถี่ต่ำกว่าความถี่ขีดเริ่มของโลหะ แม้จะมีความเข้มมากเพียงใดก็ตาม จะไม่เกิดโฟโตอิเล็กตรอนขึ้น เช่นในกรณีของโพตอนที่มีความยาวคลื่น 700 nm ดังภาพที่ 1.8(ก) แต่ถ้าแสงที่มีความถี่สูงกว่าความถี่ขีดเริ่มของโลหะ เช่น ในกรณีของโพตอนที่มีความยาวคลื่น 400 nm จะเกิดโฟโตอิเล็กตรอนขึ้น ดังภาพที่ 1.8(ก)

2) ในการศึกษาโฟโตอิเล็กทริกเซลล์ ดังภาพที่ 1.8(ข) พบว่าแสงที่มีความถี่สูงกว่าความถี่ขีดเริ่มของโลหะ จำนวนอิเล็กตรอนที่หลุดออกจากผิวโลหะจะเป็นสัดส่วนกับความเข้มของแสง และพลังงานจลน์ของโฟโตอิเล็กตรอนจะเป็นสัดส่วนกับความถี่ของแสง ดังภาพที่ 1.8(ค)



ภาพที่ 1.8 ปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก (ก) แสดงพลังงานโฟตอนตกกระทบผิวโลหะ (ข) โฟโตอิเล็กทริกเซลล์ และ (ค) ความสัมพันธ์ระหว่างโฟโตอิเล็กตรอนกับความเข้มของแสง. ที่มา: Averil, Principles of General Chemistry. (Online).

ในปี ค.ศ.1905 ไอน์สไตน์ (Albert Einstein) ได้ใช้ทฤษฎีควอนตัมของพลังค์อธิบายปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริก โดยแสงที่ตกกระทบกับผิวโลหะแล้วทำให้อิเล็กตรอนหลุดออกไปได้นั้น ซึ่งโลหะแต่ละชนิดต้องการพลังงานเฉพาะตัวค่าหนึ่งซึ่งพอที่จะทำให้อิเล็กตรอนหลุดออกไปได้ ไอน์สไตน์อธิบายปรากฏการณ์โฟโตอิเล็กทริกโดยคิดว่า พลังงานหรือแสงที่ตกกระทบผิวโลหะนั้นมีลักษณะเป็นกลุ่มอนุภาคขนาดเล็กที่เรียกว่า โฟตอน (photon) (โดยโฟตอน 1 ตัวมีพลังงานเท่ากับ $h\nu$ หรือ 1 ควอนตัม) เมื่อโฟตอนตกกระทบผิวโลหะจะถ่ายพลังงานให้กับอิเล็กตรอนของโลหะ โดยพลังงานส่วนหนึ่งจะใช้ในการดึงอิเล็กตรอนแยกหลุดจากผิวโลหะ และพลังงานอีกส่วนจะกลายเป็นพลังงานจลน์ที่ทำให้อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ออกไป พลังงานของโฟตอนสามารถหาได้จาก

$$h\nu = BE + KE \quad \text{.....(1.2)}$$

เมื่อ $h\nu$ = พลังงานของโฟตอน

BE = พลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนออกจากผิวโลหะ

KE = พลังงานจลน์ ($=\frac{1}{2}m\nu^2$)

จากสมการ (1.2) พลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนออกจากผิวโลหะ กลายเป็นพลังงานยึดเหนี่ยว (binding energy) ของอิเล็กตรอนในโลหะ ขึ้นอยู่กับความถี่เริ่มต้นที่เป็นความถี่ต่ำที่สุดที่สามารถดึงอิเล็กตรอนหลุดออกจากอะตอมได้

$$BE = h\nu_0 \quad \text{.....(1.3)}$$

เมื่อ h = ค่าคงที่ของพลังค์ ($6.626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$)

ν_0 = ความถี่เริ่มต้น

แทน $h\nu_0$ ลงในสมการ (1.2) จะได้

$$h\nu = h\nu_0 + \frac{1}{2}m\nu^2 \quad \text{.....(1.4)}$$

$$\frac{1}{2}m\nu^2 = h(\nu - \nu_0) \quad \text{.....(1.5)}$$

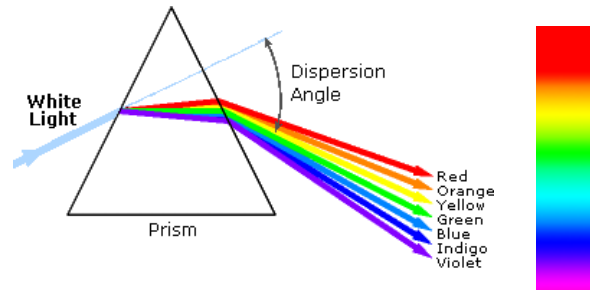
เมื่อ m = มวลของอิเล็กตรอน

ν = ความถี่คลื่นแสง (Hz)

จากสมการ (1.5) พลังงานจลน์ที่ทำให้อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ออกจากอะตอมโลหะ ขึ้นอยู่กับผลต่างระหว่างความถี่คลื่นแสงเริ่มต้นและความถี่เริ่มต้น

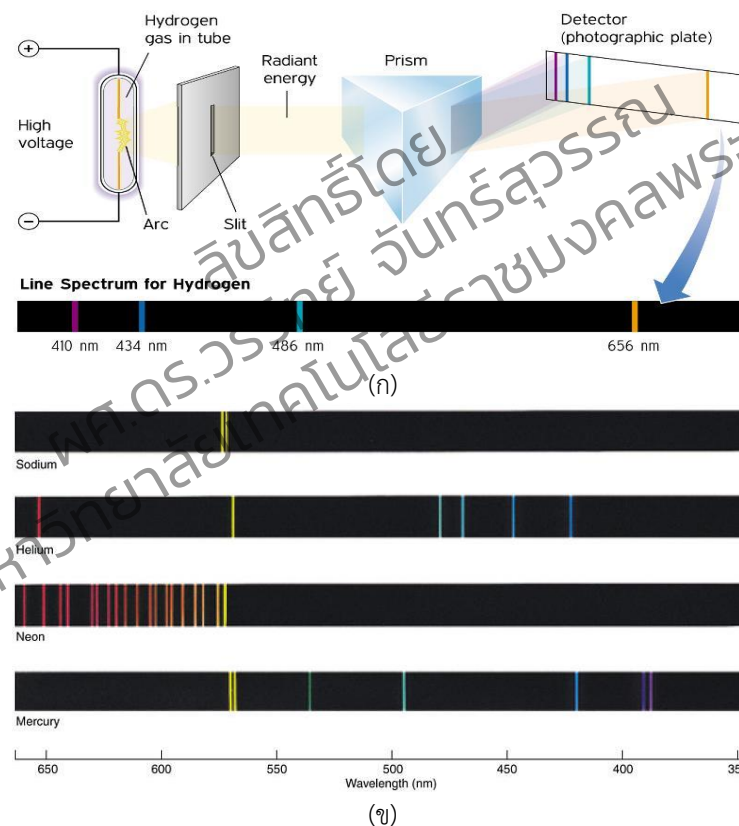
2) สเปกตรัมอะตอม

เมื่อให้แสงสีขาวผ่านช่องเล็ก ๆ (slit) แล้วให้ผ่านปริซึมจะปรากฏเป็นแถบแสงของสีรุ้งบนฉาก (ม่วง คราม น้ำเงิน เขียว เหลือง ส้ม และแดง) ดังภาพที่ 1.9 แถบแสงที่เกิดขึ้นเรียกว่า สเปกตรัมแสงที่มองเห็นได้ (visible spectrum) สเปกตรัมประเภทนี้จัดเป็น สเปกตรัมชนิดต่อเนื่อง (continuous spectrum)



ภาพที่ 1.9 การเกิดสเปกตรัมชนิดต่อเนื่อง

ถ้าแสงที่เกิดจากการเปล่งรังสีจากอะตอมของธาตุในหลอดปล่อยประจุ (discharge tube) สเปกตรัมที่ได้จะไม่เป็นสเปกตรัมชนิดต่อเนื่อง เช่นแสงที่เปล่งจากหลอดปล่อยประจุที่บรรจุแก๊ส H จะปรากฏเป็นเส้น ๆ บนฉากรับภาพ ดังแสดงในภาพที่ 1.10(ก) เรียกสเปกตรัมประเภทนี้ว่า สเปกตรัมเส้น (line spectrum) หรือ สเปกตรัมอะตอม (atomic spectrum) โดยที่สเปกตรัมอะตอมจะเป็นสมบัติเฉพาะของธาตุแต่ละธาตุ ธาตุต่างชนิดกันจะมีสเปกตรัมอะตอมที่แตกต่างกัน ดังแสดงในภาพที่ 1.10(ข)



ภาพที่ 1.10 สเปกตรัมอะตอม (ก) ไฮโดรเจน และ (ข) โซเดียม ฮีเลียม นีออน และปรอท. ที่มา: ดัดแปลงจาก Silberberg. Principle of General Chemistry. 2013. p. 223.

แก๊ส H_2 เปล่งแสงมองเห็นได้คือสีม่วง ($\lambda=410$ nm), สีน้ำเงิน ($\lambda=434$ nm), สีเขียว ($\lambda=486$ nm) และสีแดง ($\lambda=656$ nm) ดังภาพที่ 1.10 (ก) เนื่องจากอิเล็กตรอนที่อยู่รอบอะตอมของแก๊ส H_2 ได้รับพลังงานสูง อิเล็กตรอนเหล่านี้จึงถูกกระตุ้นโดยเปลี่ยนจากสถานะพื้น (ground state) ไปยังสถานะกระตุ้น (excited state) และเมื่ออิเล็กตรอนกลับคืนสู่สถานะพื้นจึงคายพลังงานส่วนที่เกินออกมาในรูปของรังสีที่ปรากฏบนฉากรับภาพเป็นเส้น ลักษณะการคายพลังงานออกมาว่าเป็นเส้นสว่าง เรียกอีกอย่างว่า สเปกตรัมเปล่งออก (emission spectrum) ซึ่งธาตุแต่ละชนิดจะมีลักษณะสเปกตรัมอะตอมที่มีลักษณะเฉพาะตัว ดังนั้นจึงกล่าวได้ว่าสเปกตรัมอะตอมเป็นสมบัติเฉพาะของแต่ละธาตุ โดยธาตุต่างชนิดกันจะปรากฏความยาวคลื่นของสเปกตรัมอะตอมต่างกัน

ตัวอย่างสเปกตรัมอะตอม H ที่แสดงในภาพที่ 1.10(ก) เป็นสเปกตรัมที่ปรากฏในย่านแสงที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่า หรือย่านวิสิเบิล (visible) อย่างไรก็ตาม อะตอม H ยังสามารถเปล่งแสงในย่านอินฟราเรด (infrared) และย่านอัลตราไวโอเล็ต (ultraviolet) ได้ด้วย แต่ในย่านทั้งสองนี้ไม่สามารถมองเห็นได้ด้วยตาเปล่า

ในปี ค.ศ.1885 บัลเมอร์ (Johann Jakob Balmer) นักฟิสิกส์ชาวสวีเดนได้เสนอสมการเพื่อใช้คำนวณความยาวคลื่นของสเปกตรัมอะตอมต่าง ๆ ของแก๊ส H_2 ที่สามารถมองเห็นได้ด้วยตาเปล่า (สีแดง สีเขียว และสีน้ำเงิน)

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \dots(1.6)$$

เมื่อ $\bar{\nu}$ = เลขคลื่น

λ = ความยาวคลื่น (nm)

R = ค่าคงที่ของริดเบิร์ก ($109,678 \text{ cm}^{-1}$)

n = เลขจำนวนเต็ม ซึ่งมีค่าตั้งแต่ 3, 4, 5, 6, ... ∞

จากการแทนค่า n ในสมการ (1.6) สามารถคำนวณความยาวคลื่นของสเปกตรัมอะตอมต่าง ๆ ในย่านที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่า เช่น ถ้า $n=3$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = 109,678 \text{ cm}^{-1} \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9} \right)$$

$$\bar{\nu} = 15,233 \text{ cm}^{-1}$$

หรือคำนวณความยาวคลื่นของสเปกตรัมอะตอม เมื่อ $n=3$ จากสมการ (1.6) จะได้

$$\lambda = \frac{1}{109,678 \text{ cm}^{-1} \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9} \right)}$$

$$\lambda = 6.565 \times 10^{-5} \text{ cm}$$

$$= 656.5 \text{ nm}$$

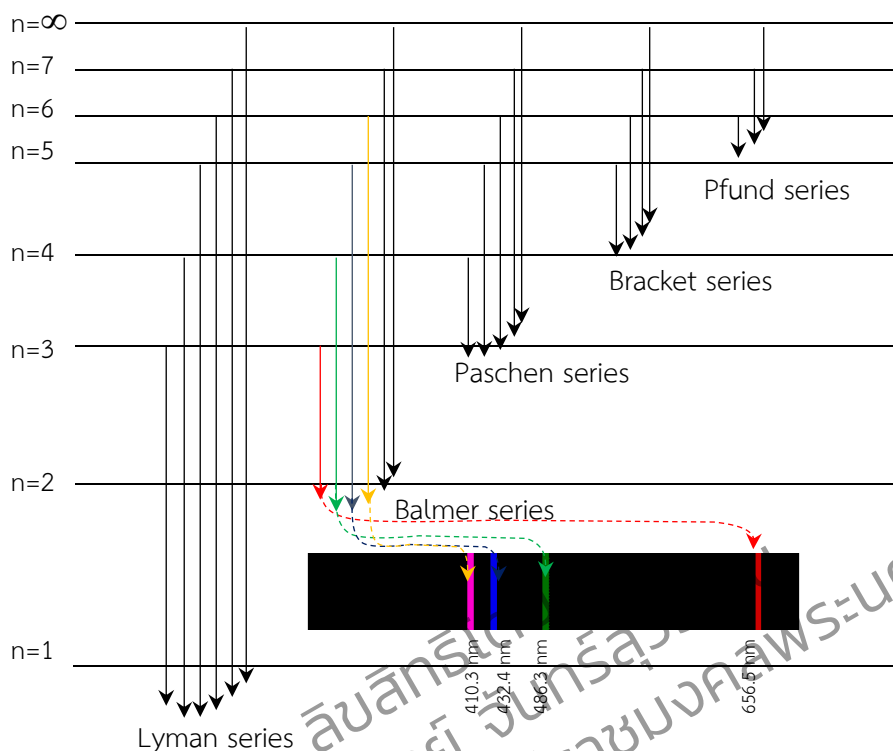
หมายเหตุ $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$

อนุกรมของสเปกตรัมอะตอมของ H และย่านความยาวคลื่นที่สเปกตรัมอะตอมของ H แสดงในตารางที่ 1.2 เห็นได้ว่าอนุกรมบัลเมอร์ จะปรากฏในย่านที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่า ดังภาพที่ 1.11 ซึ่งสอดคล้องกับการคำนวณตามสมการ (1.6) ดังนี้

เมื่อ	$n = 3$	$\lambda = 656.5 \text{ nm}$
	$n = 4$	$\lambda = 486.3 \text{ nm}$
	$n = 5$	$\lambda = 432.4 \text{ nm}$
	$n = 6$	$\lambda = 410.3 \text{ nm}$

ตารางที่ 1.2 อนุกรมเส้นของสเปกตรัมอะตอมของไฮโดรเจน

อนุกรม	n_a	n_b	ย่านความยาวคลื่น
ไลแมน	1	2, 3, 4, 5, 6,... ∞	อัลตราไวโอเล็ต
บัลเมอร์	2	3, 4, 5, 6, 7,... ∞	ที่มองเห็นได้ด้วยตาเปล่า
พาสเชน	3	4, 5, 6, 7, 8,... ∞	อินฟราเรด
แบรกกेट	4	5, 6, 7, 8, 9,... ∞	อินฟราเรด
พินด์	5	6, 7, 8, 9, 10,... ∞	อินฟราเรด



ภาพที่ 1.11 อนุกรมของสเปกตรัมอะตอมของอะตอมไฮโดรเจน. ที่มา: ดัดแปลงจาก Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p. 288.

3) แบบจำลองอะตอมของโบร์

ในปี ค.ศ.1913 โบร์ (Neil Bohr) นักฟิสิกส์ชาวเดนมาร์ก ได้เสนอแบบจำลองอะตอม H ขึ้นมาใหม่โดยขยายความคิดแบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด อาศัยแนวความคิดเกี่ยวกับสเปกตรัมอะตอมและทฤษฎีควอนตัมของพลังค์ โบร์เสนอเกี่ยวกับการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนที่เป็นวงโคจรรอบนิวเคลียสและการเปลี่ยนแปลงระดับพลังงานของอิเล็กตรอนของอะตอม H โดยมีสมมติฐาน 3 ประการ ดังนี้

1) ระดับพลังงานของอะตอม H ที่สถานะพื้น เรียกว่า สถานะคงที่ (stationary state) ซึ่งสถานะดังกล่าวจะเป็นตัวกำหนดวงโคจรของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียส เมื่อระดับพลังงานยิ่งสูงขึ้น ระยะห่างของการโคจรจะไกลขึ้นด้วย ดังนั้นอิเล็กตรอนจึงโคจรรอบนิวเคลียสเป็นวงกลมโดยไม่มีการสูญเสียพลังงานแต่อย่างใด ด้วยเหตุนี้อิเล็กตรอนจึงไม่วิ่งเข้าใกล้หรือชนกับนิวเคลียส โมเมนตัมเชิงมุม (angular momentum) ของวงโคจรจะมีค่าเป็น

จำนวนเต็มเท่าของ $\frac{nh}{2\pi}$ ซึ่งเขียนได้ว่า

$$L = mvr = \frac{nh}{2\pi} \quad \text{.....(1.8)}$$

เมื่อ L = โมเมนตัมเชิงมุม
 m = มวลของอิเล็กตรอน
 v = ความเร็ว
 r = รัศมีของวงโคจร
 n = เลขควอนตัมหลัก (เลขจำนวนเต็ม 1, 2, 3,...)
 h = ค่าคงที่ของพลังค์ (6.626×10^{-34} J/s)

2) ขณะที่อิเล็กตรอนโคจรรอบอยู่ในระดับพลังงานคงที่ (สถานะคงที่) อะตอมจะไม่มีการเปล่งรังสีหรือคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าใด ๆ ออกมา

3) เมื่ออิเล็กตรอนได้รับพลังงานในปริมาณที่เหมาะสมค่าหนึ่ง อิเล็กตรอนสามารถเปลี่ยนระดับพลังงานวงโคจรจากสถานะคงที่ไปยังวงโคจรอีกระดับหนึ่ง (สูงกว่าหรือต่ำกว่าเดิม) สถานะคงที่ใหม่นี้เป็นสถานะที่ไม่เสถียร อิเล็กตรอนจะกลับมาอยู่ในระดับพลังงานสถานะคงที่เดิม การเปลี่ยนระดับพลังงานของอิเล็กตรอนเกิดขึ้นได้ทั้งการดูดกลืนโฟตอน (absorption) หรือการปลดปล่อยโฟตอน (emission) โดยที่พลังงานโฟตอนจะเท่ากับค่าพลังงานที่แตกต่างกันของพลังงานของวงโคจรทั้งสองสถานะ

โดยอิเล็กตรอนที่เปลี่ยนวงโคจรจากวงในไปสู่วงนอกจะได้รับพลังงานจากภายนอกเข้าไปกระตุ้น (จึงเป็นการดูดพลังงาน) ในทางกลับกันอิเล็กตรอนที่เปลี่ยนวงโคจรจากวงนอกเข้ามาสู่วงในจะคายพลังงานออกมา (จึงเป็นการคายพลังงาน) ดังภาพที่ 1.12 สถานะคงที่ของอิเล็กตรอนก่อนที่จะมีการเปลี่ยนแปลงวงโคจร เรียกว่า สถานะพื้น (ground state) และเรียกสถานะที่มีการเปลี่ยนแปลงวงโคจรว่า สถานะกระตุ้น (excited state)



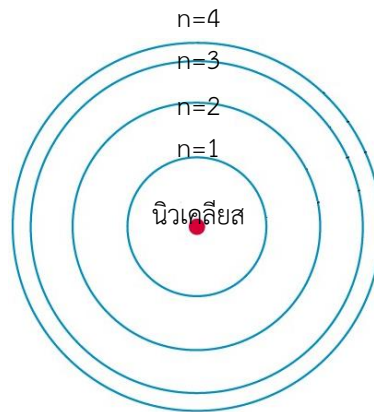
ภาพที่ 1.12 การเปลี่ยนแปลงพลังงานของอิเล็กตรอนเมื่อมีการเปลี่ยนวงโคจร

การเปลี่ยนระดับพลังงานของอิเล็กตรอนไม่จำเป็นต้องเปลี่ยนไปยังระดับพลังงานที่อยู่ติดกัน อาจมีการเปลี่ยนข้ามระดับพลังงานได้ขึ้นกับปริมาณพลังงานโฟตอนที่ได้รับ

โบร์ได้เสนอแบบจำลองของอะตอม H โดยสามารถอธิบายพฤติกรรมของอิเล็กตรอนและสามารถคำนวณระดับพลังงานต่าง ๆ ทำให้สามารถอธิบายการเกิดสเปกตรัมอะตอมของ H ได้เป็นอย่างดี แบบจำลองอะตอมของโบร์ สรุปได้คือ อะตอมประกอบนิวเคลียสที่มีประจุไฟฟ้าบวกและมีอิเล็กตรอนโคจรรอบ ๆ นิวเคลียส โดยอิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสเป็นวงคล้ายกับวงโคจรของดาวเคราะห์รอบดวงอาทิตย์ ดังภาพที่ 1.13 แต่ละวงจะมีระดับพลังงานเฉพาะตัว ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนที่อยู่ใกล้นิวเคลียสที่สุด จะมีพลังงานต่ำที่สุด เรียกว่าระดับ K (K-shell) และระดับพลังงานที่อยู่ถัดออกไปเรียกเป็น L, M, N, ... ตามลำดับ ต่อมาได้มีการใช้ตัวเลขแสดงระดับพลังงานของวงโคจรอิเล็กตรอน คือ

$n = 1$ หมายถึงระดับพลังงานที่ 1 หรือ เซลล์ K
 $n = 2$ หมายถึงระดับพลังงานที่ 2 หรือ เซลล์ L
 $n = 3$ หมายถึงระดับพลังงานที่ 3 หรือ เซลล์ M

$n = 4$ หมายถึงระดับพลังงานที่ 4 หรือ เซลล์ N



ภาพที่ 1.13 แบบจำลองอะตอมของโบร์

4) เลขควอนตัม

เลขควอนตัม (quantum number) เป็นค่าได้จากการแก้สมการชเรอดิงเงอร์เพื่อหาค่าพลังงานและบริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอนในสามมิติ เลขควอนตัม 3 ชนิดแรกคือ เลขควอนตัมหลัก เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม และเลขควอนตัมแม่เหล็ก จะสัมพันธ์กันอย่างต่อเนื่อง เลขควอนตัมเหล่านี้ใช้อธิบายระดับพลังงาน ขนาด รูปร่างและทิศทางของออร์บิทัลเชิงอะตอมที่อิเล็กตรอนครอบครองอยู่ในออร์บิทัลนั้น ๆ ส่วนเลขควอนตัมชนิดที่ 4 คือเลขควอนตัมสปิน ซึ่งใช้ระบุพฤติกรรมของอิเล็กตรอนหนึ่ง ๆ ที่ครอบครองในออร์บิทัล เลขควอนตัมทั้ง 4 ชนิดประกอบด้วย

1) เลขควอนตัมหลัก (principal quantum) เขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ n เป็นเลขที่แสดงระดับพลังงานหลักของอิเล็กตรอน (หรือเรียกว่าเซลล์) โดย n มีค่าเป็นจำนวนเต็ม 1, 2, 3,... (โดย n ตรงกับระดับพลังงาน n ในทฤษฎีของโบร์) โดยถ้า n เท่ากับ 1 ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนมีเพียง 1 ระดับ อิเล็กตรอนจะอยู่ใกล้นิวเคลียสมากที่สุดและมีค่าพลังงานต่ำที่สุด ซึ่งสอดคล้องกับทฤษฎีของโบร์ แต่ถ้า n ยิ่งมีค่ามาก ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนมีหลายระดับ อิเล็กตรอนจะอยู่ในระดับพลังงานสูงขึ้น จะอยู่ห่างจากนิวเคลียสมากขึ้นและมีค่าพลังงานสูงขึ้นตามลำดับ ระดับพลังงานหลักของอิเล็กตรอนเขียนแทนด้วยตัวอักษร K, L, M และ N ดังแสดงในตารางที่ 1.3

ตารางที่ 1.3 เลขควอนตัมหลักและชื่อเรียกเซลล์

เลขควอนตัมหลัก (n)	ระดับพลังงานหลัก(n)	ชื่อเรียกเซลล์
1	1	K
2	2	L
3	3	M
4	4	N

2) เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (angular momentum quantum) เขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ l จะบอกถึงโมเมนตัมเชิงมุมในการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียส ถ้า l มีค่าสูงแสดงว่า อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ด้วยโมเมนตัมเชิงมุมสูงและมีพลังงานสูง

เลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุมยังบอกรูปร่างของออร์บิทัลเชิงอะตอมที่อิเล็กตรอนนั้นครอบครองอยู่ ค่า l ขึ้นกับเลขควอนตัมหลัก n ดังนี้

l เป็นจำนวนเต็ม มีจำนวนตั้งแต่ 0, 1, 2, ถึง $(n-1)$ กล่าวคือ

ถ้า $n = 1$ l จะมี 1 ค่า คือ 0

ถ้า $n = 2$ l จะมี 2 ค่า คือ 0 และ 1

ถ้า $n = 3$ l จะมี 3 ค่า คือ 0, 1 และ 2

ถ้า $n = n$ l จะมี n ค่า คือ 0, 1, 2, 3,..... และ $(n-1)$
 ค่า l มักระบุเป็นตัวอักษรแทนชนิดของออร์บิทัลเชิงอะตอม ดังนี้

- $l = 0$ ตรงกับระดับย่อย s เรียกว่า ออร์บิทัล-s
- $l = 1$ ตรงกับระดับย่อย p เรียกว่า ออร์บิทัล-p
- $l = 2$ ตรงกับระดับย่อย d เรียกว่า ออร์บิทัล-d
- $l = 3$ ตรงกับระดับย่อย f เรียกว่า ออร์บิทัล-f

ตารางที่ 1.4 ชนิดของออร์บิทัลเชิงอะตอมที่สัมพันธ์กับเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม

n	ค่า l	ชนิดของออร์บิทัลเชิงอะตอม
1	0	s
2	0	s
	1	p
3	0	s
	1	p
	2	d
4	0	s
	1	p
	2	d
	3	f

3) เลขควอนตัมแม่เหล็ก (magnetic quantum) เขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ m_l จะบอกถึงจำนวนและการจัดทิศทางของออร์บิทัลเชิงอะตอมเมื่ออะตอมอยู่ในสนามแม่เหล็ก ค่า m_l ที่เป็นไปได้จะขึ้นกับค่าของเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม (l) โดยแต่ละ l จะมี m_l เป็นจำนวนเท่ากับ $2l+1$ และมีค่าอยู่ระหว่าง $+l$ ถึง $-l$ ดังนี้

$$-l, (-l+1), \dots, 0, \dots, (l-1), +l$$

ถ้า $l = 0$ ค่า m_l มีได้ $(2 \times 0) + 1 = 1$ ค่า ก็คือ 0 ดังนั้น ออร์บิทัลเชิงอะตอมมีได้ 1 แบบ

$l = 1$ ค่า m_l มีได้ $(2 \times 1) + 1 = 3$ ค่า ก็คือ -1, 0, +1 ดังนั้น ออร์บิทัลเชิงอะตอมมีได้ 3 แบบ

$l = 2$ ค่า m_l มีได้ $(2 \times 2) + 1 = 5$ ค่า ก็คือ -2, -1, 0, +1, +2 ดังนั้น ออร์บิทัลเชิงอะตอมมีได้ 5 แบบ

$l = 3$ ค่า m_l มีได้ $(2 \times 3) + 1 = 7$ ค่า ก็คือ -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 ดังนั้น ออร์บิทัลเชิงอะตอมมีได้ 7 แบบ

ตารางที่ 1.5 เลขควอนตัมและชนิดออร์บิทัลเชิงอะตอม

n	$l=n-1$	ออร์บิทัล	$m_l=2l+1$	ชนิดออร์บิทัลเชิงอะตอม
1	0	1s	1	1s
2	0	2s	1	2s
	1	2p	3	2p _x , 2p _y , 2p _z
3	0	3s	1	3s
	1	3p	3	3p _x , 3p _y , 3p _z
	2	3d	5	3d _{xy} , 3d _{xz} , 3d _{yz} , 3d _{x²-y²} , 3d _{z²}
4	0	4s	1	4s
	1	4p	3	4p _x , 4p _y , 4p _z
	2	4d	5	4d _{xy} , 4d _{xz} , 4d _{yz} , 4d _{x²-y²} , 4d _{z²}

3

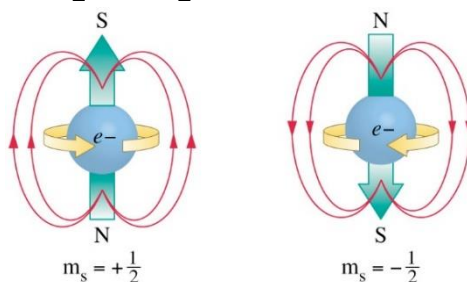
4f

7

$$4f_{5z^3-3zr^2}, 4f_{5xz^2-xr^2}, 4f_{5yz^2-yr^2}, 4f_{y^3-3yr^2}, 4f_{x^3-3xy^2},$$

$$4f_{xyz}, 4f_{zx^2-zy^2}$$

4) เลขควอนตัมสปิน (spin quantum) เขียนแทนด้วยสัญลักษณ์ m_s ตามทฤษฎีแม่เหล็กไฟฟ้า ประจุที่หมุนจะก่อให้เกิดสนามแม่เหล็กขึ้น การที่อิเล็กตรอนเป็นอนุภาคที่มีประจุไฟฟ้าเป็นลบ เมื่ออิเล็กตรอนเคลื่อนที่ จะหมุนรอบแกนตัวเอง ทำให้อิเล็กตรอนเหมือนแม่เหล็กแท่งเล็ก ๆ ซึ่งอิเล็กตรอนหมุนรอบตัวเองได้ 2 แบบ คือ หมุนตามเข็มนาฬิกา (สวนทางกับสนามแม่เหล็ก) และหมุนทวนเข็มนาฬิกา (ทิศทางเดียวกับสนามแม่เหล็ก) ดังภาพที่ 1.14 เลขควอนตัมสปินมีได้สองค่าเท่านั้น คือ $+\frac{1}{2}$ และ $-\frac{1}{2}$ เพราะการหมุนรอบแกนมีสองทิศทาง



ภาพที่ 1.14 ทิศทางการหมุนของอิเล็กตรอนในสนามแม่เหล็ก. ที่มา:

<http://www.kentchemistry.com/links/AtomicStructure/quantumnumbers.htm>

5) ออร์บิทัลเชิงอะตอม

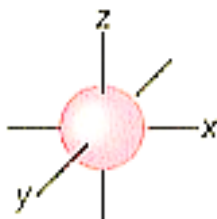
ออร์บิทัลเชิงอะตอม (atomic orbital) คือบริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอนที่โคจรรอบนิวเคลียส แต่เป็นการยากที่จะระบุตำแหน่งของอิเล็กตรอนอย่างแน่ชัด ในการวาดภาพเพื่อแสดงขอบเขตของอิเล็กตรอนในอะตอมจึงเป็นลักษณะกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนดังในภาพที่ 1.15 จุดดำเข้มที่อยู่ตรงกลางของกลุ่มหมอกในการแสดงถึงความน่าจะเป็นสูงที่สุดในการพบอิเล็กตรอนในบริเวณใกล้เคียงและโอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนจะน้อยลงในบริเวณที่อยู่ไกลนิวเคลียสออกไป



ภาพที่ 1.15 แสดงกลุ่มหมอกอิเล็กตรอน. ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://www.tannerm.com/diatomic.htm>

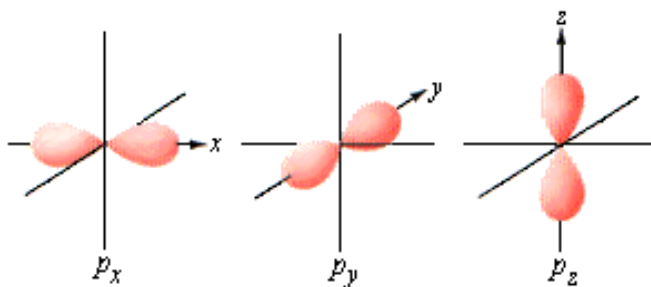
จากตารางที่ 1.5 เลขควอนตัมของอิเล็กตรอนและรูปร่างออร์บิทัลเชิงอะตอม สามารถแสดงรายละเอียดของออร์บิทัลเชิงอะตอมได้ดังนี้

1) ออร์บิทัล-s (s-orbital) เป็นออร์บิทัลที่มีค่า $l = 0$, $m_l = 0$ แสดงว่าการกระจายของอิเล็กตรอนไม่ขึ้นอยู่กับทิศทาง รูปร่างออร์บิทัลจึงมีลักษณะเป็นทรงกลม ดังภาพที่ 1.16



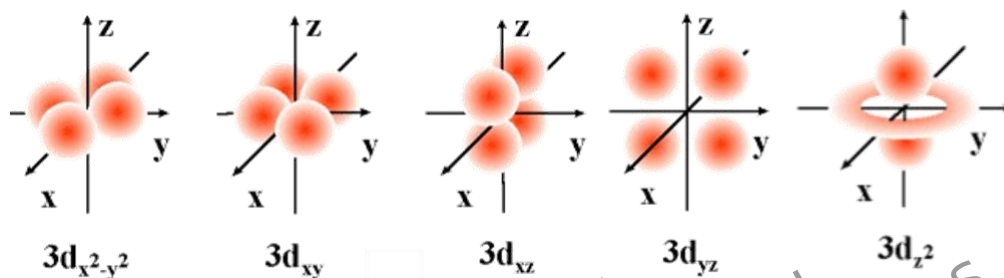
ภาพที่ 1.16 การกระจายตัวของอิเล็กตรอนของออร์บิทัล-s

2) ออร์บิทัล-p (p-orbital) เป็นออร์บิทัล ที่ค่า $l = 1, m_l = -1, 0, +1$ มี 3 ทิศทางได้แก่ p_x, p_y และ p_z โดยการกระจายของอิเล็กตรอนจะมีลักษณะเป็นก้อนกลม 2 ก้อนข้างนิวเคลียส (lobe) ลักษณะคล้ายดัมเบล (dumb-bell) ดังภาพที่ 1.17



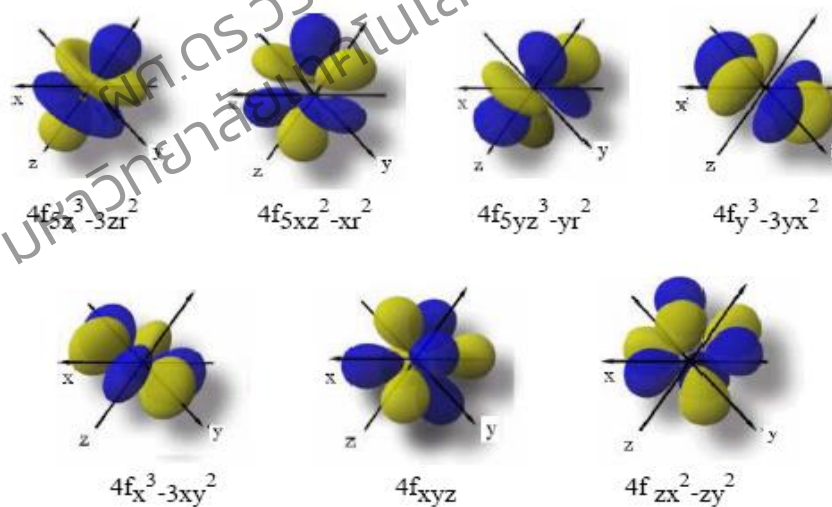
ภาพที่ 1.17 การกระจายตัวของอิเล็กตรอนของออร์บิทัล-p

3) ออร์บิทัล-d (d-orbital) เป็นออร์บิทัลที่มีค่า $l = 2, m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ มี 5 ทิศทาง ได้แก่ $3d_{xy}, 3d_{xz}, 3d_{yz}, 3d_{x^2-y^2}$ และ $3d_{z^2}$ ดังภาพที่ 1.18



ภาพที่ 1.18 การกระจายตัวของอิเล็กตรอนของออร์บิทัล-d

4) ออร์บิทัล-f (f-orbital) เป็นออร์บิทัลที่มีค่า $l = 3, m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ มี 7 ทิศทางได้แก่ $4f_{5z^3-3zr^2}, 4f_{5xz^2-xr^2}, 4f_{5yz^2-yr^2}, 4f_{y^3-3yx^2}, 4f_{x^3-3xy^2}, 4f_{xyz}$ และ $4f_{zx^2-zy^2}$ ดังภาพที่ 1.19



ภาพที่ 1.19 การกระจายตัวของอิเล็กตรอนสำหรับออร์บิทัล-f

1.1.3 เลขอะตอมและมวลอะตอม

อะตอมของธาตุต่าง ๆ ประกอบด้วยอนุภาคมูลฐาน 3 ชนิด คืออิเล็กตรอน (ประจุลบ) โปรตอน (ประจุบวก) และนิวตรอน (ประจุเป็นกลาง) จำนวนของอนุภาคมูลฐานของอะตอมสามารถบอกถึงสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุ ดังนี้

1) เลขเชิงอะตอม

เลขเชิงอะตอม (atomic number, Z) คือตัวเลขที่แสดงจำนวนโปรตอนในนิวเคลียส เลขอะตอมจึงเป็นค่าเฉพาะของธาตุใดธาตุหนึ่งเท่านั้น สภาวะที่อะตอมเป็นกลางทางไฟฟ้าจะมีจำนวนโปรตอนเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอน ดังนั้นเลขอะตอมจึงสามารถบอกจำนวนของอิเล็กตรอนของธาตุได้ ธาตุชนิดเดียวกันจะมีเลขอะตอมเท่ากันเสมอ เลขอะตอมจึงเป็นสมบัติเบื้องต้นของอะตอมและเป็นสิ่งกำหนดสมบัติทางเคมีและสมบัติทางกายภาพอีกหลายประการของอะตอมนั้น ๆ

2) มวลเชิงอะตอม

มวลเชิงอะตอม (atomic mass, A) หรือ เลขมวล (mass number) คือตัวเลขที่แสดงจำนวนผลรวมระหว่างจำนวนโปรตอนและจำนวนนิวตรอน โดยทั่วไปแล้วมวลอะตอมหาได้ดังนี้

$$\text{มวลอะตอม (A)} = \text{จำนวนโปรตอน (p)} + \text{จำนวนนิวตรอน (n)}$$

จำนวนนิวตรอนในอะตอมจึงเท่ากับผลต่างระหว่างมวลอะตอมกับเลขอะตอม

$$\text{จำนวนนิวตรอน (n)} = \text{มวลอะตอม (A)} - \text{เลขอะตอม (Z)}$$

3) สัญลักษณ์นิวเคลียร์

โดยทั่วไปสัญลักษณ์นิวเคลียร์ (nuclear symbol) ของธาตุเขียนได้คือ



เมื่อ X = สัญลักษณ์ของธาตุ

A = มวลอะตอม

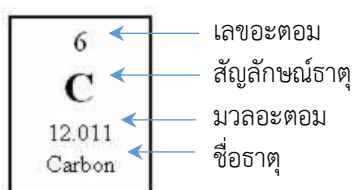
Z = เลขอะตอม

สัญลักษณ์นิวเคลียร์บอกจำนวนอนุภาคมูลฐานของอะตอมได้ และสามารถบอกจำนวนเลขอะตอมและมวลอะตอม ดังแสดงในตารางที่ 1.6

ตารางที่ 1.6 เลขอะตอมและมวลอะตอมของธาตุบางชนิด

สัญลักษณ์ธาตุ	ชื่อธาตุ	เลขอะตอม	มวลอะตอม	นิวตรอน	อิเล็กตรอน
${}^{12}_6\text{C}$	คาร์บอน	6	12	6	6
${}^{16}_8\text{O}$	ออกซิเจน	8	16	8	8
${}^{14}_7\text{N}$	ไนโตรเจน	7	14	7	7
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	คลอรีน	17	35	18	17
${}^{59}_{27}\text{Co}$	โคบอลต์	27	59	32	27
${}^{60}_{27}\text{Co}$	โคบอลต์	27	60	33	27

แต่การเขียนสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุ เลขอะตอมและมวลอะตอมอาจสลับกันตำแหน่ง ดังภาพที่ 1.20 ดังนั้นการพิจารณาว่าเลขใดเป็นเลขอะตอมและมวลอะตอม ให้ดูจากตารางธาตุว่า เลขอะตอมจะมีค่าน้อยกว่ามวลอะตอมเสมอ



ภาพที่ 1.20 สัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุคาร์บอน

4) ไอออน

ไอออน (ion) คือสภาพอะตอมที่ไม่เป็นกลางทางไฟฟ้า กล่าวคือ จำนวนประจุบวก (โปรตอน) และประจุลบ (อิเล็กตรอน) ไม่เท่ากัน ไอออนจึงเกิดได้ 2 ชนิดคือ

1) ไอออนบวก (cation) คือสภาพอะตอมที่มีอิเล็กตรอนน้อยกว่าโปรตอน จะเขียนโดยใช้เครื่องหมายบวกอยู่บนขวาของอะตอม เช่น Na^+ , Mg^{2+} และ Al^{3+}

ไอออนบวกเกิดขึ้นเนื่องจากอะตอมสูญเสียอิเล็กตรอนออกไป ส่งผลให้อะตอมมีอิเล็กตรอนน้อยกว่าโปรตอน จึงแสดงประจุไฟฟ้าสุทธิเป็นบวก สมมติ M คืออะตอมที่เกิดจากสูญเสียอิเล็กตรอน

ถ้าอะตอม M สูญเสียอิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น M^+

ถ้าอะตอม M สูญเสียอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น M^{2+}

ถ้าอะตอม M สูญเสียอิเล็กตรอน 3 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น M^{3+}

2) ไอออนลบ (anion) คือสภาพอะตอมที่มีอิเล็กตรอนมากกว่าโปรตอน จะเขียนโดยใช้เครื่องหมายลบอยู่บนขวาของอะตอม เช่น Cl^- , O^{2-} และ N^{3-}

ไอออนลบเกิดขึ้นเนื่องจากอะตอมรับอิเล็กตรอนเข้ามาเพิ่มในระดับพลังงานท้ายสุด ส่งผลให้อะตอมมีอิเล็กตรอนมากกว่าโปรตอน จึงแสดงประจุไฟฟ้าสุทธิเป็นลบ สมมติ X คืออะตอมที่รับอิเล็กตรอน

ถ้าอะตอม X รับอิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น X^-

ถ้าอะตอม X รับอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น X^{2-}

ถ้าอะตอม X รับอิเล็กตรอน 3 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น X^{3-}

การเขียนสัญลักษณ์ไอออนแตกต่างสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุตรงที่ต้องระบุประจุไฟฟ้าบวกหรือลบ ประจุไฟฟ้าสุทธิของไอออนจะสามารถบอกจำนวนอิเล็กตรอน ส่วนเลขอะตอมและมวลอะตอม พิจารณาเช่นเดียวกับสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุ ดังแสดงในตารางที่ 1.7

ตารางที่ 1.7 จำนวนเลขอะตอมและมวลอะตอมของไอออนบางชนิด

สัญลักษณ์ไอออน	ชื่อไอออน	เลขอะตอม	มวลอะตอม	นิวตรอน	อิเล็กตรอน
${}^6_3\text{Li}^+$	ลิเทียมไอออน	3	3	3	2
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$	แมกนีเซียมไอออน	12	24	12	10
${}^{52}_{24}\text{Cr}^{3+}$	โครเมียมไอออน	24	52	28	21
${}^{16}_8\text{O}^{2-}$	ออกไซด์ไอออน	8	16	8	10
${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$	คลอไรด์ไอออน	17	35	18	18
${}^{14}_7\text{N}^{3-}$	ไนไตรต์ไอออน	7	14	7	10

ตัวอย่าง 1.1 จำนวนเลขอะตอม มวลอะตอม และอนุภาคของธาตุและไอออนบางชนิด

สัญลักษณ์ ธาตุ/ไอออน	ชื่อธาตุ/ไอออน	เลขอะตอม	มวลอะตอม	นิวตรอน	อิเล็กตรอน
$^{40}_{20}\text{Ca}$	แคลเซียม	20	40	20	20
$^{32}_{16}\text{S}^{2-}$	ซัลไฟด์ไอออน	16	32	16	18
$^{137}_{56}\text{Ba}$	แบเรียม	56	137	81	56
$^{137}_{56}\text{Ba}^{2+}$	แบเรียมไอออน	56	137	81	54
$^{35}_{17}\text{Cl}^-$	คลอไรด์ไอออน	17	35	18	18

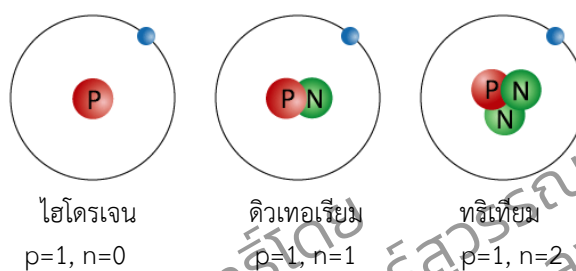
1.1.4 ไอโซโทป ไอโซโทน และไอโซบาร์

1) ไอโซโทป

ไอโซโทป (isotope) คือธาตุชนิดเดียวกัน แต่มีมวลอะตอมไม่เท่ากัน เช่นอะตอม H มี 3 ไอโซโทป (ภาพที่ 1.21) คือ ^1_1H มีโปรตอน 1 ตัวและไม่มีนิวตรอน เรียกว่า ไฮโดรเจน (hydrogen) หรือโปรตอน (proton)

^2_1H มีโปรตอน 1 ตัวและมีนิวตรอน 1 ตัว เรียกว่า ดิวเทอเรียม (deuterium)

^3_1H มีโปรตอน 1 และมีนิวตรอน 2 ตัว เรียกว่า ทริเทียม (tritium)



ภาพที่ 1.21 ชนิดของไอโซโทปอะตอมไฮโดรเจน

สมบัติทางเคมีของธาตุถูกกำหนดด้วยจำนวนโปรตอนและอิเล็กตรอนในอะตอม ส่วนนิวตรอนไม่มีส่วนเกี่ยวข้องในการเปลี่ยนแปลงทางเคมี ดังนั้น ไอโซโทปของธาตุเดียวกันจึงมีสมบัติทางเคมีเหมือนกันเกิดสารประกอบประเภทเดียวกันและมีความไวต่อปฏิกิริยาเคมีทำนองเดียวกัน ไอโซโทปของธาตุแต่ละชนิดปรากฏในธรรมชาติที่ไม่เท่ากัน ดังแสดงในตารางที่ 1.8

ตารางที่ 1.8 ไอโซโทปของธาตุบางชนิดและร้อยละที่มีอยู่ในธรรมชาติ

ธาตุ	ไอโซโทป	ร้อยละที่มีอยู่ในธรรมชาติ
คาร์บอน	^{12}C	98.892
	^{13}C	1.108
	^{14}C	น้อยมาก
ไฮโดรเจน	^1H	99.985
	^2H	0.015
	^3H	$< 10^{-16}$
ออกซิเจน	^{16}O	99.763
	^{17}O	0.037
	^{18}O	0.02

ประโยชน์ของไอโซโทปของธาตุบางชนิด

^{14}C	ใช้คำนวณหาอายุของวัตถุโบราณหรือซากดึกดำบรรพ์และศึกษากลไกการเกิดปฏิกิริยา
^{24}Na	ใช้ตรวจอัตราการไหลเวียนของโลหิต
^{60}Co	ให้รังสีแกมมาซึ่งใช้ในการถนอมอาหารและรักษาโรคมะเร็ง
^{125}I	ใช้รักษามะเร็งต่อมลูกหมาก
^{131}I	ใช้ตรวจสอบความผิดปกติของต่อมไทรอยด์
^{32}P	ใช้ศึกษาความต้องการปุ๋ยของพืช
^{238}U	ใช้คำนวณอายุแร่

2) ไอโซโทน

ไอโซโทน (isotone) คือธาตุต่างชนิดกันที่มีจำนวนนิวตรอนเท่ากันแต่มวลอะตอมไม่เท่ากัน เช่น $^{18}_8\text{O}$ กับ $^{19}_9\text{F}$ เป็นไอโซโทนกัน มีนิวตรอนเท่ากันคือ 10 จะเห็นได้ว่าเฉพาะนิวตรอนเท่านั้นที่เท่ากัน แต่มวลอะตอมไม่เท่ากัน

3) ไอโซบาร์

ไอโซบาร์ (isobar) คือธาตุต่างชนิดกันที่มีมวลอะตอมเท่ากันแต่มีจำนวนนิวตรอนไม่เท่ากัน เช่น $^{30}_{15}\text{P}$ กับ $^{30}_{14}\text{Si}$ มีเลขมวลเท่ากันคือ 30 จะเห็นได้ว่าเฉพาะมวลอะตอมเท่านั้นที่เท่ากัน แต่นิวตรอนไม่เท่ากัน

ลิขสิทธิ์โดย
ผศ.ดร.วรวิทย์ จันท์สุวรรณ
มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

1. จงอธิบายแนวคิดแบบจำลองอะตอมของทอมสัน
2. จงอธิบายผลการทดลองถ้าในกรณีนี้แบบจำลองอะตอมของทอมสันถูกต้อง การทดลองของรัทเทอร์ฟอร์ดควรออกมาเป็นอย่างไร
3. จงอธิบายแบบจำลองอะตอมของโบร์
4. จงบอกอนุภาคมูลฐานของอะตอม
5. จงอธิบายเลขควอนตัมทั้ง 4 ชนิดมาพอเข้าใจ
6. จงเขียนตารางความสัมพันธ์ของเลขควอนตัมทั้ง 4 ชนิด ที่สัมพันธ์กับจำนวนอิเล็กตรอนที่ครอบครอง
7. จงเติมจำนวนอนุภาคมูลฐานของอะตอม และระบุสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุ ต่อไปนี้

สัญลักษณ์นิวเคลียร์	$^{52}_{24}\text{Cr}$				
โปรตอน		25			82
นิวตรอน		30	64		
อิเล็กตรอน			48	86	
มวลอะตอม				222	207

8. จงเติมจำนวนอนุภาคมูลฐาน ประจุไฟฟ้าสุทธิ และระบุสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของไอออน ต่อไปนี้

สัญลักษณ์นิวเคลียร์	$^{52}_{24}\text{Cr}^{3+}$				$^{30}_{15}\text{P}^{3-}$
โปรตอน		34	76		
นิวตรอน		46	116	118	
อิเล็กตรอน		36		76	
ประจุไฟฟ้าสุทธิ			2+	3+	

9. จงบอกจำนวนโปรตอนและนิวตรอนของไอโซโทปที่ใช้ทางการแพทย์ ต่อไปนี้

- 1) ^{32}P
- 2) ^{51}Cr
- 3) ^{60}Co
- 4) ^{131}I

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 2

หน่วยเรียนที่ 1 พื้นฐานทฤษฎีอะตอม และโครงสร้างอิเล็กทรอนิกส์ของอะตอม

บทเรียนที่ 1.2 โครงสร้างอิเล็กทรอนิกส์ของอะตอม

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจโครงสร้างอิเล็กทรอนิกส์ของอะตอม

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก
2. อธิบายการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย

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

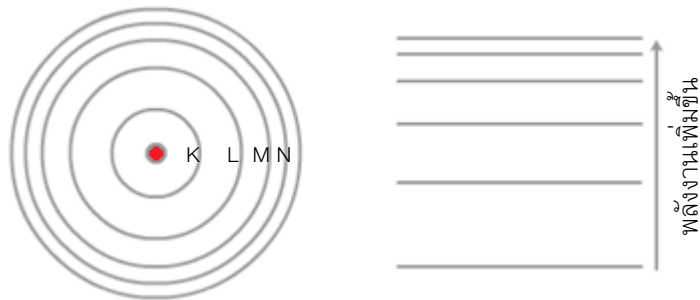
1. การสอบย่อย/การสอบกลางภาค/การสอบปลายภาค
2. การประเมินจากผลงานที่มอบหมาย/กิจกรรม

หน่วยเรียนที่ 1 พื้นฐานทฤษฎีอะตอม และโครงสร้างอิเล็กตรอนของอะตอม

บทเรียนที่ 1.2 โครงสร้างอิเล็กตรอนของอะตอม

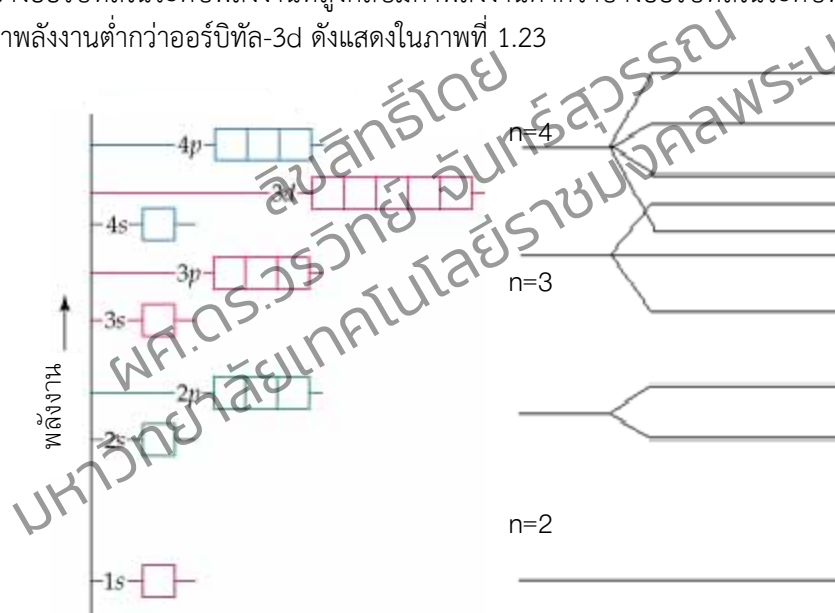
โครงสร้างอิเล็กตรอน ของอะตอม (electron configuration) คือการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลเชิงอะตอมที่สัมพันธ์กับเลขควอนตัม 4 ชนิด โครงสร้างอิเล็กตรอนจะช่วยอธิบายบริเวณหรือตำแหน่งของอิเล็กตรอนที่ครอบครองภายในอะตอมนั้น ๆ ในการบรรจุอิเล็กตรอนแบ่งเป็น 2 ประเภทคือ การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก และการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย

ระดับพลังงานหลัก (main-shell level) หมายถึงระดับพลังงาน หรือชั้นพลังงานของอิเล็กตรอนตามเลขควอนตัมหลัก (n) ซึ่งตรงกับตัวเลขแสดงวงโคจรของอิเล็กตรอนตามทฤษฎีของโบร์ ถ้าเลขควอนตัมหลัก (n) เพิ่มขึ้น ค่าพลังงานของอิเล็กตรอนจะเพิ่มขึ้นด้วย แต่ระยะระหว่างระดับพลังงานจะลดลง (แคบลง) เมื่อมีระดับพลังงานสูงขึ้น ทำให้ความแตกต่างของค่าพลังงานในระดับที่สูงจะแตกต่างกันไม่มาก ดังภาพที่ 1.22



ภาพที่ 1.22 ระดับพลังงานหลักของอะตอม

เนื่องจากระยะระหว่างระดับพลังงานจะแคบลงในระดับพลังงานหลักที่สูงขึ้นทำให้เกิดการซ้อนเหลื่อมของค่าพลังงาน ทำให้บางออร์บิทัลในระดับพลังงานที่สูงกลับมีค่าพลังงานต่ำกว่าบางออร์บิทัลในระดับพลังงานที่ต่ำกว่า เช่น ออร์บิทัล-4s มีค่าพลังงานต่ำกว่าออร์บิทัล-3d ดังแสดงในภาพที่ 1.23



ภาพที่ 1.23 ระดับพลังงานของออร์บิทัลเชิงอะตอม. ที่มา: ดัดแปลงจาก Brown et al. Chemistry. 2009. p233

อะตอม H เป็นตัวอย่างง่ายสำหรับการจัดเรียงอิเล็กตรอน เนื่องจากมีอิเล็กตรอนเพียงหนึ่งอิเล็กตรอนที่ครอบครองในออร์บิทัล-1s ซึ่งตามของทฤษฎีของโบร์ อิเล็กตรอนของอะตอม H จะที่อยู่ในสถานะคงที่ (สถานะพื้น) และไม่สามารถเปลี่ยนระดับพลังงานไประดับพลังงานอื่นได้ เนื่องจากอะตอม H มีระดับพลังงานเพียงระดับเดียว ($n=1$) ดังนั้นอิเล็กตรอนอะตอม H จะครอบครองในออร์บิทัล-1s ได้เท่านั้น

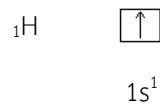
แต่อะตอมที่มีอิเล็กตรอนมากกว่าหนึ่งอิเล็กตรอน การครอบครองระดับพลังงานหลักจะเรียงจากระดับพลังงานต่ำไปยังระดับพลังงานสูง ตามลำดับ ซึ่งลำดับการครอบครองระดับพลังงานของอิเล็กตรอน หรือเรียกอีกอย่างว่า การจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอม จะต้องเรียงลำดับจากระดับพลังงานที่ 1 ตามด้วย 2 ตามด้วย 3 และตามด้วย 4 ตามลำดับ เนื่องจากค่าพลังงานของแต่ละระดับพลังงานจากเรียงจากต่ำไปสูงคือ 1, 2, 3 และ 4 ตามลำดับ

ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอม H คือ $1s^1$ ซึ่งอธิบายดังภาพที่ 1.24



ภาพที่ 1.24 การจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอมไฮโดรเจนและความสัมพันธ์กับเลขควอนตัม

การเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอนยังสามารถเขียนในลักษณะแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอม (atomic orbital diagram) ที่แสดงการหมุน (spin) ของอิเล็กตรอน เช่นอะตอม H เขียนได้เป็น



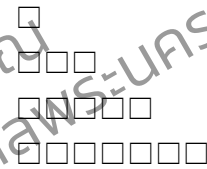
เครื่องหมาย $\square$ แทนจำนวนออร์บิทัลเชิงอะตอม (เปรียบเสมือนห้องที่จะให้อิเล็กตรอนครอบครอง) อาจใช้เครื่องหมายขีด () หรือวงกลม (O) แสดงประเภทและจำนวนออร์บิทัลเชิงอะตอมก็ได้ จำนวนออร์บิทัลเชิงอะตอมในแต่ละระดับพลังงานเป็นไปตามเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม เช่น

ออร์บิทัล-s ในระดับพลังงานใด ๆ จะมีทั้งหมด 1 ออร์บิทัล

ออร์บิทัล-p ในระดับพลังงานใด ๆ จะมีทั้งหมด 3 ออร์บิทัลย่อย

ออร์บิทัล-d ในระดับพลังงานใด ๆ จะมีทั้งหมด 5 ออร์บิทัลย่อย

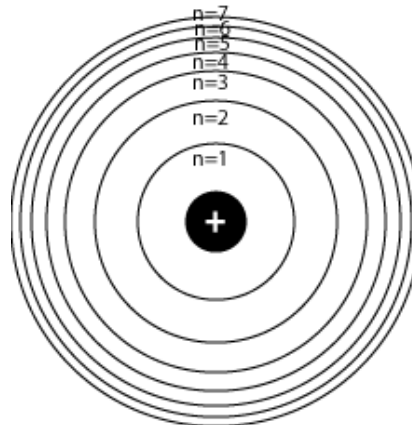
ออร์บิทัล-f ในระดับพลังงานใด ๆ จะมีทั้งหมด 7 ออร์บิทัลย่อย



ในแต่ละออร์บิทัลย่อย (sub-atomic orbital) จะสามารถบรรจุอิเล็กตรอนได้เพียง 2 อิเล็กตรอนเท่านั้น และการหมุนของอิเล็กตรอนต้องมีทิศทางตรงกันข้ามตามเลขควอนตัมสปิน แต่ถ้ามีอิเล็กตรอนเพียงตัวเดียวในออร์บิทัลย่อย ให้บรรจุอิเล็กตรอนแบบหมุนขึ้น (up-spin) เท่านั้น

1.2.1 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก

จากการศึกษาพบว่าอิเล็กตรอนอยู่กันเป็นชั้น ๆ ในระดับพลังงานต่าง ๆ ดังภาพที่ 1.25 โดยจำนวนอิเล็กตรอนมีได้มากที่สุดในแต่ละระดับพลังงานไม่เกิน $2n^2$ เมื่อ n คือ เลขแสดงระดับพลังงานหลัก ดังนั้นจำนวนอิเล็กตรอนที่มีมากสุดในแต่ละระดับพลังงานหลัก แสดงดังตารางที่ 1.9



ภาพที่ 1.25 ระดับพลังงานหลัก

ตารางที่ 1.9 จำนวนอิเล็กตรอนที่มีมากสุดในแต่ละระดับพลังงานหลัก

ระดับพลังงาน	เชลล์	จำนวนอิเล็กตรอนที่มีได้มากที่สุด
$n = 1$	K	$2 \times 1^2 = 2$
$n = 2$	L	$2 \times 2^2 = 8$
$n = 3$	M	$2 \times 3^2 = 18$
$n = 4$	N	$2 \times 4^2 = 32$

หลักการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก

- 1) ต้องรู้จำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมดของอะตอม
- 2) บรรจุอิเล็กตรอนในระดับพลังงานต่ำก่อนโดยเริ่มจากระดับพลังงานที่ 1, 2, 3, ... ตามลำดับ โดยสามารถบรรจุอิเล็กตรอนมากที่สุดในแต่ละระดับพลังงานได้ไม่เกิน $2n^2$ (ตารางที่ 1.9)
- 3) การบรรจุอิเล็กตรอนในระดับพลังงานสุดท้าย (วงนอกสุด) ไม่จำเป็นต้องเป็นระดับพลังงานใด จะบรรจุอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 8 อิเล็กตรอนเท่านั้น
- 4) การบรรจุอิเล็กตรอนในระดับพลังงานก่อนระดับพลังงานสุดท้าย (วงก่อนวงนอกสุด) จะบรรจุอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 18 อิเล็กตรอนเท่านั้น

ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลักของธาตุบางชนิด แสดงในตารางที่ 1.10

ตารางที่ 1.10 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลักของธาตุบางชนิด

ธาตุ	จำนวนอิเล็กตรอน	การจัดเรียงอิเล็กตรอน
คาร์บอน	6	2 4
โซเดียม	11	2 8 1
แคลเซียม	20	2 8 8 2
สังกะสี	30	2 8 18 2
ไอโอดีน	53	2 8 18 18 7

ตัวอย่าง 1.2 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก

- 1) ${}_9\text{F}$ = 2 8 1
- 2) ${}_{16}\text{S}$ = 2 8 6
- 3) ${}_{27}\text{Co}$ = 2 8 8 8 1

- 4) ${}_{33}\text{As} = 2\ 8\ 18\ 5$
 5) ${}_{36}\text{Kr} = 2\ 8\ 18\ 8$
 6) ${}_{38}\text{Sr} = 2\ 8\ 18\ 2$
 7) ${}_{51}\text{Sb} = 2\ 8\ 18\ 18\ 5$
 8) ${}_{56}\text{Ba} = 2\ 8\ 18\ 18\ 8\ 2$

1.2.2 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย

ในระดับพลังงานหลัก ยังมีระดับพลังงานย่อย (sub-shell level) ตามเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุมที่เรียกว่าระดับ s, p, d และ f (ยกเว้นระดับพลังงานที่ 1 ที่มีระดับพลังงานเพียงระดับเดียว) โดยการจัดเรียงอิเล็กตรอนจะเรียงลำดับจากค่าระดับพลังงานต่ำไปพลังงานสูง ลำดับระดับพลังงานเรียงจากต่ำไปสูงได้คือ s, p, d และ f ตามลำดับ

ในระดับพลังงานย่อย s, p, d และ f จะมีจำนวนอิเล็กตรอนที่จะบรรจุได้มากที่สุดไม่เกิน 2, 6, 10 และ 14 ตามลำดับ อย่างไรก็ตามในแต่ละระดับพลังงานหลักยังคงยึดหลักจำนวนอิเล็กตรอนมีได้มากที่สุดไม่เกิน $2n^2$

ในการบรรจุอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยจะบรรจุอิเล็กตรอนเข้าระดับพลังงานย่อยที่มีพลังงานต่ำสุดก่อนจนเต็ม จึงจะบรรจุเข้าชั้นถัดไป เพื่อให้เป็นการง่ายในการบรรจุอิเล็กตรอนของอะตอมหนึ่ง ๆ ลงในออร์บิทัลเชิงอะตอมที่เหมาะสมได้แสดงลำดับการจัดเรียงอิเล็กตรอนตามลูกศรในภาพที่ 1.26 ในการจัดเรียงอิเล็กตรอนลงในออร์บิทัลตามลำดับคือ 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s แล้วเขียนตัวเลขบอกจำนวนอิเล็กตรอนในแต่ละออร์บิทัลเชิงอะตอมไว้ข้างบน (เหมือนเลขยกกำลัง)



ภาพที่ 1.26 ลำดับการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย

ตัวอย่าง 1.3 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยของอะตอม

- 1) ${}_{9}\text{F} = 1s^2 2s^2 2p^5$
 2) ${}_{16}\text{S} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 3) ${}_{27}\text{Co} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
 4) ${}_{33}\text{As} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
 5) ${}_{36}\text{Kr} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
 6) ${}_{38}\text{Sr} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$
 7) ${}_{56}\text{Ba} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$

1) การเขียนสัญลักษณ์แก่น

เพื่อให้การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยมีความกระชับขึ้น อาจเขียนลำดับการจัดเรียงอิเล็กตรอนโดยอาศัยการจัดเรียงอิเล็กตรอนของแก๊สมีสกุล (หมู่ 8A) เป็นสัญลักษณ์แก่น (core symbol) เนื่องจากในแต่ละออร์บิทัลเชิงอะตอมของระดับพลังงานหลักของแก๊สมีสกุลมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบเต็ม ดังตารางที่ 1.11

ตารางที่ 1.11 สัญลักษณ์แก่นของแก๊สมีสกุล

ธาตุ	การจัดเรียงอิเล็กตรอน	สัญลักษณ์แก่น
${}^2\text{He}$	$1s^2$	$[\text{He}]$
${}^{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$[\text{Ne}]$
${}^{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$[\text{Ar}]$
${}^{36}\text{Kr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	$[\text{Kr}]$
${}^{54}\text{Xe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$	$[\text{Xe}]$

การเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอนโดยอาศัยสัญลักษณ์แก่นของแก๊สมีสกุล ยังคงยึดหลักลำดับการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย ดังภาพที่ 1.26 อย่างเคร่งครัด แต่เพื่อให้การเขียนย่อลง จะใช้สัญลักษณ์แก่นของแก๊สมีสกุลที่มีจำนวนอิเล็กตรอนที่น้อยกว่าและใกล้เคียงกับอะตอมที่ต้องการเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอน

ตัวอย่าง 1.4 การเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนโดยอาศัยสัญลักษณ์แก่นของแก๊สมีสกุล

สัญลักษณ์ธาตุ	การจัดเรียงอิเล็กตรอน	โครงแบบอิเล็กตรอนโดยอาศัยสัญลักษณ์แก่น
${}^6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$
${}^{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
${}^{27}\text{Co}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$
${}^{37}\text{X}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$	$[\text{Kr}] 5s^1$
${}^{20}\text{Ca}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$[\text{Ar}] 4s^2$
${}^{58}\text{X}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^2$	$[\text{Xe}] 6s^2 5d^2$

2) โครงแบบอิเล็กตรอนแบบแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอม

การเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนแบบแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย s, p, d และ f ไม่แสดงให้เห็นอย่างชัดเจนเกี่ยวกับพฤติกรรมของอิเล็กตรอนและความสอดคล้องกับสมบัติทางกายภาพหรือทางเคมีของอะตอมนั้น ๆ ได้ ดังนั้นการเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนแบบแสดงการหมุนของอิเล็กตรอนที่บรรจุในออร์บิทัลเชิงอะตอมโดยอาศัยแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอม จะสามารถบอก พฤติกรรมของอิเล็กตรอนและความสอดคล้องกับสมบัติทางแม่เหล็กของอะตอมนั้น ๆ

การเขียนแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอม จะแสดงชนิดและจำนวนออร์บิทัลย่อยในแต่ละระดับพลังงานเป็นตามเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุมและเลขควอนตัมแม่เหล็ก

ออร์บิทัล-s มีทั้งหมด 1 ออร์บิทัล

เขียนแทนด้วย $\square$

ออร์บิทัล-p มีทั้งหมด 3 ออร์บิทัลย่อย

เขียนแทนด้วย $\square \square \square$

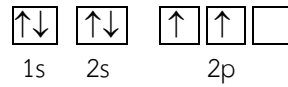
ออร์บิทัล-d มีทั้งหมด 5 ออร์บิทัลย่อย

เขียนแทนด้วย $\square \square \square \square \square$

ออร์บิทัล-f มีทั้งหมด 7 ออร์บิทัลย่อย

เขียนแทนด้วย $\square \square \square \square \square \square \square$

ตัวอย่างอะตอม C ($Z=6$) การจัดเรียงอิเล็กตรอน คือ $1s^2 2s^2 2p^2$ อาจเขียนแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอมของ C ได้เป็น



การเขียนแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอมแสดงการหมุนของอิเล็กตรอนที่บรรจุในออร์บิทัล แสดงดังตารางที่ 1.12

ตารางที่ 1.12 การเขียนโครงสร้างอิเล็กตรอนแบบแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอม

ธาตุ	สัญลักษณ์	การจัดเรียงอิเล็กตรอน	แผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอม
${}^1\text{H}$	$1s^1$		$\boxed{\uparrow}$
${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$		$\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow}$
${}^6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$		$\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{}$
${}^7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$		$\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}$
${}^{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$		$\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}$
${}^{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$		$\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{}\boxed{}\boxed{} \quad \boxed{}\boxed{}\boxed{}\boxed{}$
			$1s \quad 2s \quad 2p \quad 3s \quad 3p \quad 3d$

โครงสร้างอิเล็กตรอนของอะตอมสามารถอธิบายสมบัติบางประการที่แตกต่างจากแนวโน้มปกติได้ เช่น อะตอม Be และ N จะแสดงสมบัติบางประการที่ไม่เป็นแนวโน้มเดียวกันกับธาตุอื่น ๆ ในคาบเดียวกัน ซึ่งเหตุผลอธิบายด้วยเสถียรภาพของอะตอมที่มีผลมาจากการจัดเรียงอิเล็กตรอน ดังนี้

1) การบรรจุอิเล็กตรอนแบบเต็ม (full-filled) เป็นการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากันแบบเต็ม เช่น ออร์บิทัล-s บรรจุครบ 2 อิเล็กตรอน, ออร์บิทัล-p บรรจุครบ 6 อิเล็กตรอน, ออร์บิทัล-d บรรจุครบ 10 อิเล็กตรอน และออร์บิทัล-f บรรจุครบ 14 อิเล็กตรอน ตัวอย่างการบรรจุแบบเต็ม เช่น



2) การบรรจุอิเล็กตรอนแบบครึ่ง (half-filled) เป็นการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากันเป็นจำนวนครึ่งหนึ่งของจำนวนอิเล็กตรอนที่ครอบครองได้ทั้งหมดในออร์บิทัลนั้น ๆ เช่น ออร์บิทัล-s บรรจุ 1 อิเล็กตรอน, ออร์บิทัล-p บรรจุ 3 อิเล็กตรอน, ออร์บิทัล-d บรรจุ 5 อิเล็กตรอน และออร์บิทัล-f บรรจุ 7 อิเล็กตรอน ตัวอย่างการบรรจุแบบครึ่ง เช่น



โดยลำดับความเสถียรของอะตอมคือ การบรรจุแบบเต็ม > การบรรจุแบบครึ่ง > การบรรจุแบบไม่เต็ม/ไม่ครึ่ง

3) กฎการจัดเรียงอิเล็กตรอน

การเขียนโครงสร้างอิเล็กตรอนเพื่อแสดงการกระจายของอิเล็กตรอนในออร์บิทัลต่าง ๆ ของอะตอมในสถานะพื้น ใช้กฎเกณฑ์ดังต่อไปนี้

1) หลักการกีดกันเพาลี (Pauli exclusion principle)

เพาลี (Wolfgang Pauli, ค.ศ.1925) นักวิทยาศาสตร์ชาวออสเตรียได้เสนอหลักที่เรียกว่า หลักการกีดกันเพาลี โดยมีความสำคัญว่า “ในอะตอมหนึ่ง ๆ จะมีอิเล็กตรอนคู่หนึ่งคู่ใดที่มีเลขควอนตัมทั้ง 4 ชนิด (n , l , m_l และ m_s)

เหมือนกันไม่ได้” นั่นคืออิเล็กตรอนคู่หนึ่งในออร์บิทัลจะมีค่า n , l และ m_l เหมือนกันได้แต่การหมุนของอิเล็กตรอนต้องไม่เหมือนกัน (อาจสรุปได้ว่าในแต่ละออร์บิทัลย่อยของแต่ละระดับพลังงานจะมีอิเล็กตรอนอยู่ได้เป็นคู่ที่มีการหมุนตรงกันข้ามเท่านั้น)

หลักการกีดกันเพาลีเป็นหลักพื้นฐานในกลศาสตร์ควอนตัม ซึ่งสามารถพิสูจน์ถึงสมบัติความเป็นแม่เหล็กของอะตอมได้เป็นอย่างดี สมบัติความเป็นแม่เหล็กแบ่งได้ 2 ประเภทคือ

(1) สมบัติพาราแมกเนติก (paramagnetic) คือสมบัติเบี่ยงเบนในสนามแม่เหล็ก กล่าวคือสารจะถูกดูดโดยสนามแม่เหล็ก เกิดขึ้นได้ถ้าในออร์บิทัลเชิงอะตอมมีอิเล็กตรอนเดี่ยวไม่เข้าคู่ จึงมีอำนาจดึงดูดสนามแม่เหล็ก อำนาจดึงดูดจะมากเมื่ออิเล็กตรอนเดี่ยวในออร์บิทัลมีจำนวนมาก เช่น Cr และ Mn

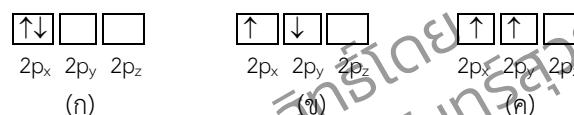
(2) สมบัติไดอะแมกเนติก (diamagnetic) คือไม่เบี่ยงเบนในสนามแม่เหล็ก กล่าวคือสารจะถูกผลักโดยสนามแม่เหล็ก เกิดขึ้นในออร์บิทัลเชิงอะตอมมีอิเล็กตรอนเข้าคู่ (หมุนตรงกันข้าม) ไม่มีอิเล็กตรอนเดี่ยวในออร์บิทัล

ตัวอย่างอะตอม He ถ้าอิเล็กตรอนทั้ง 2 ตัวที่ครอบครองในออร์บิทัล-1s มีการเข้าคู่กันแบบขนานคือแบบหมุนขึ้น-ขึ้น $\uparrow\uparrow$ หรือหมุนแบบลง-ลง $\downarrow\downarrow$ จะส่งผลให้สนามแม่เหล็กเสริมกัน ซึ่งจะทำให้แก๊ส He มีสมบัติเป็นพาราแมกเนติก แต่ในความเป็นจริง แก๊ส He มีสมบัติเป็นไดอะแมกเนติก ดังนั้น อิเล็กตรอน 2 ตัวที่ครอบครองในออร์บิทัล-1s มีการเข้าคู่กันแบบหมุนขึ้น-ลง $\uparrow\downarrow$ (ทิศทางตรงกันข้าม)

2) หลักเกณฑ์ของฮุนด์ (Hund's rule)

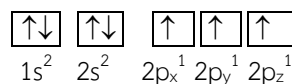
ฮุนด์ (Friedrich Hund) นักเคมีชาวเยอรมัน ระบุว่า “การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากัน จะต้องบรรจุในลักษณะที่ทำให้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุดเท่าที่จะทำได้”

ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอม C ($Z=6$) เป็น $1s^2 2s^2 2p^2$ ซึ่งสามารถแสดงการจัดเรียงแผนภาพแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอมในออร์บิทัล-2p ได้ 3 แบบดังนี้

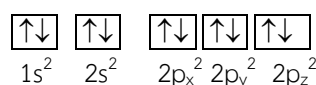


ซึ่งการบรรจุอิเล็กตรอนทั้ง 3 แบบไม่ขัดต่อการจัดตามหลักการกีดกันเพาลี แต่เมื่อพิจารณาความเสถียรตามหลักเกณฑ์ของฮุนด์แล้วพบว่าการจัดแบบ (ค) สอดคล้องมากที่สุด กล่าวคือมีอิเล็กตรอนเดี่ยวในระดับพลังงานเดียวกันมากที่สุด

ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนของ N ($Z=7$) เป็น $1s^2 2s^2 2p^3$ ดังนั้นอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-2p จึงเป็นอิเล็กตรอนเดี่ยวทั้งหมด ดังนี้



ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนของ Ne ($Z=10$) เป็น $1s^2 2s^2 2p^6$ ดังนั้นอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-2p จึงเป็นอิเล็กตรอนแบบเข้าคู่ทั้งหมด ดังนี้



แก๊ส Ne ควรจะมีสมบัติไดอะแมกเนติก ซึ่งจะถูกแม่เหล็กผลักเล็กน้อยเมื่ออยู่ในสนามแม่เหล็ก และการทดลองสอดคล้องกับการจัดเรียงอิเล็กตรอนดังกล่าว ดังนั้นในการจัดเรียงของอิเล็กตรอนในออร์บิทัลต่าง ๆ มีผลต่อสมบัติความเป็นแม่เหล็กของอะตอม

3) หลักของเอาฟบาว (Aufbau principle)

หลักของเอาฟบาว คือต้องบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานต่ำให้เต็มก่อน แล้วจึงบรรจุในระดับพลังงานที่สูงขึ้นไปเมื่อระดับพลังงานต่ำกว่าเต็มแล้ว

หลักของเอาฟบาวสอดคล้องกับการจัดเรียงอิเล็กตรอนตามระดับพลังงานตามเลขควอนตัม โดยให้พิจารณาการจัดเรียงตามภาพที่ 1.26

4) การจัดเรียงอิเล็กตรอนของไอออน

การจัดเรียงอิเล็กตรอนของไอออนจะแตกต่างจากอะตอมอยู่บ้าง เนื่องจากมีจำนวนอิเล็กตรอนที่เพิ่มขึ้นหรือลดลงในระดับพลังงานสุดท้าย

กรณีเป็นไอออนบวก อิเล็กตรอนที่สูญเสียไปจะต้องเป็นอิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานสุดท้าย (วงนอกสุด) ก่อน ตัวอย่างเช่น

อะตอม Ni มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$

ถ้าเกิดเป็น Ni^{2+} แสดงว่ามีการสูญเสียอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอน และอิเล็กตรอนที่สูญเสีย จะต้องเป็นอิเล็กตรอนในระดับพลังงานสุดท้ายก่อน ซึ่งคือ ออร์บิทัล-4s ดังนั้นการจัดเรียงอิเล็กตรอนจึงเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$ แต่ถ้าเป็นระดับพลังงานเดียวกัน อิเล็กตรอนที่อยู่ในออร์บิทัลย่อยที่มีพลังงานมากกว่าจะต้องสูญเสียก่อน

กรณีไอออนลบเป็นการรับอิเล็กตรอนเพิ่มเข้ามา ดังนั้นการจัดเรียงอิเล็กตรอนจึงต้องเพิ่มในระดับพลังงานสุดท้ายเสมอ

ดังนั้น การจัดเรียงอิเล็กตรอนของไอออนจะต้องพิจารณาชนิดและจำนวนของประจุไฟฟ้าสุทธิเสียก่อน ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนของไอออนเปรียบเทียบกับอะตอมของธาตุแสดงในตารางที่ 1.13

ตารางที่ 1.13 การจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอมและไอออน

ธาตุและไอออน	จำนวนอิเล็กตรอน	การจัดเรียงอิเล็กตรอน
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Mg^{2+}	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Ni	28	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
Ni^{2+}	26	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Cl^-	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

1. จงอธิบายระดับพลังงานหลัก และค่าพลังงานของระดับพลังงานหลัก
2. จงแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลักของธาตุต่อไปนี้
 - 1) O
 - 2) Cl
 - 3) Ba
 - 4) Br
 - 5) Xe
3. จงอธิบายความหมายของสัญลักษณ์การจัดเรียงอิเล็กตรอนของ $3p^3$
4. จงอธิบายความหมายของสัญลักษณ์การจัดเรียงอิเล็กตรอนของ $1s^2 2s^2 2p^2$
5. จงแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยของธาตุต่อไปนี้
 - 1) O
 - 2) Cl
 - 3) Ba
 - 4) Br
 - 5) Xe
6. จงอธิบายหลักการกีดกันเพาลี
7. จงอธิบายกฎของฮุนด์ พร้อมยกตัวอย่าง
8. จงอธิบายความหมายของการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบเต็มและแบบครึ่ง
9. เพราะเหตุใดอะตอม Cr และ Zn จึงมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนที่ไม่เป็นตามกฎของฮุนด์
10. จงอธิบายความหมายไอออน (ion) และการเกิดเป็นไอออนบวกและไอออนลบ พร้อมยกตัวอย่าง
11. จงแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยของไอออนต่อไปนี้
 - 1) Ca^{2+}
 - 2) Fe^{3+}
 - 3) Cr^{3+}
 - 4) S^{2-}
 - 5) P^{3-}

ลิขสิทธิ์โดย
 พศ.ดร.วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ
 มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

เอกสารอ้างอิง

1. โครงการตำราวิทยาศาสตร์และคณิตศาสตร์มูลนิธิ สวอน. 2547. เคมี 1 (เคมีคำนวณ อะตอม ตารางธาตุ พันธะเคมี). กรุงเทพฯ: บริษัทด้านสุขภาพการพิมพ์ จำกัด.
2. ชัยวัฒน์ เจนวานิชย์. 2546. หลักเคมี 1 (ฉบับปรับปรุง). พิมพ์ครั้งที่ 5. กรุงเทพฯ: โอเดียนสโตร์.
3. นกตล ไชยคำ, พีรพรรณ พันธุนาวิน และลัดดาวัลย์ ผดุงทรัพย์. 2545. เคมี 1. กรุงเทพฯ: แมคกรอฮิล.
4. ภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย. 2555. เคมีทั่วไป เล่ม 1. พิมพ์ครั้งที่ 12. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
5. รานี สุวรรณพฤกษ์. 2553. เคมีทั่วไป สำหรับสาขาวิศวกรรมศาสตร์ เล่ม 1. พิมพ์ครั้งที่ 3. กรุงเทพฯ: บริษัทวิทย์พัฒน์ จำกัด.
6. ลัดดา มีสุข. 2545. เคมีทั่วไป เล่ม 1 ฉบับรวบรัด. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์มหาวิทยาลัยเกษตรศาสตร์.
7. ทบวงมหาวิทยาลัย. 2540. เคมี 1. พิมพ์ครั้งที่ 10. นนทบุรี: บริษัทไทยร่มเกล้า จำกัด.
8. อภิสิทธิ์ ศงสะเสน, สรณรินทร์ บังเกิดผล และอาทิตย์ สกุดตันติเมธา. 2554. เคมีทั่วไปสำหรับวิศวกร. กรุงเทพฯ: บริษัททริฟเพิ้ล กรุ๊ป จำกัด.
9. อินทิรา หาญพงษ์พันธ์ และบัญชา พูลโศคา. 2554. เคมีทั่วไป สำหรับนิสิตวิศวกรรมศาสตร์ (ฉบับปรับปรุง). พิมพ์ครั้งที่ 9. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
10. Averil B. A. Principles of General Chemistry. (Online).
<http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
<http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
11. Brown L. S., Holme T. A. 2010. Chemistry for Engineering Students, 2nd ed. Canada: Thomson Brook Cole.
12. Brown T. L., LeMay H. E., Bursten B. E., Murphy C. J., Woodward P. 2009. Chemistry: The Central Science, 7th ed. New Jersey: Pearson Education, Inc.
13. Burns. R. A. Fundamentals of Chemistry. 4th ed. (Online).
http://wps.prenhall.com/esm_burns_chemistry_4/
14. Chang R., Goldsby K. A. 2013. Chemistry. 11th ed. New York: McGraw-Hill.
15. Hill J. W., Petrucci R. H., McCreary T. W., Perry S. S., General Chemistry, 4th ed., (Online).
http://wps.prenhall.com/esm_hillpetrucci_genchem_4/
16. McMurry J., Castellion M., Ballantine D. S., Hoeger C. A. Peterson V. E. 2010. Fundamentals of General, Organic, and Biological Chemistry. New Jersey: Pearson Education, Inc.
17. Petrucci R. H., Geoffrey F., Herring, Madura J. D. Bissonnette C. 2010. General Chemistry: Principles and Modern Applications. 10th ed. New Jersey: Pearson Prentice Hall.
18. Silberberg M. S. 2013. Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change. New York: McGraw-Hill.
19. Silberberg M. S. 2013. Principle of General Chemistry. New York: McGraw-Hill.

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 3

หน่วยเรียนที่ 2 ปริมาณสัมพันธ์
บทเรียนที่ 2.1 พื้นฐานปริมาณสัมพันธ์

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจพื้นฐานปริมาณสัมพันธ์

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายอะตอม โมเลกุลไอออน และสูตรเคมี
2. อธิบายมวลอะตอม มวลโมเลกุล และน้ำหนักสูตร
3. คำนวณเกี่ยวกับโมล

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย
2. กิจกรรมในห้องเรียน และกิจกรรมการบ้าน

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

ลิขสิทธิ์โดย
ผศ.ดร.วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ
มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

หน่วยเรียนที่ 2 ปริมาณสัมพันธ์

บทเรียนที่ 2.1 พื้นฐานปริมาณสัมพันธ์

2.1.1 อะตอม โมเลกุล ไอออน และสูตรเคมี

1) อะตอม

อะตอม (atom) คืออนุภาคที่เล็กที่สุดของธาตุที่ยังคงรักษาสสมบัติของธาตุนั้น ๆ ไว้ได้ อนุภาคมูลฐานของอะตอมมีนิวเคลียสเป็นแกนกลางและอิเล็กตรอนห่อหุ้มอะตอม นิวเคลียสประกอบด้วยอนุภาคโปรตอนและนิวตรอนอยู่รวมกันด้วยแรงยึดเหนี่ยวทางนิวเคลียร์ ส่วนอิเล็กตรอนโคจรรอบ ๆ นิวเคลียสเป็นส่วนที่กำหนดขอบเขตและขนาดของอะตอม โดยทั่วไปอะตอมของธาตุส่วนใหญ่จะไม่อยู่เป็นอิสระอะตอมเดี่ยว แต่จะรวมกับอะตอมชนิดเดียวกันหรืออะตอมต่างชนิดกันด้วยสัดส่วนที่เหมาะสมโดยยึดเหนี่ยวกันเป็นโมเลกุล

สัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุ เช่น $^{12}_6\text{C}$ และ $^{16}_8\text{O}$ จะระบุถึงเลขอะตอม (atomic number, Z) ซึ่งคือจำนวนโปรตอนในนิวเคลียส และเลขมวล (mass number, A) หรือเรียกว่ามวลอะตอม (atomic mass) หรือน้ำหนักอะตอม (atomic weight) ซึ่งคือปริมาณรวมของโปรตอนและนิวตรอน

2) โมเลกุล

โมเลกุล (molecule) คือการรวมตัวของอะตอมอย่างน้อยสองอะตอมด้วยแรงดึงดูดทางเคมี โดยทั่วไปโมเลกุลอาจเป็นการรวมตัวของอะตอมของธาตุนั้นเดียวกัน หรืออะตอมของธาตุต่างชนิดกันมารวมกันด้วยอัตราส่วนที่แน่นอนตามกฎสัดส่วนคงตัว โมเลกุลแบ่งออกเป็น 3 ประเภทตามการรวมตัวกันของอะตอม ดังนี้

1) โมเลกุลอะตอมเดี่ยว (monoatomic molecule) หมายถึง สารประกอบที่ 1 โมเลกุลประกอบด้วย 1 อะตอมเท่านั้น ซึ่งมีแต่แก๊สมีสกุล (noble gas) เท่านั้น เช่น He, Ne, Ar, Kr, Xe และ Rn

2) โมเลกุลอะตอมคู่ (diatomic molecule) หมายถึง โมเลกุลที่ประกอบด้วยสองอะตอม โมเลกุลอะตอมคู่แบ่งออกได้ 2 ชนิดคือ

2.1) โมเลกุลแบบโฮโมนิวเคลียร์ (homonuclear molecule) เป็นโมเลกุลอะตอมคู่ที่ทั้งสองอะตอมเป็นอะตอมของธาตุนั้นเดียวกัน เช่น H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 และ Br_2

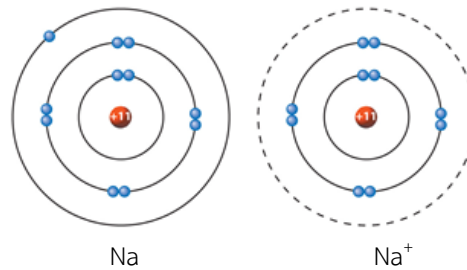
2.2) โมเลกุลแบบเฮเทอโรนิวเคลียร์ (heteronuclear molecule) เป็นโมเลกุลอะตอมคู่ที่ทั้งสองอะตอมเป็นอะตอมของธาตุต่างชนิดกัน เช่น HCl, HBr, HF และ CO

3) โมเลกุลหลายอะตอม (polyatomic molecule) หมายถึงโมเลกุลที่ประกอบด้วยอะตอมตั้งแต่ 3 อะตอมขึ้นไป ซึ่งอาจเป็นอะตอมชนิดเดียวกันหรือต่างชนิดกัน เช่น O_3 , H_2O , CH_4 , CO_2 และ $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

3) ไอออน

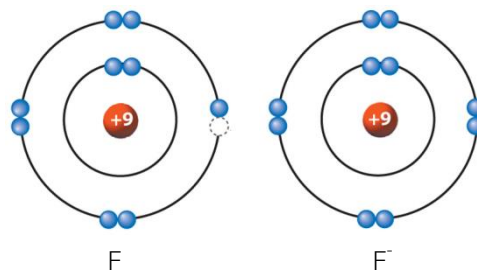
ไอออน (ion) คืออะตอมหรือกลุ่มของอะตอมที่มีประจุ ที่เกิดจากการเคลื่อนย้ายอิเล็กตรอน (electron transfer) โดยการให้ (electron donor) หรือการรับอิเล็กตรอน (electron acceptor) แบ่งไอออนเป็น 2 ชนิด คือ

1) แคตไอออน (cation) เกิดจากอะตอมสูญเสียเวเลนซ์อิเล็กตรอนไป ทำให้จำนวนอิเล็กตรอนที่เหลืออยู่มีจำนวนน้อยกว่าจำนวนโปรตอน อะตอมจึงแสดงอำนาจไฟฟ้าบวกตามจำนวนของโปรตอนที่มากกว่า เช่น อะตอมโซเดียม (Na) เมื่อถูกดึงอิเล็กตรอนออกจากระดับพลังงานสุดท้าย 1 อิเล็กตรอนทำให้เกิดเป็นโซเดียมไอออน (Na^+) ดังภาพที่ 2.1



ภาพที่ 2.1 เวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมโซเดียมและโซเดียมไอออน

2) แอนไอออน (anion) เกิดจากอะตอมรับอิเล็กตรอนเข้ามาเพิ่ม ทำให้มีจำนวนอิเล็กตรอนมากกว่าจำนวนโปรตอน อะตอมจึงแสดงอำนาจไฟฟ้าลบตามจำนวนของอิเล็กตรอนที่มีมากกว่า เช่นอะตอมฟลูออรีน (F) รับอิเล็กตรอนเข้ามา 1 อิเล็กตรอนทำให้เกิดเป็นฟลูออไรด์ไอออน (F⁻) ดังภาพที่ 2.2



ภาพที่ 2.2 เวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมฟลูออรีนและฟลูออไรด์ไอออน

4) สูตรเคมี

สูตรเคมี (chemical formula) เป็นสัญลักษณ์แสดงองค์ประกอบของสารนั้นๆ โดยจะระบุชนิดและจำนวนอะตอมของธาตุที่เป็นองค์ประกอบเป็นตัวเลขที่อยู่มุมล่างด้านขวาไว้ที่ท้ายสัญลักษณ์ของธาตุที่เป็นองค์ประกอบนั้น เช่น

สูตรเคมีของน้ำ (H₂O) ประกอบด้วย H 2 อะตอม และ O 1 อะตอม

สูตรเคมีของคาร์บอนไดออกไซด์ (CO₂) ประกอบด้วย C 1 อะตอม และ O 2 อะตอม

สูตรเคมีของมีเทน (CH₄) ประกอบด้วย C 1 อะตอม และ H 4 อะตอม

สูตรเคมีที่ใช้แสดงจำนวนอะตอมของธาตุที่เป็นองค์ประกอบในโมเลกุลหรือสารประกอบ สามารถเขียนได้หลายแบบ ดังนี้

1) สูตรเคมีพิริคัล (empirical formula) หรือ สูตรอย่างง่าย เป็นสูตรที่แสดงอัตราส่วนอย่างต่ำของธาตุที่เป็นองค์ประกอบ ถ้ารู้สูตรโมเลกุลจะสามารถเขียนสูตรเคมีพิริคัล ได้โดยลดจำนวนตัวเลขลงตามสัดส่วน แต่ในทางตรงกันข้ามจะไม่สามารถเขียนสูตรโมเลกุลได้แม้ว่าจะรู้สูตรเคมีพิริคัล เช่น

สูตรโมเลกุลของไฮโดรเจนเปอร์ออกไซด์ คือ H₂O₂ อัตราส่วนอย่างต่ำของจำนวนอะตอม H:O เท่ากับ 1:1 ดังนั้น สูตรเคมีพิริคัลจึงเขียนได้เป็น HO

สูตรโมเลกุลกลูโคสคือ C₆H₁₂O₆ อัตราส่วนอย่างต่ำของจำนวนอะตอม C:H:O เท่ากับ 1:2:1 ดังนั้น สูตรเคมีพิริคัลจึงเขียนได้เป็น CH₂O

การคำนวณหาเอมพิริคัลของธาตุองค์ประกอบทำได้โดยเทียบจำนวนโมลของธาตุที่เป็นองค์ประกอบด้วยกันแล้วทำให้เป็นอัตราส่วนอย่างต่ำ

$$\text{จำนวนโมลของธาตุ A} = \frac{\text{น้ำหนักธาตุ A}}{\text{น้ำหนักโมเลกุลธาตุ A}}$$

ตัวอย่าง 2.1 การหาสูตรเอมพิริคัลของสารที่ประกอบด้วย Na 29.1%, S 40.5% และ O 30.4% โดยน้ำหนัก

วิธีคิด จำนวนโมลของ Na = $\frac{29.1}{23.0} = 1.26$

จำนวนโมลของ S = $\frac{40.5}{32.0} = 1.26$

จำนวนโมลของ O = $\frac{30.4}{16.0} = 1.99$

เทียบจำนวนโมลของธาตุที่เป็นองค์ประกอบด้วยกัน

Na : S : O

1.26 : 1.26 : 1.99

ทำให้เป็นอัตราส่วนอย่างต่ำ (หารตลอดด้วย 1.26) 1 : 1 : 1.58

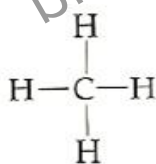
ทำให้เป็นเลขลงตัว (คูณ 2 ตลอด) 2 : 2 : 3

อัตราส่วนจำนวนโมลของ Na : S : O เป็น 2 : 2 : 3

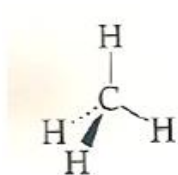
ดังนั้น สูตรเอมพิริคัลของสารประกอบนี้คือ $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

2) สูตรโมเลกุล (molecular formula) เป็นสูตรเคมีที่แสดงจำนวนอะตอมที่แน่นอนของธาตุองค์ประกอบที่มีอยู่ใน 1 โมเลกุลของสารนั้น เช่น แก๊สไฮโดรเจนมีสูตรโมเลกุลเป็น H_2 แสดงว่าแก๊ส H_2 1 โมเลกุลประกอบด้วย H 2 อะตอม หรือไฮโดรเจนเปอร์ออกไซด์มีสูตรโมเลกุลเป็น H_2O_2 แสดงว่า 1 โมเลกุลประกอบด้วย H 2 อะตอม และ O 2 อะตอม

3) สูตรแบบโครงสร้าง (structural formula) เป็นสูตรเคมีที่แสดงการเกาะกันของอะตอมต่างๆ ในโมเลกุล สูตรโมเลกุลจะบอกข้อมูลเฉพาะองค์ประกอบของสารเท่านั้น แต่ไม่ได้บอกรูปร่างของโมเลกุล การเขียนสูตรเคมีแบบโครงสร้างจะใช้สัญลักษณ์ธาตุและใช้เครื่องหมายขีด (—) แทนพันธะที่ยึดอะตอมแต่ละคู่ไว้ด้วยกัน สูตรแบบโครงสร้างโดยทั่วไปจะไม่แสดงโครงสร้างของรูปร่างโมเลกุลหรือมุมที่อะตอมจับกันจริง ตัวอย่างโมเลกุล CH_4 ดังภาพที่ 2.3(ก) อย่างไรก็ตาม มีสูตรโครงสร้างที่เขียนเพื่อแสดงให้เห็นรูปทรงของโมเลกุลใน 3 มิติ ดังภาพที่ 2.3(ข) และแบบจำลองโมเลกุลทรงกลมและก้าน (ball-stick model) ดังภาพที่ 2.3(ค) และแบบจำลองสเปซฟิลลิง (ball filling model) ภาพที่ 2.3(ง)



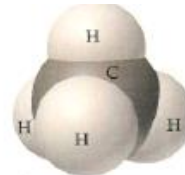
(ก)



(ข)



(ค)



(ง)

2.1.2 มวลอะตอม มวลโมเลกุล และน้ำหนักสูตร

1) มวลอะตอม

เนื่องจากอะตอมของแต่ละธาตุมีน้ำหนักน้อยมาก เช่นอะตอม H มีน้ำหนักเบาที่สุดคือประมาณ 1.66×10^{-24} กรัม ทำให้ไม่สามารถชั่งน้ำหนักของธาตุหนึ่งอะตอมได้โดยตรง จึงไม่นิยมใช้มวลที่แท้จริง (absolute mass) แต่นิยมใช้มวลเปรียบเทียบ (relative mass) เริ่มแรกดอลตัน (John Dalton) เสนอให้ใช้อะตอม H เป็นธาตุมาตรฐานในการเปรียบเทียบเพื่อหามวลอะตอมของธาตุอื่นๆ เพราะ H เป็นธาตุที่มีน้ำหนักน้อยที่สุด

ในเวลาต่อมาพบว่ามวลอะตอมของธาตุต่างๆ ที่ใช้ H เป็นธาตุมาตรฐานเปรียบเทียบ มีค่าตัวเลขไม่ใกล้เคียงกับจำนวนเต็ม ธาตุบางชนิดต้องหามวลอะตอมโดยวิธีอ้อม เพราะธาตุเหล่านั้นไม่สามารถรวมตัวกับ H ได้โดยตรง

สตาส (Jean Servais Stas) นักเคมีวิเคราะห์ชาวเบลเยียมได้เสนอใช้ O เป็นมาตรฐานในการเปรียบเทียบ ด้วยเหตุผลที่ว่า O มีมากและมีอยู่เป็นอิสระในบรรยากาศ ทั้งยังเป็นธาตุที่ทำปฏิกิริยากับธาตุอื่นได้เกือบทั้งหมด แต่เนื่องจาก O ในธรรมชาติมี 3 ไอโซโทป คือ ^{16}O , ^{17}O และ ^{18}O จึงทำให้เกิดความสับสนในการเปรียบเทียบกันระหว่างนักฟิสิกส์และนักเคมี

ในปี ค.ศ.1961 เป็นต้นมา นักวิทยาศาสตร์ได้ร่วมตกลงในที่ประชุมนานาชาติให้ใช้ ^{12}C ซึ่งเป็นไอโซโทปที่มีปริมาณมากที่สุดในธรรมชาติเป็นธาตุมาตรฐานในการเปรียบเทียบ

$$\text{มวลอะตอมของธาตุ} = \frac{\text{น้ำหนักของธาตุ 1 อะตอม}}{1/12 (\text{น้ำหนักโมเลกุลของ } ^{12}\text{C 1 อะตอม})}$$

มวลอะตอมจึงเป็นเพียงตัวเลข (ไม่มีหน่วย) ที่บอกให้ทราบว่าธาตุใดๆ 1 อะตอม มีน้ำหนักเป็นกี่เท่าของ $1/12$ เท่าของน้ำหนัก ^{12}C จำนวน 1 อะตอม

เนื่องจากพบว่า $1/12$ เท่าของน้ำหนัก ^{12}C จำนวน 1 อะตอม (1 amu) เท่ากับ 1.66×10^{-24} กรัม

$$\text{มวลอะตอมของธาตุ} = \frac{\text{น้ำหนักของธาตุ 1 อะตอม}}{1.66 \times 10^{-24}}$$

$$\text{ดังนั้น} \quad \text{น้ำหนักของธาตุ 1 อะตอม} = \text{มวลอะตอมของธาตุ} \times (1.66 \times 10^{-24})$$

มวลอะตอมของธาตุที่ปรากฏในตารางธาตุ เช่น มวลอะตอม Na เท่ากับ 23.00 จะเห็นได้ว่ามวลอะตอมของธาตุไม่เป็นเลขจำนวนเต็ม จะเป็นทศนิยม เนื่องจากธาตุในธรรมชาติส่วนมากมีหลายไอโซโทป มวลอะตอมของธาตุจึงเป็นมวลอะตอมเฉลี่ยของไอโซโทปทั้งหมดที่พบในธรรมชาติของธาตุนั้น ธาตุส่วนใหญ่ในธรรมชาติมีหลายไอโซโทปและแต่ละไอโซโทปมีปริมาณมากน้อยต่างกัน (ตารางที่ 2.1)

ปัจจุบันนักวิทยาศาสตร์หามวลอะตอมและปริมาณของไอโซโทปของแต่ละธาตุ โดยใช้เครื่องมือที่เรียกว่าแมสสเปกโตรมิเตอร์ (mass spectrometer) ทำให้ได้ค่าที่แน่นอนและมีความถูกต้องสูง มวลอะตอมเฉลี่ยของธาตุหาได้จากสมการ

$$A = \frac{(\%X_1)(A_{X_1}) + (\%X_2)(A_{X_2}) + (\%X_3)(A_{X_3})}{100} \quad \dots\dots(2.1)$$

เมื่อ A = มวลอะตอมเฉลี่ยของธาตุแต่ละไอโซโทป

$\%X_1$, $\%X_2$ และ $\%X_3$, = ร้อยละของแต่ละไอโซโทปในธรรมชาติของธาตุ X_1 , X_2 และ X_3 ตามลำดับ

A_{X_1} , A_{X_2} และ A_{X_3} = มวลอะตอมของแต่ละไอโซโทปของธาตุ X_1 , X_2 และ X_3 ตามลำดับ

ตัวอย่าง 2.2 มวลอะตอมเฉลี่ยของ C ที่มีในธรรมชาติ 2 ไอโซโทปคือ ^{12}C และ ^{13}C

ไอโซโทป	ปริมาณที่มีในธรรมชาติ (%)	มวลอะตอม
^{12}C	98.89	12.000
^{13}C	1.11	13.003

วิธีคิด

$$\begin{aligned}\text{มวลอะตอมเฉลี่ย} &= \frac{(98.89)(12.00) + (1.11)(13.003)}{100} \\ &= 12.01113\end{aligned}$$

ตารางที่ 2.1 มวลอะตอมเฉลี่ยและปริมาณไอโซโทปในธรรมชาติ

ธาตุ	ไอโซโทป	มวลอะตอมของไอโซโทป	ปริมาณไอโซโทป (%)	มวลอะตอมเฉลี่ย (amu)
คาร์บอน	^{12}C	12.000	98.9	12.001
	^{13}C	13.003	1.1	
ออกซิเจน	^{16}O	15.995	99.76	15.999
	^{17}O	16.999	0.04	
	^{18}O	17.999	0.20	
นีออน	^{20}Ne	19.992	90.92	20.183
	^{21}Ne	20.993	0.26	
	^{22}Ne	21.991	8.82	
คลอรีน	^{35}Cl	34.967	75.5	35.453
	^{37}Cl	36.966	24.5	
แมกนีเซียม	^{24}Mg	23.99	78.10	24.31
	^{25}Mg	24.99	10.13	
	^{26}Mg	25.98	11.17	
อาร์กอน	^{36}Ar	35.968	0.337	39.947
	^{38}Ar	37.963	0.063	
	^{40}Ar	39.962	99.600	
โบรอน	^{10}B	10.0130	19.9	10.811
	^{11}B	11.0093	80.1	
ไนโตรเจน	^{14}N	14.003	99.625	14.007
	^{15}N	15.000	0.375	

หมายเหตุ มวลอะตอมเฉลี่ยของธาตุบางชนิด แสดงในตารางที่ 2.1 ปรากฏเป็นเลขทศนิยม ไม่เป็นจำนวนเต็ม แต่เพื่อให้สะดวกในการคำนวณ มวลอะตอมเฉลี่ยของธาตุส่วนใหญ่จะใช้ตัวเลขจำนวนเต็ม ดังนั้นในเอกสารประกอบการสอนฉบับนี้ใช้มวลอะตอมตามตารางธาตุ ในภาคผนวก ข

2) มวลโมเลกุล

มวลโมเลกุล (molecular mass) หรือน้ำหนักโมเลกุล (molecular weight) คือมวลของธาตุองค์ประกอบของโมเลกุล มวลโมเลกุลของสารหาได้สองวิธี ดังนี้

1) ใช้การเปรียบเทียบกับ ^{12}C (เช่นเดียวกับการหามวลอะตอม)

$$\text{มวลโมเลกุลของสาร} = \frac{\text{น้ำหนักของสาร 1 โมเลกุล}}{\frac{1}{12} \text{ น้ำหนักของ } ^{12}\text{C} \text{ 1 อะตอม}}$$

$$\text{มวลโมเลกุลของสาร} = \frac{\text{น้ำหนักของสาร 1 โมเลกุล}}{1.66 \times 10^{-24}}$$

$$\text{ดังนั้น} \quad \text{น้ำหนักของสาร 1 โมเลกุล} = \text{มวลโมเลกุลของสาร} \times (1.66 \times 10^{-24})$$

2) คำนวณจากผลบวกของมวลอะตอมของธาตุที่เป็นองค์ประกอบโมเลกุล มวลโมเลกุลของสารใดๆ จะเท่ากับผลบวกของมวลอะตอมคูณด้วยจำนวนอะตอมในสูตรเคมี ในการคำนวณมวลโมเลกุลของสารสามารถทำได้ง่ายโดยใช้มวลอะตอมของธาตุองค์ประกอบมารวมกัน แต่บางครั้งต้องมีความระมัดระวัง เนื่องจากในบางโมเลกุลอาจมีน้ำรวมอยู่ด้วย เรียกว่าไฮเดรต เช่น $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ และ $\text{MnSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

ตัวอย่างการคำนวณมวลโมเลกุล (โดยมวลอะตอมดูจากตารางธาตุ)

$$\text{H}_2\text{O} = (1.00 \times 2) + (16.0 \times 1) = 18.0$$

$$\text{S}_8 = (32.0 \times 8) = 256$$

$$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = (63.5 \times 1) + (32.0 \times 1) + (16.0 \times 4) + (18.0 \times 5) = 249.5$$

$$\text{CH}_3\text{COOH} = (12.0 \times 2) + (1.00 \times 4) + (16.0 \times 2) = 60$$

$$\text{K}_3(\text{Fe}(\text{CN})_6) = (39.1 \times 3) + (55.8 \times 1) + (12.0 \times 6) + (14.0 \times 6) = 329.1$$

3) น้ำหนักสูตร

น้ำหนักสูตร (formula weight) หรือมวลสูตร (formula mass) คือตัวเลขที่แสดงว่าอนุภาคตามสูตรเคมี 1 อนุภาค มีน้ำหนักเป็นกี่เท่าของ $^{1/12}$ ของน้ำหนัก ^{12}C จำนวน 1 อะตอม

$$\text{น้ำหนักสูตรของสาร} = \frac{\text{น้ำหนักของสาร 1 อนุภาค}}{^{1/12} \text{ น้ำหนักของ } ^{12}\text{C} \text{ 1 อะตอม}}$$

$$\text{ดังนั้น} \quad \text{น้ำหนักสูตรจำนวน 1 อนุภาค (ตามสูตร)} = \text{น้ำหนักสูตร} \times 1.66 \times 10^{-24}$$

เช่น NaCl มีน้ำหนักสูตรเท่ากับ 58.5 หมายความว่า 1 อนุภาคมีน้ำหนักเป็น 58.5 เท่าของ $^{1/12}$ ของน้ำหนักของ ^{12}C จำนวน 1 อะตอม ดังนั้น

$$\text{น้ำหนัก NaCl 1 อนุภาค} = 58.5 \times 1.66 \times 10^{-24} \text{ กรัม}$$

เนื่องจากสารไอออนไม่มีสูตรโมเลกุล เพราะอนุภาคประจุบวกและลบเรียงตัวสลับกันทั้งสามมิติ ดังนั้น น้ำหนักสูตรจะเท่ากับผลรวมของมวลอะตอมในสูตรโมเลกุล เช่น

$$\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 = (39.1 \times 4) + (55.8 \times 1) + (12.0 \times 6) + (14.0 \times 6) = 368.3$$

4) องค์ประกอบร้อยละของธาตุ

สูตรเคมีบอกให้ทราบถึงจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุที่เป็นองค์ประกอบในโมเลกุลและสารประกอบอย่างแน่นอน การบอกองค์ประกอบของธาตุใดๆ ในโมเลกุลหนึ่งๆ นิยมบอกเป็นองค์ประกอบร้อยละ

$$\text{ร้อยละของธาตุ A ในสารประกอบ} = \frac{\text{มวลอะตอมของ A}}{\text{มวลโมเลกุลของสารประกอบ}} \times 100$$

ตัวอย่าง 2.4 การหาร้อยละโดยน้ำหนักของ N, C, H และ O ในยูเรีย (NH_2CONH_2)

วิธีคิด มวลโมเลกุลของ $\text{NH}_2\text{CONH}_2 = 60.0 \text{ g/mol}$

$$\text{ร้อยละของธาตุ N ใน } \text{NH}_2\text{CONH}_2 = \frac{2 \times 14.0 \text{ g N}}{60.0 \text{ g } \text{NH}_2\text{CONH}_2} \times 100 = 46.7\%$$

$$\text{ร้อยละของธาตุ C ใน } \text{NH}_2\text{CONH}_2 = \frac{1 \times 12.0 \text{ g C}}{60.0 \text{ g } \text{NH}_2\text{CONH}_2} \times 100 = 20.0\%$$

$$\text{ร้อยละของธาตุ H ใน } \text{NH}_2\text{CONH}_2 = \frac{4 \times 1.00 \text{ g H}}{60.0 \text{ g } \text{NH}_2\text{CONH}_2} \times 100 = 6.67\%$$

$$\text{ร้อยละของธาตุ O ใน } \text{NH}_2\text{CONH}_2 = \frac{1 \times 16.0 \text{ g O}}{60.0 \text{ g } \text{NH}_2\text{CONH}_2} \times 100 = 26.7\%$$

ตัวอย่าง 2.5 การหาน้ำหนักเป็นร้อยละของ Cu ใน $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ จำนวน 10.0 กรัม

วิธีคิด มวลโมเลกุลของ $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 187.5 \text{ g/mol}$

$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 187.5 g มี Cu อยู่ 63.5 g

$$\text{ถ้ามี } \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \text{ 10.0 g มี Cu} = \frac{(63.5 \text{ g/mol})(10.0 \text{ g})}{187.5 \text{ g/mol}} = 3.39 \text{ g}$$

ดังนั้น $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 10.0 g จะมี Cu อยู่ 3.39 g

ร้อยละของ Cu คำนวณได้จาก

$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 10.0 g จะมี Cu อยู่ 3.39 g

$$\text{ดังนั้น } \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \text{ 100 g จะมี Cu} = \frac{3.39 \text{ g Cu}}{10.0 \text{ g } \text{Cu}(\text{NO}_3)_2} \times 100 = 33.9\%$$

2.1.3 โมล

1) นิยามของโมล

เนื่องจากอะตอมมีน้ำหนักเบามาก (1 amu เท่ากับ 1.66×10^{-24} กรัม) ซึ่งยากในทางปฏิบัติ ในปี ค.ศ. 1896 ออสท์วาลด์ (Friedrich Wilhelm Ostwald) นักเคมีชาวเยอรมัน (ได้รับรางวัลโนเบล สาขาเคมี ในปี ค.ศ. 1909) ได้เสนอคำว่า โมล (mole) ซึ่งมีรากศัพท์มาจากภาษาละตินแปลว่า “กอง” เพื่อใช้เป็นหน่วยในการบอกปริมาณสาร โดยให้คำจำกัดความว่า โมล คือ “ปริมาณสารที่มีจำนวนอนุภาคเท่ากับจำนวนอะตอม ^{12}C ที่หนัก 12.0 กรัม” จากคำจำกัดความดังกล่าวถ้ารู้ว่า ^{12}C ที่หนัก 12.0 กรัมมีจำนวนอะตอม ^{12}C เท่าใดแล้ว สารใดๆ ก็ตามที่มีจำนวนอะตอมเท่ากับ ^{12}C ที่หนัก 12.0 กรัม จะมีปริมาณเท่ากับ 1 โมล

เมื่อ ^{12}C 1 อะตอม มีน้ำหนักเท่ากับ $12.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$ กรัม ซึ่งสามารถคำนวณจำนวนอะตอมของ ^{12}C ที่หนัก 12.0 กรัมได้ โดยสมมติให้ ^{12}C หนัก 12.0 กรัม มีจำนวนอะตอมเท่ากับ y อะตอม เมื่อเขียนในรูปอัตราส่วนระหว่างจำนวนอะตอมกับน้ำหนักเป็นกรัม จะได้

$$\begin{aligned} \frac{\text{C 1 atom}}{12.0 \text{ g} \times 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}} &= \frac{\text{C y atoms}}{12.0 \text{ g}} \\ \text{C y atoms} &= \frac{\text{C 1 atom} \times 12.0 \text{ g}}{12.0 \text{ g} \times 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}} \\ &= 6.02 \times 10^{23} \text{ atoms} \end{aligned}$$

ดังนั้น ^{12}C หนัก 12.0 กรัมมีจำนวนอะตอมเท่ากับ 6.02×10^{23} อะตอม

หรือในทำนองเดียวกัน ^{16}O ที่หนักเท่ากับ 16.0 กรัม

$$\begin{aligned}\text{O y atoms} &= \frac{\text{O 1 atom} \times 16.0 \text{ g}}{16.0 \text{ g} \times 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}} \\ &= 6.02 \times 10^{23} \text{ atoms}\end{aligned}$$

ดังนั้น ^{16}O หนัก 16.0 กรัม มีจำนวนอะตอมเท่ากับ 6.02×10^{23} อะตอม

ดังนั้น แสดงว่า ^{12}C ที่หนัก 12.0 กรัม จะประกอบด้วยอะตอมเท่ากับ 6.02×10^{23} อะตอม หรือ ^{16}O ที่หนัก 16.0 กรัม จะประกอบด้วยอะตอมเท่ากับ 6.02×10^{23} อะตอมเช่นกัน เมื่อพิจารณาอะตอมของธาตุชนิดอื่น ๆ จะมีลักษณะเช่นเดียวกัน

สรุปได้ว่า ธาตุใด ๆ ที่มีน้ำหนักเท่ากับมวลอะตอมของธาตุนั้น จะมีจำนวนอะตอมเท่ากับ 6.02×10^{23} อะตอม ดังนั้นจึงได้กำหนดนิยามของโมลที่เกี่ยวข้องกับจำนวนอะตอมคือ

“1 โมลของธาตุใด ๆ ประกอบด้วยปริมาณของธาตุนั้นจำนวน 6.02×10^{23} อะตอม”

แต่เพื่อให้ใช้ได้อย่างกว้างขวางกับอนุภาคทั้งหมดของสสาร จึงใช้จำนวนอนุภาคแทนจำนวนอะตอม ดังนั้นนิยามของโมลโดยรวมจะให้คำจำกัดความได้เป็น

“สารใด ๆ 1 โมลประกอบด้วยปริมาณของสารที่มีจำนวนอนุภาคเท่ากับ 6.02×10^{23} อนุภาค”

ตัวเลข 6.02×10^{23} เรียกว่า “เลขอาโวกาโดร” (Avogadro's number) เพื่อเป็นเกียรติแก่นักวิทยาศาสตร์ชาวอิตาลีที่ชื่อ อาโวกาโดร (Amedeo Avogadro, ค.ศ.1776-1856) เลขอาโวกาโดรที่ถูกต้องและยอมรับกันในปัจจุบันคือ 6.0221367×10^{23} แต่อนุโลมให้ใช้ 6.02×10^{23} แทนได้

2) ความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนักสาร

จากนิยามโมลจะพบว่า สารใดๆ 1 โมลประกอบด้วยปริมาณของสารที่มีจำนวนอนุภาคเท่ากับ 6.02×10^{23} อนุภาค (อะตอม โมเลกุล หรือไอออน) ดังนั้นในการบอกปริมาณของสารเป็นโมลจึงต้องระบุชนิดของอนุภาคด้วย เช่น

ถ้าอนุภาค คือ อะตอม เรียกว่า โมลอะตอม เช่น C 1 โมลอะตอม มีจำนวนอะตอม C เท่ากับ 6.02×10^{23} อะตอม

ถ้าอนุภาค คือ โมเลกุล เรียกว่า โมลโมเลกุล เช่น O_2 1 โมลโมเลกุล มีจำนวนโมเลกุล O_2 เท่ากับ 6.02×10^{23} โมเลกุล

ถ้าอนุภาค คือ ไอออน เรียกว่า โมลไอออน เช่น Ca^{2+} 1 โมลไอออน มีจำนวนไอออน Ca^{2+} เท่ากับ 6.02×10^{23} ไอออน

แต่โดยทั่วไปการบอกหน่วยปริมาณสารเป็นโมล มักไม่ได้บอกถึงชนิดอนุภาคสารนั้น ดังนั้นจำเป็นต้องรู้ว่าสารนั้นเป็นอะตอม โมเลกุล หรือไอออน เช่น ถ้าเป็นสารประกอบหรือโมเลกุลจะหมายถึง โมลโมเลกุล แต่ถ้าเป็นธาตุอิสระจะหมายถึงโมลอะตอม เป็นต้น อย่างไรก็ตาม การเรียกหน่วยปริมาณสารจะเรียก โมล เท่านั้น

ความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนักของอนุภาคสารที่เป็นอะตอม โมเลกุล หรือไอออน แสดงในตารางที่ 2.2, 2.3 และ 2.4 ตามลำดับ ซึ่งพบว่าน้ำหนักของอนุภาคจำนวน 1 โมลจะเท่ากับมวลอะตอม มวลโมเลกุล หรือมวลไอออน แล้วแต่กรณี

ตารางที่ 2.2 น้ำหนักของธาตุจำนวน 1 โมล

ธาตุ	มวลอะตอม	น้ำหนักของธาตุ 1 อะตอม (กรัม)	น้ำหนักของธาตุ จำนวน 1 โมล (กรัม)
Na	23.0	$23.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (23.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 23.0$
He	4.00	$4.00 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (4.00 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 4.00$
N	14.0	$14.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (14.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 14.0$
Fe	55.8	$55.8 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (55.8 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 55.8$
S	32.0	$32.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (32.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 32.0$
P	31.0	$31.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (31.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 31.0$

ตารางที่ 2.3 น้ำหนักของสารประกอบหรือโมเลกุลจำนวน 1 โมล

โมเลกุล	มวลโมเลกุล	น้ำหนักของสาร 1 โมเลกุล (กรัม)	น้ำหนักของโมเลกุลสาร จำนวน 1 โมล (กรัม)
N ₂	28.0	$28.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (28.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 28.0$
CO ₂	44.0	$44.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (44.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 44.0$
SO ₂	64.0	$64.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (64.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 64.0$
H ₂ O	18.0	$18.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (18.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 18.0$
HNO ₃	63.0	$63.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (63.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 63.0$

ตารางที่ 2.4 น้ำหนักของไอออนจำนวน 1 โมล

ไอออน	มวลไอออน	น้ำหนักของไอออน 1 ไอออน (กรัม)	น้ำหนักของไอออน จำนวน 1 โมล (กรัม)
Na ⁺	23.0	$23.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (23.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 23.0$
Fe ³⁺	55.8	$55.8 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (55.8 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 55.8$
F ⁻	19.0	$19.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (19.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 19.0$
SO ₄ ²⁻	96.0	$96.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (96.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 96.0$
H ₂ PO ₄ ⁻	97.0	$97.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (97.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 97.0$

ความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนักอนุภาคสาร (อะตอม โมเลกุล หรือไอออน) สรุปได้ดังนี้

- ธาตุใด ๆ จำนวน 1 โมล มีน้ำหนักเป็นกรัมเท่ากับมวลอะตอมของธาตุนั้น เช่น
 - ธาตุแมกนีเซียม (Mg) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) มีน้ำหนักเท่ากับ 24.3 กรัม
 - ธาตุออกซิเจน (O) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) มีน้ำหนักเท่ากับ 16.0 กรัม
- สารประกอบใด ๆ จำนวน 1 โมล มีน้ำหนักเป็นกรัมเท่ากับมวลโมเลกุลของสารประกอบนั้น เช่น
 - แก๊สคลอรีน (Cl₂) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) มีน้ำหนักเท่ากับ 71.0 กรัม
 - แก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ (CO₂) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) มีน้ำหนักเท่ากับ 44.0 กรัม
 - น้ำ (H₂O) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) จะมีน้ำหนักเท่ากับ 18.0 กรัม
- ไอออนใด ๆ จำนวน 1 โมล จะมีน้ำหนักเป็นกรัมเท่ากับมวลไอออนของไอออนนั้นๆ เช่น
 - ซัลเฟตไอออน (SO₄²⁻) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) มีน้ำหนักเท่ากับ 96.0 กรัม
 - คลอไรด์ไอออน (Cl⁻) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) มีน้ำหนักเท่ากับ 35.5 กรัม

การคำนวณหาจำนวนโมลของสารใด ๆ จากน้ำหนักสาร หาได้โดยใช้สูตรทั่วไปดังนี้

$$n = \frac{g}{MM} \quad \dots(2.2)$$

เมื่อ n = จำนวนโมล (mol)
 g = น้ำหนักของสาร (g)
 MM = มวลต่อโมล (g/mol)

ตัวอย่าง 2.6 การคำนวณหาจำนวนโมลของปริมาณสารต่อไปนี้

ก) สังกะสี (Zn) น้หนัก 22.5 กรัม

$$\text{mol Zn} = \frac{22.5 \text{ g}}{65.4 \text{ g/mol}} = 0.344 \text{ mol}$$

ข) แก๊สไฮโดรเจนคลอไรด์ (HCl) น้หนัก 10.0 กรัม

$$\text{mol HCl} = \frac{10.0 \text{ g}}{36.5 \text{ g/mol}} = 0.274 \text{ mol}$$

ค) ซัลเฟตไอออน (SO_4^{2-}) น้หนัก 40.2 กรัม

$$\text{mol SO}_4^{2-} = \frac{40.2 \text{ g}}{96.0 \text{ g/mol}} = 0.42 \text{ mol}$$

ตัวอย่าง 2.7 การคำนวณหาจำนวนอนุภาคของปริมาณสารต่อไปนี้

ก) สังกะสี (Zn) น้หนัก 22.5 กรัม

คำนวณหาจำนวนโมล = 0.344 โมล (จากตัวอย่าง 2.6 ก)

จาก Zn 1 โมล จะมี Zn = 6.02×10^{23} อะตอม

$$\text{ถ้า Zn } 0.344 \text{ โมล จะมี Zn} = \frac{(0.344 \text{ mol})(6.02 \times 10^{23})}{1} = 2.07 \times 10^{23} \text{ อะตอม}$$

ข) แก๊สไฮโดรเจนคลอไรด์ (HCl) น้หนัก 10.0 กรัม

คำนวณหาจำนวนโมล = 0.274 โมล (จากตัวอย่าง 2.6 ข)

จาก HCl 1 โมล จะมี HCl = 6.02×10^{23} โมเลกุล

$$\text{ถ้า HCl } 0.274 \text{ โมล จะมี HCl} = \frac{(0.274 \text{ mol})(6.02 \times 10^{23})}{1} = 1.65 \times 10^{23} \text{ โมเลกุล}$$

ค) ซัลเฟตไอออน (SO_4^{2-}) น้หนัก 40.2 กรัม

คำนวณหาจำนวนโมล = 0.42 โมล (จากตัวอย่าง 2.6 ค)

จาก SO_4^{2-} 1 โมล จะมี SO_4^{2-} = 6.02×10^{23} ไอออน

$$\text{ถ้า SO}_4^{2-} 0.42 \text{ โมล จะมี SO}_4^{2-} = \frac{(0.42 \text{ mol})(6.02 \times 10^{23})}{1} = 2.53 \times 10^{23} \text{ ไอออน}$$

3) ความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับปริมาตรของแก๊ส

ความสัมพันธ์ระหว่างโมลกับปริมาตรจะคิดเฉพาะสารที่มีสถานะแก๊สเท่านั้น ปริมาตรของแก๊สจะเปลี่ยนแปลงตามอุณหภูมิและความดัน ดังนั้นเมื่อเปรียบเทียบปริมาตรของแก๊สต่างๆ จึงต้องมีการกำหนดอุณหภูมิและความดันเพื่อ

เป็นมาตรฐาน นักวิทยาศาสตร์ได้กำหนดอุณหภูมิที่ 0°C และความดัน 1 บรรยากาศ (atm) เป็นสภาวะมาตรฐาน (Standard Temperature and Pressure) เรียกว่า STP

จากสมมติฐานของอวอกาโดรที่ว่า “ภายใต้อุณหภูมิและความดันเดียวกัน แก๊สที่มีจำนวนโมเลกุลเท่ากันจะมีปริมาตรเท่ากัน” ซึ่งจากความสัมพันธ์ของโมลกับจำนวนโมเลกุลที่ว่า “สารประกอบใดๆ จำนวน 1 โมล จะประกอบด้วยจำนวนโมเลกุลของสารนั้นเท่ากับ 6.02×10^{23} โมเลกุล” ดังนั้น ปริมาตรของแก๊สจึงควรจะมีความสัมพันธ์กับจำนวนโมลด้วย นักวิทยาศาสตร์ได้ทดลองหาความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรของแก๊สกับจำนวนโมลของแก๊สที่ STP ได้ผลดังข้อมูลในตารางที่ 2.5

ตารางที่ 2.5 การทดลองหาปริมาตรของแก๊สต่อจำนวนโมลของแก๊สบางชนิดที่ STP

แก๊ส	น้ำหนักของแก๊สที่ใช้ (กรัม/ลิตร)	น้ำหนักของแก๊สจำนวน 1 โมล (กรัม)	ปริมาตรต่อโมล ของแก๊ส (ลิตร)
O_2	1.43	32.0	22.4
N_2	1.25	28.0	22.4
CO	1.24	28.0	22.5
CO_2	1.97	44.0	22.3
เฉลี่ย			22.4

จากผลการทดลองสรุปเป็นความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลและปริมาตรของแก๊ส คือ “แก๊สใดๆ จำนวน 1 โมล จะมีปริมาตร 22.4 ลิตร ที่ STP”

ดังนั้น สารใดๆ ในสถานะแก๊ส ไม่ว่าโมเลกุลขนาดใหญ่ (มวลโมเลกุลมาก) หรือขนาดเล็ก (มวลโมเลกุลน้อย) เมื่อมีจำนวนเท่ากับ 1 โมล จะมีปริมาตรเท่ากับ 22.4 ลิตร ที่ STP เสมอ เช่น

แก๊ส O_2 1 โมล (มีน้ำหนัก 32.0 กรัม) จะมีปริมาตรเท่ากับ 22.4 ลิตร ที่ STP

แก๊ส CO_2 1 โมล (มีน้ำหนัก 44.0 กรัม) จะมีปริมาตรเท่ากับ 22.4 ลิตร ที่ STP

ไอน้ำ (H_2O) 1 โมล (มีน้ำหนัก 18.0 กรัม) จะมีปริมาตรเท่ากับ 22.4 ลิตร ที่ STP

การคำนวณหาจำนวนโมลของแก๊ส จากปริมาตรของแก๊สที่ STP โดยใช้สมการทั่วไปดังนี้

$$n = \frac{V}{22.4} \quad \text{.....(2.3)}$$

เมื่อ n = จำนวนโมล (mol)

V = ปริมาตรของแก๊สที่ STP (L)

ตัวอย่าง 2.8 การคำนวณหาจำนวนโมลของแก๊สต่อไปนี้ที่ STP

ก) แก๊ส O_2 100 ลิตร

$$\text{mol } \text{O}_2 = \frac{100 \text{ L}}{22.4 \text{ L}} = 4.46 \text{ mol}$$

ดังนั้น แก๊ส O_2 ปริมาตร 100 ลิตร เท่ากับ 4.46 โมล

ข) แก๊ส NO_2 1 ลิตร

$$\text{mol } \text{NO}_2 = \frac{1 \text{ L}}{22.4 \text{ L}} = 0.045 \text{ mol}$$

ดังนั้น แก๊ส NO_2 ปริมาตร 1 ลิตร เท่ากับ 0.045 โมล

ตัวอย่าง 2.9 แก๊ส O_2 100 กรัม มีปริมาตรกี่ลิตรที่ STP

วิธีคิด คำนวณจำนวนโมลของ O_2 โดยอาศัยสมการ (2.2) แล้วจึงหาปริมาตรจากจำนวนโมลโดยอาศัยสมการ (2.3)

$$\text{mol } O_2 = \frac{100 \text{ g}}{32.0 \text{ g/mol}} = 3.12 \text{ mol}$$

ดังนั้น แก๊ส O_2 100 g คิดเป็น 3.12 mol

จาก O_2 1 mol มีปริมาตร = 22.4 L ที่ STP

$$\text{ถ้ามี } O_2 \text{ 3.125 mol จะมีปริมาตร} = \frac{(3.125 \text{ mol})(22.4 \text{ L})}{1 \text{ mol}} = 69.9 \text{ L}$$

จากความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนัก อนุภาคสาร (อะตอม โมเลกุล หรือไอออน) และปริมาตรของแก๊ส สรุปได้ว่า

1 โมลของสารใด ๆ จะมีจำนวนอนุภาค เท่ากับ 6.02×10^{23} อนุภาค (อะตอม โมเลกุล หรือไอออน)

1 โมลของสารใด ๆ จะมีน้ำหนัก (เป็นกรัม) เท่ากับ มวลต่อโมล (มวลอะตอม มวลโมเลกุล หรือมวลไอออน)

1 โมลของแก๊สใด ๆ จะมีปริมาตรเท่ากับ 22.4 ลิตร ที่ STP

ตัวอย่างเช่น โมเลกุลของ H_2O 1 โมลในสถานะแก๊ส ที่ STP

จำนวนอนุภาค (โมเลกุล) ของ H_2O = 6.02×10^{23} โมเลกุล

น้ำหนักของ H_2O = 18.0 กรัม

ปริมาตรของไอน้ำ = 22.4 ลิตร

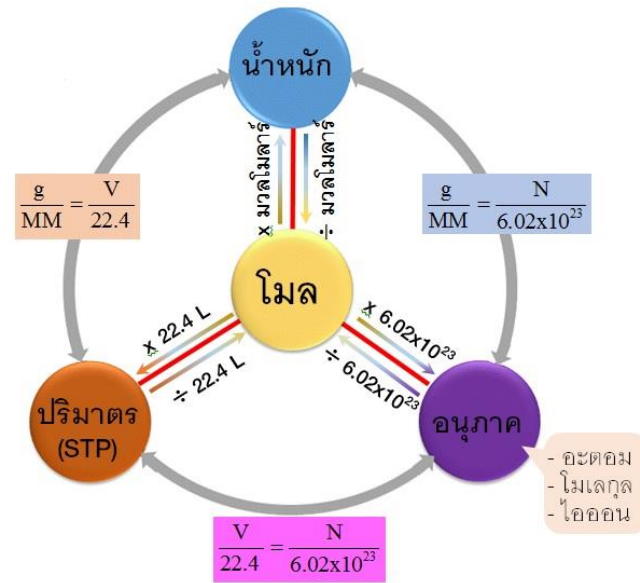
จากความสัมพันธ์ดังกล่าวนี้ จะพบว่า H_2O 6.02×10^{23} โมเลกุล จะหนัก 18.0 กรัม และถ้าวัดปริมาตรของไอน้ำ จะได้ 22.4 ลิตร ที่ STP

ตารางที่ 2.6 จำนวนอนุภาค น้ำหนัก และปริมาตรของสารบางชนิดจำนวน 1 โมล

สาร	สถานะ	จำนวนอนุภาค	น้ำหนัก (กรัม)	ปริมาตร (ที่ STP)
O_2	แก๊ส	6.02×10^{23}	32.0	22.4 L
CO	แก๊ส	6.02×10^{23}	28.0	22.4 L
C_2H_2	แก๊ส	6.02×10^{23}	28.0	22.4 L
CH_3OH	ของเหลว	6.02×10^{23}	32.0	-
H_2O	ของเหลว	6.02×10^{23}	18.0	-
Hg	ของเหลว	6.02×10^{23}	200.6	-
$C_6H_{12}O_6$	ของแข็ง	6.02×10^{23}	180.0	-
Na	ของแข็ง	6.02×10^{23}	23.0	-
$C_{10}H_8$	ของแข็ง	6.02×10^{23}	128.0	-

จากตารางที่ 2.6 สรุปได้ว่าสารต่างชนิดกันเมื่อจำนวนโมลเท่ากันจะมีจำนวนอนุภาคเท่ากันและมีปริมาตรในกรณีแก๊ส แต่จะมีน้ำหนักไม่เท่ากัน (ยกเว้นกรณีที่สารเหล่านั้นมีมวลโมเลกุลเท่ากัน เช่น O_2 กับ CH_3OH หรือ CO กับ C_2H_2 จะมีน้ำหนักเท่ากันด้วย)

การคำนวณปริมาณสัมพันธ์ของสารโดยความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนัก จำนวนอนุภาค และปริมาตรของแก๊ส สามารถเขียนเป็นความสัมพันธ์ที่เรียกว่า สามเหลี่ยมโมล (triangle mole) ดังภาพที่ 2.4



ภาพที่ 2.3 สามเหลี่ยมโมลแสดงความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนัก จำนวนอนุภาค และปริมาตรของแก๊ส

ลิขสิทธิ์โดย
 พศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ
 มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

- Al 1 อะตอม มีน้ำหนักเท่ากับ $27 \times 1.66 \times 10^{-24}$ กรัม จงหาว่า Al มีมวลอะตอมเท่าไร
- จงคำนวณหาน้ำหนัก (กรัม) ของ Ag 1 อะตอม
- H_2SO_4 10.0 กรัม ประกอบด้วย O กี่กรัม
- จงคำนวณสูตรเอมพิริคัลของสารที่มีองค์ประกอบคือ C 60%, H 13.3% และ O 26.7%
- ธาตุ Cl ที่พบในธรรมชาติมี 2 ไอโซโทป คือ ^{35}Cl และ ^{37}Cl โดยพบในปริมาณ 75.53% และ 24.47% และมีมวลอะตอม 34.969 และ 36.966 amu ตามลำดับ จงหามวลอะตอมเฉลี่ย
- Cu มี 2 ไอโซโทป คือ ^{63}Cu และ ^{65}Cu ซึ่งมีมวลอะตอมเท่ากับ 63 และ 65 amu ตามลำดับ จะมี ^{63}Cu และ ^{65}Cu ในธรรมชาติร้อยละเท่าใด ถ้ามวลอะตอมเฉลี่ยของ Cu เท่ากับ 63.546
- จงหามวลโมเลกุลของสารต่อไปนี้
 - KMnO_4
 - $\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
 - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
 - CaCO_3
- จงคำนวณหาร้อยละโดยน้ำหนักของ Cu จากแร่ทองแดงต่อไปนี้
 - Cu_2O
 - Cu_5FeS_4
 - $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4$
 - CuSO_4
- จงหาจำนวนโมลของแก๊ส CO_2 หนัก 12.0 กรัม
- จงหาจำนวนโมลของแก๊ส CH_4 จำนวน 9.03×10^{25} อะตอม
- Ag_2SO_4 หนัก 31.2 กรัม คิดเป็นกี่โมลและกี่โมเลกุล
- แก๊ส NH_3 5.6 ลิตร ที่ STP มีจำนวนโมเลกุลเป็นเท่าใด
- แก๊ส CO_2 หนัก 12.0 กรัม มีปริมาตรกี่ลิตรที่ STP
- จากปฏิกิริยา $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{HCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$
 - ถ้าต้องการ H_2SO_4 16.8 กรัมจะต้องให้ SO_2 กี่โมล
 - ถ้าใช้น้ำ 12.5 กรัมจะเกิด HCl กี่โมเลกุล
- จงแปลความหมายของสมการเคมีเพื่อแสดงความสัมพันธ์ของจำนวนโมลกับน้ำหนัก จำนวนอนุภาคและปริมาตรของสารในปฏิกิริยา $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- จงบอกชนิดของปฏิกิริยาต่อไปนี้
 - $2\text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow 3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g})$
 - $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) \rightarrow 2\text{PbO}(\text{s}) + 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
 - $\text{Zn}(\text{s}) + \text{CuSO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$
 - $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 - $\text{Mg}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{MgO}(\text{s})$

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 4

หน่วยเรียนที่ 2 ปริมาณสัมพันธ์

บทเรียนที่ 2.2 สมการเคมี

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจสมการเคมี

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. บอกประเภทสมการเคมี
2. อธิบายการดุลสมการเคมี
3. คำนวณเกี่ยวกับสารกำหนดปริมาณ
4. คำนวณเกี่ยวกับผลผลิตร้อยละ

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนรู้การสอน

1. การบรรยาย
3. กิจกรรมในห้องเรียน และกิจกรรมการบ้าน

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

ลิขสิทธิ์โดย
พศ.ดร. วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ
มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

หน่วยเรียนที่ 2 ปริมาณสัมพันธ์

บทเรียนที่ 2.2 สมการเคมี

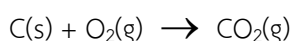
2.2.1 ประเภทสมการเคมี

ปฏิกิริยาเคมีเกิดขึ้นโดยการเปลี่ยนแปลงสารตั้งต้นเป็นสารผลิตภัณฑ์ ซึ่งอาจเกิดกลไกที่แตกต่างกัน โดยส่วนใหญ่การแบ่งชนิดของปฏิกิริยาเคมี โดยอาศัยหลัก 2 ประการคือ

1) ปฏิกิริยาเคมีที่มีการเปลี่ยนแปลงสูตรเคมีของสารตั้งต้นหรือสารผลิตภัณฑ์ แบ่งออกเป็น

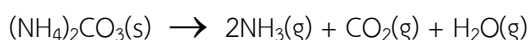
1.1) ปฏิกิริยาการรวมตัว (combination reaction) เป็นปฏิกิริยาเคมีที่เกิดจากสารตั้งต้นสองชนิดมารวมตัวกันได้เป็นสารผลิตภัณฑ์ชนิดเดียว รูปแบบทั่วไปของสมการเคมี คือ $A + B \rightarrow AB$

ตัวอย่างเช่น $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l)$



1.2) ปฏิกิริยาการสลายตัว (decomposition reaction) เป็นปฏิกิริยาที่สารตั้งต้นชนิดเดียวสลายตัวเป็นสารผลิตภัณฑ์สองชนิดขึ้นไป รูปแบบทั่วไปของสมการเคมี คือ $AB \rightarrow A + B$

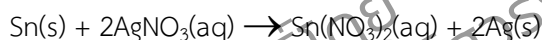
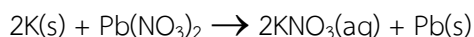
ตัวอย่างเช่น $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$



1.3) ปฏิกิริยาการแทนที่ (substitution reaction หรือ replacement reaction) เป็นปฏิกิริยาที่ธาตุชนิดหนึ่งเข้าไปแทนที่ธาตุหนึ่งในสารประกอบ ทำให้เปลี่ยนเป็นสารประกอบใหม่ขึ้น แบ่งออกเป็น 2 ประเภท คือ

1.3.1) ปฏิกิริยาการแทนที่ครั้งเดียว (single replacement reaction) รูปแบบทั่วไปของสมการเคมี คือ $AB + Y \rightarrow AY + B$

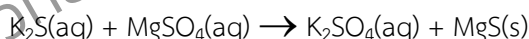
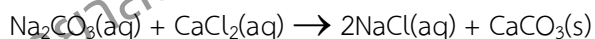
ตัวอย่างเช่น $Zn(s) + 2HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$



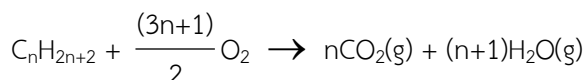
1.3.2) ปฏิกิริยาการแทนที่สองครั้ง (double replacement reaction) หรือปฏิกิริยาแลกเปลี่ยน (exchange reaction) เป็นปฏิกิริยาที่เกิดจากสารประกอบสองชนิดมาทำปฏิกิริยากัน แล้วเกิดการแลกเปลี่ยนอะตอมหรือกลุ่มอะตอมซึ่งกันและกัน ได้เป็นสารประกอบใหม่เกิดขึ้น รูปแบบทั่วไปของสมการเคมีคือ $AX + BY \rightarrow AY + BX$

ปฏิกิริยาการแทนที่สองครั้งที่เกิดตะกอน เรียกว่า ปฏิกิริยาการตกตะกอน (precipitation reaction) เมื่อเกิดการแทนที่แล้วทำให้เกิดสารที่ไม่ละลายน้ำ

ตัวอย่างเช่น $AgNO_3(aq) + NaCl(aq) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)$

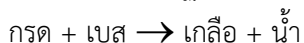


1.4) ปฏิกิริยาสันดาปหรือการเผาไหม้ (combustion reaction) เป็นปฏิกิริยาการเผาไหม้ระหว่างสารประกอบกับออกซิเจน (O_2) โดยจะคายความร้อนหรือให้แสงสว่าง รูปแบบทั่วไปของสมการเคมีทั่วไปคือ



ตัวอย่างเช่น $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$

1.5) ปฏิกิริยาสะเทิน (neutralization reaction) เป็นปฏิกิริยาที่เกิดจากที่กรดทำปฏิกิริยากับเบสแล้วได้เป็นเกลือกับน้ำ เช่น กรด HCl ทำปฏิกิริยากับ NaOH ได้เกลือ NaCl กับ H_2O รูปแบบทั่วไปของสมการเคมี คือ

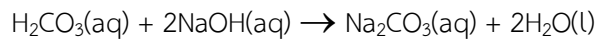
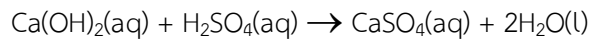


ตัวอย่างเช่น $HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(aq)$

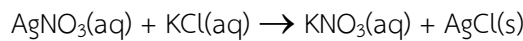
2) ปฏิกิริยาเคมีที่มีการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันของสาร แบ่งออกเป็น 2 ประเภทใหญ่ๆ

2.1) ปฏิกิริยาเคมีที่ไม่มีการถ่ายโอนอิเล็กตรอน (non-redox reaction) คือปฏิกิริยาเคมีที่มีการสลับเปลี่ยนไอออนแต่ไม่มีการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันของธาตุ ได้แก่

2.1.1) ปฏิกิริยาของสารละลายกรดกับเบส เกิดเป็นเกลือกับน้ำ ดังสมการ



2.1.2) ปฏิกิริยาการเกิดตะกอน เช่น

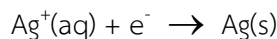


2.2) ปฏิกิริยาเคมีที่มีการถ่ายโอนอิเล็กตรอน หรือเรียกว่า ปฏิกิริยารีดอกซ์ (redox reaction) คือปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้นโดยมีอิเล็กตรอนจากสารหนึ่งถ่ายโอนไปยังอีกสารหนึ่ง มีผลทำให้เลขออกซิเดชันของอะตอมในสารเหล่านั้นมีค่าเปลี่ยนไป ปฏิกิริยารีดอกซ์ ประกอบด้วย 2 ปฏิกิริยาย่อยคือ

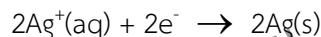
ปฏิกิริยาออกซิเดชัน (oxidation reaction) คือปฏิกิริยาที่มีการให้อิเล็กตรอน สารที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันจะมีเลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้น เรียกสารที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันว่า สารถูกออกซิไดซ์ (oxidized agent) เช่น



ปฏิกิริยารีดักชัน (reduction reaction) คือปฏิกิริยาที่มีการรับอิเล็กตรอน สารที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน จะมีเลขออกซิเดชันลดลง เรียกสารที่เกิดปฏิกิริยารีดักชันว่า สารถูกรีดิวซ์ (reduced agent) เช่น



สมการเคมีที่เขียนในปฏิกิริยาออกซิเดชันหรือปฏิกิริยารีดักชัน เรียกว่าครึ่งปฏิกิริยา ซึ่งปฏิกิริยาถ่ายเทอิเล็กตรอนจะเกิดขึ้นได้สมบูรณ์เมื่อต้องนำครึ่งปฏิกิริยาทั้งสองมารวมกัน โดยจำนวนอิเล็กตรอนที่เกิดการถ่ายเทของทั้งสองปฏิกิริยาต้องเท่ากัน ดังนั้น

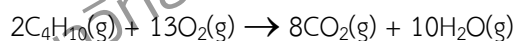
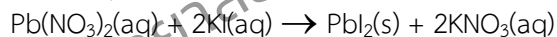
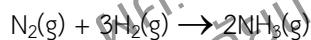


เมื่อเขียนเป็นปฏิกิริยารีดอกซ์ ได้ดังสมการ



การเขียนสมการเคมีสามารถเขียนได้ 2 แบบ คือ

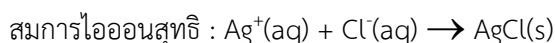
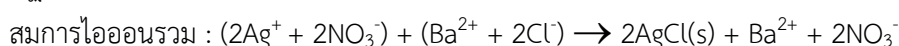
1) สมการแบบโมเลกุล (molecular equation) คือสมการเคมีที่แสดงสูตรเคมีของสารที่เกี่ยวข้องในปฏิกิริยาเคมีเป็นสูตรโมเลกุล โดยต้องเขียนทุกธาตุที่อยู่ในสูตรเคมีไว้ในสมการเคมี เช่น



สมการแบบโมเลกุลที่สมบูรณ์จะต้องดุลให้จำนวนอะตอมทางซ้ายและทางขวาเท่ากัน

2) สมการแบบไอออน (ionic equation) คือสมการเคมีที่แสดงเป็นไอออน (แคตไอออนและแอนไอออน) เฉพาะที่เกี่ยวข้องหรือที่เกิดปฏิกิริยาเคมีเท่านั้น แต่ถ้าเขียนไอออนทั้งหมดที่เกี่ยวข้องในปฏิกิริยาเคมี เรียกว่า สมการไอออนรวม (total ionic equation) แต่ถ้าเขียนเฉพาะไอออนที่เกิดการเปลี่ยนแปลงเรียกว่า สมการไอออนสุทธิ (net ionic equation) เช่น

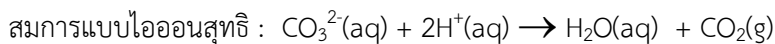
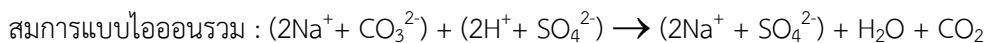
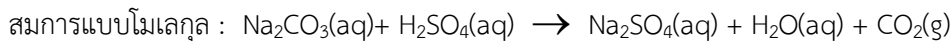
ปฏิกิริยาระหว่าง AgNO_3 และ BaCl_2 จะได้ AgCl กับ $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ เขียนสมการแบบไอออน ดังนี้



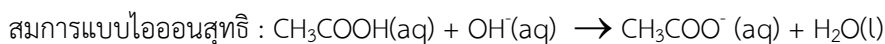
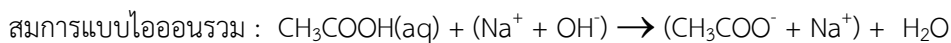
การเขียนสมการแบบไอออนที่สมบูรณ์จะต้องดุลทั้งจำนวนอะตอมและประจุไอออนให้เท่ากันทั้งสองข้างด้วยหลักในการเขียนสมการแบบไอออนที่พอสรุปเป็นแนวทางพื้นฐานได้คือ

- สารที่เป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ (strong electrolyte) แตกตัวได้มาก ให้เขียนเป็นไอออน (แคตไอออนและแอนไอออน) เช่น NaOH เขียนได้เป็น Na^+ และ OH^-
- สารที่เป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อน (weak electrolyte) แตกตัวได้น้อย ให้เขียนเป็นโมเลกุล เช่น CH_3COOH
- สารที่ไม่เป็นสารอิเล็กโทรไลต์ (non-electrolyte) ให้เขียนเป็นโมเลกุล
- สารที่ไม่ละลายน้ำ (สถานะของแข็ง) และสารในสถานะแก๊ส ให้เขียนเป็นโมเลกุล
- สมการไอออนสุทธิ ให้เขียนเฉพาะสารที่เกี่ยวข้องกับการเปลี่ยนแปลงทางเคมีเท่านั้น โดยละเว้นไอออนที่อยู่ในรูปเดียวกันทั้งทางซ้ายและทางขวาของสมการ
- สมการที่สมบูรณ์จะต้องดุลทั้งจำนวนอะตอมและประจุไฟฟ้า

ตัวอย่างสมการแบบไอออน เปรียบเทียบกับสมการแบบโมเลกุล

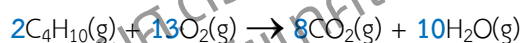
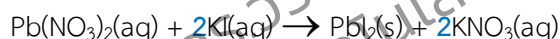
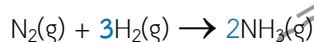


หรือ



2.2.2 การดุลสมการเคมี

สมการเคมีนอกจากจะบอกชนิดของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์แล้ว ส่วนที่สำคัญของสมการเคมีคือเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมล (mole coefficient) ที่แสดงหน้าสูตรเคมีเพื่อบอกความสัมพันธ์เชิงโมเลกุลระหว่างสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ เช่น



เลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของแต่ละปฏิกิริยาจะเป็นตัวเลขจำนวนเต็มที่ได้มาจากการดุลสมการเคมี มีความหมายเป็นจำนวนเท่าของสารนั้น

การดุลสมการเคมี (chemical balance) คือการเติมตัวเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลหน้าสูตรเคมี เพื่อให้จำนวนอะตอมของธาตุชนิดเดียวกันทั้งสองข้างสมการเท่ากัน

ขั้นตอนการดุลสมการเคมีไม่มีกฎเกณฑ์ที่แน่นอนตายตัว ส่วนใหญ่ต้องอาศัยการสังเกตและทดลองเติมตัวเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมล อย่างไรก็ตาม แนวทางในการดุลสมการเคมี พอสรุปดังนี้

1) เขียนปฏิกิริยา (เขียนสูตรเคมีที่ถูกต้อง) โดยระบุสารตั้งต้นทั้งหมดไว้ด้านซ้ายและสารผลิตภัณฑ์ทั้งหมดไว้ทางขวาของลูกศร

2) ดุลสมการเคมีโดยลองเติมตัวเลขสัมประสิทธิ์หน้าสูตรเคมีที่จะทำให้จำนวนอะตอมของธาตุชนิดเดียวกันทั้งสองข้างของสมการเท่ากัน โดยเริ่มจาก

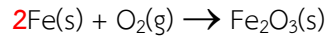
- ดุลอะตอมที่ไม่ใช่ H หรือ O ก่อน
- ดุลอะตอมธาตุที่เป็นโลหะแล้วตามด้วยอะตอมธาตุที่เป็นอโลหะ

- ดุลอะตอมธาตุ H หรือ O

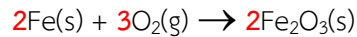
3) ตรวจสอบการเคมีที่ได้ดุลแล้ว จำนวนของอะตอมชนิดเดียวกันเท่ากันทั้งสองข้างสมการ

ตัวอย่าง 2.16 การดุลสมการเคมี $\text{Fe(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$

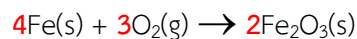
วิธีคิด ดุลที่อะตอมที่ไม่ใช่ H และ O ก่อน คือ Fe ซึ่งด้านซ้ายมี 1 อะตอม ด้านขวามี 2 อะตอม ดังนั้นต้องใส่เลขสัมประสิทธิ์ด้านซ้ายเป็น 2



ดุล O ซึ่งด้านซ้ายมี 2 ส่วนด้านขวามี 3 ให้เติม 3 หน้า O_2 และเติม 2 หน้า Fe_2O_3



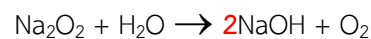
แต่จะพบว่า Fe ไม่เท่ากัน ให้เพิ่ม Fe ให้เป็น 4 อะตอม



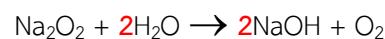
ตัวอย่าง 2.17 การดุลสมการเคมี $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{O}_2$

วิธีคิด ดุลที่อะตอมที่ไม่ใช่ H และ O ก่อน นั่นคือ Na $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{O}_2$

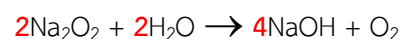
ดุลอะตอม H (กรณีอะตอมถูกดุลแล้ว)



ดุลอะตอม O



พบว่า H ทั้งสองข้างไม่เท่ากัน ดุลอีกครั้ง



ตัวอย่าง 2.18 การดุลสมการ $\text{Al}_4\text{C}_3 + \text{F}_2 \rightarrow \text{AlF}_3 + \text{CF}_4$

วิธีคิด ดุลอะตอม Al $\text{Al}_4\text{C}_3 + \text{F}_2 \rightarrow 4\text{AlF}_3 + \text{CF}_4$

ดุลอะตอม F $\text{Al}_4\text{C}_3 + 2\text{F}_2 \rightarrow 4\text{AlF}_3 + \text{CF}_4$

ดุลอะตอม C $\text{Al}_4\text{C}_3 + 6\text{F}_2 \rightarrow 4\text{AlF}_3 + 3\text{CF}_4$

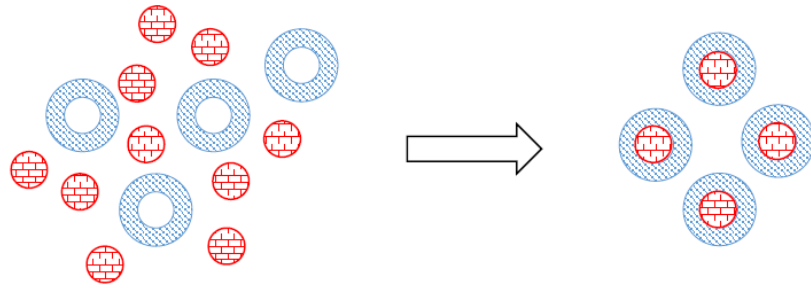
2.2.3 สารกำหนดปริมาณ

การเกิดปฏิกิริยาเคมีที่มีสารตั้งต้นตั้งแต่ 2 ชนิดขึ้นไป ถ้าสารตั้งต้นแต่ละชนิดมีปริมาณเท่ากันจะทำปฏิกิริยากันหมดพอดี การคำนวณหาปริมาณสารผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นจะสามารถคำนวณจากสารตั้งต้นตัวใดก็ได้ แต่ถ้าสารตั้งต้นที่ใช้ทำปฏิกิริยากันมีปริมาณไม่เท่ากัน สารที่มีปริมาณน้อยกว่าจะถูกใช้หมดก่อนในการทำปฏิกิริยา สารผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นได้มากที่สุดเท่ากับปริมาณสารตั้งต้นที่ถูกใช้หมดก่อน เรียกสารตั้งต้นที่ถูกใช้หมดก่อน ซึ่งจะเป็นตัวกำหนดปริมาณสารผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นตามสมการเคมีว่า สารกำหนดปริมาณ (limiting agent)

แนวคิดเกี่ยวกับสารกำหนดปริมาณแสดงดังภาพที่ 2.5 เมื่อสัญลักษณ์รูปวงกลมกลวง และวงกลมทึบ

เป็นสารตั้งต้นที่มีปริมาณไม่เท่ากัน โดยให้เกิดผลิตภัณฑ์ (อัตราส่วนโดยโมลเป็น 1:1) จะเห็นว่าในระบบมีวงกลมกลวงน้อยกว่า และผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นมากที่สุดเท่ากับปริมาณวงกลมกลวงที่อยู่ในระบบ ส่วนวงกลมทึบจะเหลือในระบบหลังเกิดปฏิกิริยา

ปริมาณสารของสารตั้งต้นที่ใช้ในการเปรียบเทียบหาสารกำหนดปริมาณจะต้องพิจารณาจากจำนวนโมลของสารเท่านั้น



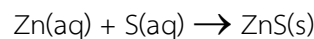
ภาพที่ 2.4 แสดงแนวคิดของสารกำหนดปริมาณ

ในการพิจารณาสารกำหนดปริมาณในสมการเคมี อาจจำแนกเป็น 2 แบบคือ

1) อัตราส่วนจำนวนโมลของสารตั้งต้นเท่ากัน

ในกรณีที่อัตราส่วนจำนวนโมลของสารตั้งต้นเท่ากัน เช่น 1:1, 2:2 หรือ 3:3 เป็นต้น เมื่อคำนวณหาจำนวนโมลของสารตั้งต้นแต่ละตัวจากน้ำหนัก จำนวนอนุภาค หรือปริมาตรของแก๊สได้แล้ว สามารถเทียบจากจำนวนโมล สารตั้งต้นตัวใดมีจำนวนโมลน้อยกว่า สารนั้นเป็นสารกำหนดปริมาณ

ตัวอย่าง 2.19 สังกะสี (Zn) และกำมะถัน (S) ทำปฏิกิริยากันเกิดเป็นสังกะสีซัลไฟด์ (ZnS) ซึ่งเป็นสารเรืองแสงในการเคลือบผิวด้านในของหลอดโทรทัศน์ ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ



ถ้าใช้ Zn 20.0 กรัม และ S 10.0 กรัม จงหาว่า

- ก) สารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ
- ข) สารใดเหลือ เหลือเท่าใดกี่กรัม
- ค) เกิด ZnS นหนักกี่กรัม

วิธีคิด คำนวณจำนวนโมลของ Zn 20.0 กรัม $\text{mol Zn} = \frac{20.0 \text{ g}}{65.4 \text{ g/mol}} = 0.306 \text{ mol}$

คำนวณจำนวนโมลของ S 10.0 กรัม $\text{mol S} = \frac{10.0 \text{ g}}{32.0 \text{ g/mol}} = 0.311 \text{ mol}$

ก) จากสมการ Zn 1 โมล ทำปฏิกิริยากับ S 1 โมล (อัตราส่วนจำนวนโมลของสารตั้งต้นเท่ากัน คือ 1:1)

ดังนั้น Zn มีจำนวนโมลน้อยกว่า จึงเป็นสารกำหนดปริมาณ

ข) สารที่เหลือคือ S เนื่องจากมีปริมาณจำนวนโมลมากกว่า

S จะเหลือ = $0.311 - 0.306 = 0.005 \text{ mol}$

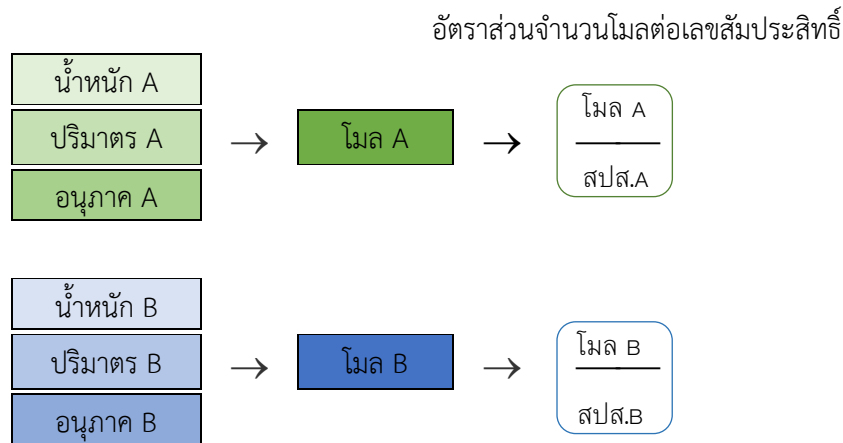
คิดเป็นกรัมของ S ที่เหลือ = $(0.005 \text{ mol})(32.0 \text{ g/mol}) = 0.160 \text{ g}$

ค) เกิดผลิตภัณฑ์ ZnS = 0.306 mol เนื่องจากอัตราส่วนจำนวนโมลของ Zn:ZnS เป็น 1:1

คิดเป็นกรัมของ ZnS = $(0.306 \text{ mol})(97.4 \text{ g/mol}) = 29.8 \text{ g}$

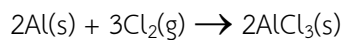
2) อัตราส่วนจำนวนโมลของสารตั้งต้นไม่เท่ากัน

กรณีที่อัตราส่วนจำนวนโมลของสารตั้งต้นไม่เท่ากัน การคำนวณหาจำนวนโมลอย่างเดียวไม่สามารถบอกสารกำหนดปริมาณได้ วิธีการอย่างง่าย เมื่อคำนวณหาจำนวนโมลแล้วให้หาอัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ของสารตั้งต้นแต่ละตัว โดยนำจำนวนโมลหารด้วยตัวเลขสัมประสิทธิ์ (ตัวเลขหน้าสูตรเคมีในสมการที่ดุลแล้ว) สารที่มีอัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์น้อยกว่า สารนั้นเป็นสารกำหนดปริมาณ แนวคิดดังภาพที่ 2.6



ภาพที่ 2.5 แนวคิดการหาสารกำหนดปริมาณในกรณีที่สารตั้งต้นมีสัมประสิทธิ์จำนวนโมลไม่เท่ากัน

ตัวอย่าง 2.20 ปฏิกิริยาระหว่าง Al 6.0 mol กับแก๊ส Cl₂ 6.0 mol ดังสมการ



จงหา ก) สารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ

ข) เกิด AlCl₃ ขึ้นกี่กรัมเมื่อปฏิกิริยาสมบูรณ์

วิธีคิด ก) หาสารกำหนดปริมาณ

ขั้นที่ 1 ไม่ต้องหาจำนวนโมลของ Al และ Cl₂ เนื่องจากโจทย์กำหนดมาให้แล้ว

ขั้นที่ 2 หาอัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์

$$\text{Al} = \frac{6.0 \text{ mol}}{2} = 3.0 \text{ mol} \quad \text{และ} \quad \text{Cl}_2 = \frac{6.0 \text{ mol}}{3} = 2.0 \text{ mol}$$

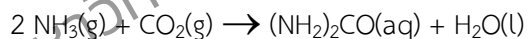
ดังนั้น Cl₂ เป็นสารกำหนดปริมาณ เนื่องจากมีจำนวนโมลน้อยกว่า

ข) โมล AlCl₃ ที่เกิดขึ้น พิจารณาจากสมการเคมี คือ อัตราส่วนจำนวนโมลของ Cl₂ กับ AlCl₃ เป็น 3:2 หมายความว่า Cl₂ 3 mol เกิดผลิตภัณฑ์ AlCl₃ 2 mol

$$\text{ดังนั้น ถ้าใช้ Cl}_2 \text{ 6 mol จะเกิด AlCl}_3 = \frac{(2 \times 6.0 \text{ mol})}{3 \text{ mol}} = 4 \text{ mol}$$

$$\text{คำนวณกรัม AlCl}_3 = (4 \text{ mol})(133.5 \text{ g/mol}) = 534 \text{ g}$$

ตัวอย่าง 2.21 ปุ๋ยยูเรีย [(NH₂)₂CO] สามารถเตรียมได้จากปฏิกิริยาระหว่างแก๊ส NH₃ กับแก๊ส CO₂ ดังสมการ



ถ้าในกระบวนการผลิตยูเรียใช้ NH₃ 700 กรัมผสมกับ CO₂ 1,000 กรัม จงหา

ก) สารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ

ข) (NH₂)₂CO เกิดขึ้นมากที่สุดกี่กรัม

ค) หลังจากปฏิกิริยาลิ้นสุดลง สารที่เหลือจะเหลือกี่กรัม

วิธีคิด

ขั้นที่ 1 คำนวณจำนวนโมลของ NH₃ และ CO₂

$$\text{mol NH}_3 = \frac{700 \text{ g}}{17.0 \text{ g/mol}} = 41.2 \text{ mol}$$

$$\text{mol CO}_2 = \frac{1,000 \text{ g}}{44.0 \text{ g/mol}} = 22.7 \text{ mol}$$

ขั้นที่ 2 พิจารณาสารกำหนดปริมาณ ซึ่งจะเห็นว่าสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของแต่ละสารไม่เท่ากัน ดังนั้นต้องเทียบจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ จะได้

$$\text{อัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ของ NH}_3 = \frac{41.2 \text{ mol}}{2} = 20.6$$

$$\text{อัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ของ CO}_2 = \frac{22.7 \text{ mol}}{1} = 22.7$$

ก) ดังนั้น NH₃ เป็นสารกำหนดปริมาณ เนื่องจากมีจำนวนโมลน้อยกว่า
ขั้นที่ 3 จากปฏิกิริยา NH₃ 2 mol เกิด (NH₂)₂CO 1 mol

$$\text{NH}_3 \text{ 41.18 mol เกิด (NH}_2\text{)}_2\text{CO} = \frac{1 \times 41.2 \text{ mol}}{2} = 20.6 \text{ mol}$$

คำนวณ mol (NH₂)₂CO ให้เป็นกรัม เมื่อมวลโมเลกุลของ (NH₂)₂CO เท่ากับ 60.0 g/mol

$$\text{g(NH}_2\text{)}_2\text{CO} = (20.6 \text{ mol})(60.0 \text{ g/mol}) = 1,235.4 \text{ g}$$

ข) ดังนั้นน้ำหนักของ (NH₂)₂CO ที่เกิดขึ้นเท่ากับ 1,235.4 กรัม

คำนวณโดยวิธีแฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วย

$$\text{g(NH}_2\text{)}_2\text{CO} = (700 \text{ g NH}_3) \left(\frac{1 \text{ mol NH}_3}{17.0 \text{ g NH}_3} \right) \left(\frac{1 \text{ mol (NH}_2\text{)}_2\text{CO}}{2 \text{ mol NH}_3} \right) \left(\frac{60.0 \text{ g (NH}_2\text{)}_2\text{CO}}{1 \text{ mol (NH}_2\text{)}_2\text{CO}} \right) = 1,235.4 \text{ g}$$

ค) สารที่เหลือคือ CO₂

$$\text{จำนวนโมลของ CO}_2 \text{ ที่เหลือ} = 22.7 - 20.6 = 2.1 \text{ mol}$$

$$\text{คำนวณกรัม CO}_2 \text{ ที่เหลือ} = (2.1 \text{ mol})(44.0 \text{ g/mol}) = 92.4 \text{ g}$$

2.2.4 ผลผลิตร้อยละ

การคำนวณหาผลผลิตที่เกิดขึ้นตามสมการเคมีโดยกำหนดให้ปฏิกิริยาเกิดขึ้นอย่างสมบูรณ์ ไม่มีการสูญเสียใด ๆ เกิดขึ้น เรียกว่า ผลผลิตตามทฤษฎี (theoretical yield) ส่วนผลผลิตที่ได้จากการทดลอง เรียกว่า ผลผลิตจริง (actual yield) โดยทั่วไปการรายงานผลผลิตจริงจะเปรียบเทียบกับค่าที่ได้ตามทฤษฎีในรูปร้อยละ เรียกว่า ผลผลิตร้อยละ (%yield) ดังนี้

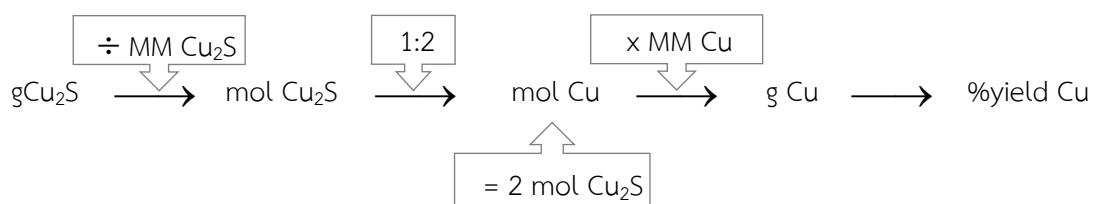
$$\text{ผลผลิตร้อยละ} = \frac{\text{ผลผลิตจริง}}{\text{ผลผลิตตามทฤษฎี}} \times 100$$

ตัวอย่าง 2.22 จงหาปริมาณผลผลิตตามทฤษฎีของ Cu ที่ได้จากการแยก Cu₂S จำนวน 1,000 กรัมปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น



ถ้าผลการทดลองได้ทองแดง (Cu) 712.5 กรัม จงคำนวณหาผลผลิตร้อยละ

วิธีคิด แนวคิดการคำนวณหาผลผลิตตามทฤษฎี



คำนวณผลผลิตตามทฤษฎี

$$\text{จำนวนโมลของ Cu}_2\text{S} = \frac{1000 \text{ g}}{159 \text{ g/mol}} = 6.29 \text{ mol}$$

$$\text{จำนวนโมล Cu ที่เกิดขึ้น} = 2 \times 6.29 = 12.6 \text{ mol}$$

$$\text{คิดเป็นกรัม Cu} = (12.6 \text{ mol})(63.5 \text{ g/mol}) = 800.1 \text{ g}$$

ดังนั้น ผลผลิตตามทฤษฎีที่ควรเตรียม Cu ได้เท่ากับ 800.1 กรัม แต่ผลผลิตจริงได้ 712.5 กรัม

คำนวณผลผลิตร้อยละ ได้เป็น

$$\text{ผลผลิตร้อยละ} = \frac{712.5 \text{ g}}{800.1 \text{ g}} \times 100 = 89.1\%$$

ตัวอย่าง 2.23 จากสมการ $4\text{NH}_3(\text{aq}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ เมื่อ NH_3 80 กรัม ทำปฏิกิริยากับ O_2 200 กรัม ได้ NO เกิดขึ้น 84 กรัม จงคำนวณหาผลผลิตร้อยละ

วิธีคิด หาวาสารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ โดยคำนวณจำนวนโมลของ NH_3 และ O_2

$$\text{mol NH}_3 = \frac{80 \text{ g}}{17.0 \text{ g}} = 4.7$$

$$\text{mol O}_2 = \frac{200 \text{ g}}{32.0 \text{ g}} = 6.25$$

เนื่องจากสัมประสิทธิ์สารตั้งต้นไม่เท่ากัน ต้องหาอัตราส่วนจำนวนโมล/เลขสัมประสิทธิ์ จะได้

$$\text{อัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ของ NH}_3 = \frac{4.7}{4} = 1.18$$

$$\text{อัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ของ O}_2 = \frac{6.25}{5} = 1.25$$

ดังนั้น NH_3 มีจำนวนโมลน้อยกว่า จึงเป็นสารกำหนดปริมาณ

ในปฏิกิริยานี้มีผลิตภัณฑ์ 2 ชนิด แต่โจทย์บอกผลผลิตจริงของ NO มาเท่ากับ 84 กรัม ดังนั้นต้องหาผลผลิตทางทฤษฎีของ NO

จากปฏิกิริยาพบว่าอัตราส่วนจำนวนโมลของ NH_3 และ NO เป็น 4:4 (คือ 1:1)

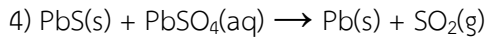
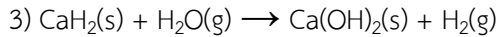
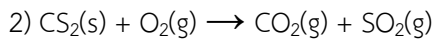
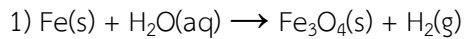
ดังนั้นจะเกิด NO เท่ากับ NH_3 ที่ใช้ไป = 4.7 mol

คิดเป็นกรัม NO = $(4.7 \text{ mol})(30 \text{ g/mol}) = 141 \text{ g}$ ซึ่งคือ ผลผลิตตามทฤษฎี

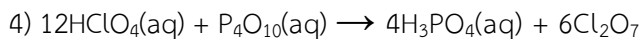
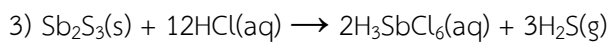
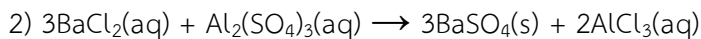
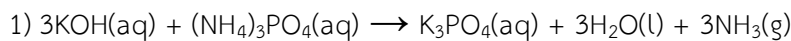
$$\text{ดังนั้น ผลผลิตร้อยละของ NO} = \frac{84 \text{ g}}{141 \text{ g}} \times 100 = 59.6\%$$

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

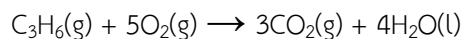
1. จงดุลสมการเคมี



2. จากปฏิกิริยาที่กำหนดให้ สมมติสารตั้งต้นทุกตัวมีปริมาณ 20 กรัมเท่ากันและปฏิกิริยาเกิดได้อย่างสมบูรณ์จงแสดงว่าสารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ

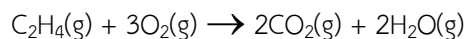


3. ปฏิกิริยาการเผาไหม้ของโพรเพน (C_3H_6) ในแก๊สออกซิเจนเป็นดังนี้



ถ้าทำการเผา C_3H_6 25.0 กรัม ในออกซิเจน 20.0 กรัม สารใดจะเป็นสารกำหนดปริมาณและจงคำนวณปริมาณมากที่สุดของ CO_2 เป็นกรัม

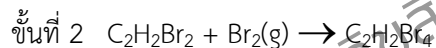
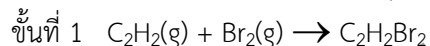
4. อะซิโตน (C_2H_4) หนัก 1.90 กรัมเผาไหม้กับแก๊ส O_2 หนัก 5.90 กรัม ดังสมการ



1) เกิด CO_2 มากที่สุดกี่กรัม

2) ถ้าเกิด CO_2 3.48 กรัม จงคำนวณผลผลิตร้อยละของ CO_2

5. เอทิลีน (C_2H_2) ทำปฏิกิริยากับ Br_2 2 โมเลกุลเกิด $\text{C}_2\text{H}_2\text{Br}_4$ โดยเกิดปฏิกิริยา 2 ขั้นตอนดังนี้



ถ้าผสม C_2H_2 5.00 g เข้ากับ Br_2 40.0 กรัม จะเกิด $\text{C}_2\text{H}_2\text{Br}_2$ และ $\text{C}_2\text{H}_2\text{Br}_4$ กี่กรัม เมื่อปฏิกิริยาเกิดอย่างสมบูรณ์

ฟศ.ดร.วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ์
มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

เอกสารอ้างอิง

1. โครงการตำราวิทยาศาสตร์และคณิตศาสตร์มูลนิธิ สวอน. 2547. **เคมี 1 (เคมีคำนวณ อะตอม ตารางธาตุ พันธะเคมี)**. กรุงเทพฯ: บริษัทด้านสหภาพการพิมพ์ จำกัด.
2. ชัยวัฒน์ เจนวานิชย์. 2546. **หลักเคมี 1 (ฉบับปรับปรุง)**. พิมพ์ครั้งที่ 5. กรุงเทพฯ: โอเดียนสโตร์.
3. นกตล ไชยคำ, พีรพรรณ พันธนาวัน และลัดดาวัลย์ ผดุงทรัพย์. 2545. **เคมี 1**. กรุงเทพฯ: แมคกรอฮิล.
4. รานี สุวรรณพฤกษ์. 2553. **เคมีทั่วไป สำหรับสาขาวิศวกรรมศาสตร์ เล่ม 1**. พิมพ์ครั้งที่ 3. กรุงเทพฯ: บริษัทวิทย์พัฒน์ จำกัด.
5. ลัดดา มีสุข. 2545. **เคมีทั่วไป เล่ม1 ฉบับรวบรัด**. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์มหาวิทยาลัยเกษตรศาสตร์.
6. วชิร ชาติกิตติคุณวงศ์. 2540. **ทฤษฎีและตัวอย่างโจทย์ เคมีพื้นฐาน**. กรุงเทพฯ: แมคกรอ-ฮิล อินเทอร์เน็ตชั่นแนล เอ็นเตอร์ไพรส์ อิงค์.
7. อภิสิทธิ์ ศงสะเสน, สรณรินทร์ บังเกิดผล และอาทิตย์ สกุดตันติเมธา. 2554. **เคมีทั่วไปสำหรับวิศวกร**. กรุงเทพฯ: บริษัททริฟเพิ้ล กรุ๊ป จำกัด.
8. อินทิรา หาญพงษ์พันธ์ และบัญชา พูลโกศา. 2554. **เคมีทั่วไป สำหรับนิสิตวิศวกรรมศาสตร์ (ฉบับปรับปรุง)**. พิมพ์ครั้งที่ 9. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
9. อินทิรา หาญพงษ์พันธ์. 2547. **วิเคราะห์โจทย์เคมีด้วยตนเอง สำหรับนิสิตวิศวกรรมศาสตร์**. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
10. Averril B. A. **Principles of General Chemistry**. (Online).
<http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
<http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
11. Brown L. S., Holme T. A. 2010. **Chemistry for Engineering Students**, 2nd ed. Canada: Thomson Brook Cole.
12. Brown T. L., LeMay H. E., Bursten B. E., Murphy C. J., Woodward P. 2009. **Chemistry: The Central Science**, 7th ed. New Jersey: Pearson Education, Inc.
13. Burns. R. A. **Fundamentals of Chemistry**. 4th ed. (Online).
http://wps.prenhall.com/esm_burns_chemistry_4/
14. Chang R., Goldsby K. A. 2013. **Chemistry**. 11th ed. New York: McGraw-Hill.
15. Hill J. W., Petrucci R. H., McCreary T. W., Perry S. S., **General Chemistry**, 4th ed., (Online).
http://wps.prenhall.com/esm_hillpetrucci_genchem_4/
16. McMurry J., Castellion M., Ballantine D. S., Hoeger C. A. Peterson V. E. 2010. **Fundamentals of General, Organic, and Biological Chemistry**. New Jersey: Pearson Education, Inc.
17. Petrucci R. H., Geoffrey F., Herring, Madura J. D. Bissonnette C. 2010. **General Chemistry: Principles and Modern Applications**. 10th ed. New Jersey: Pearson Prentice Hall.
18. Silberberg M. S. 2013. **Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change**. New York: McGraw-Hill.
19. Silberberg M. S. 2013. **Principle of General Chemistry**. New York: McGraw-Hill.

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 5

หน่วยเรียนที่ 3 สมบัติพีรีออดิก ธาตุเรพรีเซนเททีฟ อโลหะ และโลหะแทรนซิชัน
บทเรียนที่ 3.1 สมบัติพีรีออดิก

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจสมบัติพีรีออดิก

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. บอกวิวัฒนาการการสร้างตารางธาตุ
2. อธิบายตารางธาตุปัจจุบัน
3. อธิบายแนวโน้มสมบัติของธาตุตามตารางธาตุ

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย
2. กิจกรรมในห้องเรียนและกิจกรรมการบ้าน

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

ลิขสิทธิ์โดย
ผศ.ดร.วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ
มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

หน่วยเรียนที่ 3 สมบัติปรีอดิก ธาตุเรฟรีเซนเททีฟ โลหะ และโลหะแทรนซิชัน

บทเรียนที่ 3.1 สมบัติปรีอดิก

3.1.1 วิวัฒนาการการสร้างตารางธาตุ

1) ยุคเริ่มแรก

เดอเบอไรเนอร์ (Johann Dobereiner, ค.ศ.1829) นักวิทยาศาสตร์ชาวเยอรมันเป็นคนแรกที่พยายามจัดกลุ่มของธาตุที่มีสมบัติคล้ายคลึงกันไว้ด้วยกันในรูปของการจัดเป็นตาราง เดอเบอไรเนอร์ได้จัดธาตุเป็นหมู่ๆ ละ 3 ธาตุ ตามสมบัติที่คล้ายคลึงกันเรียกว่า หลักไตรภาคีธาตุ (triads) โดยเรียงลำดับธาตุจากมวลอะตอมน้อยไปมาก ดังภาพที่ 3.1(ก) พบความสัมพันธ์คือ มวลอะตอมของธาตุตัวกลางจะเป็นครึ่งหนึ่งของผลรวมมวลอะตอมของธาตุที่อยู่ด้านบนและด้านล่าง ดังภาพที่ 3.1(ข)

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

(ก)

มวลอะตอม (ค.ศ.1850)	เลขอะตอม
Li 7	Li 3
Na 23	Na 11
K 39	K 19
Ca 40	Ca 20
Sr 87	Sr 38
Ba 137	Ba 56
P 31	P 15
As 75	As 33
Sb 122	Sb 51
S 32	S 16
Se 78	Se 34
Te 128	Te 52
Cl 35.5	Cl 17
Br 80	Br 35
I 127	I 53

(ข)

ภาพที่ 3.1 หลักไตรภาคีธาตุ (ก) ตารางธาตุของเดอเบอไรเนอร์ และ (ข) มวลอะตอมของธาตุตัวกลาง.
ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://kimiahot.blogspot.com/2012/07/perkembangan-tabel-periodik.html>

เมื่อนำหลักไตรภาคีธาตุมาใช้กับกลุ่มธาตุอื่นๆ ที่มีสมบัติคล้ายกัน พบว่ามวลอะตอมของธาตุตัวกลางไม่ได้เป็นเช่นนั้นทั้งหมด หลักของไตรภาคีธาตุของเดอเบอไรเนอร์จึงไม่เป็นที่ยอมรับ

ในปี ค.ศ.1865 นิวแลนด์ส (John Alexander Reina Newlands) นักเคมีชาวอังกฤษได้เสนอกฎ “law of octaves” คือถ้านำธาตุมาเรียงลำดับตามมวลอะตอม จะพบว่าธาตุตัวที่ 8 มีสมบัติคล้ายธาตุตัวที่ 1 เสมอ แสดงดังภาพที่ 3.2 แต่กฎนี้ใช้ได้กับธาตุที่มีมวลอะตอมไม่เกินมวลอะตอมของธาตุแคลเซียม (Ca) เท่านั้น

H 1	F 8	Cl 15	Co/Ni 22	Br 29	Pd 36	I 42	Pt/Ir 50
Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Tl 53
Gl 3	Mg 10	Ca 17	Zn 25	Sr 31	Cd 34	Ba/V 45	Pb 54
Bo 4	Al 11	Cr 18	Y 24	Ce/La 33	U 40	Ta 46	Th 56
C 5	Si 12	Ti 19	In 26	Zr 32	Sn 39	W 47	Hg 52
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di/Mo 34	Sb 41	Nb 48	Bi 55
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Ro/Ru 35	Te 43	Au 49	Os 51

ภาพที่ 3.2 ตารางธาตุของนิวแลนด์ส เผยแพร่ในปี ค.ศ.1866

2) ยุคเมนเดเลเยฟและไมเออร์

ในปี ค.ศ.1869-1870 นักวิทยาศาสตร์สองคนคือ เมนเดเลเยฟ (Dimitri Ivanovich Mendeleev) นักวิทยาศาสตร์ชาวรัสเซีย ได้เสนอผลงานของเขาต่อสมาคมนักเคมีรัสเซีย (Russian Chemical Society) ในปี ค.ศ. 1869 ดังภาพที่ 3.3 ในปีถัดมา ไมเออร์ (Julius Lothar Meyer) นักวิทยาศาสตร์ชาวเยอรมันได้ตีพิมพ์ผลงานตาราง

ธาตุ ดังภาพที่ 3.4 โดยแนวคิดของทั้งสองคนคล้ายกันคือ ถ้านำธาตุมาเรียงตามมวลอะตอมจากน้อยไปมาก แล้วแบ่งแถวให้เหมาะสม ธาตุที่มีคุณสมบัติทางเคมีและทางกายภาพคล้ายกันจะปรากฏอยู่ตรงกันเป็นช่วง ๆ

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
		Ni = 59	Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199
			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
			Zn = 65,2	Cd = 112	
			? = 68	Ur = 116	Au = 197?
			? = 70	Sn = 118	
			As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
			Se = 79,4	Te = 128?	
			Br = 80	I = 127	
			Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
			Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
			? = 45		
			Ce = 92		
			?Er = 56	La = 94	
			?Yt = 60	Di = 95	
			?In = 75,6	Th = 118?	
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24			
	B = 11	Al = 27,4			
	C = 12	Si = 28			
	N = 14	P = 31			
	O = 16	S = 32			
	F = 19	Cl = 35,5			
Li = 7	Na = 23	K = 39			
		Ca = 40			

ภาพที่ 3.3 ตารางธาตุที่เสนอโดยเมนเดเลเยฟในปี ค.ศ.1869.

ที่มา: <http://www.rsc.org/education/teachers/resources/periodictable/pre16/develop/mendeleev.htm>

I.	II.	III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.	IX.
	B=11,0	Al=27,3		--		?In=113,4	Tl=202,7	
	C=11,97	Si=28		--		Sn=117,8		Pb=206,4
			Ti=48		Zr=89,7			
	N=14,01	P=30,9		As=74,9		Sb=122,1		Bi=207,5
			V=51,2		Nb=93,7		Ta=182,2	
	O=15,96	31,98		Se=78		Te=128?		--
			Cr=52,4		Mo=95,6		W=183,5	
--	F=19,1	Cl=35,38		Br=79,75		I=126,5		--
			Mn=54,8		Ru=103,5		Os=198,6?	
			Fe=55,9		Rh=104,1		Ir=196,7	
			Co=Ni=58,6		Pd=106,2		Pt=196,7	
Li=7,01	Na=22,99	K=39,04		Rb=85,2		Cs=132,7		--
			Cu=63,3		Ag=107,66		Au=196,2	
?Be=9,3	Mg=23,9	Ca=39,9		Sr=87,6		Ba=136,3		--
			Zn=64,9		Cd=111,6		Hg=199,8	

ภาพที่ 3.4 ตารางธาตุที่เสนอโดยไมเออร์ในปี ค.ศ.1870.

ที่มา: http://www.meta-synthesis.com/webbook/35_pt/pt_database.php

ตารางธาตุฉบับปรับปรุงของเมนเดเลเยฟได้เผยแพร่ในปี ค.ศ.1871 ดังภาพที่ 3.5 อาจถือว่าเป็นรากฐานสำคัญของตารางธาตุปัจจุบัน

	Gruppe I. R ² O	Gruppe II. RO	Gruppe III. R ² O ³	Gruppe IV. RH ⁴ RO ²	Gruppe V. RH ³ R ² O ⁵	Gruppe VI. RH ² RO ³	Gruppe VII. RH R ² H ⁷	Gruppe VIII. RO ⁴
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	-- = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63.
5	(Cu = 53)	Zn = 65	-- = 68	-- = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	S = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	-- = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	--	--	--	--
9	(--)	--	--	--	--	--	--	--
10	--	--	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	--	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199.
11	(Au = 198)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	--	--	--
12	--	--	--	Th = 231	--	U = 240	--	--

ภาพที่ 3.5 ตารางธาตุที่เสนอโดยเมนเดเลเยฟในปี ค.ศ.1871

ที่มา: http://www.meta-synthesis.com/webbook/35_pt/pt_database.php

ข้อสังเกตที่สำคัญในตารางธาตุของเมนเดเลเยฟคือเขาได้กำหนดตำแหน่งที่อยู่ของธาตุที่ยังไม่ได้ค้นพบในขณะนั้นไว้เป็นช่องว่างในตารางธาตุและทำนายสมบัติของธาตุที่เว้นว่างไว้ล่วงหน้าด้วย เช่น

ธาตุที่ยังไม่ได้ค้นพบที่มีมวลอะตอม = 44 เรียกว่า eka-boron

ธาตุที่ยังไม่ได้ค้นพบที่มีมวลอะตอม = 68 เรียกว่า eka-aluminium

ธาตุที่ยังไม่ได้ค้นพบที่มีมวลอะตอม = 72 เรียกว่า eka-silicon

ซึ่งในเวลาต่อมา นักวิทยาศาสตร์ได้ค้นพบธาตุเหล่านี้จริงและสมบัติบางประการเป็นเช่นที่เมนเดเลเยฟได้ทำนายไว้ ดังตารางที่ 3.1

ตารางที่ 3.1 ธาตุที่เมนเดเลเยฟทำนายสมบัติ

ชื่อเรียกธาตุ	ปีค้นพบ	ผู้ค้นพบ	ชื่อธาตุปัจจุบัน	มวลอะตอม
eka-boron	1879	Lar Fredrik Nilson	สแกนเดียม (Sc)	43.7
eka-aluminium	1875	Lecoq de Boisbaudran	แกเลียม (Ga)	69.9
eka-silicon	1886	Clemens Winkler	เจอร์เมเนียม (Ge)	72.2

จากการที่เมนเดเลเยฟทำนายสมบัติของธาตุ eka-silicon ไว้ ปรากฏว่าถูกต้องใกล้เคียงมากกับธาตุเจอร์เมเนียมที่ได้ค้นพบภายหลังในปี ค.ศ.1886 ดังตารางที่ 3.2

ตารางที่ 3.2 สมบัติของธาตุ eka-silicon ซึ่งเมนเดเลเยฟได้ทำนายไว้เทียบกับธาตุเจอร์เมเนียม

สมบัติ	eka-silicon ทำนายโดยเมนเดเลเยฟ (ปี ค.ศ.1871)	เจอร์เมเนียม พบจริง (ปี ค.ศ.1886)
มวลอะตอม (amu)	73	72.6
ความหนาแน่น (g/mL)	5.5	5.47
ความจุความร้อนจำเพาะ $J/g \cdot ^\circ C$	0.31	0.32
จุดหลอมเหลว ($^\circ C$)	สูงมาก	960
สูตรโมเลกุลของสารประกอบออกไซด์	MO_2	GeO_2
สูตรโมเลกุลของสารประกอบคลอไรด์	MCl_2	$GeCl_2$
ความหนาแน่นของสารประกอบออกไซด์ (g/mL)	4.7	4.70
จุดเดือดของสารประกอบคลอไรด์ ($^\circ C$)	100	86

แนวคิดในการสร้างตารางธาตุได้พัฒนาอย่างต่อเนื่อง เนื่องจากการค้นพบธาตุใหม่ๆ และเครื่องมือวิเคราะห์ที่ทันสมัยมากขึ้นทำให้สามารถพิสูจน์เอกลักษณ์ได้ถูกต้องมากขึ้น การค้นพบแก๊สมีสกุล คือ อาร์กอน (Ar) โดยเลย์โล (Lord Rayleigh) นักฟิสิกส์ชาวอังกฤษ และแรมซีย์ (William Ramsey) นักเคมีชาวอังกฤษ ในปี ค.ศ.1895 ทำให้มีการปรับเปลี่ยนตารางธาตุให้ตรงกับธาตุที่ค้นพบใหม่

เมนเดเลเยฟได้เผยแพร่ตารางธาตุฉบับสุดท้ายในหนังสือของเขาที่ชื่อว่า Principle of Chemistry ในปี ค.ศ. 1906 ดังภาพที่ 3.6 ก่อนที่จะเสียชีวิตในอีกหนึ่งปีถัดมา ซึ่งในตารางธาตุฉบับนี้ได้จัดแก๊สมีสกุลอยู่ในหมู่ O และแบ่งธาตุออกเป็นหมู่ๆ และที่สำคัญได้เปลี่ยนการจัดเรียงธาตุตามเลขอะตอม แต่ในขณะนั้นยังไม่สามารถพิสูจน์ความสัมพันธ์ระหว่างเลขอะตอมกับสมบัติของธาตุ

ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ:								
Ряд	0	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	—	Водо- род. H 1,008	—	—	—	—	—	—
2	Гелий. He 4,0	Литий. Li 7,0	Бериллий. Be 9,1	Бор. B 11,0	Углерод. C 12,0	Азот. N 14,0	Кислород. O 16,0	Фтор. F 19,0
3	Неон. Ne 19,9	Натрий. Na 23,0	Магний. Mg 24,3	Алюминий. Al 27,1	Силиций. Si 28,3	Фосфор. P 31,0	Сера. S 32,0	Хлор. Cl 35,5
4	Аргон. Ar 39,9	Кальций. Ca 40,1	Стронций. Sr 87,6	Гафний. Ga 70,0	Титан. Ti 48,1	Ванадий. V 51,2	Хром. Cr 52,0	Марганец. Mn 55,0
5	—	Медь. Cu 63,5	Цинк. Zn 65,4	Германий. Ge 72,5	Мышьяк. As 75,0	Селен. Se 79,4	Бром. Br 79,9	Железо. Fe 55,8
6	Криптон. Kr 83,8	Рубидий. Rb 85,5	Стронций. Sr 87,6	Иттрий. Y 88,9	Ниобий. Nb 93,0	Молибден. Mo 95,9	—	Никель. Ni 58,7
7	—	Серебро. Ag 107,9	Кадмий. Cd 112,4	Индий. In 114,8	Олово. Sn 118,7	Сурьма. Sb 121,8	Теллур. Te 127,6	Платина. Pt 195,1
8	Ксенон. Xe 131,3	Цезий. Cs 132,9	Барий. Ba 137,3	Лантан. La 138,9	Церий. Ce 140,2	—	—	—
9	—	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	—	Иттрий. Yb 173	—	Тантал. Ta 181	Вольфрам. W 184	Осmium. Os 190
11	—	Золото. Au 197,2	Ртуть. Hg 200,6	Таллий. Tl 204,4	Свинец. Pb 207,2	Висмут. Bi 209,0	—	Иридий. Ir 192
12	—	—	Радий. Ra 226	—	Торий. Th 232	—	Уран. U 238	—
Высшие солеобразные окислы: $R, R_2O, RO, R_2O_2, RO_2, R_2O_3, RO_3, R_2O_4, RO_4$ Высшие газообразные водородные соединения: RH, RH_2, RH_3, RH_4								

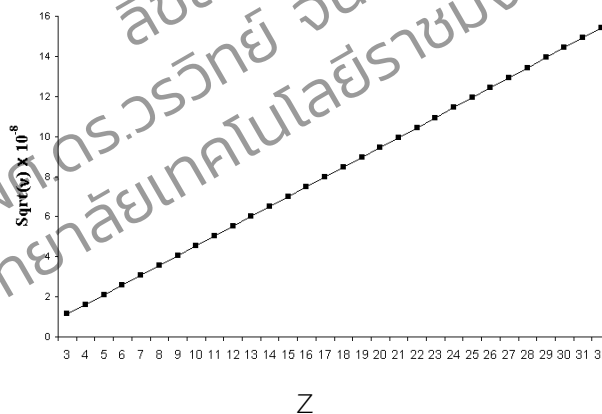
Д. Менделеев.

1869 — 1903.

ภาพที่ 3.6 ตารางธาตุของเมนเดเลเยฟ เผยแพร่ในปี ค.ศ.1906. ที่มา: http://www.meta-synthesis.com/webbook/35_pt/pt_database.php

3) ยุคโมสลีย์

ในปี ค.ศ.1913 โมสลีย์ (Henry Gwyn Jeffreys Moseley) นักฟิสิกส์ชาวอังกฤษได้ตีพิมพ์กฎของเลขอะตอม (law of atomic number) โมสลีย์ได้ศึกษาลักษณะเฉพาะของรังสีเอ็กซ์ (x-ray) ที่ปลดปล่อยออกมาจากอะตอม พบว่าความถี่ของรังสีเอ็กซ์ที่ปลดปล่อยออกมาจากอะตอมเป็นสัดส่วนโดยตรงกับกำลังสองของเลขอะตอม (ดังภาพที่ 3.7) โมสลีย์ตีพิมพ์ผลงานที่มีชื่อว่า the high frequency spectra of the elements, ในปี ค.ศ.1913



ภาพที่ 3.7 ความสัมพันธ์ระหว่างความถี่ของรังสีเอ็กซ์ต่อเลขอะตอม

ที่มา: <http://cnx.org/content/m12433/latest/?collection=col10264/latest>

จากการทดลองของโมสลีย์แสดงให้เห็นว่า เลขอะตอมเป็นปริมาณสำคัญที่น่าเชื่อถือและสามารถวัดได้ถูกต้องกว่ามวลอะตอม ดังนั้นการจัดลำดับของธาตุควรเรียงตามเลขอะตอม ตารางธาตุของโมสลีย์มีธาตุแรกคือ H ซึ่งมีเลขอะตอมเท่ากับ 1 และธาตุสุดท้ายคือยูเรเนียม (U) ซึ่งมีเลขอะตอมเท่ากับ 92

ตารางธาตุของโมสลีย์ แสดงในภาพที่ 3.8 แสดงให้เห็นว่าเลขอะตอมของ K เท่ากับ 19 และของ Ar เท่ากับ 18 จากเดิมที่นักเคมีเคยคิดว่าธาตุที่ 19 คือ Ar และธาตุที่ 18 คือ K

Group 0	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII
	a	b	a	b	A	b	a	b	a	b	a	b	a	b	
	H 1														
He 2	Li 3		Be 4		B 5		C 6		N 7		O 8		F 9		
Ne 10	Na 11		Mg 12		Al 13		Si 14		P 15		S 16		Cl 17		
Ar 18	K 19	Cu 29	Ca 20	Zn 30	Sc 21	Ga 31	Ti 22	Ge 32	V 23	As 33	Cr 24	Se 34	Mn 25	Br 35	Fe 26, Co 27, Ni 28
Kr 36	Rb 37	Ag 47	Sr 38	Cd 48	Y 39	In 49	Zr 40	Sn 50	Nb 41	Sb 51	Mo 42	Te 52	-	I 53	Ru 44, Rh 45, Pd 46
Xe 54	Cs 55	Au 79	Ba 56	Hg 80	57-71*	Tl 81	Hf 72	Pb 82	Ta 73	Bi 83	W 74	Po 84	Re 75	-	Os 76, Ir 77, Pt 78
Rn 86	-		Ra 88		Ac 89		Th 90		Pa 91		U 92				

ภาพที่ 3.8 ตารางธาตุที่เสนอโดยโมสลีย์

ที่มา: ดัดแปลงจาก http://chemistrybycott.org/periodic_table_formulations.htm

ในปัจจุบันได้มีการศึกษาหาความสัมพันธ์ของธาตุทั้งทางเคมีและกายภาพและพบว่าสมบัติต่าง ๆ ของธาตุจะสัมพันธ์กับการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนในอะตอมของธาตุนั้น ๆ ตั้งเป็นกฎที่เรียกว่า กฎพีริออดิก หรือ ฟังก์ชันพีริออดิก

กฎพีริออดิก (periodic law) หมายถึง สมบัติต่าง ๆ ของธาตุจะคล้ายคลึงกันเป็นช่วง ซ้ำ ๆ กัน ตามเลขอะตอมที่เพิ่มขึ้น

3.1.2 ตารางธาตุปัจจุบัน

ตารางธาตุปัจจุบันดังภาพที่ 3.9 แบ่งธาตุออกเป็นแถวแนวตั้ง (column) 18 แถว เรียกว่า หมู่ (group) และแถวแนวนอน (horizontal row) 7 แถว เรียกว่า คาบ (period) ธาตุที่อยู่ใน 2 หมู่ทางซ้ายมือและธาตุที่อยู่ใน 6 หมู่ทางขวามือของตารางธาตุจะเป็นธาตุหมู่หลัก (main group) เรียกว่า ธาตุหมู่ A ส่วนธาตุที่อยู่ใน 10 หมู่ตรงกลางตารางจะเป็นหมู่ธาตุแทรนซิชัน (transition) เรียกว่า ธาตุหมู่ B และธาตุที่อยู่ตอนล่าง 2 แถวเป็นพวกโลหะแทรนซิชันแทรกหรือเรียกว่า อินเนอร์แทรนซิชัน (inner transition)

1) ธาตุหมู่ A

หมู่ของธาตุในแนวตั้งทั้ง 18 หมู่ นิยมเขียนเลขโรมันและมีตัวอักษร A และ B กำกับอยู่ เรียกว่าธาตุหมู่ A และหมู่ B ตามลำดับ ถ้าเป็นธาตุในหมู่ A เริ่มตั้งแต่ 1A ถึง 8A (IA-VIIIA) จะเป็นธาตุหมู่หลัก เรียกว่าธาตุเรพรีเซนเททีฟ (representative) ธาตุเหล่านี้แต่ละหมู่มีสมบัติเปลี่ยนแปลงอย่างสม่ำเสมอจากข้างล่างขึ้นข้างบนหรือจากข้างบนลงล่าง ปฏิบัติของธาตุใดธาตุหนึ่งในแต่ละหมู่สามารถใช้เป็นตัวแทนธาตุอื่นในหมู่เดียวกันได้

แต่ถ้าเป็นธาตุในหมู่ B เริ่มตั้งแต่ 3B ถึง 2B (IIIB-IIB) เรียกว่าธาตุแทรนซิชัน ซึ่งจะมีสมบัติคล้ายกันในคาบเดียวกันมากกว่าในหมู่เดียวกัน

การกำหนดเลขหมู่อาจใช้เลขอารบิก 1–8 แทนเลขโรมันก็ได้ ธาตุเรพรีเซนเททีฟ (ธาตุหมู่ A) ที่อยู่ในหมู่เดียวกันบางหมู่มีชื่อเรียกเฉพาะดังนี้

- ธาตุในหมู่ 1A เรียก โลหะแอลคาไล (alkaline metal) ประกอบด้วย Li, Na, K, Rb, Cs และ Fr
- ธาตุในหมู่ 2A เรียก โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท (alkaline earth metal) ประกอบด้วย Be, Mg, Ca, Sr, Ba และ Ra
- ธาตุในหมู่ 6A เรียก ชาลโคเจน (chalcogen) มีสมบัติเป็นอโลหะ ประกอบด้วย O, S, Se, Te และ Po
- ธาตุในหมู่ 7A เรียก แฮโลเจน (halogen) มีสมบัติเป็นอโลหะ ประกอบด้วย F, Cl, Br, I และ At

- ธาตุในหมู่ 8A เรียก แก๊สมีสกุล (noble gas) ธาตุในหมู่นี้ประกอบด้วย He, Ne, Ar, Kr, Xe และ Rn เดิมเรียกธาตุในหมู่นี้ว่าแก๊สเฉื่อย (inert gas) เพราะไม่ทำปฏิกิริยากับธาตุใดๆ เนื่องจากโครงสร้างอิเล็กตรอนเป็นแบบเต็ม แต่ในปัจจุบันพบว่าธาตุในหมู่นี้บางธาตุเกิดปฏิกิริยาได้บ้าง

1	IA																18	VIIIA
1	1	2															2	
	H	He															He	
	1.00																4.00	
2	3	4															10	
	Li	Be															Ne	
	6.95	9.00															20.0	
3	11	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VII	VIII	VIII	VIII	IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	23.0	24.3											27.0	28.0	31.0	32.0	35.5	40.0
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	39.1	40.0	45.0	47.9	50.9	52.0	54.9	55.8	58.9	58.7	63.5	65.4	69.7	72.6	74.9	78.9	79.9	83.8
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	85.5	87.6	88.9	91.2	92.9	95.5	98	101.1	102.9	106.4	107.9	112.4	114.8	118.7	121.7	127.6	126.9	131.3
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	132.9	137.3	138.9	178.5	180.9	183.8	186.2	190.2	192.2	195.1	196.9	200.6	204.4	207.2	209.0	209	210	222
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo
	223	226.0	227.0	261	262	263	262	277.1	276.1	281.2	280.2	285.2	284.2	289.2	288.2	293	294	294

*Lanthanide series	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
	140.1	140.9	144.2	145	150.3	151.9	157.2	158.9	162.5	174.9	167.2	168.9	173.0	174.9
**Actinide series	89	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
	232.0	231.0	238.0	237	244	243	247	247	251	252	257	258	259	260

ภาพที่ 3.9 รูปแบบตารางธาตุปัจจุบัน

ธาตุแต่ละหมู่จะมีการจัดเรียงตัวของเวเลนซ์อิเล็กตรอนเหมือนกันแต่จะต่างกันที่ระดับพลังงานหลัก ดังนั้นธาตุในหมู่เดียวกันจะมีสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกัน อย่างไรก็ตาม ธาตุในแถวแนวตั้งหนึ่งอาจมีสมบัติบางประการคล้ายคลึงกับธาตุในอีกแถวหนึ่งก็ได้ ซึ่งมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากันแต่การจัดเรียงตัวของเวเลนซ์อิเล็กตรอนแตกต่างกัน เช่น ธาตุในแถวแนวตั้งที่ 3 (หมู่ 3B) เรียกว่า กลุ่มสแกนเดียม มีการจัดเรียงตัวของอิเล็กตรอนเป็น $(n-1)d^1ns^2$ จะมีสมบัติบางอย่างคล้ายกับธาตุในแถวแนวตั้งที่ 13 (หมู่ 3A) ที่มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น ns^2np^1 จึงนิยมเรียกธาตุกลุ่มสแกนเดียมว่าเป็นธาตุหมู่ย่อยของหมู่ 3A จึงเรียกว่าหมู่ 3B ดังนั้นจะเห็นเลขหมู่กำกับธาตุกลุ่มสแกนเดียมเป็น 3B

ตามแนวนอนของตารางธาตุแบ่งออกเป็น 7 คาบ โดยแต่ละคาบมีตัวเลขอารบิกกำกับข้างหน้าคาบ และยังมีอีก 2 คาบที่เขียนแยกไว้ด้านล่าง เรียกว่าอนุกรมแลนทาไนด์ (lanthanide series) และอนุกรมแอกทิไนด์ (actinide series) เมื่อพิจารณาแต่ละคาบเป็นดังนี้

คาบที่ 1 มี H และ He เท่านั้น

คาบที่ 2 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 3 คือ Li ถึง 10 คือ Ne

คาบที่ 3 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 11 คือ Na ถึง 18 คือ Ar (คาบที่ 2 และที่ 3 นี้มีเฉพาะธาตุในหมู่ A เท่านั้น ไม่มีธาตุในหมู่ B)

คาบที่ 4 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 19 คือ K ถึง 36 คือ Kr

คาบที่ 5 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 37 คือ Rb ถึง 54 คือ Xe

คาบที่ 6 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 55 คือ Cs ถึง 86 คือ Rn

คาบที่ 7 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 87 คือ Fr ถึง 116 คือ Lv

ธาตุอนุกรมแลนทาไนด์ต้องต่อจากธาตุแลนทานัม (La, $Z=57$) ในคาบที่ 6 โดยอนุกรมนี้มีธาตุ 14 ตัวเริ่มจากธาตุซีเรียม (Ce, $Z=58$) ถึงธาตุลูทีเซียม (Lu, $Z=71$) ส่วนธาตุอนุกรมแอกทิไนด์ต้องต่อจากธาตุแอกทิเนียม (Ac, $Z=89$) ในคาบที่ 7 โดยอนุกรมนี้มีธาตุ 14 ตัวเริ่มจากธาตุทอเรียม (Th, $Z=90$) ถึงธาตุลอว์เรนเซียม (Lr, $Z=103$) แต่ด้วยเหตุผลที่ว่าเพื่อให้ตารางธาตุมีรูปร่างกะทัดรัดไม่ยาวเกินไป และเพื่อเน้นให้ความสำคัญคล้ายคลึงในสมบัติของธาตุในแต่ละแถวจึงแยกออกมาต่างหาก

ธาตุอนุกรมแลนทาไนด์และแอกทิไนด์ ส่วนมากจะเป็นธาตุที่เตรียมได้จากห้องปฏิบัติการไม่พบในธรรมชาติ เรียกว่า ธาตุสังเคราะห์ (synthetic element) ทุกธาตุมีนิวเคลียสที่ไม่เสถียรคือเป็นธาตุกัมมันตรังสี (radioactive element) และมีครึ่งชีวิต (half-life) แตกต่างกัน โดยส่วนมากมีครึ่งชีวิตสั้น ส่วนธาตุที่พบในธรรมชาติและมีเลขอะตอมมากที่สุดคือ ธาตุยูเรเนียม (U, $Z=92$)

2) โครงแบบอิเล็กตรอนของอะตอมกับตำแหน่งในตารางธาตุ

ธาตุที่อยู่ในคาบเดียวกันในตารางธาตุจะมีจำนวนระดับพลังงานหลัก (n) สูงที่สุดเท่ากัน คือคาบที่ 1 มีระดับพลังงานเท่ากับ 1 ($n=1$) คาบที่ 2 มีระดับพลังงานเท่ากับ 2 ($n=2$) และจะเพิ่มขึ้นตามลำดับคาบละหนึ่งระดับพลังงานจนถึงคาบที่ 7 ซึ่งจะมีระดับพลังงานสูงสุดเท่ากับ 7 ($n=7$)

จำนวนอิเล็กตรอนของธาตุที่อยู่ในคาบเดียวกันจะมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนเพิ่มขึ้นทีละหนึ่งหน่วย อิเล็กตรอนจากซ้ายไปขวาของตารางธาตุ ซึ่งทำให้ธาตุที่อยู่ในคาบเดียวกันมีสมบัติทางเคมีและทางกายภาพที่ต่างกันไป ในแต่ละคาบจะเริ่มด้วยธาตุที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 1 ที่บรรจุในออร์บิทัล-s ในคาบที่ 1 ซึ่งตรงกับระดับพลังงานที่ 1 จึงมีธาตุเพียง 2 ธาตุเท่านั้นคือ H ($Z=1$) และ He ($Z=2$) เพราะออร์บิทัล-1s บรรจุอิเล็กตรอนได้เพียง 2 อิเล็กตรอน ดังแสดงในตารางที่ 3.3

คาบที่ 2 มี 8 ธาตุ เริ่มจาก Li ($Z=3$) ถึง Ne ($Z=10$) การจัดเรียงอิเล็กตรอนแสดงในตารางที่ 3.3 โดย Li มี 3 อิเล็กตรอนซึ่งบรรจุในระดับพลังงานที่ 1 (ออร์บิทัล-1s) แล้ว 2 อิเล็กตรอน ส่วนอีก 1 อิเล็กตรอนต้องเข้าไปอยู่ในระดับพลังงานที่ 2 คือออร์บิทัล-2s ในคาบที่ 2 มีระดับพลังงานสองระดับพลังงานย่อย (ออร์บิทัล-2s หนึ่งออร์บิทัล และออร์บิทัล-2p อีกสามออร์บิทัล) ซึ่งในระดับพลังงานที่ 2 นี้จะบรรจุอิเล็กตรอนได้รวมไม่เกิน 8 อิเล็กตรอนเท่านั้น

คาบที่ 3 มีทั้งหมด 8 ธาตุ เริ่มจาก Na ($Z=11$) ถึง Ar ($Z=18$) การจัดเรียงอิเล็กตรอนแสดงในตารางที่ 3.3 ในคาบที่ 3 มีระดับพลังงานสามระดับพลังงานย่อย (ออร์บิทัล-3s หนึ่งออร์บิทัล ออร์บิทัล-3p อีกสามออร์บิทัล และออร์บิทัล-3d อีกห้าออร์บิทัล)

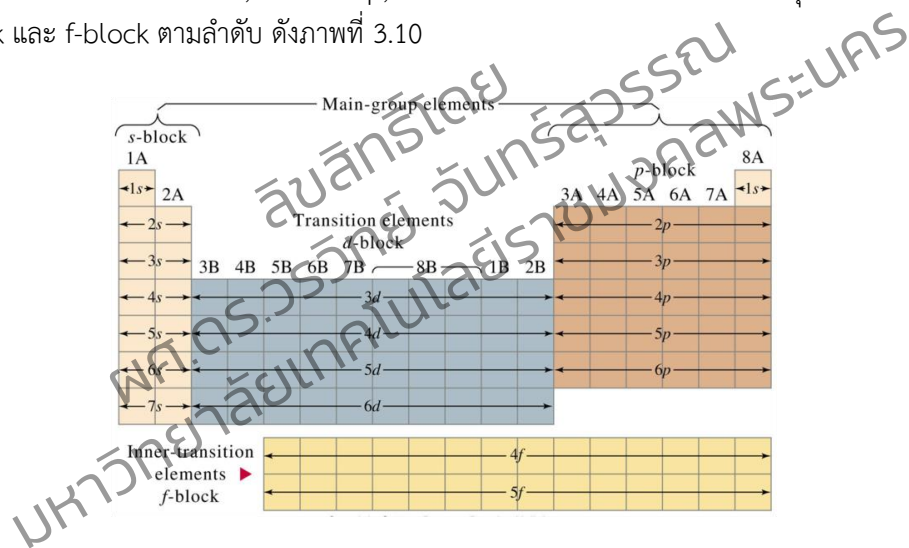
คาบที่ 4 เริ่มจาก K ($Z=19$) การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานนี้จะเริ่มที่ออร์บิทัล-4s เนื่องจากออร์บิทัล-4s มีระดับพลังงานต่ำกว่าออร์บิทัล-3d (ภาพที่ 1.23) ดังนั้น และเมื่อออร์บิทัล-4s บรรจุเต็มหมด แล้วจึงบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-3d โดยออร์บิทัล-3d มีทั้งหมด 5 ออร์บิทัลย่อย จึงมีธาตุแทรกมาในคาบที่ 4 จำนวน 10 ธาตุ (Sc ถึง Zn) เมื่อออร์บิทัล-3d เต็มแล้วจึงตามด้วยการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4p อีก 6 ธาตุ (Ga ถึง Kr)

คาบที่ 5 จะมีการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-5s, ออร์บิทัล-4d และออร์บิทัล-5p ตามลำดับ ทำนองเดียวกันคาบที่ 4 จึงมีธาตุ 18 ธาตุเช่นเดียวกับธาตุคาบที่ 4 เมื่อถึงคาบที่ 6 จะมีการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4f หลังจากทีบรรจุออร์บิทัล-6s จนเต็ม และออร์บิทัล-5d อีก 1 อิเล็กตรอนอีกต่อไป และไปสิ้นสุดเมื่อออร์บิทัล-6p บรรจุเต็มคาบที่ 7 จะมีการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-5f

ตารางที่ 3.3 แสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุคาบที่ 1, 2 และ 3

คาบ	สัญลักษณ์ธาตุ	การจัดเรียงอิเล็กตรอน
1	${}^1\text{H}$	$1s^1$
	${}^2\text{He}$	$1s^2$
2	${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$
	${}^4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$
	${}^5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$
	${}^6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$
	${}^7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$
	${}^8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$
	${}^9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$
	${}^{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$
3	${}^{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
	${}^{12}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
	${}^{13}\text{Al}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
	${}^{14}\text{Si}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
	${}^{15}\text{P}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
	${}^{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
	${}^{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
	${}^{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

เมื่อพิจารณาการจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอมในตารางธาตุ แบ่งธาตุออกเป็นกลุ่มตามการจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัลเชิงอะตอม คือ ออร์บิทัล-s, ออร์บิทัล-p, ออร์บิทัล-d และออร์บิทัล-f ได้เป็นกลุ่มที่เรียกว่า s-block, p-block, d-block และ f-block ตามลำดับ ดังภาพที่ 3.10



ภาพที่ 3.10 กลุ่มธาตุตามการจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-s, ออร์บิทัล-p, ออร์บิทัล-d และออร์บิทัล-f. ที่มา: <https://www.phy.questu.ca>

ธาตุที่อยู่ในหมู่เดียวกันจะมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากัน ดังตารางที่ 3.4 มีสมบัติเคมีและทางกายภาพคล้ายคลึงกัน เช่น ธาตุในหมู่ 1A จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน (ns^1) มีสมบัติเป็นโลหะทั้งหมดและเมื่อสูญเสียอิเล็กตรอนไป 1 อิเล็กตรอน ธาตุทุกตัวในหมู่ 1A จะเป็นไอออนบวกที่มีประจุเป็น +1 หรือธาตุในหมู่ 2A จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอน (ns^2) และเมื่อสูญเสียอิเล็กตรอนไป 2 อิเล็กตรอน ธาตุทุกตัวในหมู่ 2A จะเป็นไอออนบวกที่มีประจุเป็น +2

ตารางที่ 3.4 แสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุหมู่ 1A, 2A, 7A และ 8A

หมู่	สัญลักษณ์ธาตุ	การจัดเรียงอิเล็กตรอน
1A	${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$
	${}^{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
	${}^{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
	${}^{37}\text{Rb}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$
	${}^{55}\text{Cs}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$
2A	${}^4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$
	${}^{12}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
	${}^{20}\text{Ca}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
	${}^{38}\text{Sr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2$
	${}^{56}\text{Ba}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$
7A	${}^9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$
	${}^{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
	${}^{35}\text{Br}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
	${}^{53}\text{I}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$
8A	${}^2\text{He}$	$1s^2$
	${}^{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$
	${}^{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
	${}^{36}\text{Kr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
	${}^{54}\text{Xe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$

3) การจัดตำแหน่งอะตอมไฮโดรเจนในตารางธาตุ

การจัดธาตุให้อยู่ในหมู่ใดของตารางธาตุจะใช้สมบัติที่คล้ายคลึงกันเป็นเกณฑ์ ในตารางธาตุปัจจุบันได้จัดให้ H อยู่ในคาบที่ 1 ระหว่างหมู่ 1A กับหมู่ 7A สมบัติบางประการของ H เปรียบเทียบกับสมบัติธาตุหมู่ 1A และหมู่ 7A แสดงในตารางที่ 3.5

ตารางที่ 3.5 สมบัติบางประการของ H เทียบกับธาตุหมู่ 1A กับหมู่ 7A

สมบัติ	ธาตุหมู่ 1A	H	ธาตุหมู่ 7A
เวเลนซ์อิเล็กตรอน	1	1	7
เลขออกซิเดชัน	+1	+1 และ -1	+1, +3, +5, +7, -1
พลังงานไอออไนเซชัน	382 - 526	1,318	1,015 - 1,687
อิเล็กโตรเนกาติวิตี	1.0 - 0.7	2.1	2.2 - 4.0
สถานะ	ของแข็ง	แก๊ส	แก๊ส/ของเหลว/ของแข็ง
การนำไฟฟ้า	นำ	ไม่นำ	ไม่นำ

เมื่อพิจารณาข้อมูลในตารางที่ 3.5 พบว่า H มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอนและมีเลขออกซิเดชัน +1 ดังนั้น H จึงเหมือนธาตุหมู่ 1A แต่ H มีสมบัติคล้ายธาตุหมู่ 7A หลายประการคือ มีเลขออกซิเดชันได้มากกว่าหนึ่งค่า มีค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 และมีค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีค่อนข้างสูง มีสถานะเป็นแก๊ส ไม่นำไฟฟ้า เมื่อเกิดเป็นสารประกอบต้องการเพียง 1 อิเล็กตรอนเช่นเดียวกับธาตุหมู่ 7A ดังนั้นในตารางธาตุอาจจัดวางตำแหน่ง H ไว้ในหมู่ 1A หรืออาจวางอยู่ระหว่างหมู่ 1A กับ 7A

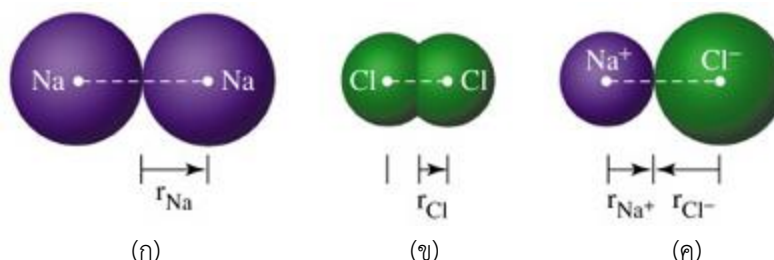
3.1.3 แนวโน้มสมบัติของธาตุตามตารางธาตุ

แนวโน้มสมบัติของธาตุในหน่วยเรียนนี้จะพิจารณาธาตุเรฟรีเซนเทฟเป็นสำคัญ เนื่องจากแนวโน้มของสมบัติต่างๆ เปลี่ยนแปลงตามเลขอะตอมอย่างเห็นได้ชัด

1) ขนาดอะตอมกับฟังก์ชันฟิรอร์ดิก

1.1) ขนาดอะตอม

การหาขนาดของอะตอมที่แน่นอนทำได้ยากมาก เนื่องจากไม่สามารถกำหนดขอบเขตที่แน่นอนของกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนที่โคจรรอบนิวเคลียส ดังนั้นในการวัดขนาดอะตอมจะกำหนดให้อะตอมมีรูปร่างเป็นทรงกลมและบอกขนาดเป็นรัศมีอะตอมตามแรงที่เกิดขึ้นของพันธะคือ รัศมีโคเวเลนต์ (covalent radius) รัศมีแวนเดอร์วาลส์ (Van der Waals radius) รัศมีไอออน (ionic radius) และรัศมีโลหะ (metallic radius) ดังนั้นเมื่อกล่าวถึงขนาดอะตอมควรระบุด้วยว่าใช้รูปแบบใด การวัดระยะระหว่างอะตอมหรือความยาวพันธะในโมเลกุลหรือในผลึกจะวัดจากรัศมีอะตอมที่เกิดโมเลกุลหรือสารประกอบ ดังแสดงในภาพที่ 3.11

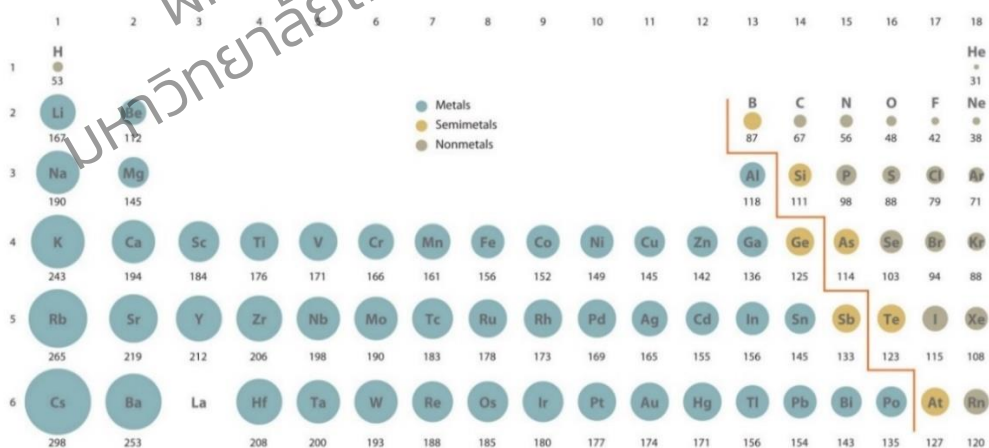


ภาพที่ 3.11 ระยะรัศมีอะตอม (ก) รัศมีโลหะ (ข) รัศมีโคเวเลนต์ และ (ค) รัศมีไอออน.

ที่มา: http://wps.prenhall.com/esm_hillpetrucci_genchem_4/0,8603,1079855-,00.html

1.2) แนวโน้มขนาดอะตอม

สมบัติฟิรอร์ดิกของขนาดอะตอมจะแปรไปตามเลขอะตอม การพิจารณาแนวโน้มขนาดอะตอมต้องคำนึงถึงปัจจัยที่มีส่วนกำหนดขนาดอะตอมคือ ระยะระหว่างนิวเคลียสกับเวเลนซ์อิเล็กตรอน เพราะอาจถูกบดบังจากอิเล็กตรอนวงใน หรือการผลักกันเองระหว่างอิเล็กตรอนในระดับพลังงานเดียวกันหรือต่าง ระดับพลังงานจะไปหักล้างแรงดึงดูดของนิวเคลียสที่มีต่ออิเล็กตรอนวงนอกๆ ทำให้อำนาจดึงดูดที่นิวเคลียสน้อยกว่าที่ควรจะเป็น แนวโน้มขนาดอะตอมตามหมู่และตามคาบ แสดงในภาพที่ 3.12



ภาพที่ 3.12 แนวโน้มรัศมีอะตอมของธาตุในตารางธาตุ (หน่วยพิโกเมตร).

ที่มา: Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

2.1) ธาตุในหมู่เดียวกัน ขนาดอะตอมจะเพิ่มขึ้นจากบนลงมาข้างล่าง เช่นธาตุหมู่ 1A ขนาดอะตอม Na ใหญ่กว่าอะตอม Li หรือธาตุหมู่ 7A ขนาดอะตอม Cl ใหญ่กว่าอะตอม F การที่ขนาดอะตอมใหญ่ขึ้น เพราะจำนวนระดับพลังงานของอิเล็กตรอนเพิ่มขึ้น (n เพิ่มขึ้น) เมื่อขึ้นคาบใหม่เท่ากับเพิ่มระดับพลังงานหลักเข้ามาอีกหนึ่งระดับ การเพิ่มจำนวนระดับพลังงาน (n) เป็นปัจจัยที่สำคัญกว่าการเพิ่มประจุบวกที่นิวเคลียส

2.2) ธาตุในคาบเดียวกัน (มีระดับพลังงานหลักเท่ากัน) ขนาดอะตอมลดลงจากซ้ายไปขวา เนื่องจากธาตุทางขวามือมีเลขอะตอมมากกว่าทำให้นิวเคลียสมีแรงดึงดูดอิเล็กตรอนมากกว่าจึงทำให้รัศมีมีวงโคจรของอิเล็กตรอนลดลง (ยกเว้น อะตอมของแก๊สมีสกุลเพราะอิเล็กตรอนในวงนอกสุดครบ 8 อิเล็กตรอนซึ่งมีความเสถียรสูงมาก)

ส่วนธาตุแทรนซิชันมีแบบแผนของขนาดอะตอมที่แตกต่างไป คือในคาบเดียวกันมีขนาดอะตอมใกล้เคียงกัน ทั้งนี้เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น อิเล็กตรอนจะเพิ่มทีละหนึ่งอิเล็กตรอนในระดับพลังงานวงใน ส่วนจำนวนอิเล็กตรอนระดับพลังงานวงนอกยังคงเท่าเดิม เช่น ธาตุแทรนซิชันในคาบที่ 4 เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น อิเล็กตรอนจะเพิ่มขึ้นในออร์บิทัล-3d ทีละ 1 อิเล็กตรอน ในขณะที่อิเล็กตรอนระดับวงนอกเป็นออร์บิทัล-4s (ยังคงมีอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอนเท่ากัน เช่นเดิม) ดังนั้นอำนาจการดึงดูดระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4s จะเปลี่ยนแปลงเพียงเล็กน้อย ขนาดอะตอมของธาตุแทรนซิชันในคาบเดียวกันจึงเปลี่ยนไปเพียงเล็กน้อย

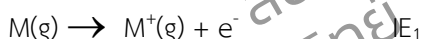
2) พลังงานไอออไนเซชันกับฟังก์ชันฟิรอร์ดิก

2.1) พลังงานไอออไนเซชัน

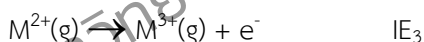
พลังงานไอออไนเซชัน (ionization energy, IE) หรือพลังงานการแตกตัวเป็นไอออน คือ พลังงานน้อยที่สุดที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานสุดท้ายออกจากอะตอมในสถานะแก๊สให้กลายเป็นไอออนบวก

ค่าพลังงานไอออไนเซชัน เรียกว่า “ค่า IE” ซึ่งใช้บอกถึงปริมาณพลังงานอย่างน้อยที่สุดที่ต้องใช้เพื่อบังคับให้อิเล็กตรอนหลุดออกจากอะตอม หรืออาจกล่าวอีกทางหนึ่งของค่า IE จะเป็นค่าที่ใช้บอกแรงยึดเหนี่ยวของอิเล็กตรอนที่ถูกยึดไว้ในอะตอม ถ้าอะตอมมีค่า IE สูง แสดงว่าแรงยึดเหนี่ยวที่นิวเคลียสมีต่ออิเล็กตรอนมีค่ามาก อิเล็กตรอนจะหลุดออกได้ยาก

พลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนตัวที่หนึ่ง (ที่อยู่ในพลังงานสุดท้าย) เรียกว่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 เขียนย่อเป็น IE_1 กล่าวคือ เมื่อ M แทนอะตอมธาตุโลหะเกิดแตกตัวเป็นไอออน ดังสมการ



เนื่องจากอะตอมสามารถถูกดึงเวเลนซ์อิเล็กตรอนได้มากกว่า 1 อิเล็กตรอน (ยกเว้น H) ดังนั้น ค่า IE จึงมีได้มากกว่า 1 ค่า เช่นถ้าดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 2 และ 3 ออกจากอะตอมจะเรียกว่า พลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 2 และ 3 เขียนแทนได้ด้วย IE_2 และ IE_3 ตามลำดับ



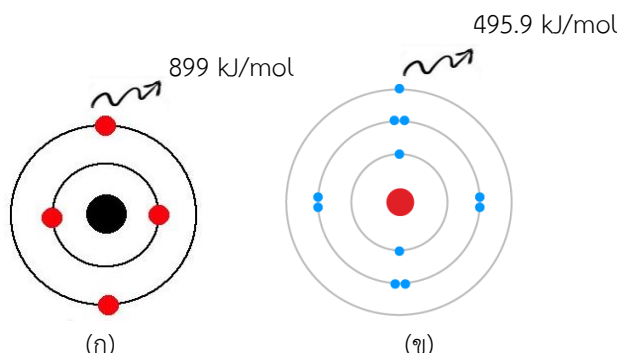
ค่า IE มีหน่วยเป็น กิโลจูลต่อโมล (kJ/mol)

ตัวอย่าง พลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 1, 2 และ 3 ของอะตอมเบริลเลียม (Be)



พิจารณาการจัดเรียงอิเล็กตรอนของ Be เป็น $1s^2 2s^2$ ดังภาพที่ 3.13(ก) จะเห็นว่าถ้าต้องการดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 2 ออกจาก Be^+ จะต้องใช้พลังงานมากกว่าตัวแรกประมาณ 2 เท่า เนื่องจากอิทธิพลแรงดึงดูดระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนที่เหลือในระดับพลังงานสุดท้ายมีมากขึ้น แต่ถ้าต้องการดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 3 ออกอีก จะเห็นว่าจะต้องดึง

อิเล็กตรอนในออร์บิทัล-1s ซึ่งอยู่ใกล้นิวเคลียสมากที่สุด จึงมีแรงดึงดูดมาก ดังนั้นจะต้องใช้พลังงานเกือบ 10 เท่าของการดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 2 ออก ค่า IE ของอะตอมบางชนิดแสดงในตารางที่ 3.6



ภาพที่ 3.13 แสดงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานของ (ก) อะตอมเบริลเลียม และ (ข) อะตอมโซเดียม

ในทำนองเดียวกัน การดึงอิเล็กตรอน 1 ตัวออกจากอะตอม Na ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) จะใช้พลังงานไม่สูงนัก เนื่องจากการดึงอิเล็กตรอนออกจากออร์บิทัล-3s ที่มีอิเล็กตรอนเพียงตัวเดียว ดังภาพที่ 3.13(ข) แต่หากมีการดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 2 จะต้องใช้พลังงานมากถึง 10 เท่าของพลังงานในการดึงอิเล็กตรอนตัวแรก ดังนั้น Na จึงเกิดปฏิกิริยาเคมีกับอะตอมอื่นๆ ได้ในรูปสารประกอบที่มีประจุบวก 1 เท่านั้น (Na^+) โดยจะไม่พบสารประกอบในรูป Na^{2+} หรือ Na^{3+}

ตารางที่ 3.6 ค่าพลังงานไอออไนเซชันของอะตอมบางชนิด (kJ/mol)

เลขอะตอม	ธาตุ	IE ₁	IE ₂	IE ₃	IE ₄	IE ₅	IE ₆
1	H	1,311					
2	He	2,372	5,251				
3	Li	520	7,300	11,815			
4	Be	899	1,757	14,850	21,005		
5	B	801	2,430	3,660	25,000	32,820	
6	C	1,086	2,350	4,620	6,220	38,000	47,261
7	N	1,400	2,860	4,580	7,500	9,400	53,000
8	O	1,314	3,390	5,300	7,470	11,000	13,000
9	F	1,680	3,370	6,050	8,400	11,000	15,200
10	Ne	2,080	3,950	6,120	9,370	12,200	15,000
11	Na	496	4,560	6,900	9,540	13,400	16,600
12	Mg	738	1,450	7,730	10,500	13,600	18,000
13	Al	577	1,820	2,750	11,600	14,800	18,400
14	Si	786	1,580	3,230	4,360	16,000	20,000
15	P	1,012	1,904	2,910	4,960	6,240	21,000
16	S	999	2,250	3,360	4,660	6,990	8,500
17	Cl	1,256	2,297	3,820	5,160	6,540	9,300
18	Ar	1,520	2,666	3,900	5,770	7,240	8,800
19	K	419	3,052	4,410	5,900	8,000	9,600
20	Ca	590	1,145	4,900	6,500	8,100	11,000

ที่มา: ดัดแปลงจาก Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p344

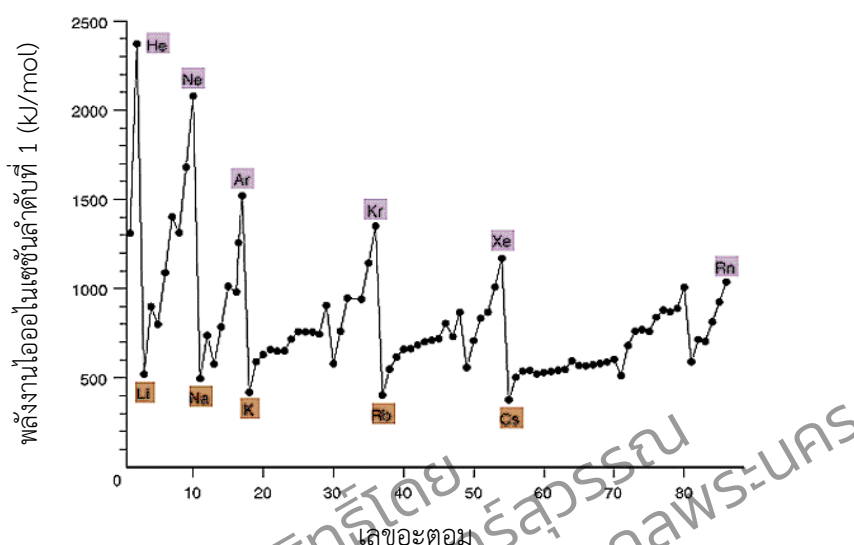
ค่า IE ใช้บอกแนวโน้มการเกิดเป็นไอออนบวกของอะตอม คืออะตอมที่มีค่า IE ต่ำจะแตกตัวเป็นไอออนบวกได้ง่ายกว่าอะตอมที่มีค่า IE สูง เนื่องจากแรงยึดเหนี่ยวระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนมีน้อย และบอกความไวของอะตอมต่อปฏิกิริยาเคมี อะตอมที่มีค่า IE ต่ำจะมีความว่องไวต่อปฏิกิริยาเคมีมาก เช่น

- โลหะแอลคาไล (หมู่ 1A) มีค่า IE ต่ำ ดังนั้น ธาตุหมู่ 1A จึงว่องไวต่อปฏิกิริยาเคมีมาก ระหว่างโลหะแอลคาไลด้วยกัน ธาตุด้านล่างจะแตกตัวเป็นไอออนบวกได้ง่ายกว่าธาตุที่อยู่เหนือขึ้นไปในหมู่เดียวกัน ดังนั้นถ้าเรียงความว่องไวทางเคมีจากมากไปน้อยจะได้คือ $\text{Cs} > \text{Rb} > \text{K} > \text{Na} > \text{Li}$

- โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท (หมู่ 2A) มีค่า IE สูงกว่าหมู่ 1A ดังนั้นมีความว่องไวต่อปฏิกิริยาจะน้อยกว่าธาตุหมู่ 1A

2.2) แนวโน้มของค่า IE

ค่า IE เป็นฟังก์ชันพีริออดิกเมื่อเรียงตามเลขอะตอม แนวโน้มค่า IE_1 แสดงในภาพที่ 3.14



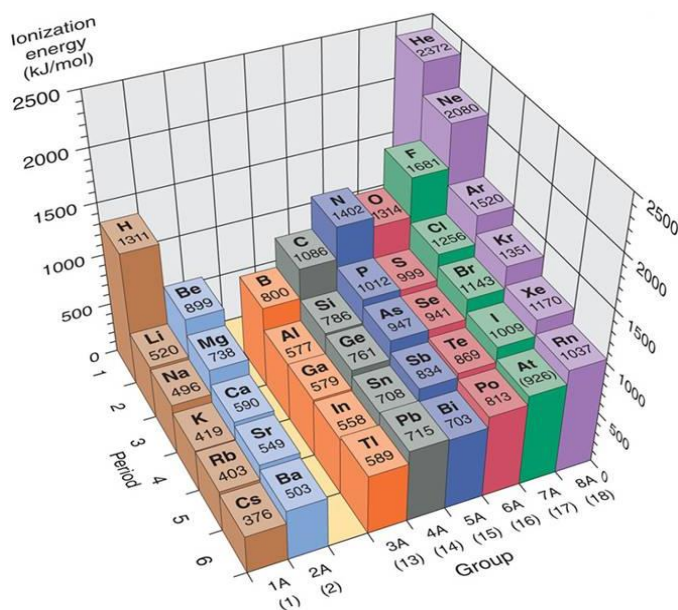
ภาพที่ 3.14 แนวโน้มพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1

ที่มา: ดัดแปลงจาก Silberberg, Principle of General Chemistry. 2013. p261

ธาตุในหมู่เดียวกัน ค่า IE ลดลงจากบนลงล่าง เนื่องจากปัจจัยหลัก 2 ประการคือ

(1) เมื่อขนาดอะตอมใหญ่ขึ้น ระยะห่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนวงนอกสุดจะอยู่ห่างกันมากขึ้นตามไปด้วย ส่งผลให้แรงดึงดูดที่นิวเคลียสมีต่ออิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานสุดท้ายน้อยลง ดังนั้น พลังงานที่ใช้ในการดึงเวเลนซ์อิเล็กตรอนให้หลุดออกอะตอมจึงไม่สูงมากนัก (ตารางที่ 3.7)

(2) จำนวนชั้นระดับพลังงานของอิเล็กตรอนที่เพิ่มขึ้นตามคาบเสมือนเป็นกำแพงกันแรงดึงดูดระหว่างนิวเคลียสกับเวเลนซ์อิเล็กตรอน ทำให้แรงยึดเหนี่ยวมีค่าน้อยลง



ภาพที่ 3.15 รูปสามมิติแสดงแนวโน้มพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 ของธาตุเพริเซนต์เทพิฟ
ที่มา: Silberberg. Principle of General Chemistry. 2013. p262

ตารางที่ 3.7 ค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 ของธาตุหมู่ 1A

ธาตุ	เลขอะตอม	การจัดเรียงอิเล็กตรอน	รัศมีอะตอม (pm)	IE ₁ (kJ/mol)
Li	3	1s ² 2s ¹	167	520
Na	11	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	190	496
K	19	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹	243	419
Rb	37	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 5s ¹	265	403
Cs	55	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶ 6s ¹	298	376

ธาตุในคาบเดียวกัน ค่า IE จะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา เนื่องจากธาตุทางขวาของตารางธาตุมีเลขอะตอม (จำนวนโปรตอน) เพิ่มขึ้นธาตุละ 1 โปรตอน ทำให้นิวเคลียสมีแรงดึงดูดอิเล็กตรอนได้มากขึ้น ทำให้อิเล็กตรอนหลุดจากอะตอมได้ยาก แต่ต่ออะตอมที่มีโครงแบบอิเล็กตรอนแบบครึ่ง (half-filled) จะมีค่า IE สูงกว่าแนวโน้มปกติเล็กน้อย เช่นเบริลเลียม (Be) และไนโตรเจน (N)

ยกตัวอย่างธาตุในคาบที่ 2 จาก Li ถึง Ne เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น ประจุบวกในนิวเคลียสเพิ่มขึ้นทีละหนึ่งหน่วยและอิเล็กตรอนเพิ่มขึ้นทีละ 1 อิเล็กตรอนในระดับพลังงานเดียวกัน ประจุบวกในนิวเคลียสยิ่งมากขึ้น แรงดึงดูดที่นิวเคลียสมีต่ออิเล็กตรอนตัวนอกจะมีมากขึ้น

ตารางที่ 3.8 ค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 ของธาตุในคาบที่ 2

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
จำนวนโปรตอน	3	4	5	6	7	8	9	10
รัศมีโคเวเลนต์ (pm)	167	112	87	67	56	48	42	38
พลังงานไอออไนเซชัน	520	899	801	1,086	1,402	1,314	1,681	2,081

2.3) พลังงานไอออไนเซชันของแก๊สมีสกุล

แก๊สมีสกุลมีค่า IE สูงมากเมื่อเทียบกับธาตุในคาบเดียวกัน ดังตารางที่ 3.9 เนื่องจากโครงสร้างอิเล็กตรอนเป็นการบรรจุแบบเต็ม (full-field)

ตารางที่ 3.9 ค่าพลังงานไอออไนเซชันของแก๊สมีสกุล (หมู่ 8A)

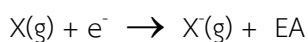
ธาตุ	การจัดเรียงอิเล็กตรอน	IE ₁ (kJ/mol)
He	1s ²	2,372
Ne	1s ² 2s ² 2p ⁶	2,080
Ar	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶	1,520
Kr	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	1,351
Xe	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶	1,170
Rn	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 6s ² 5d ¹⁰ 6p ⁶	1,037

3) สัมพรรคภาพอิเล็กตรอนกับฟังก์ชันพรีออดิก

3.1) ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน

สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (electron affinity, EA) เรียกว่า ค่า EA คือพลังงานที่คายออกมาเมื่ออะตอมในสถานะแก๊สรับอิเล็กตรอนเพิ่มเข้าไปในอะตอม แล้วกลายเป็นไอออนลบ

เมื่อสมมติ X คืออะตอมของธาตุโลหะ เขียนสมการทั่วไปคือ



ค่า EA บอกให้ทราบความง่ายที่อะตอมจะรับอิเล็กตรอนเข้ามาเพิ่ม กำหนดให้ค่า EA มีเครื่องหมายเป็นลบ (เนื่องจากการคายพลังงาน) ถ้าค่า EA เป็นลบค่ามาก แสดงว่าอะตอมนั้นสามารถรับอิเล็กตรอนได้ดีหรือชอบรับอิเล็กตรอน เกิดเป็นไอออนลบได้ง่าย เช่น Cl และ O



ในทางตรงกันข้าม ถ้าค่า EA เป็นลบค่าน้อยๆ หรือค่าเป็นบวก แสดงว่าอะตอมนั้นจะเกิดเป็นไอออนลบได้ยาก อะตอมนั้นไม่ชอบรับอิเล็กตรอน เช่น Be, B และ N เป็นต้น

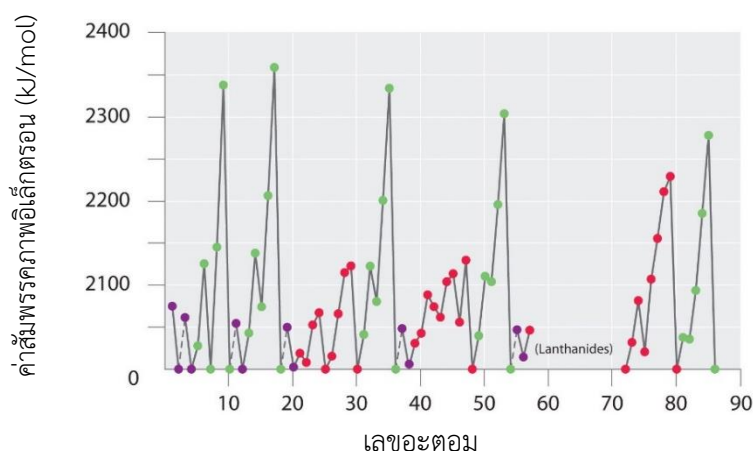
ค่า EA ขึ้นอยู่กับหลายปัจจัยเช่น ขนาดอะตอม จำนวนระดับพลังงานของอิเล็กตรอน และโครงสร้างอิเล็กตรอน ซึ่งการวัดค่า EA ทำได้ยากมาก ทำให้ทราบค่าแน่นอนเพียงไม่กี่ธาตุ ดังแสดงในภาพที่ 3.16

1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
H -72.8							He (+21)
Li -59.6	Be (+241)	B -26.7	C -122	N 0	O -141	F -328	Ne (+29)
Na -52.9	Mg (+230)	Al -42.5	Si -134	P -72.0	S -200	Cl -349	Ar (+34)
K -48.4	Ca (+156)	Ga -28.9	Ge -119	As -78.2	Se -195	Br -325	Kr (+39)
Rb -46.9	Sr (+167)	In -28.9	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe (+40)
Cs -45.5	Ba (+52)	Tl -19.3	Pb -35.1	Bi -91.3	Po -183	At -270	Rn (+41)

ภาพที่ 3.16 ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนของธาตุพรีเซนเททีฟ
ที่มา: Silberberg. Principle of General Chemistry. 2013. p264

3.2) แนวโน้มของค่า EA

แนวโน้มของค่า EA แสดงดังภาพที่ 3.17 สรุปเป็นแนวโน้มได้ดังนี้



ภาพที่ 3.17 แนวโน้มค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน

ที่มา: Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online)

(1) ธาตุในหมู่เดียวกัน ค่า EA จะต่างกันไม่มากนัก แต่พอสรุปได้ว่า ค่า EA ลดลงจากข้างบนลงข้างล่าง (ตัวเลขลบน้อยกว่า) เพราะขนาดของอะตอมใหญ่ขึ้นตามจำนวนระดับพลังงาน ถึงแม้ประจุบวกที่นิวเคลียสเพิ่มขึ้นคาบละ 8 หน่วย แต่เมื่อคำนึงถึงจำนวนอิเล็กตรอนที่กั้นระหว่างนิวเคลียสกับเวเลนซ์อิเล็กตรอนแล้วทำให้อำนาจแรงดึงดูดของประจุบวกน้อยลงไปมาก ส่วนแก๊สมีสกุลไม่มีแนวโน้มที่จะรับอิเล็กตรอน

(2) ธาตุในคาบเดียวกัน ค่า EA จะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา กล่าวคือธาตุอโลหะมีแนวโน้มจะรับอิเล็กตรอนได้ดีกว่าธาตุโลหะ โดยทั่วไป ค่า EA ของโลหะมีค่าเป็นลบมาก (หรือเป็นลบน้อยกว่า) กว่าของอโลหะ เมื่อพิจารณาจากขนาดอะตอม อะตอมที่มีขนาดเล็กจะรับอิเล็กตรอนง่ายกว่าอะตอมขนาดใหญ่ เพราะประจุบวกที่นิวเคลียสส่งแรงดึงดูดอิเล็กตรอนไว้ได้ดีกว่า เนื่องจากระยะห่างระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนน้อย ดังนั้นในการเกิดไอออนลบ อะตอมขนาดเล็กจะคายพลังงานออกมามากกว่าอะตอมใหญ่ ธาตุแฮโลเจน (หมู่ 7A) มีค่า EA เป็นลบมากที่สุดเพราะการรับ 1 อิเล็กตรอนเข้ามาจะทำให้อะตอมของธาตุแฮโลเจนมีการจัดอิเล็กตรอนแบบเต็มเหมือนกับแก๊สมีสกุล เช่น โครงแบบอิเล็กตรอนของ F เป็น $1s^2 2s^2 2p^6$ ซึ่งเหมือนกับ Ne

4) สภาพไฟฟ้าลบกับฟังก์ชันฟิรอดีค

4.1) สภาพไฟฟ้าลบ

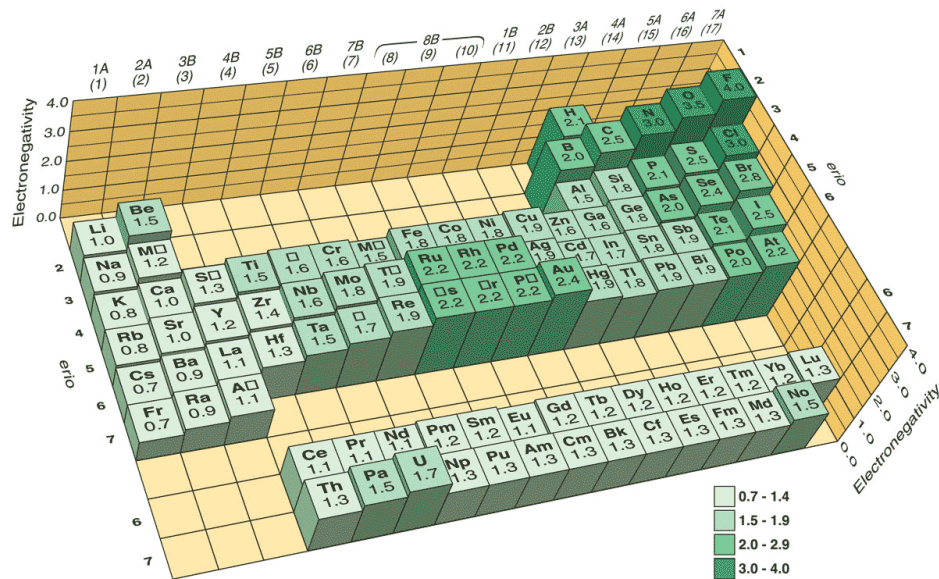
ค่าสภาพไฟฟ้าลบ หรือค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี (electronegativity) เรียกว่า “ค่า EN” คือ ค่าแสดงความสามารถของอะตอมในการดึงอิเล็กตรอนเข้าหาตัวเอง

อำนาจในการดึงอิเล็กตรอนอาจเป็นได้ทั้งแบบสมบูรณ์ (complete transfer) คืออิเล็กตรอนถูกดึงไปยังอะตอมที่มีค่า EN สูงกว่าอย่างสิ้นเชิง (พันธะไอออนิก) หรือเป็นการดึงแบบบางส่วน (partial transfer) ซึ่งความหนาแน่นของอิเล็กตรอนจะอยู่บริเวณอะตอมที่มีค่า EN สูงกว่า (พันธะโควาเลนต์)

อะตอมที่มีค่า EN สูง แสดงว่าอะตอมนั้นดึงอิเล็กตรอนเข้าหาตัวเองได้ดี เรียกว่า พวกที่ชอบอิเล็กตรอน (อิเล็กโตรไฟล์, electrophile) ส่วนอะตอมที่มีค่า EN ต่ำ แสดงว่าความสามารถในการดึงอิเล็กตรอนน้อย อาจเรียกว่า พวกชอบให้อิเล็กตรอน (นิวคลีโอไฟล์, nucleophile)

ตารางเปรียบเทียบค่า EN ที่นิยมใช้มากที่สุดคือ ตารางของพอลิง (Linus Carl Pauling) นักเคมีรางวัลโนเบลสาขาเคมี ในปี ค.ศ.1954 โดยคำนวณค่า EN จากพลังงานพันธะ แล้วได้กำหนดมาตราส่วนเปรียบเทียบค่า EN ของ

อะตอมต่างๆ เพื่อแสดงแนวโน้มในการรับอิเล็กตรอนของธาตุ โดยกำหนดให้ F มีค่า EN สูงที่สุดคือเท่ากับ 4.0 และ Fr มีค่า EN ต่ำสุดคือเท่ากับ 0.7 แสดงในภาพที่ 3.18



ภาพที่ 3.18 แนวโน้มค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของพอลิง

ที่มา: Silberberg, Principle of General Chemistry. 2013. p294

4.2) แนวโน้มของค่า EN

- 1) ธาตุในหมู่เดียวกัน แนวโน้มของค่า EN ลดจากข้างบนลงมาข้างล่าง เนื่องจากอะตอมมีขนาดใหญ่ขึ้น ความสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนลดน้อยลงไป
- 2) ธาตุในคาบเดียวกัน ค่า EN เพิ่มขึ้นจากทางซ้ายไปทางขวา เนื่องจากรัศมีของอะตอมลดลง ประจุบวกที่นิวเคลียสเพิ่มขึ้นตามเลขอะตอม นิวเคลียสของอะตอมเล็กดึงดูดอิเล็กตรอนได้ดีกว่าอะตอมใหญ่ ประกอบกับประจุบวกที่นิวเคลียสเพิ่มขึ้นด้วย
- 3) ธาตุหมู่ 7A (แฮโลเจน) มีค่า EN สูง ส่วนธาตุหมู่ 1A และ 2A มีค่า EN ต่ำ โดยที่ Cs และ Fr ซึ่งเป็นธาตุกัมมันตรังสีหายาก มีค่าต่ำที่สุด
- 4) พวกธาตุแทรนซิชันมีค่า EN ใกล้เคียงกัน
- 5) พวกแก๊สมีสกุลมีค่า EN ไม่นั่นอน

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

1. จงบอกแนวความคิดการสร้างตารางธาตุของเดอเบอ์ไรเนอร์
2. จงบอกกฎออกเตฟ (law of octaves) ตามแนวคิดของนิวแลนด์
3. อธิบายแนวความคิดการสร้างตารางธาตุของเมนเดเลเยฟ
4. อธิบายแนวความคิดการสร้างตารางธาตุของโมสลีย์
5. จงบอกตำแหน่งของธาตุหมู่หลัก และธาตุแทรนซิชันในตารางธาตุปัจจุบัน
6. จงระบุตำแหน่งของเทอมต่อไปนี้ในตารางธาตุ
 - (1) โลหะแอลคาไล (2) แก๊สมีสกุล (3) อนุกรมแลนทาไนด์ (4) แฮโลเจน (5) ฮาลโคเจน
 - (6) อนุกรมแอกทิไนด์ (7) โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท
7. จงระบุตำแหน่งของเทอมต่อไปนี้ในตารางธาตุ
 - (1) ธาตุโลหะ (2) ธาตุอโลหะ (3) เส้นขั้นบันได
8. จงอธิบายตำแหน่งธาตุในตารางธาตุที่สัมพันธ์กับการจัดเรียงอิเล็กตรอน ยกตัวอย่างธาตุหมู่ A ประกอบ
9. จงอธิบายความหมายของฟังก์ชันฟิรอดีคต่อไปนี้
 - 1) ขนาดอะตอม
 - 2) พลังงานไอออไนเซชัน
 - 3) สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน
 - 4) สภาพไฟฟ้าลบ
10. จงบอกแนวโน้มของพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 (IE_1) ที่เพิ่มขึ้นจากน้อยไปมากของกลุ่มธาตุต่อไปนี้
 - 1) Kr, He, Ar
 - 2) Sb, Te, Sn
 - 3) K, Ca, Rb
 - 4) I, Xe, Cs
11. จงอธิบายเหตุผลเพราะเหตุใด N จึงมีค่า IE_1 มากกว่า O ทั้งที่แนวโน้มค่า IE_1 จะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวาในคาบเดียวกัน

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 6

หน่วยเรียนที่ 3 สมบัติฟิสิกส์ ธาตุเรฟรีเซนเททีฟ อโลหะ และโลหะแทรนซิชัน
บทเรียนที่ 3.2 ธาตุเรฟรีเซนเททีฟ อโลหะและโลหะแทรนซิชัน

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจธาตุเรฟรีเซนเททีฟ อโลหะและโลหะแทรนซิชัน

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายธาตุเรฟรีเซนเททีฟ
2. อธิบายอโลหะ
3. อธิบายโลหะแทรนซิชัน

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย
2. กิจกรรมกิจกรรมในห้องเรียนและกิจกรรมการบ้าน

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

เอกสารประกอบการสอน

เอกสาร powerpoint

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

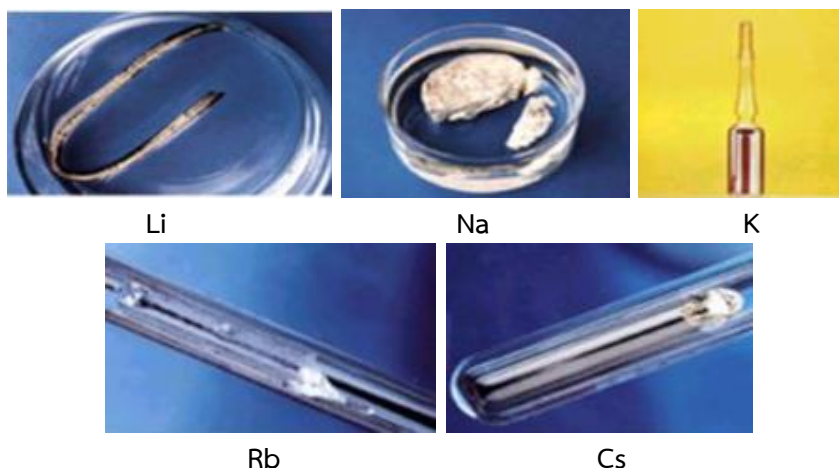
<http://facebook.com/chemographics>

<http://slideshare.net/woravith>

การวัดผล

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

ลิขสิทธิ์โดย
ผศ.ดร.วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ
มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร



ภาพที่ 3.20 ลักษณะของธาตุหมู่ 1A. ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p351



ภาพที่ 3.21 ลักษณะสีเปลวไฟของธาตุหมู่ 1A

ตารางที่ 3.10 สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 1A

สมบัติ	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
เลขอะตอม	3	11	19	37	55	87
มวลอะตอม	6.95	23.0	39.1	85.5	132.9	223.0
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	[He]2s	[Ne]3s	[Ar]4s ¹	[Kr]5s ¹	[Xe]6s ¹	[Rn]7s ¹
รัศมีอะตอม (pm)	167	190	243	265	298	-
รัศมีไอออน (pm)	76	102	138	152	167	-
ค่า IE ₁ (kJ/mol)	520	496	419	403	376	393
ค่า IE ₂ (kJ/mol)	7,298	4,562	3,052	2,633	2,233	-
ค่า EA (kJ/mol)	-59.6	-52.9	-48.4	-46.9	-45.5	-
ค่า EN (kJ/mol)	1.0	0.9	0.8	0.8	0.7	0.7
ความหนาแน่น (g/cm ³)	0.53	0.97	0.89	1.53	1.93	-
จุดหลอมเหลว (°C)	180.5	97.8	63.5	39.3	28.5	27
จุดเดือด (°C)	1,342	883	759	688	671	-
ค่าการนำไฟฟ้า	18.6	37.9	25.9	12.7	8.0	-
ความแข็ง	0.6	0.4	0.5	0.3	0.2	-
E ⁰ (V)	-3.04	-2.71	-2.93	-2.98	-3.03	-
สีเปลวไฟ	แดงเข้ม	เหลือง	ม่วงอ่อน	ม่วง	ฟ้า	-

ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

1.2) สมบัติทางเคมี

สมบัติทางเคมีของโลหะแอลคาไลพิจารณาได้จากค่า IE ที่ต่ำสุดในคาบเดียวกัน เพราะเป็นการสูญเสียเวเลนซ์อิเล็กตรอนในออร์บิทัล-ns¹ เกิดเป็นไอออนบวกได้ง่าย ดังนั้นโลหะแอลคาไลจึงมีความว่องไวในการเกิดปฏิกิริยาเคมีมาก การเก็บโลหะแอลคาไลต้องเก็บไว้ในที่ไม่ให้ถูกความชื้นหรืออากาศ เช่น ต้องเก็บไว้ในน้ำมันก๊าด หรือน้ำมันพาราฟิน หรือภาชนะสุญญากาศ

ปฏิกิริยาเคมีของโลหะแอลคาไล เมื่อสมมติ M แทนธาตุหมู่ 1A ปฏิกิริยาเคมีพอสรุปเป็นตัวอย่างดังนี้

2.1) ธาตุหมู่ 1A ทำปฏิกิริยากับธาตุแฮโลเจน (7A) ได้ทุกธาตุ

ปฏิกิริยาทั่วไป $2M(s) + X_2(g) \rightarrow 2MX(s)$

$2Na(s) + Cl_2(g) \rightarrow 2NaCl$

2.2) ธาตุหมู่ 1A ทำปฏิกิริยากับแก๊สออกซิเจนในปริมาณที่มากเกินไปจนก่อให้เกิดเป็นสารประกอบออกไซด์

ปฏิกิริยาทั่วไป $4M(s) + O_2(g) \rightarrow 2M_2O(s)$

$4Li(s) + O_2(g) \rightarrow 2Li_2O(s)$

2.3) ทำปฏิกิริยาที่รุนแรงกับน้ำที่อุณหภูมิห้อง (เกิดเบส กับแก๊ส H₂)

ปฏิกิริยาทั่วไป $2M(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2MOH(aq) + H_2(g)$

$2Na(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2NaOH(aq) + H_2(g)$

2.4) ออกไซด์ของธาตุหมู่ 1A ทำปฏิกิริยากับ H₂O ได้สารละลายเป็นเบส และค่าความเป็นเบสเพิ่มขึ้นตามสมบัติความเป็นโลหะของธาตุ คือธาตุที่มีสมบัติความเป็นโลหะมากจะได้สารประกอบที่มีสมบัติเป็นเบสที่แรง

ปฏิกิริยาทั่วไป $M_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2MOH(aq)$

$K_2O(s) + H_2O(l) \rightarrow 2KOH(aq)$

สมบัติความเป็นเบสของธาตุหมู่ 1A เรียงลำดับความแรงจากมากไปน้อยได้ดังนี้ CsOH > RbOH > KOH > NaOH > LiOH

2.5) สารประกอบของธาตุหมู่ 1A มีสมบัติการละลายน้ำได้ดีและจะแตกตัวให้ไอออนบวกและไอออนลบ สารละลายนำไฟฟ้าได้

2.6) ธาตุหมู่ 1A เป็นตัวรีดิวซ์ที่ดี (หรือให้อิเล็กตรอนได้ง่าย)

2.7) ธาตุหมู่ 1A ไม่พบเป็นธาตุอิสระในธรรมชาติ แต่จะพบในรูปของสารประกอบ เช่น NaCl และ KCl เป็นต้น

ตารางที่ 3.11 สารประกอบของธาตุหมู่ 1A และการนำไปใช้ประโยชน์

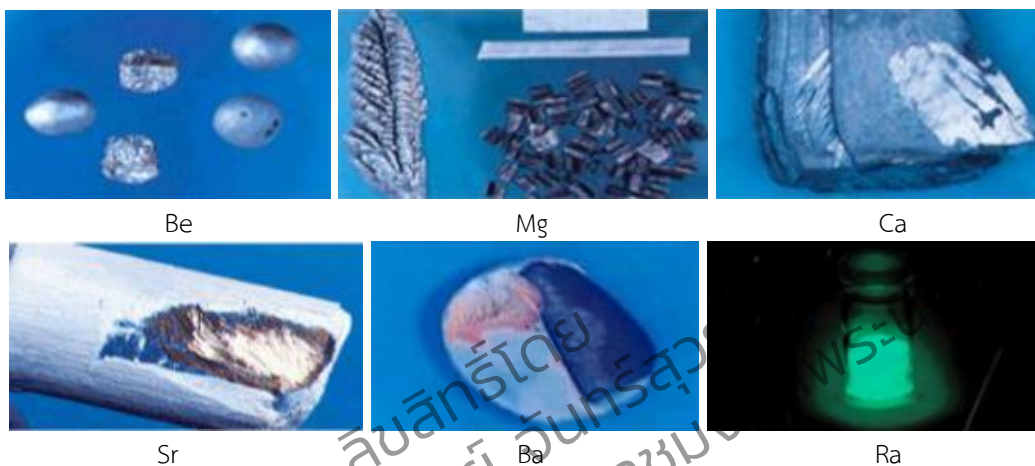
สูตรเคมี	ชื่อทางเคมี	ชื่อสามัญ/ ชื่อทางการค้า	ประโยชน์
NaOH	โซเดียมไฮดรอกไซด์	โซดาไฟ	ใช้ในอุตสาหกรรมทำสบู่ ผงซักฟอก และสารฟอกขาว
NaHCO ₃	โซเดียมไฮโดรเจนคาร์บอเนต	โซดาทำขนม	ทำให้ขนมฟู เนื่องจากเกิดการสลายให้แก๊ส CO ₂ เมื่อได้รับความร้อน ดังสมการ $2NaHCO_3(s) \rightarrow Na_2CO_3(l) + CO_2(g)$
Na ₂ CO ₃	โซเดียมคาร์บอเนต	โซดาซักผ้า หรือโซดาแอช	ใช้ในอุตสาหกรรมทำแก้ว ผงซักฟอก บีโตรเคมี แก้วน้ำ กระด้าง ดังสมการ $Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightarrow CaCO_3(s)$
KMnO ₄	โพแทสเซียมเปอร์แมงกาเนต	ต่างทับทิม	ใช้ฆ่าเชื้อจุลินทรีย์ ใช้ล้างผักสด
NaCl	โซเดียมคลอไรด์	เกลือแกง	ใช้เป็นวัตถุดิบในการผลิตโซดาไฟ โซดาแอช และแก๊สคลอรีน

2) ธาตุหมู่ 2A

ประกอบด้วย เบริลเลียม (beryllium, Be) แมกนีเซียม (magnesium, Mg) แคลเซียม (calcium, Ca) สตรอนเชียม (strontium, Sr) แบเรียม (barium, Ba) และเรเดียม (radium, Ra) ดังภาพที่ 3.25 ธาตุในหมู่ 2A มีชื่อเรียกเฉพาะคือ โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท (alkaline earth) เนื่องจากสารประกอบออกไซด์ของธาตุหมู่นี้มีสมบัติเป็นเบส และสามารถหลอมละลายได้ที่อุณหภูมิสูง

2.1) สมบัติทางกายภาพ

- เป็นธาตุที่ว่องไวต่อการเกิดปฏิกิริยา แต่น้อยกว่าธาตุหมู่ 1A
- มีความหนาแน่นสูง จุดหลอมเหลวสูงและแข็งกว่าธาตุหมู่ 1A มาก
- สามารถทุบม้วนได้ มีความเป็นมันเงา
- สามารถนำไฟฟ้าได้ดี
- มีค่า IE_1 และ IE_2 ต่ำ เนื่องจากโลหะแอลคาไลน์เอิร์ทการสูญเสียอิเล็กตรอนระดับพลังงานสุดท้ายเพื่อเกิดเป็นไอออน M^{2+} ได้ง่าย (เมื่อ M แทนธาตุหมู่ 2A)
- Be และ Mg ไม่แสดงสีในเปลวไฟ ส่วนโลหะ Ca, Sr และ Ba เกิดสีในเปลวไฟ ดังภาพที่ 3.23



ภาพที่ 3.22 ลักษณะของธาตุหมู่ 2A ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p352



ภาพที่ 3.23 ลักษณะสีเปลวไฟของโลหะ Ca, Sr และ Ba

ตารางที่ 3.12 สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 2A

สมบัติ	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
เลขอะตอม	4	12	20	38	56	88
มวลอะตอม	9.00	24.3	40.1	87.6	137.3	226.0
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	[He]2s ²	[Ne]3s	[Ar]4s ²	[Kr]5s ²	[Xe]6s ²	[Rn]7s ²
รัศมีอะตอม (pm)	112	145	194	219	253	-
รัศมีไอออน (pm)	45	72	100	118	135	-
ค่า IE ₁ (kJ/mol)	899	738	590	549	503	-
ค่า IE ₂ (kJ/mol)	1,757	1,451	1,145	1,064	965	-
ค่า EA (kJ/mol)	+241	+230	+156	+156	+152	-
ค่า EN (kJ/mol)	1.5	1.2	1.0	1.0	0.9	0.9
ความหนาแน่น (g/cm ³)	1.85	1.74	1.55	2.64	3.62	~5
จุดหลอมเหลว (°C)	1,278	650	842	777	727	700
จุดเดือด (°C)	2,471	1,090	1,484	1,382	1,897	-
ค่าการนำไฟฟ้า	40	36	46	6.9	3.2	-
ความแข็ง	5	2.0	1.5	1.8	2	-
E ⁰ (V)	-1.85	2.37	-2.87	-2.90	-2.91	-2.8
สีของเปลวไฟ	-	-	ส้ม	แดงเข้ม	เขียว	-

ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

3) ธาตุหมู่ 3A

ประกอบด้วยธาตุโบรอน (boron, B) อะลูมิเนียม (aluminium, Al) แกลเลียม (gallium, Ga) อินเดียม (indium, In) และแทลเลียม (thallium, Tl) ดังภาพที่ 3.24



ภาพที่ 3.24 ลักษณะของธาตุหมู่ 3A. ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p353

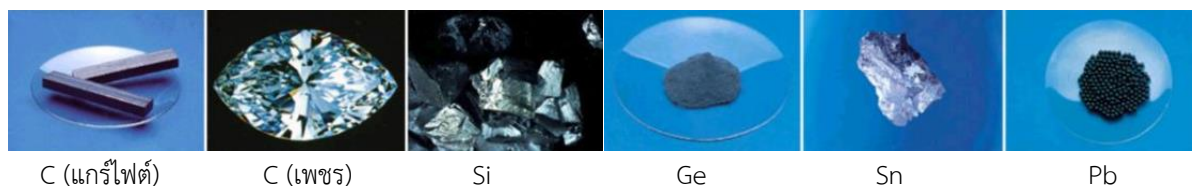
ตารางที่ 3.13 สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 3A

สมบัติ	B	Al	Ga	In	Tl
เลขอะตอม	5	13	31	49	81
มวลอะตอม	10.8	27.0	69.7	114.8	204.4
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	[He]2s ² 2p ¹	[Ne]3s ² 3p ¹	[Ar]4s ² 4p ¹	[Kr]5s ² 5p ¹	[Xe]6s ² 6p ¹
รัศมีอะตอม (pm)	87	118	136	156	156
รัศมีไอออน (pm)	-	54	62	80	150
ค่า IE ₁ (kJ/mol)	800	577	579	558	589
ค่า EA (kJ/mol)	-26.7	-42.5	-28.9	-28.9	-19.3
ค่า EN (kJ/mol)	2.0	1.5	1.6	1.7	1.8
ความหนาแน่น (g/cm ³)	2.35	2.70	5.91	7.31	11.85
จุดหลอมเหลว (°C)	2,180	660	29.8	157	304
จุดเดือด (°C)	~3,650	2,467	2,403	2,080	1,457
ค่าการนำไฟฟ้า	9x10 ⁻¹¹	59.9	5.9	19.0	8.8

ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

4) ธาตุหมู่ 4A

ประกอบด้วยธาตุคาร์บอน (carbon, C) ซิลิคอน (silicon, Si) เจอร์เมเนียม (germanium, Ge) ดีบุก (tin, Sn) และตะกั่ว (lead, Pb) ดังภาพที่ 3.25



ภาพที่ 3.25 ลักษณะของธาตุหมู่ 4A. ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p354

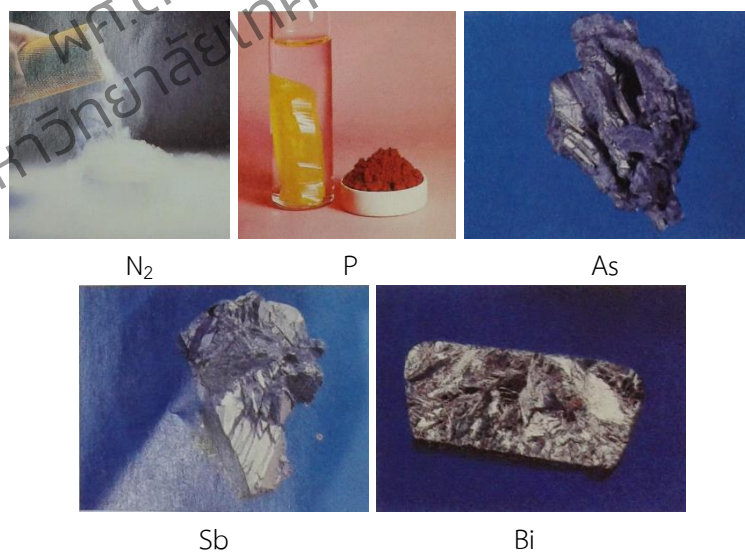
ตารางที่ 3.14 สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 4A

สมบัติ	C	Si	Ge	Sn	Pb
เลขอะตอม	6	14	32	50	82
มวลอะตอม	12.0	28.0	72.6	118.7	207.2
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	[He]2s ² 2p ⁴	[Ne]3s ² 3p ⁴	[Ar]4s ² 4p ⁴	[Kr]5s ² 5p ⁴	[Xe]6s ² 6p ⁴
รัศมีอะตอม (pm)	67	111	125	145	154
รัศมีไอออน (pm)	-	-	-	118	119
ค่า IE ₁ (kJ/mol)	1,086	786	761	708	715
ค่า EA (kJ/mol)	-122	-134	-119	-107	-35.1
ค่า EN (kJ/mol)	2.5	1.8	1.8	1.8	1.9
ความหนาแน่น (g/cm ³)	2.27	2.34	5.32	7.26	11.34
จุดหลอมเหลว (°C)	4,100	1,420	945	232	327
จุดเดือด (°C)	ไม่เสถียร	3,280	2,850	2,623	1,751

ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

5) ธาตุหมู่ 5A

ประกอบด้วยธาตุไนโตรเจน (nitrogen, N) ฟอสฟอรัส (phosphorus, P) สารหนู (arsenic, As) พลวง (antimony, Sb) และบิสมัท (bismuth, Bi) ดังภาพที่ 3.26



ภาพที่ 3.26 ลักษณะของธาตุหมู่ 5A. ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p355

ตารางที่ 3.15 สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 5A

สมบัติ	N	P	As	Sb	Bi
เลขอะตอม	7	15	33	51	83
มวลอะตอม	14.0	31.0	74.9	121.8	209.0
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	[He]2s ² 2p ³	[Ne]3s ² 3p ³	[Ar]4s ² 4p ³	[Kr]5s ² 5p ³	[Xe]6s ² 6p ³
รัศมีอะตอม (pm)	56	98	114	133	143
รัศมีไอออน (pm)	146	212	-	-	103
ค่า IE ₁ (kJ/mol)	1,402	1,012	947	834	703
ค่า EA (kJ/mol)	0	-72.0	-78.2	-103	-91.3
ค่า EN (kJ/mol)	3.0	2.1	2.0	1.9	1.9
ความหนาแน่น (g/cm ³)	0.879	1.82	5.78	6.70	9.81
จุดหลอมเหลว (°C)	-210	44.1	816	631	327
จุดเดือด (°C)	-196	280	615	1,587	1,564

6) ธาตุหมู่ 6A

ประกอบด้วย ธาตุออกซิเจน (oxygen, O) กำมะถัน (sulphur, S) ซีลีเนียม (selenium, Se) เทลลูเรียม (tellurium, Te) และพอลอเนียม (polonium, Po) ดังภาพที่ 3.27



ภาพที่ 3.27 ลักษณะของธาตุหมู่ 6A. ที่มา: Chang and Goldsby, Chemistry. 2013. p356

ตารางที่ 3.16 สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 6A

สมบัติ	O	S	Se	Te	Po
เลขอะตอม	8	16	34	52	84
มวลอะตอม	16.0	32.0	78.9	127.6	209.9
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	[He]2s ² 2p ⁴	[Ne]3s ² 3p ⁴	[Ar]4s ² 4p ⁴	[Kr]5s ² 5p ⁴	[Xe]6s ² 6p ⁴
รัศมีอะตอม (pm)	48	88	103	123	135
รัศมีไอออน (pm)	140	184	198	221	-
ค่า IE ₁ (kJ/mol)	1,314	999	941	869	812
ค่า EA (kJ/mol)	-141	-200	-195	-190	-
ค่า EN (kJ/mol)	3.5	2.5	2.4	2.1	2.0
ความหนาแน่น (g/cm ³)	1.43*	1.86	4.82	6.24	9.20
จุดหลอมเหลว (°C)	-218	115	221	450	254
จุดเดือด (°C)	-183	445	685	990	962
ค่าการนำไฟฟ้า	-118	-34.0	59.5	185	-
สถานะปกติ	แก๊ส	ของแข็ง	ของแข็ง	ของแข็ง	ของแข็ง

ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill, Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

7) ธาตุหมู่ 7A

ประกอบด้วยธาตุฟลูออรีน (fluorine, F) คลอรีน (chlorine, Cl) โบรมีน (bromine, Br) ไอโอดีน (iodine, I) และแอสทาทีน (astatine, At) ดังภาพที่ 3.28

ชื่อเรียกธาตุในหมู่ 7A ว่า แฮโลเจน (halogen) มาจากภาษากรีก halos และ gennao หมายความว่า ตัวทำให้เกิดเกลือ (salt forming)

ธาตุแอสทาทีนพบได้น้อยมากและเป็นธาตุกัมมันตรังสี ทุกไอโซโทปมีอายุสั้น ดังนั้นสมบัติบางประการยังไม่สามารถพิสูจน์ได้อย่างชัดเจน



ภาพที่ 3.28 ลักษณะของธาตุหมู่ 7A. ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p356

ตารางที่ 3.17 สมบัติบางประการของธาตุหมู่ 7A

สมบัติ	F	Cl	Br	I	At
เลขอะตอม	9	17	35	53	85
มวลอะตอม	19.0	35.5	80.0	126.9	210.0
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	[He]2s ² 2p ⁵	[Ne]3s ² 3p ⁵	[Ar]4s ² 4p ⁵	[Kr]5s ² 5p ⁵	[Xe]6s ² 6p ⁵
รัศมีอะตอม (pm)	42	79	94	115	127
รัศมีไอออน (pm)	133	181	196	220	-
ค่า IE ₁ (kJ/mol)	1,681	1,256	1,143	1,009	926
ค่า EA (kJ/mol)	-328	-349	-325	-295	-270
ค่า EN (kJ/mol)	4.0	3.0	2.8	2.5	2.2
ความหนาแน่น (g/cm ³)	1.69*	3.12*	3.12	4.94	-
จุดหลอมเหลว (°C)	-220	-102	-7.3	114	-
ค่าการนำไฟฟ้า	118	-34.0	59.5	185	-
E ⁰ (V)	2.87	1.36	1.07	0.54	-
สถานะปกติ	แก๊ส	แก๊ส	ของเหลว	ของแข็ง	-

ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

1) สมบัติทั่วไปของธาตุแฮโลเจน

- 1.1) ธาตุแฮโลเจนมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 7
- 1.2) ธาตุแฮโลเจนทุกตัวอยู่ในสภาวะโมเลกุลอะตอมคู่ (diatomic molecule) ได้ทั้งสถานะของแข็งของเหลวและแก๊ส โดยยึดเหนี่ยวกันด้วยพันธะโควาเลนต์ และทุกตัวเป็นสารพิษ เช่น F₂ เป็นแก๊สสีเหลืองอ่อน, Cl₂ แก๊สสีเขียวอ่อน, Br₂ เป็นของเหลวสีน้ำตาลแดง และ I₂ เป็นของแข็งสีม่วง
- 1.3) ไม่นำความร้อนและไม่นำไฟฟ้า
- 1.4) มีจุดหลอมเหลวและจุดเดือดต่ำ
- 1.5) มีค่า EA เป็นลบมาก จึงมีสมบัติชอบรับอิเล็กตรอนได้ดี (เกิดเป็นไอออนลบได้ง่าย)

1.6) มีค่า EN สูง

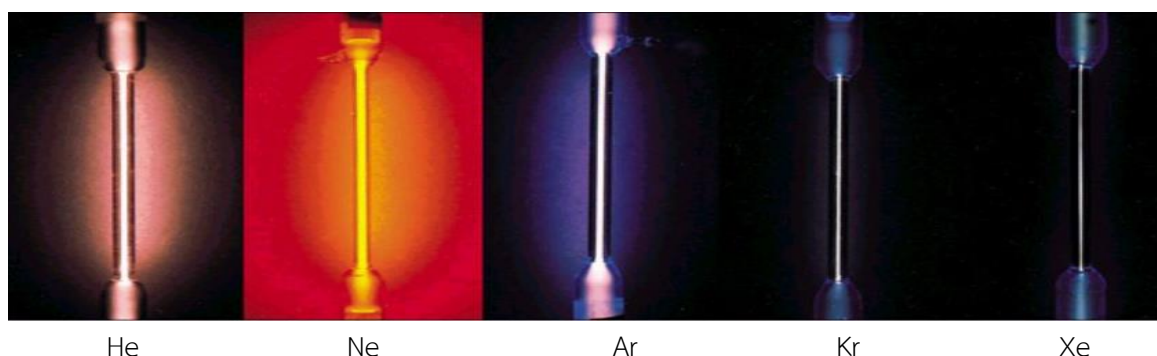
2) ประโยชน์ของธาตุหมู่ 7A

Cl_2 นิยมใช้เติมในการผลิตน้ำสะอาดและเติมในสระว่ายน้ำ เนื่องจาก HOCl ที่เกิดขึ้นสามารถฆ่าเชื้อโรคได้

8) ธาตุหมู่ 8A

ประกอบด้วยฮีเลียม (helium, He), นีออน (neon, Ne), อาร์กอน (argon, Ar), คริปทอน (krypton, Kr), ซีโนน (xenon, Xe) และเรดอน (radon, Rn) ดังภาพที่ 3.29

ชื่อเรียกธาตุในหมู่นี้ว่า แก๊สมีสกุล (noble gas) หรือแก๊สเฉื่อย (inert gas)



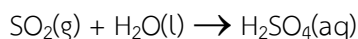
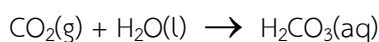
ภาพที่ 3.29 ลักษณะของธาตุหมู่ 8A. ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p357

ตารางที่ 3.18 สมบัติบางประการของแก๊สมีสกุล

สมบัติ	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
เลขอะตอม	2	10	18	36	54	86
มวลอะตอม	4.00	20.0	40.0	83.8	131.3	222.0
การจัดเรียงอิเล็กตรอน	$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$	$4s^2 4p^6$	$5s^2 5p^6$	$6s^2 6p^6$
รัศมีอะตอม (pm)	31	38	71	88	108	120
ค่า IE_1 (kJ/mol)	2,372	2,080	1,520	1,351	1,170	1,037
ค่า EA (kJ/mol)	+21	+29	+34	+39	+40	+41
ค่า EN (kJ/mol)	-	-	-	3.0	2.6	-
ความหนาแน่นที่ STP (g cm^{-3})	0.178	0.900	1.78	3.75	5.90	9.73
จุดหลอมเหลว ($^{\circ}\text{C}$)	-	-249	-189	-157	-112	-71
จุดเดือด ($^{\circ}\text{C}$)	-269	-246	-186	-153	-108	-62

ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

1.5) ธาตุโลหะเกิดสารประกอบออกไซด์ที่มีสมบัติเป็นกรด เช่น CO_2 และ SO_3



1.6) ธาตุโลหะชอบรับอิเล็กตรอนจากโลหะเกิดเป็นสารประกอบไอออนิก เช่น NaCl, MgO, BaCl₂ และ NaF

1.7) ธาตุโลหะรวมตัวกันเองโดยใช้อิเล็กตรอนร่วมกันเกิดเป็นโมเลกุลโคเวเลนต์ เช่น Cl₂, F₂ และ O₂ หรือรวมตัวกับอโลหะต่างชนิดกัน เช่น Cl-F และ O=C=O

1.8) ธาตุโลหะมีค่า IE, ค่า EN และค่า EA สูง

1.9) ธาตุโลหะมีเลขออกซิเดชันเป็นลบโดยส่วนใหญ่ เช่นธาตุหมู่ 7A มีเลขออกซิเดชันเป็น -1 และหมู่ 6A (O, S) โดยทั่วไปมีเลขออกซิเดชันเป็น -2 แต่บางสภาวะ อโลหะมีเลขออกซิเดชันเป็นบวกได้

2) สมบัติของธาตุกึ่งโลหะ

2.1) มีสมบัติอยู่ระหว่างสมบัติของโลหะและอโลหะ เช่น มีค่า EN และค่า IE ปานกลาง

2.2) ธาตุกึ่งโลหะเป็นเซมิคอนดักเตอร์ (semiconductor) คือสามารถนำไฟฟ้าได้น้อย แต่ดีกว่าอโลหะ สมบัติการนำไฟฟ้าดีขึ้นเมื่ออุณหภูมิเพิ่มขึ้น

2.3) ประโยชน์ใช้ทำไดโอด (diode) และทรานซิสเตอร์ (transistor) ในอุตสาหกรรมไฟฟ้าและอิเล็กทรอนิกส์

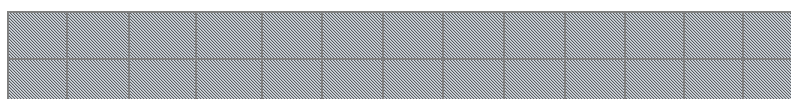
2.4) เลขออกซิเดชันของธาตุกึ่งโลหะอาจมีค่าเป็นบวกหรือลบ

2.5) ธาตุกึ่งโลหะโดยทั่วไปเกิดสารประกอบกับอโลหะ เช่น SiO₂, SbCl₃ และอาจเกิดสารประกอบกับโลหะได้ในบางกรณี ออกไซด์ของธาตุกึ่งโลหะมีสมบัติเป็นได้ทั้งกรดและเบส (amphoteric) แต่ที่แสดงสมบัติเป็นกรดมีมากกว่า และพฤติกรรมทางเคมีทั่วไปของธาตุกึ่งโลหะโน้มเอียงไปทางอโลหะมากกว่าโลหะ

3.2.3 โลหะแทรนซิชัน

โลหะแทรนซิชัน (transition) คือธาตุที่มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-nd (d-block) ไม่เต็ม หรือเมื่อกลายเป็นไอออนแล้วจะมีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-nd ไม่เต็ม โลหะแทรนซิชันบรรจุไว้ตรงกลางระหว่างโลหะที่มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-s (s-block) และธาตุที่อยู่ในออร์บิทัล-np (p-block) ดังภาพที่ 3.31 โลหะแทรนซิชันที่รู้จักกันดี คือ เหล็ก (Fe), ทองแดง (Cu), สังกะสี (Zn), โครเมียม (Cr), นิกเกิล (Ni), ทองคำ (Au) และปรอท (Hg) โลหะแทรนซิชันมีทั้งหมด 8 หมู่ แต่หมู่ 8 มีหมู่ย่อยอีก 3 หมู่ ดังนั้นโลหะแทรนซิชันจึงมีธาตุต่างๆ รวม 10 หมู่ และมีทั้งหมด 4 คาบ

1A	2A	โลหะแทรนซิชัน										3A	4A	5A	6A	7A	8A



ภาพที่ 3.31 ตำแหน่งธาตุแทรนซิชันในตารางธาตุ

โลหะทรานซิชันแบ่งออกเป็นคาบ ดังนี้

อนุกรมทรานซิชันที่ 1 คือธาตุทรานซิชันแถวแรก (คาบที่ 4 ของตารางธาตุ) ตั้งแต่ Sc ถึง Zn (เลขอะตอม 21 ถึง 30) ธาตุเหล่านี้มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-3d ไม่เต็ม ยกเว้น Zn

อนุกรมทรานซิชันที่ 2 คือธาตุทรานซิชันแถวที่ 2 (คาบที่ 5 ของตารางธาตุ) ตั้งแต่ธาตุ Y ถึง Cd (เลขอะตอม 39 ถึง 48) ธาตุเหล่านี้มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4d ไม่เต็ม ยกเว้น Cd

อนุกรมทรานซิชันที่ 3 คือธาตุทรานซิชันในแถวที่ 3 (คาบที่ 6 ของตารางธาตุ) ตั้งแต่ Lu ถึง Hg (เลขอะตอม 71 ถึง 80) ธาตุเหล่านี้มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-5d ไม่เต็ม ยกเว้น Hg

อนุกรมทรานซิชันที่ 4 คือธาตุทรานซิชันในแถวที่ 4 (คาบที่ 7 ของตารางธาตุ) ตั้งแต่ Lr ถึง Cn (เลขอะตอม 103 ถึง 116) ธาตุเหล่านี้มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-6d ไม่เต็ม ยกเว้น Cn

อนุกรมแลนทาไนด์ คือธาตุอินเนอร์ทรานซิชันตั้งแต่ธาตุ La ถึง Yb (เลขอะตอมตั้งแต่ 58 ถึง 70) ธาตุเหล่านี้มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4f ไม่เต็ม

อนุกรมแอกทิไนด์ คือ ธาตุอินเนอร์ทรานซิชันตั้งแต่ Ac ถึง No (เลขอะตอม 90 ถึง 102) ธาตุเหล่านี้มีอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-5f ไม่เต็ม

ธาตุทรานซิชันเลขอะตอมตั้งแต่ 93 ถึง 112 เป็นธาตุที่สังเคราะห์ขึ้น (synthesis elements) บางธาตุเป็นกัมมันตรังสี เช่น Es, Am และ Pu

1) สมบัติทางกายภาพของโลหะทรานซิชัน

1.1) โลหะทรานซิชันทั้งหมดมีสมบัติเป็นของแข็ง ยกเว้นปรอท (Hg) ที่เป็นโลหะที่มีสถานะเป็นของเหลวที่อุณหภูมิห้อง

1.2) เป็นตัวนำความร้อนและไฟฟ้าที่ดี

1.3) สามารถทำให้เป็นเส้นและตีเป็นแผ่นได้

1.4) เป็นประกายวาว

1.5) จุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูง

1.6) ส่วนใหญ่มีสีเงิน ยกเว้น Au และ Cu

2) สมบัติทางเคมีของโลหะทรานซิชัน

2.1) โลหะทรานซิชันว่องไวต่อการเกิดปฏิกิริยาน้อยกว่าโลหะหมู่ 1A และหมู่ 2A

2.2) โลหะทรานซิชันมีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า เช่น Fe มีเลขออกซิเดชันเป็น +3 และ +2 และ Cu มีเลขออกซิเดชันเป็น +2 และ +1 ยกเว้นหมู่ 3B เช่น Sc เป็น +3 เท่านั้น และหมู่ 2B (Zn, Cd) เป็น +2 ค่าเดียวเท่านั้น

2.3) สารประกอบของโลหะทรานซิชันเป็นสารพาราแมกเนติก ที่สามารถถูกแม่เหล็กดูดได้ เพราะอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4d และออร์บิทัล-5d ไม่เต็ม และบางชนิดที่เป็นสารเฟอร์โรแมกเนติก (ferromagnetic) ไม่สามารถถูกแม่เหล็กดูดได้

2.4) โลหะทรานซิชันบางชนิดเป็นตัวเร่งปฏิกิริยา เช่น

- เหล็ก (Fe) เป็นตัวเร่งปฏิกิริยาในอุตสาหกรรมการผลิตแอมโมเนีย

- วาเนเดียม(V) ออกไซด์ (V_2O_5) เป็นตัวเร่งปฏิกิริยาในการผลิตกรดซัลฟิวริก

2.5) สารประกอบของโลหะทรานซิชันส่วนใหญ่มีสี (ยกเว้นหมู่ 3B) สารประกอบเชิงซ้อนและไอออนของโลหะทรานซิชันมักมีสี เช่น $CuCl_2$ มีสีเขียวเข้ม, $FeCl_3$ มีสีส้ม, $CuSO_4$ มีสีฟ้า และ $MnSO_4$ มีสีชมพู

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

1. จงบอกเลขออกซิเดชันของธาตุในสารประกอบต่อไปนี้
 - 1) ธาตุ O ใน SiO และ K_2O
 - 2) ธาตุ H ใน H_2O และ NaBH_4
 - 3) ธาตุ Mn ใน KMnO_4 และ Mn_2O_5
 - 4) ธาตุ Cr ใน K_2CrO_4 และ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
2. จงอธิบายสมบัติของโลหะ และกึ่งโลหะ
3. จงแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนของโลหะทรานซิชันและไอออนของโลหะทรานซิชันต่อไปนี้
 - 1) Sc และ Sc^+
 - 2) Cr และ Cr^{3+}
 - 3) Zn และ Zn^{2+}
 - 4) Ag และ Ag^+
 - 5) Cd และ Cd^{2+}

ลิขสิทธิ์โดย
 พศ.ดร.วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ
 มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

เอกสารอ้างอิง

1. โครงการตำราวิทยาศาสตร์และคณิตศาสตร์มูลนิธิ สวอน. 2547. **เคมี 1 (เคมีคำนวณ อะตอม ตารางธาตุ พันธะเคมี)**. กรุงเทพฯ: บริษัทด้านสุขภาพการพิมพ์ จำกัด.
2. โครงการตำราวิทยาศาสตร์และคณิตศาสตร์มูลนิธิ สวอน. 2549. **เคมี 2 (ธาตุเรฟิเซนเททีฟ กลุ่ม S ธาตุเรฟิเซนเททีฟ กลุ่ม P ธาตุทรานซิชัน แลนทาไนด์และแอกทิไนด์ ของแข็ง)**. กรุงเทพฯ: บริษัทด้านสุขภาพการพิมพ์ จำกัด.
3. ชัยวัฒน์ เจนวนิชย์. 2546. **หลักเคมี 1 (ฉบับปรับปรุง)**. พิมพ์ครั้งที่ 5. กรุงเทพฯ: โอเดียนสโตร์.
4. นกตล ไชยคำ, พีรพรรณ พันธนาวิณ และลัดดาวัลย์ ผดุงทรัพย์. 2545. **เคมี 1**. กรุงเทพฯ: แมคกรอฮิล.
5. ลัดดา มีสุข. 2545. **เคมีทั่วไป เล่ม1 ฉบับรวบรัด**. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์มหาวิทยาลัยเกษตรศาสตร์.
6. อภิสิทธิ์ ศงสะเสน, สรณรินทร์ บังเกิดผล และอาทิตย์ สกุลตันติเมธา. 2554. **เคมีทั่วไปสำหรับวิศวกร**. กรุงเทพฯ: บริษัททริฟเพิ้ล กรุ๊ป จำกัด.
7. อินทิรา หาญพงษ์พันธ์ และบัญชา พูลโศคา. 2554. **เคมีทั่วไป สำหรับนิสิตวิศวกรรมศาสตร์ (ฉบับปรับปรุง)**. พิมพ์ครั้งที่ 9. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
8. Averil B. A. **Principles of General Chemistry**. (Online).
<http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
<http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
9. Brown L. S., Holme T. A. 2010. **Chemistry for Engineering Students**, 2nd ed. Canada: Thomson Brook Cole.
10. Brown T. L., LeMay H. E., Bursten B. E., Murphy C. J., Woodward P. 2009. **Chemistry: The Central Science**, 7th ed. New Jersey: Pearson Education, Inc.
11. Burns. R. A. **Fundamentals of Chemistry**. 4th ed. (Online).
http://wps.prenhall.com/esm_burns_chemistry_4/
12. Chang R., Goldsby K. A. 2013. **Chemistry**. 11th ed. New York: McGraw-Hill.
13. Hill J. W., Petrucci R. H., McCreary T. W., Perry S. S., **General Chemistry**, 4th ed., (Online).
http://wps.prenhall.com/esm_hillpetrucci_genchem_4/
14. McMurry J., Castellion M., Ballantine D. S., Hoeger C. A. Peterson V. E. 2010. **Fundamentals of General, Organic, and Biological Chemistry**. New Jersey: Pearson Education, Inc.
15. Petrucci R. H., Geoffrey F., Herring, Madura J. D. Bissonnette C. 2010. **General Chemistry: Principles and Modern Applications**. 10th ed. New Jersey: Pearson Prentice Hall.
16. Silberberg M. S. 2013. **Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change**. New York: McGraw-Hill.
17. Silberberg M. S. 2013. **Principle of General Chemistry**. New York: McGraw-Hill.

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 7

หน่วยเรียนที่ 4 พันธะเคมี

บทเรียนที่ 4.1 แรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจแรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายพันธะไอออน
2. อธิบายพันธะโคเวเลนต์
3. อธิบายพันธะโลหะ

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 4.1 แรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล

แรงยึดเหนี่ยวภายในโมเลกุล (intramolecular force) เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดระหว่างอะตอมกับอะตอมภายในโมเลกุลทำให้เกิดเป็นพันธะเคมี ได้แก่ พันธะไอออน (ionic bond) พันธะโคเวเลนต์ (covalent bond) และพันธะโลหะ (metallic bond) การเกิดพันธะเคมีเป็นการเปลี่ยนแปลงที่เกี่ยวข้องกับอิเล็กตรอนในระดับพลังงานสุดท้ายที่เรียกว่า เวเลนซ์อิเล็กตรอน (valence electron) หรืออิเล็กตรอนวงนอกสุดเท่านั้น ดังนั้นการอธิบายการเกิดพันธะเคมีอย่างหนึ่งอย่างใดจึงเกี่ยวข้องกับเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมที่เกิดเป็นพันธะระหว่างกัน

เวเลนซ์อิเล็กตรอน คืออิเล็กตรอนที่บรรจุอยู่ในระดับพลังงานสุดท้ายของอะตอมทุกตัว เนื่องจากเวเลนซ์อิเล็กตรอนอยู่ห่างนิวเคลียสมากที่สุด จึงสามารถเกิดการเปลี่ยนแปลงได้ง่ายกว่าอิเล็กตรอนที่อยู่ใกล้นิวเคลียสมากกว่า โดยจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของธาตุเรฟรีเซนเททีฟ (ธาตุหมู่ A) จะมีจำนวนเท่ากับเลขหมู่ของธาตุนั้น แต่จะอยู่ในระดับพลังงานใดขึ้นกับการบรรจุอิเล็กตรอน (ระดับพลังงานตรงกับคาบของธาตุตามตารางธาตุ) ดังตารางที่ 4.1

ตารางที่ 4.1 ระดับพลังงานสุดท้ายและจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของธาตุหมู่ A

หมู่	สัญลักษณ์ธาตุ	การจัดเรียงอิเล็กตรอน	ระดับพลังงานสุดท้าย	ออร์บิทัลในระดับพลังงานสุดท้าย	จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน
1A	$_{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	3	s	1
2A	$_{12}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	3	s	2
3A	$_{5}\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$	2	s และ p	3
4A	$_{6}\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	2	s และ p	4
5A	$_{7}\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	2	s และ p	5
6A	$_{8}\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$	2	s และ p	6
7A	$_{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	3	s และ p	7
8A	$_{10}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	2	s และ p	8

สัญลักษณ์แบบจุดของลิวอิส

ลิวอิส (Gilbert Newton Lewis, ค.ศ.1875-1946) นักเคมีชาวอเมริกันอธิบายการรวมกันของอะตอมเพื่อเกิดเป็นโมเลกุลหรือสารประกอบว่า “อะตอมของธาตุทำปฏิกิริยากันเพื่อให้โครงแบบอิเล็กตรอนในระดับพลังงานสุดท้ายมีความเสถียรมากกว่าเดิม” อะตอมจะมีเสถียรภาพสูงสุดเมื่อมีโครงแบบอิเล็กตรอนเหมือนกับแก๊สมีสกุล โดยมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8 อิเล็กตรอน ดังนั้นเพื่อให้เข้าใจรูปแบบการเกิดพันธะเคมีจึงนิยมเขียนเฉพาะเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมเท่านั้น โดยการใช้สัญลักษณ์จุด (•) แทนจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน และเรียกสัญลักษณ์ดังกล่าวว่า สัญลักษณ์แบบจุดของลิวอิส (Lewis dot symbol) ดังภาพที่ 4.1

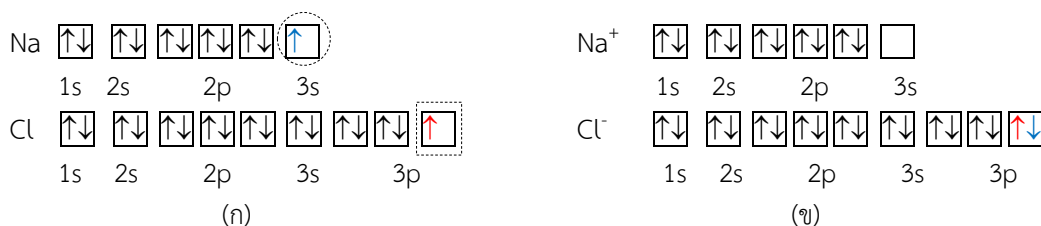
1A		2A		3A-10A										11A-12A		13A-18A					
H	1	He	2																		
Li	1	Be	2																		
Na	1	Mg	2																		
K	1	Ca	2																		
Rb	1	Sr	2																		
Cs	1	Ba	2																		
Fr	1	Ra	2																		

ภาพที่ 4.1 โครงสร้างอิเล็กตรอนแบบจุดของลิวอิสของธาตุเรฟรีเซนเททีฟ. ที่มา: Chang & Goldsby. Chemistry. 2013. p. 371.

กฎออกเตต

ในปี ค.ศ.1916 กอสเซล (Albrecht Kossel) และลิวอิส (Gilbert Newton Lewis) เสนอกฎที่เรียกว่า กฎออกเตต (octet rule) กล่าวคือ การเกิดพันธะเคมีระหว่างอะตอมจะเกี่ยวข้องกับเวเลนซ์อิเล็กตรอน โดยมีแนวโน้มที่ระดับพลังงานสุดท้ายพยายามเปลี่ยนแปลงให้มีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนครบ 8 ตัวเช่นเดียวกับระดับพลังงานสุดท้ายของแก๊สมีสกุล

พิจารณาอะตอม Na และ Cl ก่อนที่จะเกิดพันธะจะมีโครงสร้างอิเล็กตรอน ดังภาพที่ 4.2(ก) เมื่ออะตอม Na สูญเสียเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่อยู่ในออร์บิทัล-3s (ระดับพลังงานสุดท้าย) จำนวน 1 อิเล็กตรอนให้แก่อะตอม Cl อะตอม Na จึงกลายเป็น Na^+ ซึ่งจะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่ในระดับพลังงานสุดท้าย คือในออร์บิทัล-2s และออร์บิทัล-2p รวมเป็น 8 อิเล็กตรอน ดังภาพที่ 4.2(ข) ส่วนอะตอม Cl เมื่อรับอิเล็กตรอนเข้ามา 1 อิเล็กตรอนจะกลายเป็น Cl^- ซึ่งมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนที่อยู่ในออร์บิทัล-3s และออร์บิทัล-3p รวมเท่ากับ 8 อิเล็กตรอนตามกฎออกเตต



ภาพที่ 4.2 โครงสร้างอิเล็กตรอนตามกฎออกเตตของ (ก) Na และ Cl ก่อนเกิดพันธะ และ (ข) สารประกอบ NaCl

โดยส่วนใหญ่จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมเมื่อเกิดพันธะจะครบ 8 ตามกฎออกเตต เช่นโมเลกุลมีเทน (CH_4) จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ C จะครบ 8 (มาจากของ C 4 อิเล็กตรอน และ H 4 อะตอมๆ ละ 1 อิเล็กตรอน) ดังภาพที่ 4.3 ส่วนจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ H จะครบ 2 ซึ่งเป็นข้อยกเว้นของกฎออกเตต



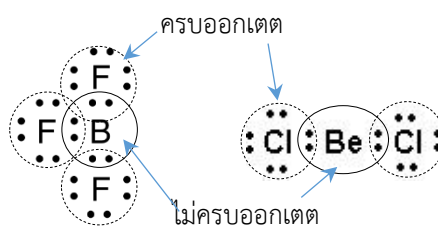
ภาพที่ 4.3 ลักษณะการเกิดพันธะระหว่างอะตอม C กับ H ตามกฎออกเตต

สารบางชนิดมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนไม่เป็นไปตามกฎออกเตต ซึ่งอาจมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนน้อยกว่า 8 หรือมากกว่า 8 แต่ยังคงอยู่ในสภาวะที่เสถียรได้

1) โมเลกุลที่ไม่ครบกฎออกเตต ได้แก่สารประกอบของธาตุในคาบที่ 2 ของตารางธาตุที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนน้อยกว่า 4 เช่น Be และ B ธาตุ Be และ B เมื่อเกิดเป็นสารประกอบโคเวเลนต์ จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนจะไม่ครบ 8 ตามกฎออกเตต (น้อยกว่า 8) ตัวอย่างเช่น BF_3 และ BeCl_2 (ภาพที่ 4.4)

ใน BF_3 ธาตุ B จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 6 ซึ่งไม่ครบ 8 ในขณะที่ F ครบ 8

ใน BeCl_2 ธาตุ Be มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 4 ซึ่งไม่ครบ 8 ในขณะที่ Cl ครบ 8

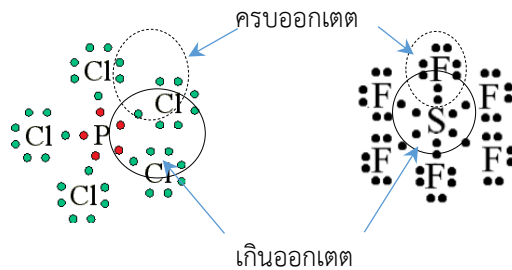


ภาพที่ 4.4 โมเลกุลที่อะตอมกลางไม่ครบกฎออกเตต

2) โมเลกุลที่เกินกฎออกเตต (เกิน 8) ธาตุคาบที่ 3 เป็นต้นไป อาจเกิดพันธะแล้วทำให้อิเล็กตรอนเกิน 8 เช่น P, S และโลหะทรานซิชัน

โมเลกุล PCl_5 อะตอม P เกิดพันธะกับ Cl รวม 5 พันธะจึงมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 10 (ภาพที่ 4.5)

โมเลกุล SF_6 อะตอม S เกิดพันธะกับ F รวม 6 พันธะจึงมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 12 (ภาพที่ 4.5)



ภาพที่ 4.5 โมเลกุลที่อะตอมกลางเกินกฎออกเตต

4.1.1 พันธะไอออน

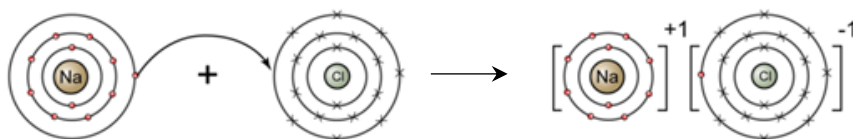
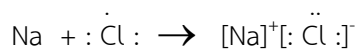
พันธะไอออน คือพันธะที่เกิดจากแรงดึงดูดทางไฟฟ้าสถิต (electrostatic attraction) ระหว่างแคตไอออนและแอนไอออน พันธะไอออนมักเกิดระหว่างธาตุโลหะกับอโลหะ ที่มีค่า EN แตกต่างกันมากกว่า 2 หน่วย โดยธาตุโลหะมีค่า IE ต่ำจึงมีแนวโน้มที่จะให้อิเล็กตรอนแล้วเกิดเป็นแคตไอออนได้ง่าย ส่วนอโลหะมีค่า EA สูงจึงมีแนวโน้มรับอิเล็กตรอนได้ดีจึงเกิดเป็นแอนไอออนได้ง่าย ประกอบกับธาตุโลหะมีค่า EN สูงกว่าธาตุโลหะมาก จึงเกิดการถ่ายโอนอิเล็กตรอนอย่างสมบูรณ์ (electron transfer) จากธาตุโลหะให้แก่อโลหะเกิดเป็นแคตไอออนและแอนไอออน จึงมีแรงดึงดูดทางไฟฟ้าสถิตระหว่างกัน ทำให้ไอออนทั้งสองเข้าชิดใกล้กัน ดังภาพที่ 4.6



ภาพที่ 4.6 รูปจำลองแสดงแรงดึงดูดทางไฟฟ้าสถิตระหว่างแคตไอออนและแอนไอออน

1) การเกิดพันธะไอออน

สารประกอบที่เกิดมาจากพันธะไอออน เรียกว่า สารประกอบไอออน (ionic compound) เช่น การเกิดพันธะไอออนระหว่าง Na กับ Cl โดย Na (โลหะ หมู่ 1A) มีค่า IE ต่ำดังนั้น อะตอม Na จึงแตกตัวเป็นแคตไอออนได้ง่าย และมีค่า EN ต่ำ ($EN=0.9$) อะตอม Na จึงมีความสามารถในการดึงอิเล็กตรอนต่ำ จึงทำให้ Na สูญเสียเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน เกิดเป็น Na^+ ส่วน Cl (อโลหะ หมู่ 7A) มีค่า EA และค่า EN สูง ($EN=3.0$) ทำให้มีความสามารถในการดึงอิเล็กตรอนเข้าหาตัวเองได้ดีกว่า จึงสามารถรับอิเล็กตรอนมา 1 อิเล็กตรอนเกิดเป็น Cl^- เมื่อไอออนทั้งสองที่มีประจุตรงข้ามกันจึงเกิดแรงยึดเหนี่ยวทางไฟฟ้าซึ่งกันและกัน เกิดเป็นสารประกอบ NaCl ดังภาพที่ 4.7



ภาพที่ 4.7 การเกิดพันธะไอออนระหว่างโซเดียมกับคลอรีนเกิดเป็นสารประกอบโซเดียมคลอไรด์

2) พลังงานกับการเกิดพันธะไอออน

ในปี ค.ศ.1840 เฮสส์ (Germain Henri Hess) นักเคมีชาวรัสเซีย ได้ตีพิมพ์การประยุกต์ใช้ของกฎข้อที่หนึ่งของเทอร์โมไดนามิกส์ที่มีความสำคัญมากในการคำนวณหาการเปลี่ยนแปลงเอนทัลปี (enthalpy) ของปฏิกิริยาหนึ่งๆ

เอนทัลปี คือปริมาณความร้อนที่ถูกดูดเข้าไปหรือคายออกมาจากระบบในการเกิดปฏิกิริยาเคมีใดๆ โดยการแสดงการเปลี่ยนแปลงเอนทัลปีของปฏิกิริยาใดๆ เขียนแทนด้วย ΔH

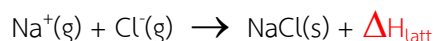
เฮสส์ได้นำเอาค่าการเปลี่ยนแปลงเอนทัลปีของปฏิกิริยาย่อยๆ ที่เกิดขึ้นในขั้นตอนต่างๆ ของการเกิดสารประกอบไอออนมารวมกัน โดยตั้งเป็นกฎที่เรียกว่า กฎของเฮสส์ (Hess' law) มีใจความสำคัญคือ การเปลี่ยนแปลงเอนทัลปีของปฏิกิริยาเคมีหนึ่งๆ จะมีค่าคงที่ ไม่ว่าปฏิกิริยาจะเกิดขึ้นขั้นเดียวหรือหลายขั้นก็ตาม

บอร์น (Max Born) และ ฮาเบอร์ (Fritz Haber) นักเคมีชาวเยอรมัน ได้อาศัยกฎของเฮสส์ สร้างแผนผังวัฏจักรที่เรียกว่า วัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ (Born-Haber cycle) สำหรับอธิบายพลังงานโครงผลึก หรือเรียกว่า พลังงานแลตทิซ (lattice energy) ในการเกิดสารประกอบไอออน

พลังงานแลตทิซ คือพลังงานความร้อนที่คายออกมาเมื่อแคตไอออนและแอนไอออนที่อยู่ในสถานะแก๊สรวมตัวกันแล้วเกิดเป็นสารประกอบไอออน

การหาพลังงานแลตทิซของสารประกอบไอออนไม่สามารถหาได้โดยตรง แต่สามารถหาได้โดยวิธีอ้อมตามขั้นตอนตามวัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ โดยอาศัยการเปลี่ยนแปลงเอนทัลปีของแต่ละขั้นของการเกิดปฏิกิริยาเคมี แล้วคำนวณค่าพลังงานแลตทิซของการเกิดสารประกอบไอออนตามกฎของเฮสส์

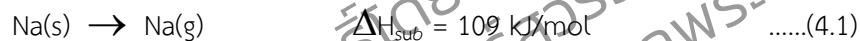
ตัวอย่างการเกิดสารประกอบ NaCl ดังสมการ



การหาพลังงานแลตทิซจากวัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์นั้นต้องทราบขั้นตอนย่อยๆ ที่อุณหภูมิ 25°C ดังนี้

ขั้นที่ 1 การเปลี่ยนสถานะของอะตอม Na จากของแข็งให้เป็นแก๊ส ซึ่งเป็นปฏิกิริยาดูดความร้อน เรียกว่า

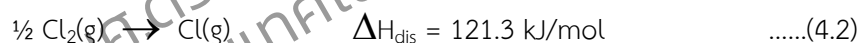
พลังงานการระเหิด (sublimation, ΔH_{sub})



ขั้นที่ 2 การสลายพันธะโมเลกุลแก๊ส Cl_2 เป็นอะตอม Cl ซึ่งเป็นปฏิกิริยาดูดความร้อน เรียกว่า พลังงานการสลายพันธะของโมเลกุลแก๊ส (dissociation, ΔH_{dis})



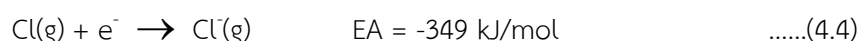
แต่การเกิด $\text{NaCl}(\text{s})$ 1 โมล ใช้ $\text{Cl}(\text{g})$ 1 โมล ดังนั้นพลังงานที่ดูดเข้าไปจะเป็นครึ่งหนึ่ง



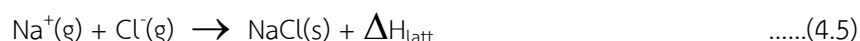
ขั้นที่ 3 การเปลี่ยนอะตอม Na ในสถานะแก๊สให้เป็น Na^+ ซึ่งเป็นปฏิกิริยาดูดความร้อน เรียกว่าพลังงานไอออไนเซชัน (ionization energy, IE)



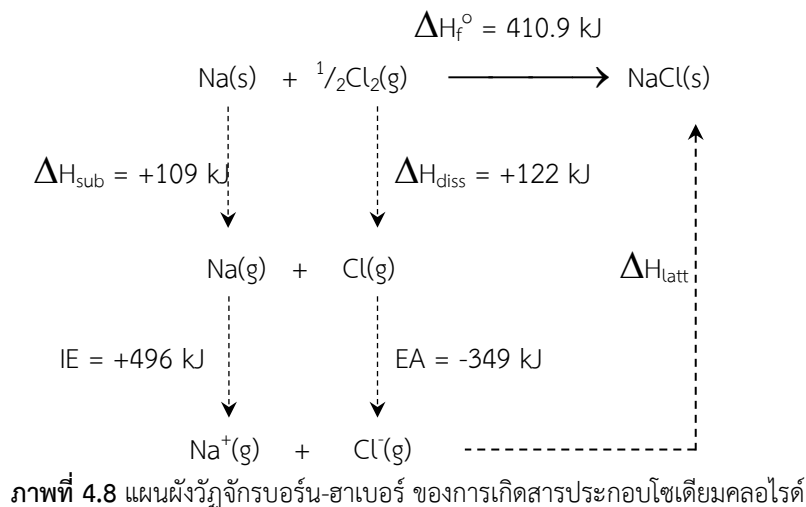
ขั้นที่ 4 การเปลี่ยนอะตอม Cl เป็น Cl^- เป็นปฏิกิริยาคายความร้อน เรียกว่า พลังงานสัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (electron affinity, EA)



ขั้นที่ 5 การรวมตัวของ Na^+ และ Cl^- เกิดเป็นผลึก NaCl ซึ่งเป็นปฏิกิริยาคายความร้อน ซึ่งพลังงานที่คายออกมาเรียกว่า พลังงานแลตทิซ (ΔH_{latt})



แผนผังการเกิดผลึก NaCl ตามวัฏจักรบอร์น-ฮาเบอร์ เขียนได้ดังภาพที่ 4.8



3) สมบัติของสารประกอบไอออน

1) สภาพะกตติ สารประกอบไอออนเป็นของแข็งไม่นำไฟฟ้า เมื่อหลอมเหลวหรืออยู่ในสภาพของสารละลาย สามารถนำไฟฟ้าได้ดี เพราะในผลึกของแข็ง แคตไอออนและแอนไอออนยึดเหนี่ยวกันไว้แข็งแรง เคลื่อนที่ไม่ได้ แต่เมื่อหลอมเหลวเป็นของเหลว แคตไอออนและแอนไอออนแยกออกจากกันและสามารถเคลื่อนที่ได้ โดยแคตไอออนเคลื่อนที่เข้าหาขั้วลบเพื่อรับอิเล็กตรอน และแอนไอออนเคลื่อนที่เข้าหาขั้วบวกเพื่อให้อิเล็กตรอน จึงเคลื่อนที่ไปยังขั้วไฟฟ้าทำให้กระแสไฟฟ้าไหลผ่านได้

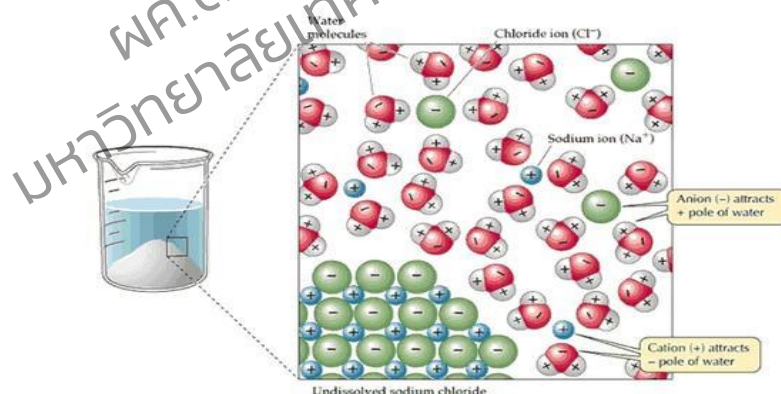
2) สารประกอบไอออนมีจุดเดือด จุดหลอมเหลวสูง เนื่องจากการหลอมเหลวและการเดือดของสารประกอบไอออนต้องใช้พลังงานในการสลายพันธะสูง

3) ละลายได้ดีในตัวทำละลายที่มีค่าคงตัวไดอิเล็กตริกสูง (ตัวทำละลายมีขั้ว) แสดงดังภาพที่ 4.9 (กลไกการละลายของเกลือไอออนอธิบายในเรื่องสารละลาย หน่วยเรียนที่ 5)

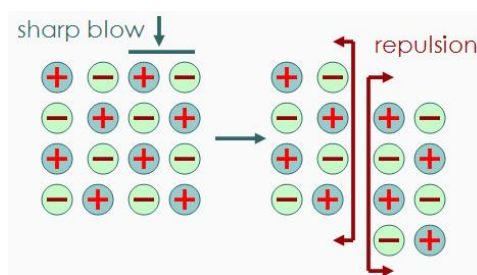
4) สารประกอบไอออนทุกชนิดมีสถานะของแข็งที่อุณหภูมิห้อง

5) เปราะ แตกหักง่าย เนื่องจากเกิดแรงผลักกันระหว่างประจุที่เหมือนกัน แสดงดังภาพที่ 4.10

6) ปฏิกิริยาของสารประกอบไอออนใดๆ เกิดขึ้นได้อย่างรวดเร็ว เช่นการละลาย และการตกตะกอน



ภาพที่ 4.9 แสดงการละลายของผลึกไอออนในน้ำ. ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://chewtychem.wiki.hci.edu.sg>



ภาพที่ 4.10 แสดงการเปราะและการแตกหักง่ายของผลึกไอออน. ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://chewtychem.wiki.hci.edu.sg>

4) การเขียนสูตรสารประกอบไอออน

สูตรสารประกอบไอออนต้องเขียนแคตไอออนก่อนตามด้วยแอนไอออน และค่าประจุรวมต้องเท่ากับศูนย์ การเขียนสูตรสารประกอบไอออนต้องพิจารณาแคตไอออนและแอนไอออน ซึ่งโลหะจะเป็นแคตไอออน ส่วนอโลหะเป็นแอนไอออน อัตราส่วนไอออนโลหะต่อไอออนอโลหะในสูตรสารประกอบไอออนแสดงดังตารางที่ 4.2 อัตราส่วนประจุระหว่างประจุบวกและประจุลบ จะบอกอัตราส่วนของไอออนที่เป็นองค์ประกอบในสูตรสารประกอบไอออน เช่น อัตราส่วนประจุระหว่างประจุบวกและประจุลบ เท่ากับ 1 : 1 แสดงว่าสูตรสารประกอบไอออนนั้นประกอบด้วยแคตไอออน 1 อะตอมและแอนไอออน 1 อะตอม ดังแสดงในตารางที่ 4.3

ตารางที่ 4.2 อัตราส่วนไอออนของโลหะต่อไอออนของอโลหะในสูตรสารประกอบไอออน

ไอออนของโลหะ		ไอออนของอโลหะ		สูตรสารประกอบไอออน (เมื่อ M แทนโลหะและ A แทนอโลหะ)
หมู่	ประจุ	หมู่	ประจุ	
1A	+1	7A	-1	MA
1A	+1	6A	-2	M ₂ A
2A	+2	7A	-1	MA ₂
2A	+2	6A	-2	MA
3A	+3	7A	-1	MA ₃
3A	+3	6A	-2	M ₂ A ₃

ตารางที่ 4.3 การเขียนสูตรสารประกอบไอออนบางชนิด

แคตไอออน	แอนไอออน	อัตราส่วนประจุ (+/-)	สูตรสารประกอบไอออน
Na ⁺	Cl ⁻	1 : 1	NaCl
Li ⁺	O ²⁻	1 : 2	Li ₂ O
Ca ²⁺	F ⁻	2 : 1	CaF ₂
Mg ²⁺	O ²⁻	2 : 2	MgO
Al ³⁺	S ²⁻	3 : 2	Al ₂ S ₃
NH ₄ ⁺	SO ₄ ²⁻	1 : 2	(NH ₄) ₂ SO ₄
Fe ³⁺	OH ⁻	3 : 1	Fe(OH) ₃
K ⁺	PO ₄ ³⁻	1 : 3	K ₃ PO ₄

5) การเรียกชื่อสารประกอบไอออน

ชื่อสารประกอบไอออนจะเรียกตามแคตไอออนและแอนไอออนที่เป็นองค์ประกอบ ดังนั้น จำเป็นต้องรู้จักชื่อของแคตไอออนและแอนไอออน ดังนี้

5.1) แคตไอออน เรียกตามชื่อธาตุโลหะ (ภาคผนวก ข) ดังตารางที่ 4.4 กรณีธาตุโลหะที่มีเลขออกซิเดชันมากกว่า 1 ค่าต้องระบุเลขออกซิเดชันเป็นเลขโรมันในวงเล็บ

ตารางที่ 4.4 ชื่อแคตไอออนบางชนิด

ประจุ	แคตไอออน	ชื่อธาตุ	ชื่อเรียกแคตไอออน
+1	H ⁺	ไฮโดรเจน	ไฮโดรเจนไอออน หรือโปรตอน
	Na ⁺	โซเดียม	โซเดียมไอออน
	Ag ⁺	เงิน	เงินไอออน
	Cu ⁺	ทองแดง	ทองแดง(I) หรือ คิวปรัสไอออน
	NH ₄ ⁺	-	แอมโมเนียมไอออน
+2	Ca ²⁺	แคลเซียม	แคลเซียมไอออน
	Zn ²⁺	สังกะสี	สังกะสีไอออน
	Cu ²⁺	ทองแดง	ทองแดง(II) หรือ คิวปริกไอออน
	Fe ²⁺	เหล็ก	เหล็ก(II) หรือ เฟอรัสไอออน
	Hg ²⁺	ปรอท	ปรอท(II) หรือ เมอร์คิวริกไอออน
+3	Al ³⁺	อะลูมิเนียม	อะลูมิเนียมไอออน
	Fe ³⁺	เหล็ก	เหล็ก(III) หรือ เฟอริกไอออน
	Cr ³⁺	โครเมียม	โครเมียม(III) หรือโครมิกไอออน

5.2) แอนไอออน เรียกตามชื่อธาตุ แต่เปลี่ยนคำลงท้ายเป็นไอดี (-ide) และแอนไอออนบางชนิดเป็นกลุ่มอะตอมหรือโมเลกุลจึงมีชื่อเรียกเฉพาะ ดังตารางที่ 4.5

ตารางที่ 4.5 ชื่อแอนไอออนบางชนิด

ประจุ	แอนไอออน	ชื่อธาตุ	ชื่อเรียกแอนไอออน
-1	H ⁻	ไฮโดรเจน	ไฮไดรด์ไอออน
	F ⁻	ฟลูออรีน	ฟลูออไรด์ไอออน
	Cl ⁻	คลอรีน	คลอไรด์ไอออน
	I ⁻	ไอโอดีน	ไอโอไดด์ไอออน
	CN ⁻	-	ไซยาไนด์ไอออน
	OH ⁻	-	ไฮดรอกไซด์ไอออน
	CH ₃ COO ⁻	-	แอสเตตไอออน
	NO ₃ ⁻	-	ไนเตรตไอออน
	MnO ₄ ⁻	-	แมงกานेटไอออน
-2	O ²⁻	ออกซิเจน	ออกไซด์ไอออน
	S ²⁻	กำมะถัน (ซัลเฟอร์)	ซัลไฟด์ไอออน
	CO ₃ ²⁻	-	คาร์บอเนตไอออน
	CrO ₄ ²⁻	-	โครเมตไอออน
	Cr ₂ O ₇ ²⁻	-	ไดโครเมตไอออน
	SO ₄ ²⁻	-	ซัลเฟตไอออน
-3	N ³⁻	ไนโตรเจน	ไนไตรด์ไอออน
	PO ₄ ³⁻	-	ฟอสเฟตไอออน

5.3) ลำดับการเรียกชื่อสารประกอบไอออนให้เรียกชื่อแคตไอออนก่อนแล้วตามด้วยชื่อแอนไอออน (ตามหลักการเขียนสูตร) ดังตารางที่ 4.6

ตารางที่ 4.6 ชื่อสารประกอบไอออนบางชนิด

สูตรสารประกอบไอออน	แคตไอออน	แอนไอออน	ชื่อสารประกอบไอออน
NaCl	Na ⁺	Cl ⁻	โซเดียมคลอไรด์
Li ₂ O	Li ⁺	O ²⁻	ลิเทียมออกไซด์
CaF ₂	Ca ²⁺	F ⁻	แคลเซียมฟลูออไรด์
MgO	Mg ²⁺	O ²⁻	แมกนีเซียมออกไซด์
Al ₂ S ₃	Al ³⁺	S ²⁻	อะลูมิเนียมซัลไฟด์
(NH ₄) ₂ SO ₄	NH ₄ ⁺	SO ₄ ²⁻	แอมโมเนียมซัลเฟต
Fe(OH) ₃	Fe ³⁺	OH ⁻	เหล็ก(III) ไฮดรอกไซด์ หรือ เฟอริกไฮดรอกไซด์
K ₃ PO ₄	K ⁺	PO ₄ ³⁻	โพแทสเซียมฟอสเฟต

4) แคตไอออนที่เป็นโลหะทรานซิชันที่มีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า (มีประจุบวกได้มากกว่าหนึ่งค่า) ให้เขียนเลขออกซิเดชันของแคตไอออนตามระบบสต็อก (stock) โดยเขียนชื่อธาตุตามด้วยเลขค่าออกซิเดชันเป็นเลขโรมันในเครื่องหมายวงเล็บ เช่น เหล็ก(III), ตะกั่ว(II), โครเมียม(VI), โปรท(II) และ แคดเมียม(II) ดังตารางที่ 4.7

5) โลหะทรานซิชันที่มีเลขออกซิเดชัน 2 ค่า และมีชื่อภาษาละติน ให้เรียกแคตไอออนด้วยชื่อภาษากรีก แต่เปลี่ยนพยางค์ท้ายเป็น “-อัส (-ous)” สำหรับไอออนที่มีเลขออกซิเดชันน้อย และเปลี่ยนพยางค์ท้ายเป็น “-อิก (-ic)” สำหรับไอออนที่มีเลขออกซิเดชันมากกว่า โดยไม่ต้องใส่เลขออกซิเดชันในวงเล็บ ดังตารางที่ 4.8

ตารางที่ 4.7 ชื่อเรียกแคตไอออนของโลหะทรานซิชันที่มีเลขออกซิเดชัน 2 ค่าและมีชื่อเรียกภาษาละติน

โลหะทรานซิชัน	ชื่อภาษาละติน	เลขออกซิเดชัน	ชื่อเรียกแคตไอออน
Fe	เฟอรัม (ferrum)	+2	เฟอรัส (ferrous)
		+3	เฟอริก (ferric)
Cu	คิวปรัม (cuprum)	+1	คิวปรัส (cuprous)
		+2	คิวปริก (cupric)
Hg	เมอร์คิวรี (mercury)	+1	เมอร์คิวรัส (mercurous)
		+2	เมอร์คิวริก (mercuric)

ตารางที่ 4.8 ชื่อเรียกสารประกอบไอออนที่โลหะทรานซิชันที่มีเลขออกซิเดชัน 2 ค่า

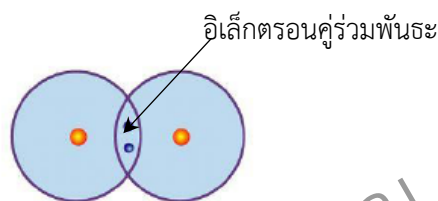
สูตรสารประกอบไอออน	เลขออกซิเดชันของโลหะ	ชื่อเรียกแคตไอออน	ชื่อเรียกสารประกอบไอออน
FeSO ₄	+2	เฟอรัส	เฟอรัสซัลเฟต
FeCl ₃	+3	เฟอริก	เฟอริกคลอไรด์
Cu ₂ O	+1	คิวปรัส	คิวปรัสออกไซด์
CuO	+2	คิวปริก	คิวปริกออกไซด์
Hg ₂ Cl ₂	+1	เมอร์คิวรัส	เมอร์คิวรัสคลอไรด์
HgCl ₂	+2	เมอร์คิวริก	เมอร์คิวริกคลอไรด์

ตารางที่ 4.9 การเขียนและการเรียกชื่อสารประกอบไอออน

ธาตุองค์ประกอบ	สูตรสารประกอบไอออน	ชื่อเรียกสารประกอบไอออน
K กับ O	K_2O	โพแทสเซียมออกไซด์
Ca กับ SO_4^{2-}	$CaSO_4$	แคลเซียมซัลเฟต
Al กับ Cl	$AlCl_3$	อะลูมิเนียมคลอไรด์
Fe^{2+} กับ S	FeS	เฟอร์รัสซัลไฟด์ หรือ เหล็ก(II)ซัลไฟด์
Fe^{3+} กับ CN^-	$Fe(CN)_3$	เฟอริกไซนาไนต์ หรือ เหล็ก(III)ไซนาไนต์
Cr กับ F	CrF_3	โครเมียม(III) ฟลูออไรด์
Mn กับ PO_4^{3-}	$Mn_3(PO_4)_2$	แมงกานีส(II) ฟอสเฟต
Zn กับ O	ZnO	สังกะสีออกไซด์

4.1.2 พันธะโคเวเลนต์

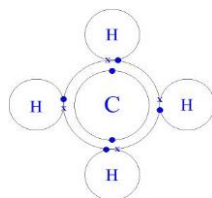
พันธะโคเวเลนต์ (covalent bond) เป็นพันธะที่เกิดจากอะตอมตั้งแต่ 2 อะตอม นำเวเลนซ์อิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกันในจำนวนเท่าๆ กัน ภาพที่ 4.11 แสดงแบบจำลองการเกิดพันธะโคเวเลนต์ของสองอะตอมในการใช้อิเล็กตรอนร่วมกันอะตอมละ 1 อิเล็กตรอน เรียกอิเล็กตรอนที่ใช้ร่วมกันเพื่อสร้างพันธะว่า อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ (bonded-pair electron) ส่วนอิเล็กตรอนที่ไม่ได้ใช้ในการสร้างพันธะ เรียกว่า อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว (lone-pair electron)



ภาพที่ 4.11 ภาพจำลองการเกิดพันธะโคเวเลนต์

1) การเกิดพันธะโคเวเลนต์

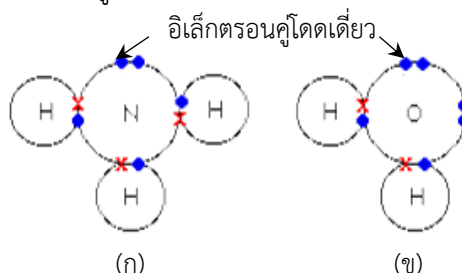
โมเลกุล CH_4 เกิดจากพันธะโคเวเลนต์ระหว่างอะตอม C และ H สามารถอธิบายการเกิดพันธะตามกฎออกเตตได้ คือ C มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 4 อิเล็กตรอน ดังนั้นสามารถเกิดพันธะได้ทั้งหมด 4 พันธะ ในขณะที่ H มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอนจึงสามารถเกิดพันธะได้เพียง 1 พันธะเท่านั้น ดังนั้นการเกิดพันธะโคเวเลนต์ระหว่าง C 1 อะตอมต้องอาศัย H จำนวน 4 อะตอม ดังแสดงในภาพที่ 4.12 อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะที่มาจาก C แทนด้วยจุดวงกลม ส่วนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะที่มาจาก H แทนด้วย x และเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ C ครบ 8 ตามกฎออกเตต ส่วนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ H ครบ 2 (ตามข้อยกเว้นกฎออกเตต)



ภาพที่ 4.12 แสดงการเกิดพันธะโคเวเลนต์ของมีเทน

ตัวอย่างการเกิดพันธะโคเวเลนต์ของโมเลกุล NH_3 และโมเลกุล H_2O แสดงดังภาพที่ 4.13 อธิบายการเกิดพันธะเช่นเดียวกับ CH_4 จะเห็นว่าเมื่อเกิดพันธะโคเวเลนต์ เวเลนซ์อิเล็กตรอนของ N และ O ครบ 8 (ตามกฎออกเตต) ส่วนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ H ครบ 2 (ตามข้อยกเว้นกฎออกเตต) แต่ที่แตกต่างกันคือพันธะที่เกิดขึ้นไม่ได้เกิดตาม

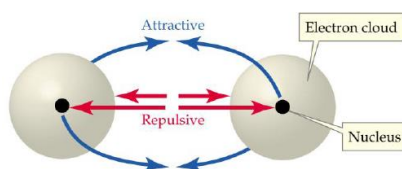
จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน เพราะ N เกิดได้เพียง 3 พันธะ และ O เกิดได้เพียง 2 พันธะ ดังนั้น N จึงมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 1 คู่ ส่วน O มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว 2 คู่



ภาพที่ 4.13 แสดงการเกิดพันธะโคเวเลนต์ของ (ก) NH_3 และ (ข) H_2O

2) พลังงานในการเกิดพันธะโคเวเลนต์

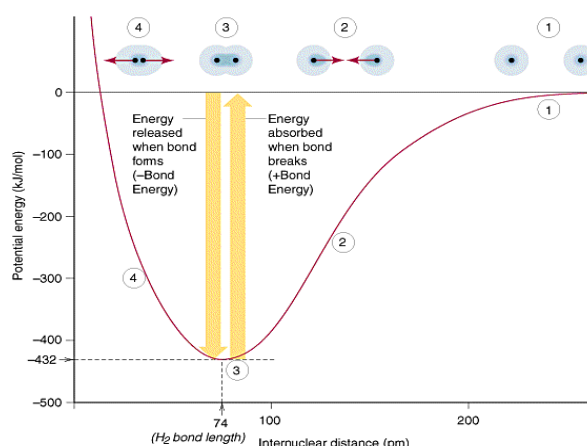
การเกิดพันธะโคเวเลนต์เกี่ยวข้องกับแรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวและแรงดึงดูดที่สมดุลกันระหว่างสองอะตอม แรงผลักระหว่างอิเล็กตรอนของแต่ละอะตอม และระหว่างนิวเคลียสของแต่ละอะตอม แรงดึงดูดเกิดขึ้นจากแรงดึงดูดระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนของทั้งสองอะตอม ดังภาพที่ 4.14



ภาพที่ 4.14 แรงผลักระหว่างอะตอมในการเกิดพันธะโคเวเลนต์. ที่มา: McMurry et al., Chemistry. 2010. p. 108.

การอธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนต์ของแก๊ส H_2 แสดงภาพที่ 4.15 อะตอม H สองอะตอมรวมเป็นโมเลกุล H_2 เมื่ออะตอม H สองอะตอมเคลื่อนที่เข้าใกล้กัน (ตำแหน่ง ②) จะเกิดแรงดึงดูดระหว่างอิเล็กตรอนของอะตอมหนึ่งกับโปรตอนในนิวเคลียสของอีกอะตอมหนึ่ง ทำให้บริเวณระหว่างอะตอมทั้งสองมีอิเล็กตรอนอยู่หนาแน่นกว่าบริเวณอื่น อิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่อยู่ในบริเวณระหว่างอะตอมทั้งสองจะดึงนิวเคลียสของทั้งสองอะตอมให้เข้าใกล้กันมากขึ้น แต่เนื่องจากอิเล็กตรอนของทั้งสองอะตอมมีประจุลบเหมือนกัน และโปรตอนในนิวเคลียสทั้งสองมีประจุบวกเหมือนกัน ส่งผลให้เมื่ออะตอม H เข้ามาใกล้กัน จะเกิดทั้งแรงดึงดูดและแรงผลักร่วมๆ กัน (ดังภาพที่ 4.14) ซึ่งถ้าอะตอม H อยู่ห่างกันจะมีแรงดึงดูดมากกว่าแรงผลักร่วมๆ กัน แต่ถ้าอะตอม H เข้าใกล้กันมากเกินไปจะมีแรงผลักร่วมๆ กันมากกว่าแรงดึงดูด เมื่ออะตอม H สองอะตอมอยู่ห่างกันในระยะที่เหมาะสม พลังงานศักย์ลดลงต่ำสุด ณ ระยะระหว่างนิวเคลียสของ H-H เท่ากับ 74 พิโกเมตร (ตำแหน่ง ③) แรงดึงดูดจะสมดุลกับแรงผลักร่วมๆ กัน ผลรวมของแรงทำให้นิวเคลียสไม่แยกจากกัน และใช้อิเล็กตรอนร่วมกันเกิดเป็นพันธะโคเวเลนต์

ความสัมพันธ์ระหว่างพลังงานศักย์กับระยะระหว่างนิวเคลียสของสองอะตอม (ตามภาพที่ 4.15) จะเห็นได้ว่าเมื่ออะตอมทั้งสองเข้ามาใกล้กัน แรงดึงดูดระหว่างอะตอมทำให้พลังงานศักย์ลดลง และมีระยะหนึ่งที่พลังงานศักย์ลดลงต่ำสุดเท่ากับ -432 kJ/mol (ระยะ ③) ถ้าอะตอมทั้งสองเข้าใกล้กันมากกว่านี้ แรงผลักระหว่างนิวเคลียสทำให้พลังงานศักย์เพิ่มขึ้น (ตำแหน่ง ④) โมเลกุล H_2 ไม่เสถียร (อะตอม H แยกออกจากกัน) ระยะห่างระหว่างนิวเคลียสของอะตอม H สองอะตอมที่มีเสถียรภาพเป็น 74 พิโกเมตร หมายความว่า ความยาวพันธะของโมเลกุล H_2 เท่ากับ 74 พิโกเมตร และพลังงานพันธะของ H_2 เท่ากับ 432 kJ/mol

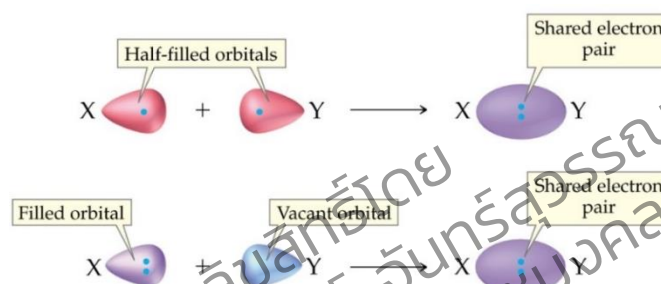


ภาพที่ 4.15 ความสัมพันธ์ระหว่างพลังงานศักย์กับระยะระหว่างนิวเคลียสของไฮโดรเจน. ที่มา: Silberberg. Chemistry. 2013. p. 338.

3) พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์

พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ (coordinate covalent bond) เกิดจากอะตอมของธาตุหนึ่งเป็นผู้ให้อิเล็กตรอนแก่อีกอะตอมหนึ่งที่สามารถรับคู่อิเล็กตรอนได้ แล้วเกิดเป็นพันธะโคเวเลนต์

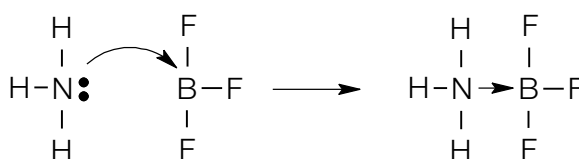
พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ แตกต่างจากพันธะโคเวเลนต์ปกติตรงที่ไม่ได้เกิดจากอะตอมทั้งสองนำเวเลนซ์อิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกัน แบบจำลองเปรียบเทียบการเกิดพันธะโคเวเลนต์ปกติและการเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์แสดงดังภาพที่ 4.16



ภาพที่ 4.16 แบบจำลอง (ก) การเกิดพันธะโคเวเลนต์ปกติ และ (ข) พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์. ที่มา: McMurry et al. Chemistry. 2010. p115

จากแบบจำลองภาพที่ 4.16 จะเห็นความแตกต่างของการเกิดพันธะโคเวเลนต์ปกติและพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ คือการนำเวเลนซ์อิเล็กตรอนมาใช้ร่วมกัน ในพันธะโคเวเลนต์ปกติ อะตอม X และ Y ใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนของตัวเอง ในขณะที่พันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์จะเห็นว่าฝ่ายหนึ่งให้อิเล็กตรอนหนึ่ง เรียกว่าผู้ให้อิเล็กตรอน (electron paired donor) อีกฝ่ายทำหน้าที่รับคู่อิเล็กตรอน เรียกว่า ผู้รับคู่อิเล็กตรอน (electron paired acceptor) โดยผู้รับคู่อิเล็กตรอนต้องมีออร์บิทัลว่างสำหรับรับคู่อิเล็กตรอนเพื่อเกิดเป็นพันธะโคเวเลนต์

ตัวอย่างโมเลกุลที่เกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ เช่น $\text{H}_3\text{N}-\text{BF}_3$ แสดงในภาพที่ 4.17

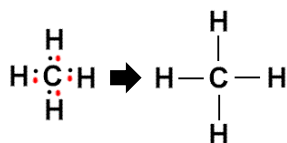


ภาพที่ 4.17 แสดงการเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์

เมื่อพิจารณาจากเวเลนซ์อิเล็กตรอนของ B ซึ่งอยู่หมู่ 3A จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 3 อิเล็กตรอน และอิเล็กตรอนทั้ง 3 อิเล็กตรอนได้ใช้เป็นอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะกับ H 3 อะตอมหมดแล้ว ดังนั้น B จึงไม่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเหลือที่จะใช้สร้างพันธะได้อีก ส่วนโมเลกุล NH_3 อะตอม N ซึ่งอยู่หมู่ 5A จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 5 อิเล็กตรอน เกิดพันธะกับ H 3 อะตอม ดังนั้น N จึงมีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวอีก 1 คู่ เมื่อ B ไม่มีอิเล็กตรอนที่จะสามารถสร้างพันธะได้ แต่ B มีออร์บิทัลว่าง (คือออร์บิทัล-2p) จึงสามารถรับคู่อิเล็กตรอนจาก N เกิดเป็นพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนซ์

4) ประเภทของพันธะโคเวเลนซ์

1) พันธะเดี่ยว (single bond) คือพันธะโคเวเลนซ์ที่เกิดจากใช้อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 1 คู่ เขียนโดยใช้ขีดหนึ่งเส้น (—) แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 1 คู่ที่อยู่ระหว่างอะตอมทั้งสองอะตอม เช่น พันธะระหว่าง C กับ H ในโมเลกุล CH_4



2) พันธะคู่ (double bond) คือพันธะโคเวเลนซ์ที่เกิดจากใช้อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 2 คู่ เขียนโดยใช้ขีดสองเส้น (=) แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 2 คู่ที่อยู่ระหว่างอะตอมทั้งสองอะตอม เช่น พันธะระหว่าง C กับ O ในโมเลกุล CO_2 โดย C มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 4 อิเล็กตรอน ส่วน O มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 6 อิเล็กตรอน ยังขาดอีก 2 อิเล็กตรอนจะครบ 8 ตามกฎออกเตต เมื่อ C นำอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอนมาใช้ในการสร้างพันธะกับ O 2 อะตอม เกิดเป็นพันธะคู่ระหว่าง C และ O ทำให้อะตอมทั้งสองมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8 และ O มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวอะตอมละ 2 คู่



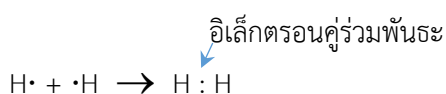
3) พันธะสาม (triple bond) คือ พันธะโคเวเลนซ์ที่เกิดจากใช้อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 3 คู่ เขียนโดยใช้ขีดสามเส้น ($\equiv$) แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 3 คู่ที่อยู่ระหว่างอะตอมทั้งสองอะตอม เช่น พันธะระหว่าง N สองอะตอมในโมเลกุลของ N_2 โดย N แต่ละอะตอมมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 5 อิเล็กตรอน ขาดอีก 3 อิเล็กตรอนตามกฎออกเตต เมื่อแต่ละอะตอมใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกัน 3 คู่ (มาจากอะตอมละ 3 อิเล็กตรอน) เกิดเป็นพันธะสาม ทำให้ไนโตรเจนแต่ละอะตอมมีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 8 และ N มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวอะตอมละ 1 คู่



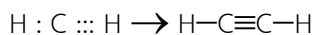
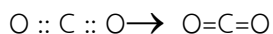
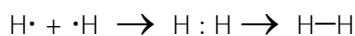
5) สูตรโครงสร้างของโมเลกุลโคเวเลนซ์

1) สูตรโครงสร้างแบบจุด (electron dot formula) ลิวอิส เสนอใช้สัญลักษณ์แบบจุด (•) แทนจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน และสัญลักษณ์ (:) แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะหรืออิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว

ตัวอย่าง การเขียนสูตรโครงสร้างแบบจุดของแก๊ส H_2 โดยอะตอม H มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน สูตรโครงสร้างแบบจุดเขียนได้เป็น $\text{H} \cdot$ เมื่อไฮโดรเจน 2 อะตอมรวมกันเป็นโมเลกุล H_2 จะใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนร่วมกัน 1 คู่ จึงเขียนสูตรแบบจุดได้ดังนี้

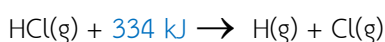


2) สูตรโครงสร้างแบบเส้น (dash formula) เป็นการเขียนโดยใช้ขีดหนึ่งเส้น (—) แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 1 คู่ที่อยู่ระหว่างอะตอมทั้งสองอะตอม และใช้ขีดสองเส้น (=) และขีดสามเส้น (≡) แทนอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะ 2 คู่ และ 3 คู่ ตามลำดับ



6) พลังงานพันธะ

พลังงานพันธะ (bond energy) คือพลังงานที่ใช้ไปเพื่อสลายพันธะภายในโมเลกุลให้แยกออกจากกัน กลายเป็นอะตอมในสถานะแก๊ส เช่น



ในการสลายพันธะชนิดเดียวกันในสารต่างชนิดกันใช้พลังงานไม่เท่ากัน ถ้าการสลายพันธะในโมเลกุลชนิดเดียวกันแต่มีหลายพันธะ จะต้องสลายพันธะหลายขั้นและใช้พลังงานไม่เท่ากัน ซึ่งต้องใช้ค่าเฉลี่ยเรียกว่า พลังงานพันธะเฉลี่ย (average bond energy) เช่นกรณีของพันธะ C-H มีค่าพลังงานพันธะเฉลี่ยเท่ากับ 413 kJ/mol ลักษณะสำคัญของพลังงานพันธะ (ตารางที่ 4.10)

ตารางที่ 4.10 พลังงานพันธะเฉลี่ย (kJ/mol)

พันธะเดี่ยว							
H-H	432	N-H	391	Si-H	323	S-H	347
H-F	565	N-N	160	Si-Si	226	S-S	266
H-Cl	427	N-P	209	Si-O	368	S-F	327
H-Br	363	N-O	201	Si-S	226	S-Cl	271
H-I	295	N-F	272	Si-F	565	S-Br	218
		N-Cl	200	Si-Cl	381	S-I	170
C-H	413	N-Br	243	Si-Br	310		
C-C	347	N-I	159	Si-I	234	F-F	159
C-Si	301					F-Cl	193
C-N	305	O-H	467	P-H	320	F-Br	212
C-O	358	O-P	351	P-Si	213	F-I	263
C-P	264	O-O	204	P-P	200	Cl-Cl	243
C-S	259	O-S	265	P-F	490	Cl-Br	215
C-F	453	O-F	190	P-Cl	331	Cl-I	208
C-Cl	339	O-Cl	203	P-Br	272	Br-Br	193
C-Br	276	O-Br	234	P-I	184	Br-I	175
C-I	216	O-I	234			I-I	151
พันธะคู่และพันธะสาม							
C=C	614	N=N	418	C≡C	839	N≡N	945
N=N	615	N=O	607	C≡N	891		
C=O	745 (CO ₂)	O=O	498	C≡O	1070		

ที่มา: ดัดแปลงจาก Silberberg, Chemistry, 2013, p340

การสลายพันธะเป็นการเปลี่ยนแปลงประเภทดูดพลังงาน (endothermic) คือเป็นปฏิกิริยาที่ใช้พลังงานในการสลายพันธะเดิมมากกว่าพลังงานที่คายออกมาเมื่อเกิดพันธะใหม่



การเกิดพันธะเป็นการเปลี่ยนแปลงประเภทคายพลังงาน (exothermic) คือเป็นปฏิกิริยาที่ใช้พลังงานในการสลายพันธะเดิมน้อยกว่าพลังงานที่คายออกมาเมื่อเกิดพันธะใหม่



4.1.3 พันธะโลหะ

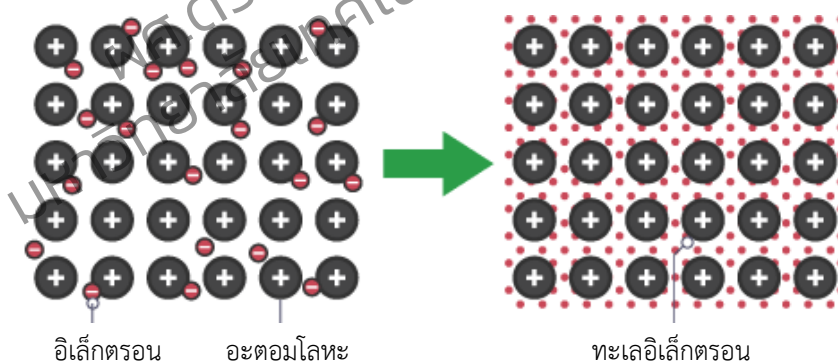
พันธะโลหะ (metallic bond) คือแรงดึงดูดระหว่างแคตไอออนที่เรียงชิดกันกับอิเล็กตรอนที่อยู่โดยรอบ เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่อะตอมโลหะใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมดร่วมกันและอิเล็กตรอนไม่ได้โคจรรอบอะตอมใดอะตอมหนึ่งเพียงอะตอมเดียว ดังแสดงแบบจำลองในภาพที่ 4.18 แต่อิเล็กตรอนทุกตัวสามารถเคลื่อนที่ไปยังอะตอมใกล้เคียงได้ อิสระและรวดเร็ว จึงมีสภาพคล้ายกับมีกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนปกคลุมก้อนโลหะ เสมือนแคตไอออนของโลหะฝังอยู่ในกลุ่มหมอกอิเล็กตรอน จึงเกิดแรงดึงดูดที่แน่นหนาทั่วไปทุกตำแหน่งภายในก้อนโลหะ



ภาพที่ 4.18 แบบจำลองการโคจรของอิเล็กตรอนในพันธะโลหะ

1) ทฤษฎีแบบจำลองทะเลอิเล็กตรอน

เนื่องจากโลหะเป็นธาตุที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนน้อย โลหะมีค่า E ต่ำ แสดงว่าอิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานสุดท้ายมีแรงดึงดูดกับนิวเคลียสอย่างหลวมๆ ทำให้อิเล็กตรอนเหล่านี้เคลื่อนที่ไปมารอบๆ อะตอมของโลหะได้ เสมือนว่าอิเล็กตรอนเป็นของอะตอมทุกตัว อิเล็กตรอนเหล่านี้เคลื่อนที่ได้อย่างอิสระทำหน้าที่คล้ายซีเมนต์ที่ช่วยยึดไอออนของโลหะให้อยู่ในตำแหน่งที่คงที่ ดังภาพที่ 4.19 การที่อิเล็กตรอนสามารถไหลไปมาในโลหะได้อย่างอิสระ ทำให้โลหะมีสมบัติเป็นตัวนำความร้อนและไฟฟ้าที่ดี

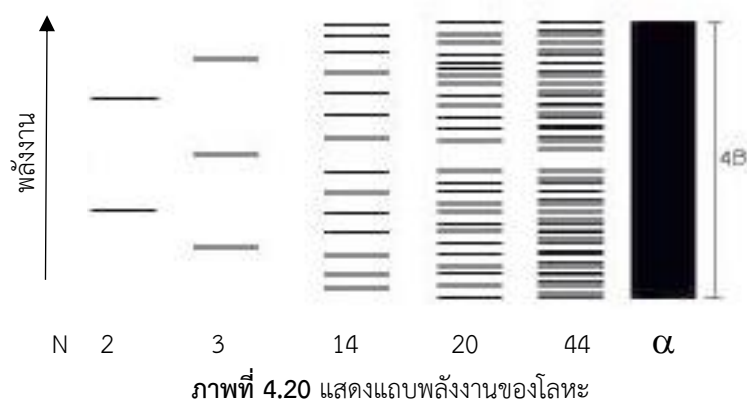


ภาพที่ 4.19 แบบจำลองทะเลอิเล็กตรอนในพันธะโลหะ. ที่มา: <http://www.bbc.co.uk/schools/gcsebitesize/science/>

แบบจำลองทะเลอิเล็กตรอนสามารถอธิบายสมบัติเฉพาะของโลหะได้ แต่ไม่สามารถอธิบายสมบัติหลายอย่างในเชิงปริมาณได้ เช่น ความจุความร้อนของโลหะ ระดับพลังงานของอิเล็กตรอนในโลหะ และสมบัติการเป็นสารตัวนำของโลหะ

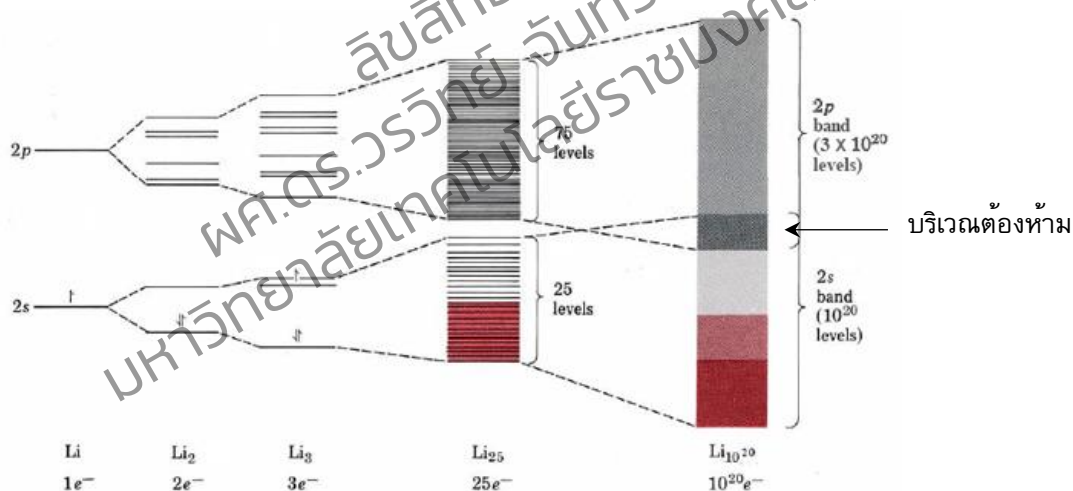
2) ทฤษฎีแถบพลังงาน

ทฤษฎีแถบพลังงาน (energy band theory) อาศัยพื้นฐานของทฤษฎีออร์บิทัลเชิงโมเลกุล เนื่องจากอะตอมของโลหะอยู่ใกล้ชิดกันมากและอยู่อย่างเป็นระเบียบ การสัมผัสกันระหว่างอะตอมหลายๆ อะตอมทำให้ออร์บิทัลเชิงอะตอมของแต่ละอะตอมนั้นรวมกันเป็นออร์บิทัลเชิงโมเลกุลที่มีจำนวนเท่าเดิม และโลหะมีจำนวนอะตอมมากมาย จำนวนออร์บิทัลเชิงโมเลกุลจึงมีมากตามไปด้วย ระดับพลังงานของออร์บิทัลเชิงโมเลกุลอยู่ใกล้กันมากจึงเกิดการเชื่อมต่อเนื่องขึ้นเป็นแถบ เรียกว่าแถบพลังงาน (energy band) ดังภาพที่ 4.20



ภาพที่ 4.20 แสดงแถบพลังงานของโลหะ

ตัวอย่างโลหะ Li มี 3 อิเล็กตรอน ($1s^2 2s^1$) จำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน ถ้า Li 2 อะตอมมารวมกัน จะเกิดออร์บิทัลเชิงโมเลกุล 2 ออร์บิทัล แต่ถ้า Li 1 ขึ้นประกอบด้วยอะตอม Li เป็นจำนวนหลายล้านอะตอม (Li 1 โมล มีจำนวนอะตอมเท่ากับ 6.02×10^{23} อะตอม) เมื่อมีอะตอมมากขึ้นทำให้จำนวนออร์บิทัลเชิงโมเลกุลมากขึ้นตามไปด้วย ระดับพลังงานในออร์บิทัลเชิงโมเลกุลจะใกล้ชิดกันมากขึ้นจนเหมือนว่าเป็นแถบต่อเนื่องกัน ดังภาพที่ 4.21 สมมติว่า Li 10^{20} อะตอมจะเกิดออร์บิทัลเชิงโมเลกุลจำนวน 10^{20} ออร์บิทัลเป็นแถบ

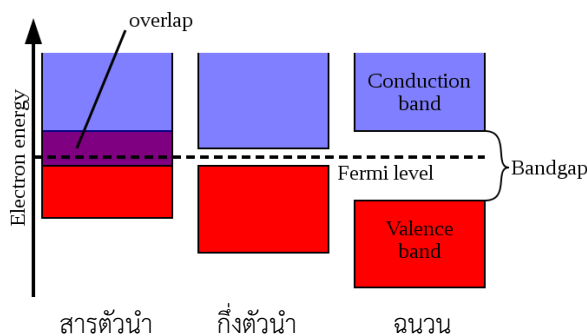


ภาพที่ 4.21 แสดงแถบพลังงานของโลหะลิเทียม. ที่มา: <http://chempaths.chemeddl.org/services/chempaths/>

จากภาพที่ 4.21 จะเห็นว่า แถบ-2s (2s-band) มีอยู่เพียง 1 อิเล็กตรอนซึ่งไม่เต็มออร์บิทัล-2s และแถบ-2p (2p-band) เป็นออร์บิทัลที่ว่างเปล่า และบางส่วนซ้อนเหลื่อมกับแถบ 2s เนื่องจากอะตอมของ Li อยู่ชิดติดกันและมีพลังงานใกล้เคียงกัน อิเล็กตรอนจึงมีที่ว่างพอที่จะเคลื่อนที่ไปมาได้ ด้วยเหตุนี้ Li จึงมีสมบัตินำไฟฟ้าและนำความร้อนได้

แถบที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนครอบครองอยู่ (แถบ-2s ในกรณี Li) เรียกว่า แถบเวเลนซ์ (valence band) ส่วนแถบที่ไม่มีอิเล็กตรอนครอบครองอยู่ (แถบ-2p ในกรณี Li) เรียกว่า แถบการนำ (conduction band) และเรียกช่องว่าง (gap) ระหว่างแถบเวเลนซ์กับแถบการนำว่า บริเวณต้องห้าม

ทฤษฎีแถบพลังงานของโลหะอธิบายสมบัติการนำไฟฟ้าของสารต่างๆ ได้ โดยแบ่งสารออกเป็น 3 ชนิด ตามลักษณะของแถบพลังงาน ดังภาพที่ 4.22



ภาพที่ 4.22 ช่องแถบพลังงานของสารตัวนำ กึ่งตัวนำและฉนวน. ที่มา: <http://www.vikdhillon.staff.shef.ac.uk>

1) สารตัวนำ (conductor) เมื่ออิเล็กตรอนได้รับพลังงานจากสนามไฟฟ้าจะสามารถเคลื่อนที่ไปอยู่ในส่วนที่ว่างของออร์บิทัลได้ทำให้โลหะนำไฟฟ้าได้

2) สารกึ่งตัวนำ(semi-conductor) โดยทั่วไปแล้วบริเวณต้องห้ามระหว่างแถบเวเลนซ์และแถบนำไฟฟ้ามักจะไม่กว้างนัก เมื่ออิเล็กตรอนได้รับพลังงานที่สูงกว่าบริเวณต้องห้าม อิเล็กตรอนจะสามารถเข้ามาอยู่ในแถบนำไฟฟ้าได้ ดังนั้นจึงสามารถนำไฟฟ้าได้ สารกึ่งตัวนำมักเป็นตัวนำที่ดีเมื่ออุณหภูมิสูงขึ้น

3) ฉนวน (insulator) คล้ายๆ กับกรณีของสารกึ่งตัวนำแต่ต่างกันตรงบริเวณต้องห้ามมีความกว้างมาก ดังนั้นอิเล็กตรอนไม่สามารถเคลื่อนที่ไปอยู่ในแถบตัวนำไฟฟ้าได้ ไม่ว่าจะให้พลังงานแก่อิเล็กตรอนมากเพียงใด ดังนั้นจึงเป็นฉนวน

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

1. จงอธิบายการเกิดพันธะไอออนระหว่าง Na กับ F
2. จงอธิบายกฎออกเตต
5. จงเขียนสูตรสารประกอบไอออนที่เกิดจากการรวมตัวระหว่างแคตไอออนกับแอนไอออนต่อไปนี้

แอนไอออน แคตไอออน	F^-	S^{2-}	NO_3^-	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}
Na^+					
Ba^{2+}					
Al^{3+}					
Cu^{2+}					
NH_4^+					

6. จงเขียนสูตรและอ่านชื่อสารประกอบไอออนที่เกิดจากการรวมตัวระหว่างธาตุต่อไปนี้

ธาตุองค์ประกอบ	สูตรสารประกอบไอออน	ชื่อสารประกอบไอออน
K กับ Cl		
Ca กับ I		
Al กับ H		
Pb กับ O		
Li กับ H		

7. จงเรียกชื่อสารประกอบต่อไปนี้

- 1) NH_4CN
- 2) Na_2HPO_4
- 3) $Al(OH)_3$
- 4) Fe_2O_3

8. จงอธิบายการเกิดพันธะโคเวเลนต์ระหว่าง C กับ Cl
9. จงอธิบายการเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ ยกตัวอย่าง

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. กิจกรรมในห้องเรียน และกิจกรรมการบ้าน

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

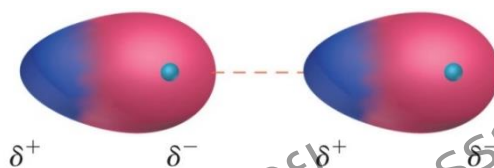
แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล (intermolecular force) เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดขึ้นระหว่างโมเลกุลกับโมเลกุล โดยจะเป็นโมเลกุลชนิดเดียวกันหรือโมเลกุลต่างชนิดกันก็ได้ แรงยึดเหนี่ยวประเภทนี้ได้แก่ แรงแวนเดอร์วาลส์ และพันธะไฮโดรเจน

4.2.1 แรงแวนเดอร์วาลส์

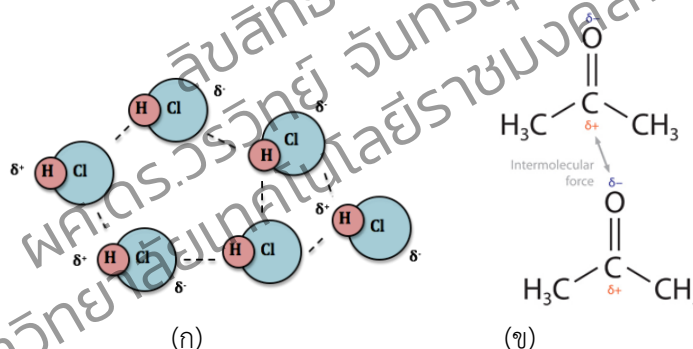
แรงแวนเดอร์วาลส์ (Van der Waals forces) คือแรงดึงดูดแบบอ่อนๆ เนื่องมาจากประจุไฟฟ้าที่มีขนาดเล็กๆ แรงแวนเดอร์วาลส์มีค่าพลังงานน้อยมากเมื่อเปรียบเทียบกับพันธะไอออน พันธะโคเวเลนต์ และพันธะไฮโดรเจน ซึ่งแรงแวนเดอร์วาลส์แบ่งออกเป็น 3 ชนิด คือ

1) แรงไดโพล-ไดโพล

แรงไดโพล-ไดโพล (dipole-dipole interaction) หรือแรงดึงดูดระหว่างขั้ว (dipole-dipole force) เป็นแรงยึดเหนี่ยวที่เกิดจากการกระทำระหว่างโมเลกุลที่มีขั้วสองโมเลกุลขึ้นไป โมเลกุลที่มีไดโพลโมเมนต์แบบถาวรจะเอาด้านที่มีประจุตรงข้ามหันเข้าหากันตามแรงดึงดูดทางประจุไฟฟ้า ดังภาพที่ 4.23 ในโมเลกุลโคเวเลนต์ที่มีขั้วแต่ไม่เกิดพันธะไฮโดรเจน ขั้วที่ต่างกันจะเกิดแรงดึงดูดกันได้อย่างอ่อนๆ เช่น HCl , H_2S , CO และ PH_3 ภาพที่ 4.24 แสดงการเกิดแรงไดโพล-ไดโพลของโมเลกุล HCl และแอมโมเนีย



ภาพที่ 4.23 แบบจำลองการเกิดแรงไดโพล-ไดโพล



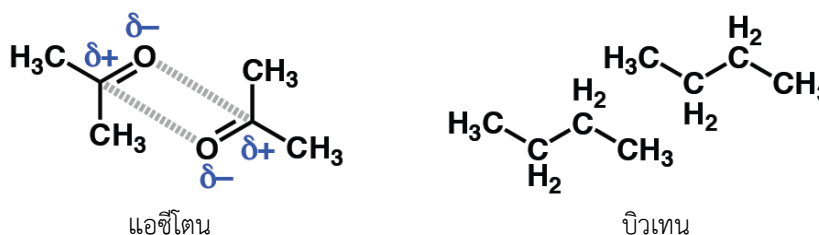
ภาพที่ 4.24 การเกิดแรงไดโพล-ไดโพลของ (ก) HCl และ (ข) แอมโมเนีย

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

แรงไดโพล-ไดโพลมีความสำคัญในการจัดเรียงตัวของโมเลกุลในผลึกของแข็ง และในโมเลกุลที่อยู่ในสถานะแก๊สและของเหลว เนื่องจากโมเลกุลมีการจัดเรียงตัวอย่างไม่เป็นระเบียบ มีการเคลื่อนที่ตลอดเวลาจึงเป็นผลให้แรงไดโพลมีทั้งแบบผลัก (repulsion) และดึงดูด (attraction) แต่เมื่อรวมเวกเตอร์แล้ว แรงลัพธ์เป็นผลให้เป็นแรงดึงดูดอย่างอ่อนๆ

เมื่อเปรียบเทียบแรงไดโพล-ไดโพลกับแรงลอนดอน (London forces) โดยที่โมเลกุลมีขนาดพอๆ กัน พบว่าแรงไดโพล-ไดโพลมีความแข็งแรงมากกว่า ตัวอย่างระหว่างโมเลกุลแอมโมเนีย ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) กับโมเลกุลบิวเทน (C_4H_{10}) ดัง

ภาพที่ 4.25 โดยโมเลกุลทั้งสองมีขนาดใกล้เคียงกัน มีมวลโมเลกุลเท่ากัน (58 g/mol) แต่กลับพบว่าจุดเดือดของทั้งสองโมเลกุลแตกต่างกันมาก แอซีโตนมีจุดเดือดเท่ากับ 56°C ส่วนบิวเทนมีจุดเดือดเท่ากับ -0.6°C จุดเดือดของแอซีโตนที่สูงกว่ามาก เนื่องจากเกิดแรงไดโพล-ไดโพล ที่กระทำระหว่างโมเลกุล ส่วนโมเลกุลบิวเทนเกิดแรงดึงดูดแบบลอนดอน



ภาพที่ 4.25 แสดงแรงไดโพล-ไดโพลของโมเลกุลแอซีโตน

2) แรงไดโพลอินดิวซ์ไดโพล (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 4.26 โมเลกุลของ H_2O เป็นโมเลกุลที่มีขั้วเหนี่ยวนำให้โมเลกุล O_2 ที่ไม่มีขั้วเกิดขั้วขึ้นชั่วคราว แล้วจึงเกิดแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลทั้งสองด้วยประจุที่ต่างกัน



ภาพที่ 4.26 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 อิเล็กตรอนมากกระจุกตัวกันอยู่บริเวณเดียวกัน ทำให้เกิดประจุลบบางส่วน (ประจุลบชั่วคราวที่มีค่าประจุน้อยมาก เขียนแทนด้วย δ^-) เกิดขึ้น และทำให้บริเวณที่ไม่มีอิเล็กตรอนอยู่เกิดประจุบวกบางส่วน (ประจุบวกชั่วคราวที่มีค่าประจุน้อยมาก เขียนแทนด้วย δ^+) ประจุไฟฟ้าชั่วคราวที่เกิดขึ้นจะเหนี่ยวนำให้โมเลกุลข้างเคียงเกิดแรงยึดเหนี่ยวกัน ตัวอย่างโมเลกุล I_2 ดังภาพที่ 4.27 แรงลอนดอนแปรผันตามขนาดของโมเลกุล เพราะโมเลกุลที่มีขนาดใหญ่โอกาสที่อิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่เสียสมดุลจึงมีมาก ตัวอย่างโมเลกุลที่สามารถเกิดแรงลอนดอน เช่น F_2 , Cl_2 , Br_2 และ CO_2



ภาพที่ 4.27 แรงลอนดอนของโมเลกุล I_2

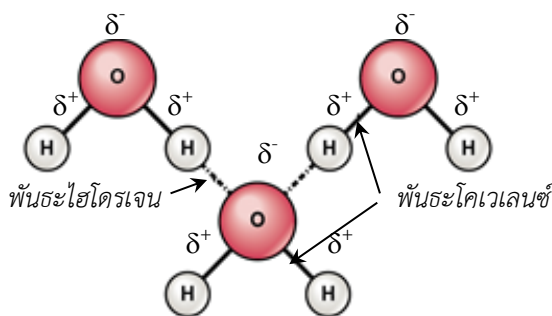
4.2.2 พันธะไฮโดรเจน

1) การเกิดพันธะไฮโดรเจน

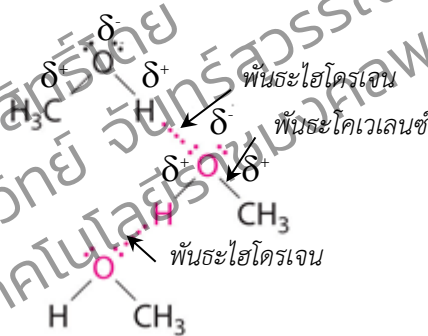
พันธะไฮโดรเจน (hydrogen bond) คือแรงดึงดูดที่เกิดจากระหว่างโมเลกุลสองโมเลกุล แต่ละโมเลกุลมีอะตอมของ H สร้างพันธะโคเวเลนต์กับอะตอมของธาตุที่มีค่า EN สูง เช่น F (EN=4.0), O (EN=3.5) และ N (EN=3.0)

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



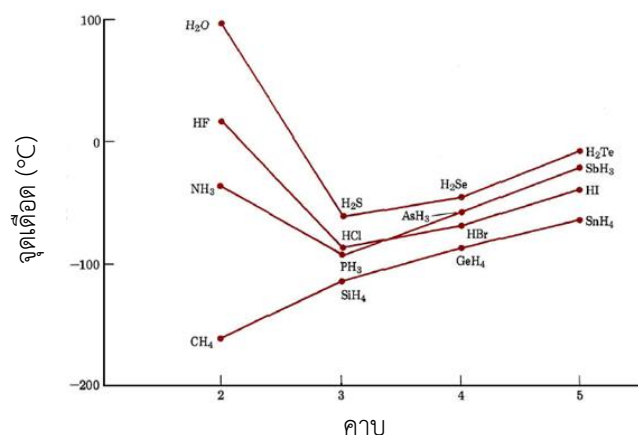
ภาพที่ 4.28 การเกิดพันธะไฮโดรเจนของโมเลกุลน้ำ



ภาพที่ 4.29 การเกิดพันธะไฮโดรเจนของโมเลกุลเมทานอล

2) สมบัติจุดเดือดของสารที่เกิดพันธะไฮโดรเจน

โมเลกุลโคเวเลนต์ที่เกิดพันธะไฮโดรเจนได้จะมีจุดเดือดสูงกว่าที่โมเลกุลที่ไม่เกิดพันธะไฮโดรเจน ภาพที่ 4.30 แสดงความสัมพันธ์ระหว่างจุดเดือดกับโมเลกุลสารประกอบไฮโดรเจนในละหมู่ (ตามแนวนอน) และแต่ละคาบ (ตามแนวตั้ง) จากรูปจะเห็นว่าจุดเดือดของโมเลกุลที่ไม่มีขั้วจาก CH_4 ถึง SH_4 (เส้นล่างสุด) จะเพิ่มขึ้นเมื่อหมายเลขคาบที่เพิ่มขึ้น (C, Si, Ge และ Sn เป็นธาตุที่อยู่หมู่ 4A เช่นเดียวกัน) เมื่อพิจารณาสารประกอบไฮโดรเจนของหมู่ 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 4.30 ผลของพันธะไฮโดรเจนที่มีต่อจุดเดือดของสาร. ที่มา: Silberberg. Chemistry. 2013. p. 433.

พันธะไฮโดรเจนเกิดได้ทั้งภายในโมเลกุลและพันธะระหว่างโมเลกุล การเกิดพันธะไฮโดรเจนมีผลต่อสมบัติทางกายภาพของสาร โดยโมเลกุลโคเวเลนต์ที่เกิดพันธะไฮโดรเจนกับน้ำได้จะละลายได้ดีในน้ำ เช่นเอทานอล (C_2H_5OH) สามารถเกิดพันธะไฮโดรเจนกับโมเลกุลของน้ำ จุดเดือดและจุดหลอมเหลวของสารที่สามารถเกิดพันธะไฮโดรเจนระหว่างโมเลกุลจะมีจุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูงกว่าพวกโมเลกุลที่ไม่เกิดพันธะไฮโดรเจนดังตารางที่ 4.11

ตารางที่ 4.11 เปรียบเทียบจุดเดือดและจุดหลอมเหลวของสารที่เกิดพันธะไฮโดรเจน

โมเลกุล	มวลโมเลกุล	พันธะไฮโดรเจน	จุดเดือด ($^{\circ}C$)	จุดหลอมเหลว ($^{\circ}C$)
CH_4	16	ไม่เกิด	-162	-183
NH_3	17	เกิด	-33	-78
H_2O	18	เกิด	100	0
HF	19	เกิด	25	-83.5
C_2H_5OH	46	เกิด	78.4	-114.3

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

1. จงอธิบายชนิดแรงแวนเดอร์วาลส์
2. จงอธิบายการเกิดพันธะพันธะไฮโดรเจน
3. จงอธิบายพันธะไฮโดรเจน มีผลต่อสมบัติกายภาพของน้ำอย่างไร

เอกสารอ้างอิง

1. โครงการตำราวิทยาศาสตร์และคณิตศาสตร์มูลนิธิ สวอน. 2547. **เคมี 1 (เคมีคำนวณ อะตอม ตารางธาตุ พันธะเคมี)**. บริษัทด้านสหภาพการพิมพ์ จำกัด.
2. ชัยวัฒน์ เจนวาณิชย์. 2546. **หลักเคมี 1 (ฉบับปรับปรุง)**. พิมพ์ครั้งที่ 5. โอเดียนสโตร์.
3. นภดล ไชยคำ, พีรพรรณ พันธนาวิณ และลัดดาวัลย์ ผดุงทรัพย์. 2545. **เคมี 1**. แมคกรอฮิล.
4. รานี สุวรรณพฤกษ์. 2553. **เคมีทั่วไป สำหรับสาขาวิศวกรรมศาสตร์ เล่ม 1**. พิมพ์ครั้งที่ 3. บริษัทวิทยพัฒน์ จำกัด.
5. ลัดดา มีสุข. 2545. **เคมีทั่วไป เล่ม1 ฉบับรวบรัด**. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์มหาวิทยาลัยเกษตรศาสตร์.
6. อภิสิทธิ์ ศงสะเสน, สรณนรินทร์ บังเกิดผล และอาทิตย์ สกุลตันติเมธา. 2554. **เคมีทั่วไปสำหรับวิศวกร**. บริษัททริฟเฟิล กรุ๊ป จำกัด.
7. อินทิรา หาญพงษ์พันธ์ และบัญชา พูลโสภา. 2554. **เคมีทั่วไป สำหรับนิสิตวิศวกรรมศาสตร์ (ฉบับปรับปรุง)**. พิมพ์ครั้งที่ 9. สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
8. Averil B. A. **Principles of General Chemistry**.
<http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
<http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
9. Brown L. S., Holme T. A. 2010. **Chemistry for Engineering Students**, 2nd ed. Thomson Brook Cole.
10. Brown T. L., LeMay H. E., Bursten B. E., Murphy C. J., Woodward P. 2009. **Chemistry: The Central Science**, 7th ed. Pearson Education, Inc.
11. Burns. R. A. **Fundamentals of Chemistry**. 4th ed.
http://wps.prenhall.com/esm_burns_chemistry_4/
12. Chang R., Goldsby K. A. 2013. **Chemistry**. 11th ed. McGraw-Hill.
13. Hill J. W., Petrucci R. H., McCreary T. W., Perry S. S., **General Chemistry**, 4th ed.,
http://wps.prenhall.com/esm_hillpetrucci_genchem_4/
14. McMurry J., Castellion M., Ballantine D. S., Hoeger C. A. Peterson V. E. 2010. **Fundamentals of General, Organic, and Biological Chemistry**. Pearson Education, Inc.
15. Petrucci R. H., Geoffrey F., Herring, Madura J. D. Bissonnette C. 2010. **General Chemistry: Principles and Modern Applications**. 10th ed. Pearson Prentice Hall.
16. Silberberg M. S. 2013. **Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change**. McGraw-Hill.
17. Silberberg M. S. 2013. **Principle of General Chemistry**. McGraw-Hill.

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 9

หน่วยเรียนที่ 5 สมบัติแก๊ส ของแข็ง ของเหลว และสารละลาย
บทเรียนที่ 5.1 สมบัติแก๊ส

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจเกี่ยวกับสมบัติแก๊ส

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายเกี่ยวกับกฎของแก๊ส
2. อธิบายทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส
3. อธิบายพฤติกรรมของแก๊สจริง

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 5 สมบัติแก๊ส ของแข็ง ของเหลว และสารละลาย

บทเรียนที่ 5.1 สมบัติแก๊ส

แก๊สเป็นสถานะของสารที่มีแรงดึงดูดระหว่างอนุภาคน้อยมาก จึงทำสมบัติทางกายภาพของแก๊ส แตกต่างจากของแข็งและของเหลว เช่นมีรูปร่างและปริมาตรไม่แน่นอน ซึ่งขึ้นอยู่กับรูปร่างภาชนะที่บรรจุ อนุภาคเคลื่อนที่อยู่ตลอดเวลาอย่างไร้ระเบียบ โดยทิศทางไม่แน่นอน สามารถบีบอัดให้มีปริมาตรลดลง มีอัตราการแพร่เร็ว แก๊สผสมกันได้ ทุกอัตราส่วนเป็นเนื้อเดียว มีความหนาแน่นต่ำมาก ความดันและอุณหภูมิมีอิทธิพลต่อปริมาตรของแก๊ส แก๊สโดยทั่วไปมีลักษณะโปร่งใส มองทะลุผ่านได้ แต่บางชนิดอาจมีสมบัติเฉพาะตัว แก๊สแบ่งออกเป็น 2 ประเภท ดังนี้

1) แก๊สอุดมคติ (ideal gas) หรือแก๊สสมบูรณ์ (perfect gas) เป็นแก๊สที่สมมติขึ้นมาใช้เพื่ออธิบายพฤติกรรมบางอย่างของแก๊ส ดังนั้น แก๊สอุดมคติไม่มีอยู่จริงในธรรมชาติ โดยแก๊สอุดมคติจะคิดโดยไม่มีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล (ถือว่าเป็นเพียงจุดที่อยู่ในภาชนะที่บรรจุแก๊สเท่านั้น ซึ่งมีค่าน้อยมากจนถือว่าไม่มีปริมาตร)

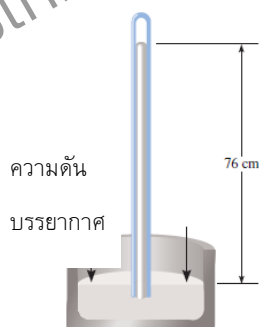
2) แก๊สจริง (real gas) เป็นแก๊สที่มีอยู่จริงในธรรมชาติ มีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล ซึ่งมีพฤติกรรมที่ไม่เป็นไปตามกฎของแก๊ส แต่แก๊สจริงจะมีพฤติกรรมคล้ายกับแก๊สอุดมคติเมื่ออยู่ที่อุณหภูมิสูงๆ และความดันต่ำๆ ซึ่งจะทำให้โมเลกุลของแก๊สอยู่ห่างกันมาก ทำให้มีจำนวนโมเลกุลน้อย ซึ่งถือว่าแก๊สไม่มีแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล

การศึกษาทดลองเกี่ยวกับแก๊สเริ่มตั้งแต่ เฮลมอนท์ (Jan baptista van Helmont, ค.ศ.1577–1644) นักฟิสิกส์ชาวเบลเยียม ซึ่งได้เริ่มพิจารณาว่าอากาศจริง ๆ แล้วประกอบด้วยสารหลายๆ ชนิดที่เรียกรวมๆ ว่า “แก๊ส” ต่อมาเขาได้ทำการทดลองศึกษาแก๊สที่เกิดจากการเผาไหม้ ซึ่งจะเกิดแก๊สชนิดหนึ่งที่ไม่ใช่อากาศแต่มีสมบัติหลายๆ ประการที่คล้ายอากาศ ในขณะนั้นยังไม่ทราบว่าเป็นแก๊สชนิดใด ตอนหลังทราบคือ แก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ (CO_2)

ความดันบรรยากาศ

ในปี ค.ศ.1643 ทอร์ริเชลลี (Evangelista Torricelli) นักฟิสิกส์ชาวอิตาลีเลียนทดลองพบว่าอากาศที่อยู่ในบรรยากาศนั้นมีความดัน ทอร์ริเชลลีได้ออกแบบสร้างมาตรวัดความดันอากาศที่เรียกว่า บารอมิเตอร์ (barometer) โดยการนำหลอดที่ปลายด้านหนึ่งปิดที่บรรจุด้วยปรอทคว่ำลงในภาชนะของปรอทดังภาพที่ 5.1 แล้วพบว่าระดับของปรอทในหลอดปลายปิดนี้จะมีค่าสูง 760 มิลลิเมตร (mm) ซึ่งเป็นผลเนื่องมาจากความดันของบรรยากาศ

ความดันบรรยากาศ (atmospheric pressure, atm) คือความดันของบรรยากาศโลก หรือความดันของอากาศในชั้นบรรยากาศต่ำสุดที่ปกคลุมพื้นผิวโลก ความดันนี้จะแปรเปลี่ยนไปตามสภาพอากาศและความสูงจากพื้นดิน ที่ระดับน้ำทะเล ความดันบรรยากาศจะมีค่าโดยเฉลี่ยเท่ากับ 101,325 พาสคัล (Pa) เรียกว่า ความดัน 1 บรรยากาศ (atm)



ภาพที่ 5.1 บารอมิเตอร์แบบทอร์ริเชลลี. ที่มา: Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p176

อุปกรณ์ที่ใช้วัดความดันในบรรยากาศส่วนใหญ่จะวัดระดับความสูงของปรอท ดังนั้น หน่วยของความดันโดยทั่วไปจึงนิยมใช้เป็นมิลลิเมตรปรอท (mmHg) ที่อาจเรียกอีกชื่อหนึ่งว่า ทอร์ (torr) เพื่อเป็นเกียรติแก่ทอร์ริเชลลี

เมื่อระดับปรอทในหลอดแก้วคงที่แสดงว่า ความดัน (P) ของอากาศที่กีดบนผิวปรอทในอ่างเท่ากับความดันปรอทที่อยู่ในหลอดกดลงมา ซึ่งความดันปรอท คือแรงกดจากน้ำหนักของปรอทที่อยู่ในหลอดที่กระทำต่อพื้นที่หน้าตัดของหลอด ดังนั้น แรงกดที่เกิดจากลำปรอทในหลอดแก้วสามารถคำนวณได้จาก

$$F = ma \quad \text{.....(5.1)}$$

เมื่อ F = แรงกดของปรอท

m = น้ำหนักของปรอท

a = ความเร่งเนื่องจากแรงโน้มถ่วงของโลก

เนื่องจากน้ำหนักของเหลวในทรงกระบอกขึ้นอยู่กับปริมาตรและความหนาแน่นของของเหลว ดังสมการ

$$m = V\rho \quad \text{.....(5.2)}$$

ถ้าความเร่งเนื่องจากแรงโน้มถ่วงของโลกแทนด้วยแรงโน้มถ่วงของโลก (g) ดังนั้น แรงกดปรอทในหลอดแก้วเขียนได้เป็น

$$F = V\rho g \quad \text{.....(5.3)}$$

ปริมาตรของเหลว (V) ในหลอดแก้ว คำนวณได้จาก

$$V = \pi r^2 h \quad \text{.....(5.4)}$$

ดังนั้น แรงกดปรอทในหลอดแก้ว คือ

$$F = [(\pi r^2 h)\rho]g \quad \text{.....(5.5)}$$

เมื่อ F = แรงกดของปรอท

r = รัศมีของหลอดแก้ว

h = ความสูงของปรอทในหลอดแก้ว

ρ = ความหนาแน่นของปรอท (13.47 g/cm^3)

g = แรงโน้มถ่วงของโลก (980.7 cm/s^2)

เนื่องจาก ความดัน คือแรงที่กระทำต่อหน่วยพื้นที่

$$P = \frac{F}{A} \quad \text{.....(5.6)}$$

ดังนั้น

$$P = \left[\frac{(\pi r^2 h)\rho}{A} \right] g \quad \text{.....(5.7)}$$

หรือ

$$P = \left[\frac{(\pi r^2 h)\rho}{\pi r^2} \right] g \quad \text{.....(5.8)}$$

$$P = h\rho g \quad \text{.....(5.9)}$$

เมื่อ P = ความดันบรรยากาศ

จากสมการ (5.9) เมื่อ ρ และ g เป็นค่าคงที่ ดังนั้น ความดัน (P) จึงแปรผันกับความสูงของปรอท ถ้าลำปรอทมีระดับสูง แสดงว่ามีความดันบรรยากาศสูง

ความดันมาตรฐาน

ความดันมาตรฐาน คือความดัน 1 บรรยากาศ ที่อุณหภูมิ 0°C ซึ่งเป็นความดันเฉลี่ยของบรรยากาศที่ระดับน้ำทะเล จากการทดลองของทอร์ริเชลลี ที่พบว่าที่ความดัน 1 บรรยากาศ ระดับปรอทสูงเท่ากับ 760 มิลลิเมตร เมื่อความหนาแน่นของปรอทเท่ากับ 13.47 g/cm^3 และความเร่งเนื่องจากแรงโน้มถ่วงของโลกเท่ากับ 980.7 cm/s^2 ดังนั้น ความดันบรรยากาศคำนวณได้จากสมการ (5.9) ดังนี้

$$\begin{aligned}
 P &= h\rho g \\
 &= (76 \text{ cm})(13.47 \text{ g/cm}^3)(980.7 \text{ cm/s}^2) \\
 &= 1.013 \times 10^5 \text{ g/cm} \cdot \text{s}^2 \\
 &= 1.013 \times 10^2 \text{ kg/cm} \cdot \text{s}^2
 \end{aligned}$$

ดังนั้น ความดัน 1 บรรยากาศ เท่ากับ $1.013 \times 10^2 \text{ kg/cm} \cdot \text{s}^2$

ความดันมีหน่วยในระบบ SI เป็นนิวตันต่อตารางเมตร (N/m^2) หรือเรียกอีกชื่อว่า พาสคัล (Pascal, ตัวย่อ Pa) ซึ่งมาจากชื่อนักวิทยาศาสตร์ชาวฝรั่งเศสที่ชื่อพาสคัล (Blaise Pascal) โดย 1 Pa เท่ากับ 1 N/m^2 หน่วยของความดันนิยมใช้อีกหลายหน่วย เช่น บาร์ (bar) ปอนด์ต่อตารางนิ้ว (psi) มิลลิเมตรปรอท (mmHg) และ ทอร์ (torr) การเทียบหน่วยความดัน แสดงดังตารางที่ 5.1

ตารางที่ 5.1 หน่วยความดันแก๊สและการเทียบหน่วยความดันแก๊ส

	Pa	bar	atm	torr	psi
1 Pa	1 N/m^2	10^{-5}	9.869×10^{-6}	7.500×10^{-3}	1.450×10^{-4}
1 bar	10^5	10^6 dyn/cm^2	0.9869	750.0	14.50
1 atm	1.013×10^5	1.013	1	760	14.69
1 torr	133.3	1.333×10^{-3}	1.315×10^{-3}	1 mmHg	1.933×10^{-2}
1 psi	6.894×10^3	6.894×10^{-2}	6.804×10^{-2}	51.71	1 lb/in ²

การเปลี่ยนความดันแก๊ส ทำได้โดยนำความดัน (หน่วยเริ่มต้น) คูณกับแฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วย เช่น

เปลี่ยนความดัน torr เป็น atm
$$P_{\text{atm}} = P_{\text{torr}} \times \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \right)$$

เปลี่ยนความดัน torr เป็น Pa
$$P_{\text{Pa}} = P_{\text{torr}} \times \left(\frac{1 \text{ Pa}}{7.50 \times 10^{-3} \text{ torr}} \right)$$

เปลี่ยนความดัน atm เป็น Pa
$$P_{\text{Pa}} = P_{\text{atm}} \times \left(\frac{1 \text{ Pa}}{9.869 \times 10^{-6} \text{ atm}} \right)$$

ตัวอย่าง 5.1 การเปลี่ยนหน่วยความดันเป็น atm, Pa และ mmHg จากความดันแก๊สที่วัดได้ 49 torr

วิธีคิด

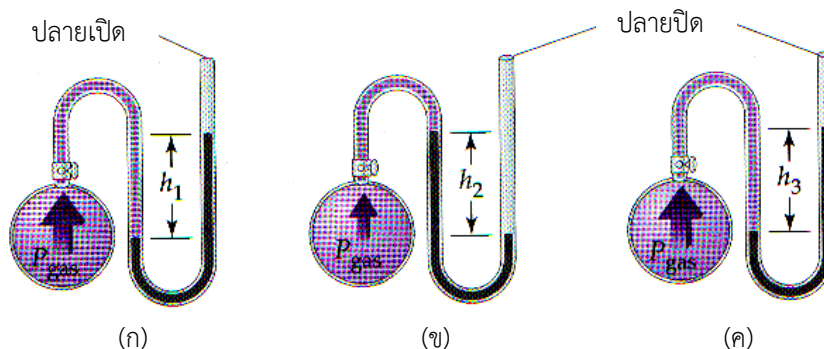
$$\begin{aligned}
 P_{\text{atm}} &= 49 \text{ torr} \times \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \right) = 0.064 \text{ atm} \\
 P_{\text{Pa}} &= 49 \text{ torr} \times \left(\frac{1 \text{ Pa}}{7.50 \times 10^{-3} \text{ torr}} \right) = 6.53 \times 10^3 \text{ Pa} \\
 P_{\text{mmHg}} &= 49 \text{ torr} \times \left(\frac{1 \text{ mmHg}}{1 \text{ torr}} \right) = 49 \text{ mmHg}
 \end{aligned}$$

การวัดความดันแก๊ส

อุปกรณ์ที่ใช้วัดความดันของแก๊ส เรียกว่า แมนอมิเตอร์ (manometer) ซึ่งเป็นหลอดแก้วรูปตัวยูภายในบรรจุปรอท ปลายอีกข้างหนึ่งนั้นต่อกับภาชนะบรรจุแก๊สที่ต้องการวัดความดัน ส่วนปลายอีกข้างอาจเป็น 2 แบบคือ

1) แมนอมิเตอร์ ชนิดปลายปิด ดังภาพที่ 5.2(ก) ช่องว่างเหนือสารปรอทที่ปลายหลอดข้างปิดเป็นสุญญากาศ (ไม่มีอากาศ) ถ้าภาชนะบรรจุแก๊สเป็นสุญญากาศเช่นกัน ระดับสารปรอททั้งสองข้างของปลายหลอดจะเท่ากัน แต่เมื่อมีแก๊สใด ๆ แก๊สจะดันสารปรอทให้สูงขึ้นไปทางด้านปลายปิด

2) แมนอมิเตอร์ ชนิดปลายเปิด (ภาพที่ 5.2 ข และ ค) แก๊สใด ๆ ที่บรรจุในภาชนะมีความดันน้อยกว่าความดันบรรยากาศ ระดับสารปรอทจะสูงทางด้านที่ต่อกับภาชนะ ดังภาพที่ 5.2(ข) แต่ถ้าแก๊สใด ๆ นั้นมีความดันสูงกว่าความดันบรรยากาศ ระดับสารปรอทจะสูงทางด้านปลายเปิด ดังภาพที่ 5.2(ค)



ภาพที่ 5.2 แมนอมิเตอร์สำหรับวัดความดันของแก๊ส (ก) แบบปลายปิด และ (ข) และ (ค) แบบปลายเปิด ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://www.cem.msu.edu>

การวัดความดันของแก๊สในภาชนะด้วยแมนอมิเตอร์ ภาพที่ 5.2(ก) ความดันของแก๊สเท่ากับความดันบรรยากาศ - h_1 , (ข) ความดันของแก๊สเท่ากับความดันบรรยากาศ + h_2 และ (ค) ความดันของแก๊ส เท่ากับความดันบรรยากาศ - h_3

ปริมาตร

ปริมาตรของแก๊ส (volume, V) จะขึ้นกับภาชนะที่บรรจุ หรืออาจกล่าวได้ว่า ปริมาตรของแก๊ส หมายถึง ปริมาตรของภาชนะของแก๊สที่บรรจุแก๊สนั้น ๆ หน่วยวัดปริมาตรของแก๊สที่ใช้กันทั่วไปคือ

หน่วยระบบ SI คือ ลูกบาศก์เดซิเมตร (dm^3) และ ลูกบาศก์เซนติเมตร (cm^3)

หน่วยระบบเมตริก คือ ลิตร (L) หรือ มิลลิลิตร (mL)

ดังนั้น หน่วยปริมาตรจึงนิยมใช้กันทั้งสองระบบ โดย

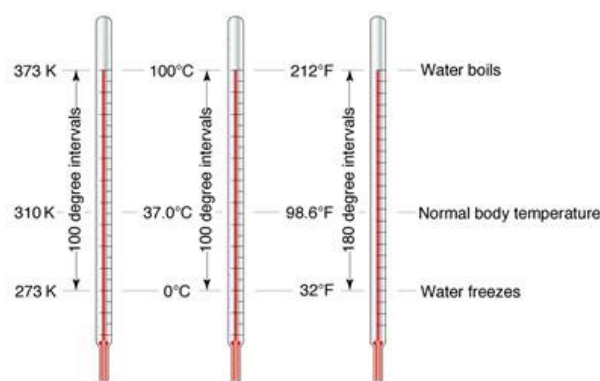
$$1 \text{ L} = 1000.027 \text{ cm}^3 = 1 \text{ dm}^3 \text{ (โดยประมาณ)}$$

$$1 \text{ mL} = 1.000027 \text{ cm}^3 = 1 \text{ cm}^3 \text{ (โดยประมาณ)}$$

$$\text{ดังนั้น } 1 \text{ dm}^3 = 10^3 \text{ cm}^3 = 1 \text{ L} = 10^3 \text{ mL}$$

อุณหภูมิ

อุณหภูมิ (temperature, T) เป็นมาตราวัดระดับความร้อนของสาร เครื่องมือที่ใช้วัดอุณหภูมิเรียกว่า เทอร์โมมิเตอร์ หน่วย SI ของอุณหภูมิคือ เคลวิน (K) แต่หน่วยของอุณหภูมิอีกหลายหน่วยที่นิยมใช้ เช่น องศาเซลเซียส ($^{\circ}\text{C}$) และองศาฟาเรนไฮต์ (F) การกำหนดมาตราส่วนของอุณหภูมิในเทอร์โมมิเตอร์มักจะใช้จุดเยือกแข็งและจุดเดือดของน้ำที่ความดัน 1 บรรยากาศเป็นหลัก แล้วแบ่งช่วงระยะระหว่างจุดเดือดกับจุดเยือกแข็งเป็นช่องมาตราส่วนเท่าๆ กัน ดังภาพที่ 5.3



องศาเคลวิน องศาเซลเซียส องศาฟาเรนไฮต์

ภาพที่ 5.3 แสดงการเปรียบเทียบมาตราส่วนระหว่างองศาฟาเรนไฮต์ องศาเซลเซียส และองศาเคลวิน. ที่มา: Brown et al., Chemistry. 2009. p15

การศึกษาสมบัติของแก๊สหรือการคำนวณเกี่ยวกับแก๊ส จะใช้หน่วยอุณหภูมิเป็นหน่วยเคลวินเสมอ การเปลี่ยนหน่วยองศาเซลเซียสให้เป็นหน่วยเคลวิน ทำได้โดย

$$\text{อุณหภูมิ (K)} = 273.15 + ^\circ\text{C}$$

หรือ
$$\text{อุณหภูมิ (}^\circ\text{C)} = \text{K} - 273.15$$

หมายเหตุ เพื่อความสะดวกในการคำนวณจึงใช้ตัวเลข 273 แทน 273.15

การเปลี่ยนหน่วยฟาเรนไฮต์ให้เป็นหน่วยเคลวิน หรือหน่วยองศาเซลเซียส ทำได้โดย

$$\text{อุณหภูมิ (K)} = \frac{5}{9} (F + 459.7)$$

หรือ
$$\text{อุณหภูมิ (}^\circ\text{C)} = \frac{9}{5} (F - 32)$$

อุณหภูมิและความดันมาตรฐาน

เนื่องจากปริมาตรของแก๊สเปลี่ยนแปลงไปตามอุณหภูมิและความดันที่เปลี่ยนไป เพื่อให้การเปรียบเทียบปริมาตรของแก๊สถูกต้องตรงกัน จึงมีการตั้งอุณหภูมิมาตรฐานและความดันมาตรฐาน เรียกว่า อุณหภูมิและความดันมาตรฐาน (standard temperature and pressure, STP) หมายถึง “สภาวะที่อุณหภูมิ 273 เคลวิน และความดัน 1 บรรยากาศ”

5.1.1 กฎของแก๊ส

กฎของแก๊ส (gas law) เป็นกฎที่อธิบายพฤติกรรมของแก๊สอุดมคติที่เกี่ยวกับปริมาตร ความดัน อุณหภูมิ และจำนวนโมล เพื่อสะดวกในการศึกษาและการคำนวณเกี่ยวกับกฎของแก๊ส จึงใช้อักษรย่อและหน่วยระบบเมตริกหรือหน่วยที่นิยมใช้โดยมาก ดังนี้

ปริมาตร ตัวย่อคือ V หน่วย มิลลิลิตร (mL) หรือลิตร (L)

ความดัน ตัวย่อคือ P หน่วย ความดัน บรรยากาศ (atm) หรือ มิลลิเมตรปรอท (mmHg) หรือ ปาสคัล (Pa)

อุณหภูมิ ตัวย่อคือ T หน่วย องศาเซลเซียส ($^\circ\text{C}$) หรือองศาเคลวิน (K) หรืออุณหภูมิสัมบูรณ์

จำนวนโมล ตัวย่อคือ n หน่วย โมล (mol)

1) กฎของบอยล์

ปี ค.ศ.1662 บอยล์ (Robert Boyle) นักเคมีชาวอังกฤษ ศึกษาถึงความสัมพันธ์ระหว่างความดันและปริมาตรของแก๊ส ที่อุณหภูมิคงที่ โดยใช้หลอดแก้วตัวเจ (J-shape) ที่ปลายด้านหนึ่งปิด บอยล์ทดลองเปลี่ยนความดันโดยการบรรจุปรอทลงไปหลอดแก้ว และพบว่าปริมาตรของแก๊สลดลงเมื่อความดันเพิ่มขึ้น เรียกว่า กฎของบอยล์ (Boyle's law) กล่าวคือ “ที่อุณหภูมิคงที่ ปริมาตรของแก๊สแปรผกผันกับความดัน” เขียนความสัมพันธ์ได้ว่า

$$V \propto \frac{1}{P} \quad \text{.....(5.10)}$$

$$V = \frac{1}{P} \quad \text{.....(5.11)}$$

$$PV = k \quad \text{.....(5.12)}$$

กฎของบอยล์ ใช้คำนวณปริมาตรของแก๊สเมื่อความดันเปลี่ยน หรือคำนวณความดันเมื่อปริมาตรของแก๊สเปลี่ยน จากสถานะหนึ่งไปอีกสถานะหนึ่ง จากสมการ

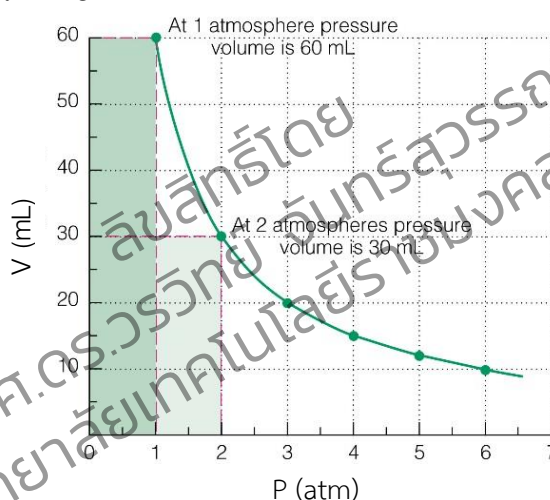
$$P_1V_1 = P_2V_2 \quad \text{.....(5.13)}$$

เมื่อ P_1 และ P_2 = ความดันสถานะเริ่มต้น และความดันสถานะสุดท้าย ตามลำดับ

V_1 และ V_2 = ปริมาตรสถานะเริ่มต้น และปริมาตรสถานะสุดท้าย ตามลำดับ

จากกฎของบอยล์ นำผลการทดลองไปเขียนกราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรและความดันจะได้ลักษณะของกราฟซึ่งมี 2 แบบดังนี้

แบบที่ 1 กราฟไฮเปอร์โบลา (hyperbola) เมื่อเขียนกราฟระหว่าง P กับ V โดยพบว่าปริมาตรจะลดลงครึ่งหนึ่งเมื่อมีความดันเพิ่มขึ้น 2 เท่า ดังภาพที่ 5.4



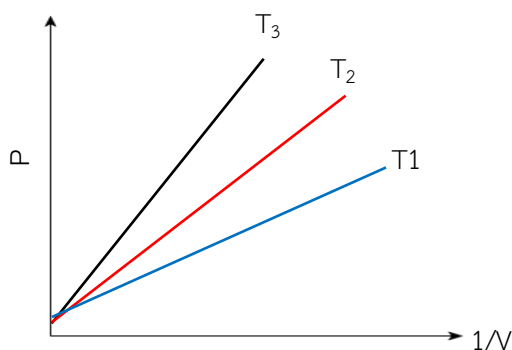
ภาพที่ 5.4 กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างความดันกับปริมาตร เมื่ออุณหภูมิคงที่. ที่มา: Burns. Fundamentals of Chemistry. (Online).

แบบที่ 2 กราฟเส้นตรงที่ผ่านจุดกำเนิด (จุด 0) เมื่อเขียนกราฟระหว่าง P กับ $1/V$

จากสมการ (5.11) $V = k \frac{1}{P} + 0$

หรือ $P = k \frac{1}{V} + 0$

เมื่อเขียนกราฟระหว่าง V กับ $1/P$ หรือ P กับ $1/V$ จะได้กราฟเส้นตรงที่มีความชันเท่ากับค่าคงที่ (k) และมีจุดตัดแกนที่จุด 0 ดังภาพที่ 5.5



ภาพที่ 5.5 กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่าง P กับ $1/V$

เมื่อเขียนกราฟจะได้เส้นตรง ในแต่ละอุณหภูมิจะได้เส้นตรงที่มีความชันไม่เท่ากัน เส้นกราฟที่อุณหภูมิสูงจะมีความชันมากกว่าที่อุณหภูมิต่ำ แต่ถ้าต่อเส้นกราฟออกไป เส้นกราฟจะไปพบกันที่จุด 0

ตัวอย่าง 5.2 แก๊สออกซิเจนจำนวนหนึ่งมีปริมาตร 5.00 L ภายใต้ความดัน 740 mmHg จงหาปริมาตรของแก๊สจำนวนนี้โดยความดันบรรยากาศที่อุณหภูมิคงที่

วิธีคิด ความดันบรรยากาศเท่ากับ 760 mmHg

$$P_1 = 740 \text{ mmHg} \quad P_2 = 760 \text{ mmHg}$$

$$V_1 = 5.00 \text{ L} \quad V_2 = ?$$

$$\text{จากกฎของบอยล์} \quad P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$(740 \text{ mmHg})(5.00 \text{ L}) = (760 \text{ mmHg})V_2$$

$$V_2 = \frac{(740 \text{ mmHg})(5.00 \text{ L})}{760 \text{ mmHg}} = 4.87 \text{ L}$$

ดังนั้น ปริมาตรแก๊สจะลดลงเหลือ 4.87 ลิตร

ตัวอย่าง 5.3 แก๊สฟร็อน (CCl_2F_2) ปริมาตร 1.53 L มีความดัน $5.6 \times 10^3 \text{ Pa}$ ถ้าปริมาตรของแก๊สลดลงเหลือ 0.52 L เมื่ออุณหภูมิคงที่ ความดันของแก๊สนี้จะเป็นกี่ mmHg

วิธีคิด $P_1 = 5.6 \times 10^3 \text{ Pa} \quad P_2 = ?$

$$V_1 = 1.53 \text{ L} \quad V_2 = 0.52 \text{ L}$$

$$\text{จากกฎของบอยล์} \quad P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$(5.6 \times 10^3 \text{ Pa})(1.53 \text{ L}) = P_2(0.52 \text{ L})$$

$$P_2 = \frac{(5.6 \times 10^3 \text{ Pa})(1.53 \text{ L})}{0.52 \text{ L}} = 1.65 \times 10^4 \text{ Pa}$$

$$\text{จาก } 1 \text{ Pa} = 7.500 \times 10^{-3} \text{ mmHg}$$

$$1.65 \times 10^4 \text{ Pa} = (1.65 \times 10^4 \text{ Pa})(7.500 \times 10^{-3} \text{ mmHg}) = 123.8 \text{ mmHg}$$

ดังนั้น ความดันแก๊สเท่ากับ 123.8 mmHg

2) กฎของชาร์ล

ในปี ค.ศ.1778 ชาร์ล (Jacques-Alexander-Cesar Charles) นักฟิสิกส์ชาวฝรั่งเศส พบว่าอุณหภูมิมีผลต่อปริมาตรของแก๊ส สรุปเป็นกฎว่า “เมื่อความดันคงที่ ปริมาตรของแก๊สแปรผันกับอุณหภูมิสัมบูรณ์” ดังนั้น แก๊สจะขยายตัวเมื่ออุณหภูมิเพิ่มขึ้น และจะหดตัวเมื่ออุณหภูมิลดลง เขียนความสัมพันธ์ได้ว่า

$$V \propto T \quad \text{.....(5.14)}$$

$$V = kT \quad \text{.....(5.15)}$$

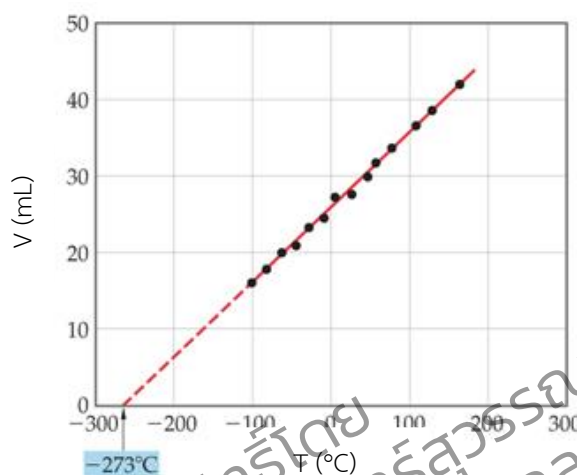
กฎของชาร์ลใช้หาปริมาตรของแก๊สเมื่ออุณหภูมิเปลี่ยน หรือหาอุณหภูมิเมื่อปริมาตรของแก๊สเปลี่ยน จากสมการ

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{.....(5.16)}$$

เมื่อ V_1 และ V_2 = ปริมาตรสภาวะเริ่มต้น และปริมาตรสภาวะสุดท้าย ตามลำดับ

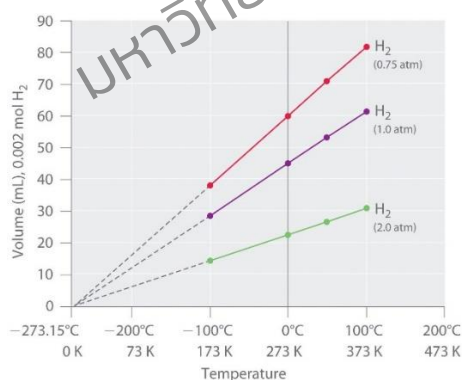
T_1 และ T_2 = อุณหภูมิสภาวะเริ่มต้น และอุณหภูมิสภาวะสุดท้าย ตามลำดับ

จากสมการ (5.16) ปริมาตรของแก๊สเป็นสัดส่วนโดยตรงกับอุณหภูมิ เมื่อเขียนกราฟระหว่างปริมาตรกับอุณหภูมิ ดังภาพที่ 5.6 แล้วลากเส้นตรงมาตัดกับแกนอุณหภูมิ พบว่าแก๊สทุกชนิดจะตัดตรงจุดเดียวกันที่อุณหภูมิ -273°C แสดงว่าที่อุณหภูมินี้แก๊สทุกชนิดจะมีปริมาตรเท่ากับศูนย์ (หรือไม่มีปริมาตร) เรียกอุณหภูมิที่แก๊สมีปริมาตรเท่ากับศูนย์ว่า ศูนย์องศาสัมบูรณ์ (absolute zero)

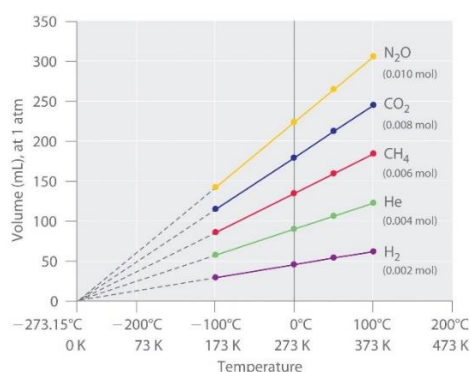


ภาพที่ 5.6 ความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรของแก๊สกับอุณหภูมิ ที่มา: Brown et al. Chemistry. 2009. p. 400.

จากกฎของชาร์ล สมการ (5.15) เมื่อเขียนกราฟระหว่างปริมาตรของแก๊สกับอุณหภูมิสัมบูรณ์ จะได้กราฟเส้นตรงลากผ่านจุด 0 (0 K) และมีความชันเท่ากับ k ลักษณะของกราฟจะมีความชันแตกต่างกัน โดยแก๊สชนิดเดียวกันที่ความดันไม่เท่ากัน สภาวะความดันต่ำกราฟจะมีความชันมากกว่าสภาวะที่มีความดันสูง (ภาพที่ 5.7(ก)) ส่วนในกรณีแก๊สต่างชนิดกันที่ใช้ความดันเท่ากัน ความชันของกราฟจะแตกต่างกันขึ้นอยู่กับชนิดของแก๊ส ดังภาพที่ 5.7(ข)



(ก)



(ข)

ภาพที่ 5.7 แสดงความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรกับอุณหภูมิเคลวิน (ก) แก๊สชนิดเดียวกัน (P ไม่เท่ากัน) และ (ข) แก๊สต่างชนิดกัน (P เท่ากัน). ที่มา: Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online)

ตัวอย่าง 5.4 ปริมาตรแก๊ส H_2 ที่บรรจุในลูกบอลลูนเท่ากับ 1.00 L ที่ $25^\circ C$ จงคำนวณปริมาตรบอลลูนจะเป็นเท่าเมื่อเย็นตัวลงสู่ที่อุณหภูมิ $-78^\circ C$

วิธีคิด

$$V_1 = 1.00 \text{ L}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_1 = 273 + 25^\circ C = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = 273 + (-78^\circ C) = 195 \text{ K}$$

จากกฎของชาร์ล (สมการ 5.16)

$$V_2 = \frac{(100 \text{ L})(195 \text{ K})}{298 \text{ K}} = 0.654 \text{ L}$$

ดังนั้น ปริมาตรแก๊สจะลดลงเหลือ 0.654 ลิตร เมื่อลดอุณหภูมิเหลือ $-78^\circ C$

3) กฎของเก-ลุซซัค (Gay-Lussac's law)

ในปี ค.ศ.1808 เก-ลุซซัค (Joseph-Louis Gay-Lussac) ศึกษาการเปลี่ยนแปลงปริมาตรของแก๊ส เมื่อนำแก๊ส 2 ชนิดขึ้นไปมาทำปฏิกิริยากันแล้วได้สารผลิตภัณฑ์เป็นแก๊ส ที่ความดันและอุณหภูมิคงที่สรุปเป็นกฎได้คือ “เมื่อความดันและจำนวนโมลของแก๊สคงที่ ปริมาตรของแก๊สแปรผันกับอุณหภูมิสัมบูรณ์”

$$P \propto T \quad \text{.....(5.17)}$$

$$P = kT \quad \text{.....(5.18)}$$

$$\frac{P}{T} = k \quad \text{.....(5.19)}$$

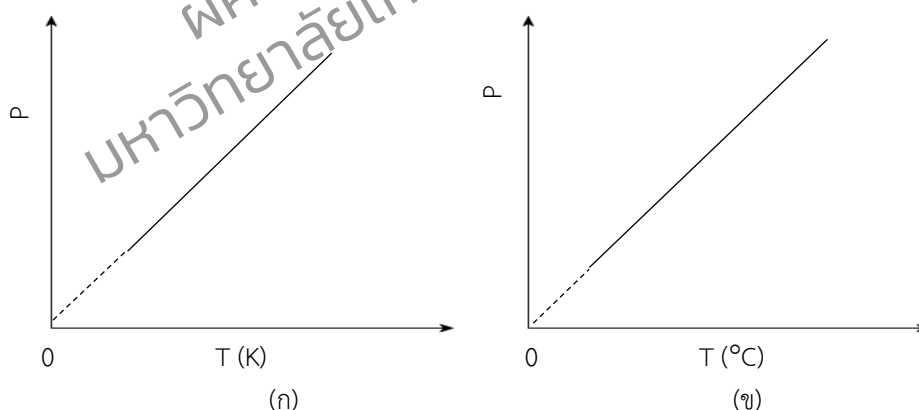
กฎของเก-ลุซซัคใช้หาความดันของแก๊สเมื่ออุณหภูมิเปลี่ยน ณ สภาวะต่างกัน จากสมการ

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{.....(5.20)}$$

เมื่อ P_1 และ P_2 = ความดันสภาวะเริ่มต้น และความดันสภาวะสุดท้าย ตามลำดับ

T_1 และ T_2 = อุณหภูมิสภาวะเริ่มต้น และอุณหภูมิสภาวะสุดท้าย ตามลำดับ

ผลการศึกษาของเก-ลุซซัค สอดคล้องกับกฎของชาร์ล แต่ให้ผลการทดลองที่ละเอียดขึ้น ความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรของแก๊สและความดันกับอุณหภูมิสัมบูรณ์ เมื่อจำนวนโมลของแก๊สคงที่ อาจเรียกรวมว่า กฎของชาร์ล-เก-ลุซซัค (Charles-Gay-Lussac's law) จากสมการ (5.18) กราฟระหว่าง P กับ T (หน่วย K) หรือ P กับ T (หน่วย $^\circ C$) จะมีความชันเท่ากับ k (ภาพที่ 5.8)



ภาพที่ 5.8 แสดงความสัมพันธ์ระหว่าง (ก) P กับ T (หน่วย K) และ (ข) P กับ T (หน่วย $^\circ C$)

4) กฎของอาโวกาโดร

ปี ค.ศ.1811 อาโวกาโดร (Amedeo Avogadro) ศึกษาพฤติกรรมของแก๊ส พบว่า ภายใต้อุณหภูมิและความดันเดียวกัน แก๊สที่มีปริมาตรเท่ากันจะมีจำนวนโมเลกุลของแก๊สชนิดนั้นเท่ากัน

เมื่อจำนวนโมเลกุลสัมพันธ์กับจำนวนโมล คือ 1 โมลเท่ากับ 6.02×10^{23} โมเลกุล

เมื่อปริมาตรสัมพันธ์กับจำนวนโมล คือ 1 โมลของแก๊สใดๆ มีปริมาตรเท่ากับ 22.4 ลิตร ที่ STP

กฎของอาโวกาโดร คือ “เมื่อความดันและอุณหภูมิคงที่ ปริมาตรของแก๊สแปรผันกับจำนวนโมลของแก๊ส” ดังสมการ

$$V \propto n \quad \text{.....(5.21)}$$

$$V = kn \quad \text{.....(5.22)}$$

กฎของอาโวกาโดรใช้หาปริมาตรของแก๊สและจำนวนโมล ณ สภาวะต่างกัน จากสมการ

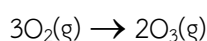
$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \quad \text{.....(5.23)}$$

เมื่อ V_1 และ V_2 = ปริมาตรสภาวะเริ่มต้น และปริมาตรสภาวะสุดท้าย ตามลำดับ

n_1 และ n_2 = จำนวนโมลสภาวะเริ่มต้น และจำนวนโมลสภาวะสุดท้าย ตามลำดับ

ตัวอย่าง 5.5 แก๊สออกซิเจน (O_2) 0.50 mol มีปริมาตร 12.2 L ที่ความดัน 1 atm และอุณหภูมิ $25^\circ C$ เมื่อทำการเปลี่ยนเป็นแก๊สโอโซน (O_3) ที่อุณหภูมิและความดันเดียวกันจะได้แก๊สโอโซนปริมาตรเท่าใด

วิธีคิด จะต้องหาจำนวนโมลของ O_3 จากสมการเคมีของการเปลี่ยนแก๊ส O_2 เป็นแก๊ส O_3 ดังนี้



$$\text{mol } O_3 = 0.50 \text{ mol } O_2 \times \left(\frac{2 \text{ mol } O_3}{3 \text{ mol } O_2} \right) = 0.33 \text{ mol}$$

$$n_1 = 0.50 \text{ mol} \quad n_2 = 0.33 \text{ mol}$$

$$V_1 = 12.2 \text{ L} \quad V_2 = ?$$

$$\text{จากสมการ (5.23)} \quad \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

$$V_2 = \left(\frac{n_2}{n_1} \right) V_1 = \left(\frac{0.33 \text{ mol}}{0.50 \text{ mol}} \right) \times 12.2 \text{ L} = 8.1 \text{ L}$$

ดังนั้น ปริมาตรแก๊สโอโซนเกิดขึ้นเท่ากับ 8.1 ลิตร

5) กฎรวมแก๊ส

กฎรวมแก๊ส เป็นสมการรวมกฎของบอยล์และกฎของชาร์ล-เก-ลูซัก เข้าด้วยกัน เพื่อแสดงความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตร ความดัน และอุณหภูมิ ในขณะที่จำนวนโมลของแก๊สคงที่ ดังนี้

$$\text{จากกฎของบอยล์} \quad V \propto \frac{1}{P} \quad (\text{เมื่อ } T \text{ และ } n \text{ คงที่})$$

$$\text{จากกฎของชาร์ล} \quad V \propto T \quad (\text{เมื่อ } P \text{ และ } n \text{ คงที่})$$

รวมกฎของบอยล์และกฎของชาร์ล

$$V \propto \frac{T}{P} \quad \text{.....(5.24)}$$

$$\frac{PV}{T} = k \quad \text{.....(5.25)}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \text{.....(5.26)}$$

เมื่อ P_1 และ P_2 = ความดันสถานะเริ่มต้น และความดันสถานะสุดท้าย ตามลำดับ
 V_1 และ V_2 = ปริมาตรสถานะเริ่มต้น และปริมาตรสถานะสุดท้าย ตามลำดับ
 T_1 และ T_2 = อุณหภูมิสถานะเริ่มต้น และอุณหภูมิสถานะสุดท้าย ตามลำดับ

สมการ (5.26) เรียกว่า กฎรวมแก๊ส ซึ่งใช้ได้เมื่อจำนวนโมเลกุลของแก๊สคงที่ไม่เปลี่ยนแปลง (n คงที่)
 คำนวณหาความดัน ปริมาตรและอุณหภูมิของแก๊สเมื่อเปลี่ยนจากสถานะหนึ่งไปอีกสถานะหนึ่ง

แต่ถ้า n ไม่คงที่ สมการ (5.25) เขียนได้เป็น

$$\frac{PV}{T} = nk \quad \text{.....(5.27)}$$

$$PV = nRT \quad \text{.....(5.28)}$$

เมื่อ P = ความดัน (atm)
 V = ปริมาตรแก๊ส (L)
 n = จำนวนโมล (mol)
 R = ค่าคงที่ของแก๊ส ($0.082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}$)
 T = อุณหภูมิสัมบูรณ์ (K)
 สมการ (5.28) เรียกว่า สมการสถานะของแก๊สอุดมคติ หรือสมการแก๊สอุดมคติ

ตัวอย่าง 5.6 คำนวณโมลของแก๊ส H_2 ปริมาตร 8.56 L ที่ 0°C และ 1.5 atm

วิธีคิด

$$P = 1.5 \text{ atm}$$

$$V = 8.56 \text{ L}$$

$$T = 0^\circ\text{C} + 273 = 273 \text{ K}$$

$$R = 0.082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}$$

$$\text{จากสมการ (5.28) } n \text{ หาได้จาก } n = \frac{PV}{RT} = \frac{(1.5 \text{ atm})(8.56 \text{ L})}{(0.082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol})(273 \text{ K})} = 0.57 \text{ mol}$$

ดังนั้นจำนวนโมลของแก๊ส H_2 เท่ากับ 0.57 โมล

ตัวอย่าง 5.7 เมื่อเผาไodobอเรน (B_2H_6) กลายเป็นไอที่ความดัน 345 torr ที่ -15°C มีปริมาตรเท่ากับ 3.48 L คำนวณปริมาตรของแก๊สนี้ ถ้าเปลี่ยนสถานะเป็นที่ 36°C และความดัน 468 torr

วิธีคิด เนื่องจากจำนวนโมล (n) ของแก๊สคงที่ ดังนั้นจึงใช้สมการกฎรวมแก๊ส สมการ (5.26)

$$P_1 = 345 \text{ torr}$$

$$P_2 = 468 \text{ torr}$$

$$T_1 = -15^\circ\text{C} + 273 = 258 \text{ K}$$

$$T_2 = 36^\circ\text{C} + 273 = 309 \text{ K}$$

$$V_1 = 3.48 \text{ L}$$

$$V_2 = ?$$

$$\text{จากสมการ (5.26)} \quad \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1}$$

$$V_2 = \frac{(345 \text{ torr})(3.48 \text{ L})(309 \text{ K})}{(468 \text{ torr})(258 \text{ K})} = 3.07 \text{ L}$$

ดังนั้น ปริมาตรไดออกไซด์เท่ากับ 3.07 ลิตร

ตัวอย่าง 5.8 คำนวณปริมาตรสุดท้ายของแก๊ส NH_3 3.5 L ที่ความดัน 1.68 atm ซึ่งเกิดจากการหดตัวจนเหลือเป็น 1.35 L เมื่ออุณหภูมิคงที่ โดยใช้สมการแก๊สอุดมคติ

วิธีคิด การคำนวณเกี่ยวกับการเปลี่ยนสถานะของแก๊สทำได้โดยใช้สมการแก๊สอุดมคติ $PV = nRT$

เมื่อเกิดการเปลี่ยนสถานะของแก๊สที่ความดันคงที่ และจำนวนโมลของแก๊สคงที่ สามารถเขียนความสัมพันธ์ใหม่

ได้ดังนี้

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$T_1 = 5^\circ\text{C} + 273 = 278 \text{ K} \quad T_2 = 86^\circ\text{C} + 273 = 359 \text{ K}$$

$$V_1 = 3.8 \text{ L}$$

$$V_2 = ?$$

$$V_2 = \left(\frac{T_2}{T_1} \right) V_1 = \left(\frac{359 \text{ K}}{278 \text{ K}} \right) \times 3.8 \text{ L} = 4.9 \text{ L}$$

ดังนั้น ปริมาตรแอมโมเนียเท่ากับ 4.9 ลิตร

6) ค่าคงที่ของแก๊ส (gas constant)

จากสมการแก๊สอุดมคติ สมการ (5.28) สามารถเขียนค่าคงที่ของแก๊ส ได้เป็น

$$R = \frac{PV}{nT} \quad \dots (5.29)$$

เมื่อพิจารณาจากแก๊สใดๆ จำนวน 1 โมล ซึ่งมีปริมาตร 22.4 ลิตรที่ STP เมื่อแทนค่า P, V, T และ n ลงในสมการ (5.29) จะได้ค่า R ดังนี้

$$R = \frac{(1 \text{ atm})(22.4 \text{ L})}{(1 \text{ mol})(273 \text{ K})} = 0.082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}$$

ค่า R ยังมีอีกหลายค่า เช่น $R = 8.314 \times 10^7 \text{ ergs} / \text{K} \cdot \text{mol}$

$$R = 8.314 \text{ J} / \text{K} \cdot \text{mol}$$

$$R = 1.987 \text{ cal} / \text{K} \cdot \text{mol}$$

หมายเหตุ สำหรับวิชาเคมีในระดับนี้ส่วนใหญ่ใช้ค่า R เท่ากับ $0.082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}$

7) การคำนวณปริมาณสัมพันธ์ของแก๊ส

ปริมาณสัมพันธ์ของแก๊สเกี่ยวข้องกับน้ำหนัก จำนวนโมล ปริมาตรและจำนวนอนุภาค

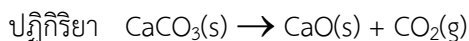
ตัวอย่าง 5.9 คำนวณจำนวนโมลของแก๊ส N_2 ที่มีปริมาตร 1.75 L ที่ STP

วิธีคิด เนื่องจาก 1 โมล ของแก๊สใดๆ ที่ STP มีปริมาตรเท่ากับ 22.4 L ดังนั้น จำนวนโมลของแก๊ส N_2 1.75 L ที่ STP จึงเท่ากับ

$$\text{mol } \text{N}_2 = 1.75 \text{ L} \times \left(\frac{1 \text{ mol}}{22.4 \text{ L}} \right) = 7.81 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

ดังนั้นจำนวนโมลของแก๊ส N_2 เท่ากับ 7.81×10^{-2} โมล

ตัวอย่าง 5.10 คิวคิลม์ (quicklime, CaO) ถูกเตรียมขึ้นมาจากการสลายตัวของแคลเซียมคาร์บอเนต ($CaCO_3$)
คำนวณปริมาตรของแก๊ส CO_2 ที่ได้จากการสลายตัวของ $CaCO_3$ น้ำหนัก 152 กรัม



วิธีคิด จากสมการที่ดุลแล้ว อัตราส่วนโมลของ $CaCO_3$ ที่สลายตัวต่อแก๊ส CO_2 ที่เกิดขึ้น เป็น 1:1 ดังนั้น ถ้าทราบ
จำนวนโมลของ $CaCO_3$ ที่สลายตัวจะสามารถทราบจำนวนโมลของ CO_2 ที่เกิดขึ้น

$$\text{จำนวนโมลของ } CaCO_3 \text{ ที่สลาย} = \frac{152 \text{ g}}{100.1 \text{ g}} = 1.52 \text{ mol}$$

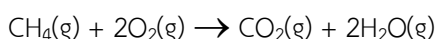
ดังนั้น จำนวนโมลของแก๊ส CO_2 ที่เกิดขึ้นเท่ากับ 1.52 โมลด้วย

$$\text{ปริมาตรของแก๊ส } CO_2 \text{ จำนวน 1.52 โมล} = 1.52 \text{ mol} \times \frac{22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 34.1 \text{ L ที่ STP}$$

ดังนั้น ปริมาตรของแก๊ส CO_2 เท่ากับ 34.1 ลิตร ที่ STP

ตัวอย่าง 5.11 แก๊ส CH_4 ปริมาตร 2.80 L ที่ $25^\circ C$ 1.65 atm เผาไหม้กับออกซิเจนที่มากเกินพอ คำนวณปริมาตรของ
แก๊ส CO_2 ที่เกิดขึ้นที่ 2.50 atm $125^\circ C$

วิธีคิด ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นจากการผสม CH_4 และ O_2 เป็นดังสมการ



คำนวณจำนวนโมล จากสมการแก๊สอุดมคติ ($PV=nRT$)

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(1.65 \text{ atm})(2.80 \text{ L})}{(0.082 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(298 \text{ K})} = 1.89 \text{ mol}$$

เนื่องจากอัตราส่วนโดยโมลของ CH_4 ต่อ O_2 เป็น 1:1

ดังนั้น ถ้ามี CH_4 1.89 โมลจะเกิดแก๊ส CO_2 1.89 โมล

เนื่องจากสภาวะที่กำหนดไม่ใช่ที่ STP ดังนั้น การคำนวณปริมาตรของ CO_2 จึงต้องอาศัยสมการแก๊สอุดมคติ

$$n = 1.89 \text{ mol}$$

$$T = 125^\circ C + 273 = 398 \text{ K}$$

$$P = 2.50 \text{ atm}$$

จากสมการแก๊สอุดมคติ ($PV=nRT$)

$$V = \frac{(1.89 \text{ mol})(0.082 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(398 \text{ K})}{2.50 \text{ atm}} = 2.47 \text{ L}$$

ดังนั้น ปริมาตรแก๊ส CO_2 เท่ากับ 2.47 ลิตร

8) ความสัมพันธ์ระหว่างสมการแก๊สอุดมคติกับมวลโมเลกุลและความหนาแน่นของแก๊ส

สมการแก๊สอุดมคติสามารถคำนวณเกี่ยวกับมวลโมเลกุลและความหนาแน่นของแก๊สได้ ตาม
ความสัมพันธ์ดังนี้

จากความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนัก คือ $n = \frac{g}{M}$ แทนลงในสมการ (5.28) จะได้

$$PV = \left(\frac{g}{M} \right) RT \quad \text{.....(5.30)}$$

$$\text{เพราะฉะนั้น } M = \left(\frac{g}{V} \right) \left(\frac{RT}{P} \right) \quad \text{.....(5.31)}$$

จากความสัมพันธ์ความหนาแน่น (d) คืออัตราส่วนระหว่างน้ำหนัก (g) ต่อปริมาตร (V) คือ $d = \frac{g}{V}$ แทนค่าลงในสมการ (5.31) จะได้สมการแสดงความสัมพันธ์ระหว่างมวลโมเลกุลกับความหนาแน่นของแก๊ส ดังนี้

$$M = \frac{dRT}{P} \quad \text{.....(5.32)}$$

$$\text{หรือ} \quad d = M \left(\frac{P}{RT} \right) \quad \text{.....(5.33)}$$

เมื่อ g = น้ำหนักของแก๊ส (g)

M = มวลโมเลกุลของแก๊ส (g/mol)

d = ความหนาแน่นของแก๊ส (g/mL)

ตัวอย่าง 5.12 แก๊สชนิดหนึ่งมีความหนาแน่น 1.95 g/L ที่ 1.50 atm 27°C คำนวณมวลโมเลกุลของแก๊ส

วิธีคิด จากสมการ (5.32) $M = \frac{dRT}{P}$

$$d = 1.95 \text{ g/L}$$

$$T = 27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$P = 1.50 \text{ atm}$$

$$M = \frac{(1.95 \text{ g/L})(0.082 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(300 \text{ K})}{1.50 \text{ atm}} = 32.0 \text{ g/mol}$$

ดังนั้น แก๊สชนิดนี้มีมวลโมเลกุลเท่ากับ 32.0 g/mol

5.1.2 ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส

ในปี ค.ศ.1738 แบร์นูลลี (Daniel Bernoulli) นักคณิตศาสตร์และฟิสิกส์ชาวสวิสได้เสนอทฤษฎีแนวคิดทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส เพื่อใช้อธิบายกฎของบอยล์โดยอาศัยการเคลื่อนที่ของโมเลกุลแก๊ส จึงถือได้ว่า แบร์นูลลีเป็นบิดาของทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส

ในศตวรรษที่ 19 โบลต์ซมันน์ (Ludwig Eduard Boltzmann) และ แมกซ์เวลล์ (James Clerk Maxwell) พบว่าสมบัติทางกายภาพของแก๊สอธิบายได้จากการเคลื่อนที่ของแต่ละโมเลกุลของแก๊สเหล่านั้น ทฤษฎีสำคัญที่ใช้อธิบายพฤติกรรมของแก๊ส เรียกว่า ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส

ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส คือทฤษฎีเพื่อใช้อธิบายพฤติกรรมของแก๊สโดยการใช้แบบจำลองหรือทฤษฎีในระดับจุลภาค กล่าวคือ เป็นการศึกษาโมเลกุลของแก๊สเพียงหนึ่งหรือสองโมเลกุลเพื่อเป็นตัวแทนของโมเลกุลอื่นๆ โมเลกุลในระดับมหภาค

ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส มีแนวคิดที่สำคัญคือ อนุภาคของแก๊สมีการเคลื่อนที่อยู่ตลอดเวลา เมื่อแก๊สมีการเคลื่อนที่ย่อมมีพลังงานจลน์ในโมเลกุลด้วย การศึกษาทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊สอาศัยสมมติฐานดังนี้

1) แก๊สประกอบด้วยอนุภาคจำนวนมากที่มีขนาดเล็กมากเมื่อเทียบกับขนาดภาชนะที่บรรจุ จนถือได้ว่าอนุภาคของแก๊สไม่มีปริมาตร

2) โมเลกุลของแก๊สอยู่ห่างกันมาก ทำให้แรงดึงดูดและแรงผลักระหว่างโมเลกุลน้อยมาก จนถือได้ว่าไม่มีแรงกระทำต่อกัน

3) โมเลกุลของแก๊สเคลื่อนที่อย่างรวดเร็วในแนวเส้นตรง จนกว่าจะมีการชนกันเองระหว่างโมเลกุลของแก๊ส หรือผนังภาชนะ โมเลกุลของแก๊สแต่ละโมเลกุลมีการเคลื่อนที่อย่างไร้ระเบียบ ที่เรียกว่าการเคลื่อนที่แบบบราวเนียน (Brownian motion) คือ เปลี่ยนทิศทางการเคลื่อนที่ตลอดเวลา

4) โมเลกุลของแก๊สที่ชนกันเอง หรือชนกับผนังภาชนะจะเกิดการถ่ายโอนพลังงานให้แก่กันได้ แต่พลังงานรวมของระบบคงที่ การชนนี้เกิดขึ้นบ่อยครั้งจนทำให้การเคลื่อนที่ของแก๊สไม่เป็นระเบียบ ซึ่งการชนนี้เป็นแบบยืดหยุ่น (elastic) คือพลังงานรวมของแก๊สทั้งสองโมเลกุลที่เข้าชนกันไม่เปลี่ยนแปลง โมเลกุลหนึ่งสูญเสียพลังงานจลน์ไปเท่าใด อีกโมเลกุลจะรับพลังงานจลน์เพิ่มขึ้นเท่านั้น (แก๊ส 1 โมลที่ STP จะมีการชน 10^{30} ครั้งต่อวินาที โดยประมาณ) ถ้าสมมติว่าการชนไม่เป็นแบบยืดหยุ่น พลังงานจลน์รวมจะต้องลดลง โมเลกุลทั้งสองที่ชนกันจะสูญเสียพลังงานจลน์ไปเป็นพลังงานรูปอื่น ถ้าเป็นเช่นนั้นโมเลกุลของแก๊สย่อมจะเคลื่อนที่ช้าลงจนกระทั่งหยุดนิ่ง

5) แก๊สแต่ละโมเลกุลมีพลังงานจลน์ต่างกัน แต่พลังงานจลน์เฉลี่ยของโมเลกุลทั้งหมดเป็นสัดส่วนโดยตรงกับอุณหภูมิสัมบูรณ์ของแก๊ส (KECT) และพลังงานจลน์เฉลี่ยของแก๊สใด ๆ จะเท่ากันที่อุณหภูมิเดียวกัน

พลังงานจลน์เฉลี่ย (KE) ของโมเลกุล มีความสัมพันธ์กับมวลโมเลกุลและความเร็ว ดังสมการ

$$KE = \frac{1}{2} m \bar{v}^2 \quad \text{.....(5.44)}$$

เมื่อ KE = พลังงานจลน์เฉลี่ย

m = มวลโมเลกุลของแก๊ส

$\bar{v}^2$ = ความเร็วกำลังสองเฉลี่ย

พลังงานจลน์เฉลี่ยของแก๊สใดๆ จะเท่ากันที่อุณหภูมิเดียวกัน ดังนั้น ถ้าเปรียบเทียบแก๊ส 2 ชนิด คือแก๊ส A และแก๊ส B พลังงานจลน์เฉลี่ยของแก๊สเขียนได้เป็น

$$KE_A = KE_B \quad \text{.....(5.45)}$$

$$\frac{1}{2} m_A \bar{v}_A^2 = \frac{1}{2} m_B \bar{v}_B^2 \quad \text{.....(5.46)}$$

จากสมการ (5.46) เขียนสมการในรูปเปรียบเทียบของน้ำหนักของแก๊ส A และแก๊ส B ได้เป็น

$$\frac{\bar{v}_A^2}{\bar{v}_B^2} = \frac{m_B}{m_A} \quad \text{.....(5.47)}$$

จากสมการ (5.47) เมื่อนำหนักของแก๊ส (m) แปรผันกับมวลโมเลกุลของแก๊ส (M)

$$\frac{\bar{v}_A^2}{\bar{v}_B^2} = \frac{M_B}{M_A} \quad \text{.....(5.48)}$$

เนื่องจากมวลโมเลกุลของแก๊สเป็นสัดส่วนโดยตรงกับน้ำหนักแก๊ส สมการ (5.48) เขียนได้เป็น

$$\frac{\bar{v}_A}{\bar{v}_B} = \sqrt{\frac{m_B}{m_A}} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} \quad \text{.....(5.49)}$$

เมื่อ $\bar{v}_A$ และ $\bar{v}_B$ = ความเร็วของโมเลกุลแก๊ส A และ B ตามลำดับ

m_A และ m_B = น้ำหนักของแก๊ส A และ B ตามลำดับ

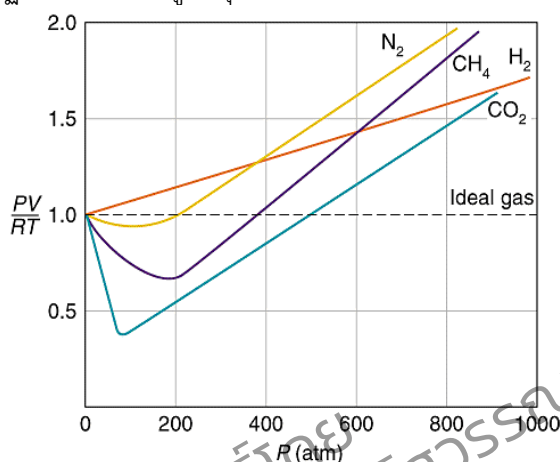
M_A และ M_B = มวลโมเลกุลของแก๊ส A และ B ตามลำดับ

ดังนั้น สมการ (5.48) สอดคล้องกับกฎการแพร่ผ่านของเกรแฮม เมื่อเปรียบเทียบกับสมการ (5.38) จะได้ว่า อัตราการแพร่ผ่านของโมเลกุลแก๊สเป็นสัดส่วนโดยตรงกับความเร็วของโมเลกุลแก๊ส

5.1.3 พฤติกรรมของแก๊สจริง

แก๊สจริง (real gas) คือแก๊สในธรรมชาติเกือบทั้งหมด แก๊สจริงมีพฤติกรรมไม่สอดคล้องตรงกับสมการของแก๊สอุดมคติ (ยกเว้นแก๊สมีสกุลบางชนิด) แก๊สที่มีอยู่จริงตามธรรมชาติมีหลายชนิด บางชนิดเป็นประโยชน์ต่อสิ่งมีชีวิต แต่บางชนิดเป็นพิษต่อมนุษย์

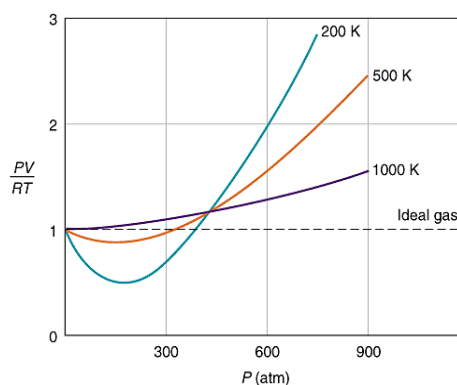
จากสมการแก๊สอุดมคติ $PV=nRT$ ถ้าใช้แก๊สอุดมคติ จำนวนโมลเท่ากับ 1 โมล จะได้ค่า PV/RT จะเท่ากับ 1 เสมอ ไม่ว่าความดันของแก๊สจะเป็นเท่าใดก็ตาม ค่าอัตราส่วน PV/RT เรียกว่า ค่าแฟกเตอร์การอัดของแก๊ส (compressibility factor) สำหรับแก๊สจริงจะมีพฤติกรรมเช่นเดียวกับแก๊สอุดมคติได้ที่มีความดันต่ำมาก ๆ และอุณหภูมิสูงเท่านั้น เพราะเมื่อความดันเพิ่มขึ้นจะมีพฤติกรรมที่เบี่ยงเบนไปจากแก๊สอุดมคติอย่างมาก ดังนั้น แก๊สจริงจำนวน 1 โมลเท่ากันเมื่อมีความดันสูงขึ้น ค่า PV/RT จะไม่เท่ากับ 1 และจะแตกต่างกันไปตามแต่ชนิดของแก๊ส จากการติดตามสมบัติต่าง ๆ ของแก๊สที่วัดได้จากการทดลอง ได้แก่ P , T , V และ n จะพบว่าค่า PV/RT ของแก๊สจริงขึ้นกับความดัน ซึ่งถ้าเขียนกราฟระหว่าง PV/RT กับ P จะได้กราฟดังภาพที่ 5.9 ซึ่งในกรณีของแก๊สอุดมคติ (เส้นประ) ค่า PV/RT จะคงที่เท่ากับ 1 เสมอ เส้นประที่ปรากฏมีความชันเป็นศูนย์ทุกช่วงความดัน



ภาพที่ 5.9 กราฟระหว่าง PV/RT กับ P ของแก๊สจริงบางชนิด. ที่มา: Brown et al. Chemistry. 2009. p. 421.

แก๊สจริง 4 ชนิดคือ N_2 , H_2 , CH_4 และ CO_2 ที่อุณหภูมิ $0^\circ C$ ถ้าแก๊สเหล่านี้ประพฤติตนเช่นเดียวกับแก๊สอุดมคติ เส้นกราฟจะเป็นเส้นตรงเหมือนเส้นประ แต่จากการทดลองพบว่าแก๊สทุกชนิดไม่เป็นเช่นนั้น จากกราฟภาพที่ 5.9 ในช่วงความดันน้อย ๆ ($<1 \text{ atm}$) แก๊สเหล่านี้มีค่า PV/RT ใกล้เคียงกับ 1 นั่นคือ ผลคูณของ PV ไม่เปลี่ยนแปลงมากนัก แต่เมื่อความดันสูงขึ้น จะเกิดการเบี่ยงเบนไปเรื่อย ๆ แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลสามารถเกิดขึ้นได้เมื่อโมเลกุลอยู่ใกล้กันมากขึ้น ที่ความดันสูงๆ แก๊สจะมีความหนาแน่นสูงขึ้นและโมเลกุลอยู่ใกล้ชิดกันมากขึ้น

แรงระหว่างโมเลกุลจึงมีผลต่อพฤติกรรมของแก๊สจริง ช่วงความดันระหว่าง 1-200 atm แก๊ส N_2 มีค่า PV/RT น้อยกว่า 1 หลังจากนั้นจะมีค่า PV/RT มากกว่า 1 และเพิ่มขึ้นเรื่อย ๆ ตามความดันที่เพิ่มขึ้น ส่วน CH_4 ในช่วงความดัน 1-200 atm ค่า PV/RT จะลดลงแล้วค่อยๆ เพิ่มขึ้นมากกว่าหนึ่งที่ความดันประมาณ 400 atm และ CO_2 มีลักษณะคล้ายกับ CH_4 แต่ค่า PV/RT ของ CO_2 จะลดลงมากกว่าของ CH_4 แก๊สจริงทุกตัวจะมีแนวโน้มค่า PV/RT เพิ่มขึ้นและค่า PV/RT สูงกว่า 1 เมื่อความดันสูงมากขึ้นเรื่อย ๆ



ภาพที่ 5.10 กราฟระหว่าง PV/RT กับ P สำหรับแก๊สไนโตรเจนที่อุณหภูมิต่าง ๆ. ที่มา: Brown et al. Chemistry. 2009. p. 421.

จากการเขียนกราฟหาค่าของ PV/RT กับ P ของแก๊ส N_2 ที่อุณหภูมิใด ๆ (ดังภาพที่ 5.10) จะพบว่ายิ่งอุณหภูมิสูงขึ้น ค่าของ PV/RT ของ N_2 จะมีค่าเข้าใกล้แก๊สอุดมคติมากขึ้น ดังนั้นจึงสามารถสรุปได้ว่า เมื่อความดันยิ่งต่ำและอุณหภูมียิ่งสูง แก๊สจริงจะมีพฤติกรรมใกล้เคียงกับแก๊สอุดมคติ

พฤติกรรมของแก๊สจริงที่เบี่ยงเบนไปจากแก๊สอุดมคติเกิดจากแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่เรียกว่า แรงแวนเดอร์วาลส์ (van der Waals force) โดยนักฟิสิกส์ชาวเนเธอร์แลนด์ชื่อ วาลส์ (Johannes Diderik van der Waals, ค.ศ. 1873) ได้ศึกษาความสัมพันธ์เพื่ออธิบายพฤติกรรมของแก๊สจริง โดยอาศัยสมการของแก๊สอุดมคติ

สมการแวนเดอร์วาลส์ เขียนได้เป็น

$$P = \frac{nRT}{(V-nb)} - a\left(\frac{n}{V}\right)^2 \quad \text{.....(5.50)}$$

$$\text{หรือ} \quad \left[P + a\left(\frac{n}{V}\right)^2 \right] (V - nb) = nRT \quad \text{.....(5.51)}$$

เมื่อ P = ความดันแก๊ส (atm)

V = ปริมาตรแก๊ส (L)

T = อุณหภูมิสัมบูรณ์ (K)

n = จำนวนโมลของแก๊ส (mol)

a และ b = ค่าคงที่แวนเดอร์วาลส์ (ซึ่งเป็นค่าคงที่เฉพาะสำหรับแก๊สแต่ละชนิด ตารางที่ 5.2)

ตารางที่ 5.2 ค่าคงที่แวนเดอร์วาลส์ของแก๊สจริง

แก๊ส	a (atm L ² /mol ²)	b (L/mol)
He	0.034	0.02370
Ne	0.211	0.0171
Ar	1.35	0.0322
Kr	2.32	0.0398
Xe	4.19	0.0511
H ₂	0.244	0.0266
N ₂	1.39	0.0391
O ₂	1.36	0.0318
Cl ₂	6.49	0.0562
CO ₂	3.59	0.0427
CH ₄	2.25	0.0428
NH ₃	4.17	0.0371
H ₂ O	5.46	0.0305

ที่มา: ดัดแปลงจาก Brown et al. Chemistry. 2009. p423

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

1. จงบอกสมบัติทางกายภาพของแก๊ส
2. CO_2 มีปริมาตร 1.40 ลิตรที่ 2.25 atm ถ้าความดัน 4.5 atm ปริมาตรของ CO_2 มีค่าเท่าใดที่อุณหภูมิคงที่
3. แก๊สไนโตรเจน 10 ลิตรอุณหภูมิ -25°C ต้องเพิ่มอุณหภูมิเป็น 3 เท่าจึงจะมีปริมาตร 30 ลิตรใช่หรือไม่
4. แก๊ส Ar 0.1 atm 10°C จะมีความดันกี่ mmHg ที่ 293 K
5. แก๊ส He 0.150 ลิตรที่ 50°C ความดัน 700 mmHg จะมีปริมาตรเท่าใดที่ STP
6. จงคำนวณหาความดันกี่ mmHg ของแก๊ส Ar 0.10 โมล ที่ -20°C ในภาชนะ 10 ลิตร
7. แก๊สซัลเฟอร์ไดออกไซด์ (SO_2) 740 mmHg ที่ 25°C มีปริมาตร 250 mL จะหนักกี่กรัม
8. แก๊ส O_2 หนัก 28.0 กรัม มีความดัน 800 mmHg ที่อุณหภูมิ 27°C จะมีปริมาตรกี่ลิตร

ลิขสิทธิ์โดย
 พศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ
 มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 10

หน่วยเรียนที่ 5 สมบัติแก๊ส ของแข็ง ของเหลว และสารละลาย
บทเรียนที่ 5.2 ของแข็ง

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจของแข็ง

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. บอกประเภทของแข็ง
2. คำนวณเกี่ยวกับระบบผลึก
3. อธิบายโครงสร้างผลึกสามัญบางชนิด

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 5 สมบัติแก๊ส ของแข็ง ของเหลว และสารละลาย

บทเรียนที่ 5.2 ของแข็ง

ของแข็ง (solid) คือสารที่อนุภาค (อะตอม ไอออน หรือโมเลกุล) เรียงตัวขึ้นเป็นผลึกของแข็งที่อยู่ในตำแหน่งที่แน่นอนและใกล้ชิดกันมาก จึงทำให้แรงดึงดูดระหว่างอนุภาคสูง ทำให้ของแข็งมีสมบัติทางกายภาพหลายประการ เช่น

- มีรูปร่างแน่นอน (definite shape) ไม่ขึ้นกับภาชนะที่บรรจุ
- อนุภาคภายในไม่มีการเคลื่อนที่ แต่มีการสั่นได้ จึงทำให้ของแข็งมีพลังงานจลน์ต่ำมากเมื่อเทียบกับแก๊สของแข็งเมื่อได้รับความร้อนจะมีการขยายตัวเพียงเล็กน้อยเนื่องจากการสั่นของอนุภาค
- อัตราการแพร่ของของแข็งต่ำมาก (ช้ามาก) เมื่อเปรียบเทียบกับแก๊สหรือของเหลว
- ของแข็งบางชนิดเป็นตัวนำความร้อนและนำไฟฟ้า บางชนิดเป็นสารกึ่งตัวนำและบางชนิดเป็นฉนวน
- ของแข็งมีจุดหลอมเหลวและจุดเดือดสูงกว่าของเหลวและแก๊ส
- สามารถตกเป็นผลึก ซึ่งผลึกที่ได้มีโครงสร้างที่เป็นรูปทรงเรขาคณิตที่แน่นอน เรียกว่า ของแข็งรูปผลึก ส่วนผลึกที่ไม่มีโครงสร้างรูปทรงเรขาคณิตที่แน่นอน เรียกว่า ของแข็งอสัณฐาน

5.2.1 ประเภทของแข็ง

1) ผลึกของแข็ง (crystalline) คือของแข็งที่อนุภาค (อะตอม ไอออน หรือโมเลกุล) จัดเรียงตัวอย่างมีระเบียบและมีรูปร่างผลึกเป็นทรงเรขาคณิต ของแข็งประเภทนี้มีสมบัติที่เด่นชัด เช่น มีผิวหน้าเรียบ มีมุมระหว่างผิวหน้าแน่นอน มีจุดหลอมเหลวอยู่ในช่วงแคบ ตัวอย่างผลึกของแข็ง เช่น เพชร ควอตซ์ ดังภาพที่ 5.11



แร่กาลีนา (galena)

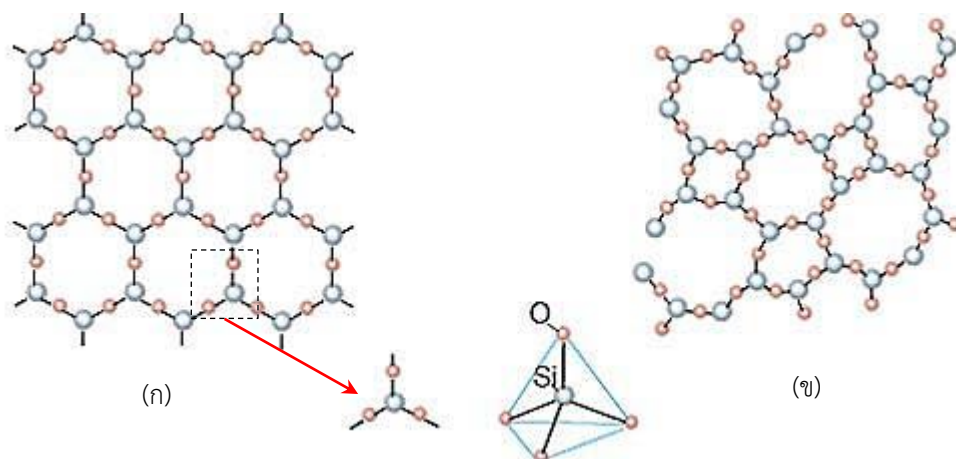
ควอตซ์ (quartz)

ไพไรต์ (pyrite)

ภาพที่ 5.11 ลักษณะผลึกของแข็ง

2) ของแข็งอสัณฐาน (amorphous) คือของแข็งที่ประกอบขึ้นด้วยอนุภาคที่จัดเรียงตัวกันอย่างไม่เป็นระเบียบ ถ้าของเหลวเย็นตัวเป็นของแข็งอย่างรวดเร็ว อนุภาค (อะตอมหรือโมเลกุล) ไม่มีเวลาพอที่จัดเรียงตัวในตำแหน่งที่เหมาะสม จึงมีลักษณะคือ ไม่มีรูปทรงเรขาคณิต ผิวหน้าไม่เรียบ มีมุมที่ไม่แน่นอน จุดหลอมเหลวอยู่ในช่วงกว้าง ทำให้จุดหลอมเหลวไม่เด่นชัด ตัวอย่างของแข็งอสัณฐาน เช่น แก้ว ยาง และพลาสติก

แก้วเป็นผลิตภัณฑ์ที่ได้จากการหลอมสารประกอบอนินทรีย์ ซึ่งเมื่อเย็นจะเข้าสู่สถานะของแข็งโดยไม่มีการตกผลึก ในบางครั้งแก้วประพฤติตัวคล้ายของเหลวมากกว่าของแข็ง แก้วที่ใช้ทั่วไปมีมากกว่า 800 ชนิด ภาพที่ 5.12 แสดงโครงสร้าง 2 มิติของผลึกของแข็งควอตซ์และแก้วที่ไม่เป็นรูปผลึก โดยทั้งคู่มีอะตอม Si และ O เป็นองค์ประกอบเหมือนกัน แต่แตกต่างกันในการเรียงตัว



ภาพที่ 5.12 โครงสร้าง 2 มิติ (ก) ผลึกของแข็งควอตซ์ และ (ข) แก้วที่ไม่เป็นรูปผลึก. ที่มา: Brown et al. Chemistry. 2009. p. 459.

จากโครงสร้าง 2 มิติ ในภาพที่ 5.12 วงกลมใหญ่ คือธาตุ Si ในโครงสร้าง 3 มิติและ Si จะพันธะกับ O 4 อะตอม รูปร่างเป็นแบบเตตระฮีดรัล แก้วมีสีต่างๆ ได้เนื่องจากมีโลหะออกไซด์ปนอยู่ด้วย เช่น

- แก้วมีสีเขียว มีเหล็ก(III) ออกไซด์ (Fe_2O_3) หรือทองแดง(II) ออกไซด์ (CuO)
- แก้วมีสีเหลือง มียูเรเนียม(IV) ออกไซด์ (UO_2)
- แก้วสีน้ำเงิน มีโคบอลต์(II) ออกไซด์ (CoO) และทองแดง(II) ออกไซด์ (CuO)
- แก้วสีแดง มีอนุภาคขนาดเล็กของทองคำและทองแดง

ตารางที่ 5.3 องค์ประกอบและสมบัติของแก้วที่ไม่เป็นรูปผลึก

ชนิดแก้ว	องค์ประกอบ	สมบัติและการนำไปใช้ประโยชน์
แก้วควอตซ์บริสุทธิ์	100% SiO_2	ขยายตัวด้วยความร้อนได้น้อย ยอมให้แสงผ่านได้ทุกความยาวคลื่น ใช้ในงานวิจัยเกี่ยวกับแสง
แก้วไฟเร็กซ์	60-80% SiO_2 10-25% B_2O_3 Al_2O_3 (เล็กน้อย)	ขยายตัวด้วยความร้อนได้น้อย ยอมให้รังสีอินฟราเรดและอินฟราเรดผ่านได้ แต่รังสีอัลตราไวโอเลตผ่านไม่ได้ ใช้ทำเครื่องแก้วในห้องทดลอง ภาชนะทำอาหาร
แก้วโซดาไลม์	75% SiO_2 15% Na_2O 10% CaO	แตกง่ายเมื่อร้อน ยอมให้รังสีอินฟราเรดผ่านได้ แต่ดูดกลืนรังสีอัลตราไวโอเลต ใช้ทำกระจก ขวด

ที่มา: ดัดแปลงจาก Chang and Goldby. Chemistry. 2013. p495

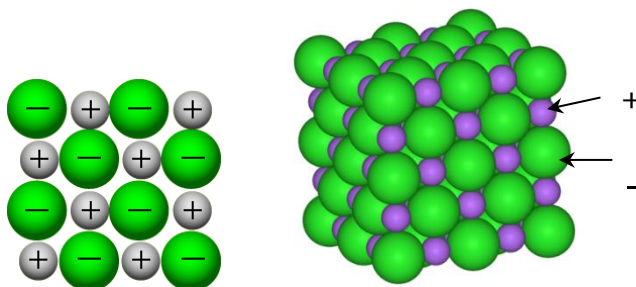
โครงสร้างและสมบัติของผลึกของแข็งสามารถพิจารณาได้จากชนิดของแรงที่ยึดเหนี่ยวอนุภาคต่าง ๆ ในผลึก ชนิดของผลึกของแข็งแบ่งตามแรงที่ยึดเหนี่ยวอนุภาคออกเป็น 4 ชนิดคือ

1) ผลึกไอออน

ผลึกไอออน (ionic crystal) เป็นผลึกที่เกิดจากไอออนบวกและไอออนลบเรียงตัวสลับกัน ทำให้ผลึกไอออนเกิดแรงยึดเหนี่ยวระหว่างประจุที่ต่างกันในที่แข็งแรง เรียกแรงยึดเหนี่ยวระหว่างไอออนบวกกับไอออนลบว่า แรงคูโลมบ์ (coulombic force)

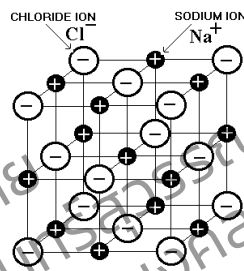
ผลึกไอออนจึงมีพลังงานแลตทิซสูง ลักษณะเฉพาะที่สำคัญของผลึกไอออน 2 ประการคือ

- ผลึกไอออนประกอบด้วยไอออนบวกและไอออนลบเรียงตัวสลับกัน (ภาพที่ 5.13)
- ไอออนลบและไอออนบวกมีขนาดต่างกัน (ไอออนลบมีขนาดใหญ่กว่าไอออนบวก)

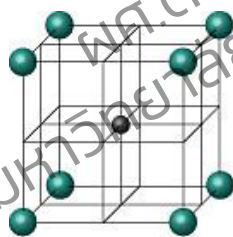


ภาพที่ 5.13 การเรียงตัวของผลึกไอออน

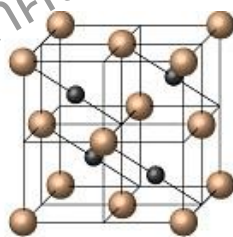
ตัวอย่างผลึกไอออนและโครงสร้างผลึกไอออนของ NaCl (ภาพที่ 5.14) และเซลล์หน่วยของผลึกไอออนบางชนิด แสดงดังภาพที่ 5.15



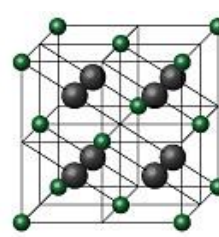
ภาพที่ 5.14 ผลึกของแข็ง NaCl (ก) ลักษณะผลึก และ (ข) การเรียงตัวของโครงผลึก NaCl. ที่มา: ดัดแปลงจาก http://www.docbrown.info/page04/4_72bond2.htm



(ก)



(ข)



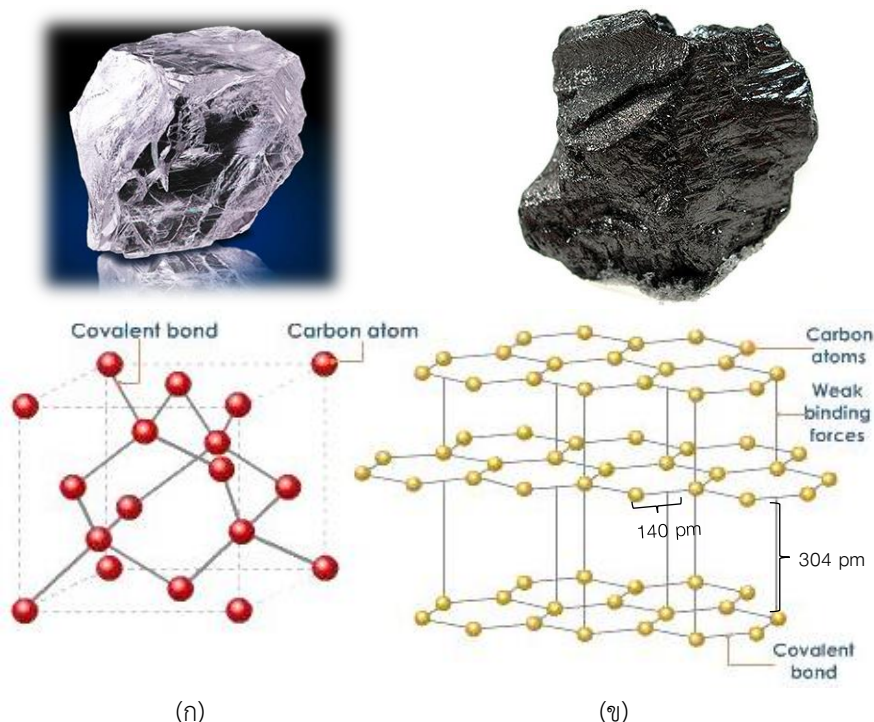
(ค)

ภาพที่ 5.15 เซลล์หน่วยโครงสร้างผลึกของ (ก) CsCl (ข) ZnS และ (ค) CaF₂. ที่มา: <http://wps.prenhall.com/wps/media/objects/3082/3156196/blb1108.html>

2) ผลึกโคเวเลนต์

ผลึกโคเวเลนต์ (covalent crystal) หรือผลึกร่างแห เป็นผลึกที่อะตอมยึดเหนี่ยวกันด้วยพันธะโคเวเลนต์ การใช้อิเล็กตรอนวงนอกสุดร่วมกันเกิดเป็นแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล โดยอะตอมแต่ละอะตอมจะยึดเหนี่ยวกับอะตอมข้างเคียงด้วยพันธะโคเวเลนต์ที่แข็งแรง ผลึกประเภทนี้มีจุดหลอมเหลวและจุดเดือดที่สูงมาก ตัวอย่างผลึกโค

เวเลนซ์ เช่น เพชร (diamond) แกรไฟต์ (graphite) แร่ควอตซ์ (quartz) และ ซิลิคอนคาร์ไบด์ (silicon carbide) ภาพที่ 5.16 แสดงโครงสร้างผลึกโคเวเลนซ์ของเพชรและแกรไฟต์



ภาพที่ 5.16 โครงสร้างผลึกและการจัดเรียงตัวของอะตอมคาร์บอนใน (ก) เพชร และ (ข) แกรไฟต์. ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://chemistry.tutorvista.com/organic-chemistry/carbon-compounds.html>

ผลึกของแข็งที่ประกอบด้วยอะตอมของธาตุชนิดเดียวกันแต่การจัดเรียงตัวภายในโครงสร้างผลึกแตกต่างกัน เรียกว่า อัญรูป โครงสร้างการจัดเรียงอะตอม C ในเพชรและแกรไฟต์แตกต่างกันเกิดเป็นอัญรูปที่สำคัญคือ

1) อัญรูปเพชร โดย C แต่ละอะตอมใช้เวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้งหมดสร้างพันธะโคเวเลนซ์กับอะตอม C อีก 4 อะตอมที่อยู่ล้อมรอบ ความยาวพันธะระหว่าง C ทุกอะตอมเท่ากันหมดทุกทิศทางเท่ากับ 154 พิโกเมตร การจัดอะตอมในผลึกเพชรคล้ายตาข่ายโยงกันทั้ง 3 มิติ (three-dimensional network) ดังภาพที่ 5.16(ก) เป็นผลให้อะตอม C ยึดกันไว้นานจึงมีความแข็งแรงมากที่สุด เพชรไม่นำไฟฟ้าเนื่องจากเวเลนซ์อิเล็กตรอนทั้ง 4 ตัวเกิดพันธะโคเวเลนซ์ จึงไม่มีอิเล็กตรอนเหลือ

2) อัญรูปแกรไฟต์ อะตอม C จัดเรียงตัวเป็นชั้นๆ และสร้างพันธะโคเวเลนซ์ต่อกันเป็นวง วงละ 6 อะตอมต่อเนื่องกันอยู่ในระนาบเดียวกัน พันธะระหว่างอะตอม C ที่อยู่ในชั้นเดียวกันมีความยาว 140 พิโกเมตร ส่วนอะตอม C ในแต่ละชั้นอยู่ห่างกัน 340 พิโกเมตร การจัดอะตอมเป็นโครงผลึกร่างตาข่าย ดังภาพที่ 5.16(ข) ส่งผลให้อะตอม C ยึดกันไว้นาน ทำให้แกรไฟต์มีจุดหลอมเหลวและจุดเดือดสูง อะตอม C ในโครงผลึกของแกรไฟต์มี 4 เวเลนซ์อิเล็กตรอน แต่ละอะตอมจะสร้างพันธะกับ C 3 อะตอมที่อยู่ใกล้เคียงกัน จึงเหลืออีก 1 อิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่อิสระไปทั่วภายในชั้น ทำให้แกรไฟต์นำไฟฟ้าและนำความร้อนได้ดีเฉพาะภายในชั้นเดียวกัน ระหว่างชั้นของแกรไฟต์อะตอม C อยู่ห่างกัน 340 พิโกเมตร (เป็นระยะที่มากกว่าความยาวพันธะเดี่ยวระหว่าง C) อะตอม C ระหว่างชั้นไม่ได้สร้างพันธะโคเวเลนซ์ แต่ยึดเหนี่ยวกันด้วยแรงแวนเดอร์วาลส์ที่แข็งแรงน้อยกว่าพันธะโคเวเลนซ์ในชั้นเดียวกัน อะตอม C ในแกรไฟต์จึงมีลักษณะซ้อนเป็นแผ่นและเลื่อนไถลไปตามชั้นได้ง่าย

ตารางที่ 5.4 สมบัติของเพชรและแกรไฟต์

เพชร	แกรไฟต์
เกิดขึ้นเองในธรรมชาติ	เกิดขึ้นได้เองในธรรมชาติและผลิตขึ้นมาได้
มีความแข็งมากที่สุด (ระดับ 10)	อ่อนและสัมผัส (ระดับความแข็งน้อยกว่า 1)
มีความหนาแน่นสูง (3.51 g/cm^3)	มีความหนาแน่นปานกลาง (2.27 g/cm^3)
จุดเดือดสูง ($4,830^\circ\text{C}$)	ไม่แน่นอน
จุดหลอมเหลว ($3,550^\circ\text{C}$)	ไม่แน่นอน
ยอมให้แสงผ่านได้และมีดัชนีหักเหสูง	สีดำและทึบแสง
ไม่นำความร้อนและไม่นำไฟฟ้า	นำความร้อนและนำไฟฟ้าดี
เผาไหม้ในอากาศที่ 900°C	เผาไหม้ในอากาศที่ $700-800^\circ\text{C}$
โครงสร้างเป็นอวกาศสี่เหลี่ยม	โครงสร้างเป็นเฮกซะโกนัล

ที่มา: ดัดแปลงจาก Silberberg, Principle of General of Chemistry. 2013. p381

ควอตซ์ เป็นผลึกโคเวเลนต์อีกประเภทหนึ่งที่เป็นแร่ซิลิโคนออกไซด์ (SiO_2) ดังภาพที่ 5.16(ก) ประกอบด้วย Si และ O ร้อยละ 46.7% และ O 53.3% ตามลำดับ ควอตซ์ละลายได้ในกรดเกลือ แร่ควอตซ์เกือบจะเป็นสารประกอบทางเคมีที่มีความบริสุทธิ์มากที่สุด แร่ควอตซ์แบ่งอย่างกว้างๆ ได้เป็น 2 พวก คือพวกที่เกิดเป็นผลึกหรือมีผลึกหยาบ (coarsely crystalline) และพวกที่เกิดเป็นผลึกละเอียดมากมีขนาดเล็กมากจนมองด้วยตาเปล่าไม่เห็น (cryptocrystalline) แร่ควอตซ์นำไปใช้ประโยชน์ในลักษณะต่างๆ มากมาย เช่น ใช้เป็นรัตนชาติและหินประดับ ใช้ทำเครื่องมือวิทยาศาสตร์และเครื่องมือทางแสง ทำเลนส์และปริซึม เนื่องจากมีคุณสมบัติโปร่งใสยอมให้รังสีอินฟราเรดและอัลตราไวโอเล็ต (ยูวี) ผ่านได้ดี

3) ผลึกโมเลกุล

ผลึกโมเลกุล (molecular crystal) ประกอบขึ้นจากอนุภาคที่จุดแลตทิซอาจเป็นอะตอมหรือโมเลกุล แรงยึดเหนี่ยวระหว่างอนุภาคเป็นแรงแวนเดอร์วาลส์ประเภทแรงลอนดอน (London force) หรือแรงไดโพล-ไดโพล (dipole-dipole) หรือพันธะไฮโดรเจน (hydrogen bond) อย่างใดอย่างหนึ่งขึ้นอยู่กับตัวของโมเลกุล ผลึกชนิดนี้จึงมีจุดหลอมเหลวต่ำ ระเหยง่าย ความดันไอสูง ไม่นำไฟฟ้า ตัวอย่างผลึกโมเลกุล เช่น ของแข็งซัลเฟอร์ไดออกไซด์ (SO_2) เกิดจากแรงยึดเหนี่ยวแบบแรงไดโพล-ไดโพล หรือในกรณีของน้ำแข็ง (H_2O) เกิดแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลผ่านพันธะไฮโดรเจน ดังภาพที่ 5.17

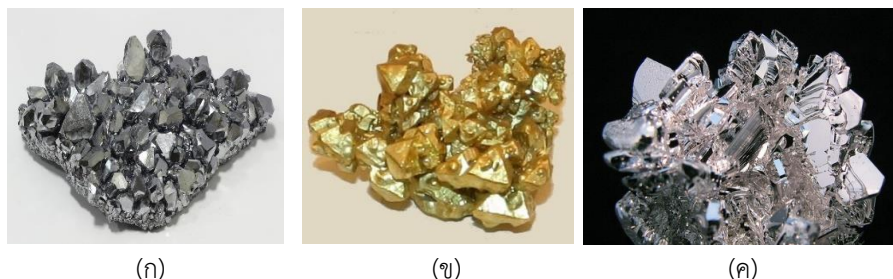


ภาพที่ 5.17 โครงสร้างผลึกของโมเลกุลน้ำแข็ง. ที่มา: <http://io9.com/have-you-ever-seen-a-snowflake-blossom-1528622925>

4) ผลึกโลหะ

ผลึกโลหะ (metallic crystal) เป็นผลึกที่อนุภาคที่จุดแลตทิซเป็นไอออนบวกของโลหะอยู่ล้อมรอบด้วยกลุ่มหมอกอิเล็กตรอน แต่ละอิเล็กตรอนเคลื่อนที่ได้อย่างอิสระทั่วบริเวณของโลหะ แรงยึดเหนี่ยวระหว่างไอออนบวกของอะตอมโลหะกับอิเล็กตรอนเกิดจากพันธะโลหะ ผลึกประเภทนี้มีความแข็งแรง จุดเดือดและจุดหลอมเหลวสูง

มาก ดีเป็นแผ่น ดีเป็นเส้น บิดงอได้ง่าย นำไฟฟ้าและนำความร้อนได้ดี แต่โลหะบางชนิดอาจมีสมบัติไม่สอดคล้องกับสมบัติข้างต้นทั้งหมด เช่นตะกั่วนำไฟฟ้าได้ไม่ดี หรือโลหะหมู่แอลคาไล (หมู่ 1A) และแอลคาไลน์เอิร์ท (หมู่ 2A) ค่อนข้างอ่อน มีจุดเดือด จุดหลอมเหลวต่ำ โลหะแต่ละชนิดมีโครงสร้างผลึกแตกต่างกันเฉพาะตัว เช่น เหล็ก (Fe), โครเมียม (Cr), ทองคำ (Au), เงิน (Ag), ไททาเนียม (Ti), สังกะสี (Zn), แมกนีเซียม (Mg) ตัวอย่างผลึกของโลหะ Cr, Au และ Mg แสดงดังภาพที่ 5.18 และเซลล์หน่วยของโครงสร้างผลึกโลหะบางชนิด แสดงในภาพที่ 5.19

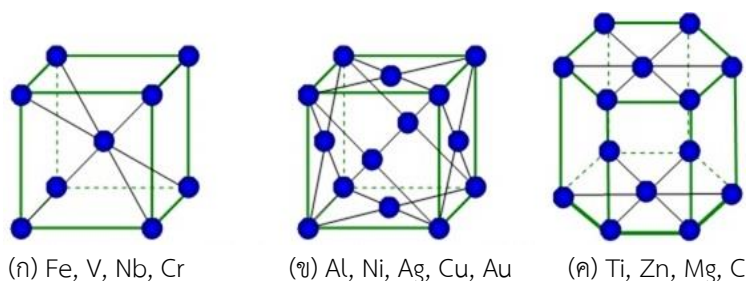


(ก)

(ข)

(ค)

ภาพที่ 5.18 ตัวอย่างผลึกโลหะ (ก) Cr (ข) Au และ (ค) Mg



(ก) Fe, V, Nb, Cr

(ข) Al, Ni, Ag, Cu, Au

(ค) Ti, Zn, Mg, Cd

ภาพที่ 5.19 เซลล์หน่วยผลึกโลหะ (ก) ลูกบาศก์กลางตัว (ข) ลูกบาศก์กลางหน้า และ (ค) เฮกซะโกนัล ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://apchemcyhs.wikispaces.com>

ตารางที่ 5.5 ชนิดของผลึกและสมบัติทั่วไป

ชนิด	แรงที่ยึดเหนี่ยว	สมบัติ	ตัวอย่าง
ผลึกไอออน	แรงดึงดูดไฟฟ้าสถิต	แข็ง เปราะ จุดหลอมเหลวสูง, การนำไฟฟ้าและนำความร้อนต่ำ	NaCl, LiF, MgO, CaCO ₃
ผลึกโคเวเลนต์	พันธะโคเวเลนต์	แข็ง จุดหลอมเหลวสูง การนำไฟฟ้าและนำความร้อนต่ำ	C (เพชร), SiO ₂ (ควอตซ์)
ผลึกโมเลกุล	แรงลอนดอน แรงไดโพล-ไดโพล พันธะไฮโดรเจน	อ่อน จุดหลอมเหลวต่ำ การนำไฟฟ้าและนำความร้อนต่ำ	Ar, CO ₂ , I ₂ , H ₂ O, C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁
ผลึกโลหะ	พันธะโลหะ	อ่อนถึงแข็ง จุดหลอมเหลวต่ำถึงสูง นำความร้อนและไฟฟ้าที่ดี	โลหะทั้งหมด เช่น Na, Mg, Fe, Cu

ที่มา: ดัดแปลงจาก Chang and Goldby. Chemistry. 2013. p493

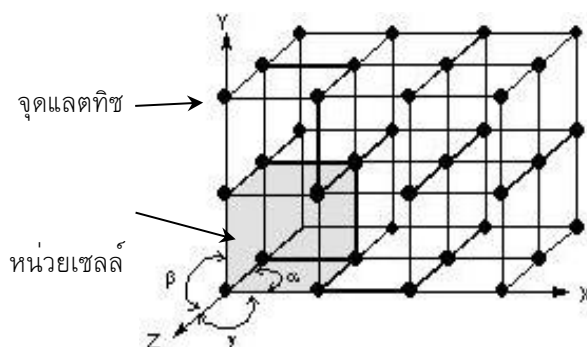
5.2.2 ระบบผลึก

1) โครงสร้างผลึก (crystal structure)

โครงสร้างผลึกของแข็งเป็นการเรียงตัวของอนุภาค (อะตอม ไอออน หรือโมเลกุล) ที่เป็นระเบียบแบบแผนทางเรขาคณิตในโครงข่ายระบบสามมิติ ดังแสดงในภาพที่ 5.20 เพื่อให้สะดวกจึงใช้รูปทรงกลมแทนตำแหน่ง

อนุภาคในโครงสร้างผลึกซึ่งปรากฏเป็นจุดตัดบนโครงข่ายสามมิติ เรียกว่า จุดแลตทิซ (lattice point) ซึ่งแสดงถึงอะตอมของในโครงข่าย โดยที่แต่ละจุดแลตทิซจะมีสิ่งแวดล้อมในทุกทิศทางเหมือนกัน

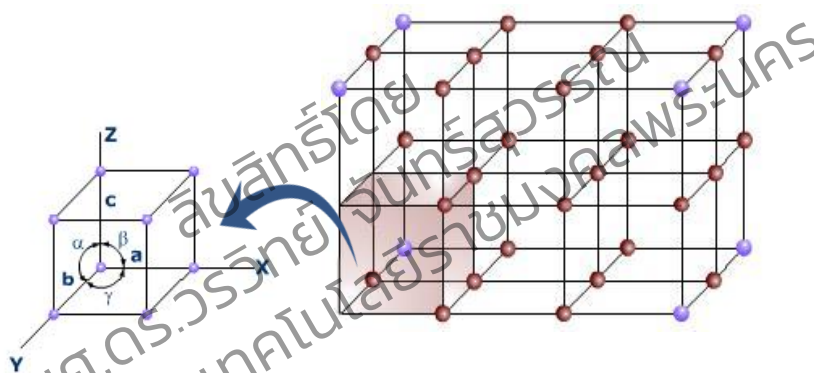
โครงข่ายผลึกของแข็ง เรียกอีกอย่างว่า แลตทิซผลึก (crystal lattice)



ภาพที่ 5.20 โครงสร้างผลึกของแข็ง

2) เซลล์หน่วย

เซลล์หน่วย (unit cell) คือหน่วยโครงสร้างพื้นฐานที่เล็กที่สุดของแลตทิซผลึกที่แสดงให้เห็นลักษณะการจัดเรียงอนุภาคภายในผลึกอย่างสมบูรณ์ที่มีการจัดเรียงตัวซ้ำๆ กันทุกทิศทาง ดังนั้นอาจกล่าวได้ว่า แลตทิซผลึกเกิดจากการนำเซลล์หน่วยมาเรียงต่อกัน โดยถือว่าทรงกลมที่อยู่ตรงหน้าหรือมุมของเซลล์หน่วยหนึ่งจะเป็นส่วนของอีกเซลล์หน่วยหนึ่งที่อยู่ติดกันด้วย ขนาดและรูปร่างของเซลล์หน่วยกำหนดด้วยแลตทิซพารามิเตอร์ (lattice parameter) ที่กำหนดด้วยความยาวแต่ละด้านตามขอบ และกำหนดด้วยมุมของแกนในโครงข่ายสามมิติ ดังแสดงในภาพที่ 5.21



ภาพที่ 5.21 โครงสร้างผลึกและแลตทิซพารามิเตอร์ ที่มา :

<http://www.ig.cas.cz/en/structure/departments/tectonics-and-geodynamics/microstructural-analysis>

แลตทิซพารามิเตอร์ (ภาพที่ 5.21) กำหนดด้วยความยาวตามขอบของด้านและมุมระหว่างด้านของเซลล์หน่วย ความยาวด้านกำหนดตามความยาวของเวกเตอร์ตามแนวแกนทั้งสามแกนคือ x, y และ z กำหนดด้วยตัวอักษร a, b และ c ตามลำดับ ความยาวด้านกำหนดในหน่วยนาโนเมตร (nm) หรืออังสตรอม ($\text{\AA}$, โดย $1 \text{ \AA} = 10^{-10}$ เมตร)

ส่วนมุมระหว่างเวกเตอร์ของความยาวด้านกำหนดด้วยตัวอักษร α , β และ γ โดยที่มุม α เป็นมุมระหว่างด้าน b กับ c มุม β เป็นมุมระหว่างด้าน a กับ c และมุม γ เป็นมุมระหว่างด้าน a กับ b

ในปี ค.ศ.1848 บราวเ (Auguste Bravais) นักฟิสิกส์ชาวฝรั่งเศส ได้เสนอการจัดตำแหน่งของจุดแลตทิซแบบสามมิติในเซลล์หน่วยมาตรฐาน (standard unit cell) ทั้งหมด 7 ระบบ ดังตารางที่ 5.6 แต่เนื่องจากตำแหน่งทรงกลมอาจอยู่ได้ในตำแหน่งที่ต่างกัน 4 แบบของเซลล์หน่วย คือ จุดแลตทิซอยู่ที่มุม (corner) จุดแลตทิซอยู่ที่ด้านหน้า (face) จุดแลตทิซที่กึ่งกลางตัว (center) และจุดแลตทิซอยู่ที่กลางปลาย (end) ดังนั้น จุดแลตทิซในเซลล์หน่วยจึงแบ่งได้เป็น 4 ประเภท คือ

- 1) แบบธรรมดา (simple) หรือปริมิทีฟ (primitive) คือทรงกลมอยู่ที่มุม (corner)
- 2) แบบกลางตัว (body-centred) คือทรงกลมอยู่ที่มุมและกึ่งกลางตัว (center-centered)
- 3) แบบกลางหน้า (face-centred) คือทรงกลมอยู่ที่มุมและด้านหน้า (face-centered)
- 4) แบบกลางปลาย (base-centred) คือทรงกลมอยู่ที่มุมและกลางปลาย (base-centered หรือ end-centered)

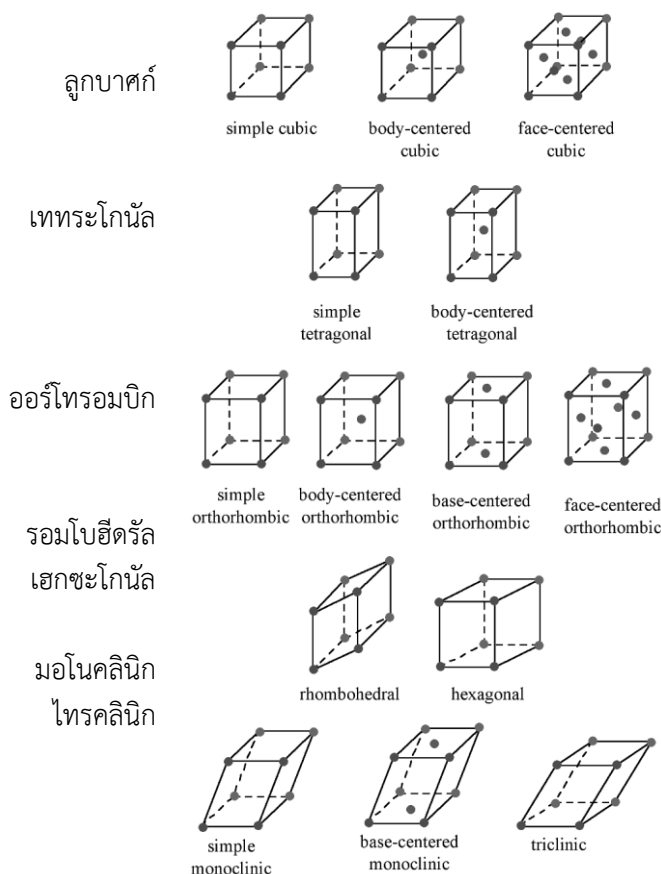
เซลล์หน่วยมาตรฐาน 7 ระบบ แบ่งออกเป็น 14 แบบ เรียกว่า แลตทิซบราเว (Bravais lattice) ดังแสดงในตารางที่ 5.6

3) เลขโคออร์ดิเนชัน

เลขโคออร์ดิเนชัน (coordination number, CN) คือจำนวนอะตอมที่ล้อมรอบอะตอมใดอะตอมหนึ่งที่ใกล้ชิดที่สุดด้วยระยะทางที่เท่ากัน ผลึกของแข็งที่มีเลขโคออร์ดิเนชันสูง จะมีความหนาแน่นมาก

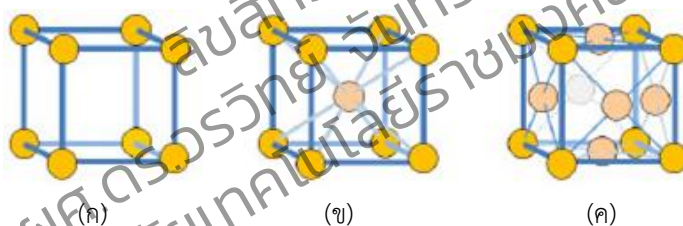
ตารางที่ 5.6 เซลล์หน่วยมาตรฐาน 7 ระบบ และแลตทิซบราเว

ระบบเซลล์หน่วย	ความยาวด้าน ; มุม	แลตทิซบราเว
ลูกบาศก์ (cubic)	$a=b=c$; $\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$	ธรรมดา (simple) กลางตัว (body-centered) กลางหน้า (face-centered)
เททระโกนัล (tetragonal)	$a=b \neq c$; $\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$	ธรรมดา (simple) กลางตัว (body-centered)
ออร์โธโรมบิก (orthorhombic)	$a \neq b \neq c$; $\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$	ธรรมดา (simple) กลางตัว (body-centered) กลางหน้า (face-centered) กลางปลาย (base-centered)
รอมโบฮีดรัล (rhombohedral)	$a=b=c$; $\alpha=\beta=\gamma \neq 90^\circ$	ธรรมดา (simple)
เฮกซะโกนัล (hexagonal)	$a=b \neq c$; $\alpha=\beta=90^\circ$; $\gamma=120^\circ$	ธรรมดา (simple)
มอนอคลินิก (monoclinic)	$a \neq b \neq c$; $\alpha=\gamma=90^\circ \neq \beta$	ธรรมดา (simple) กลางปลาย (base-centered)
ไทรคลินิก (triclinic)	$a \neq b \neq c$; $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$	ธรรมดา (simple)



ภาพที่ 5.22 แลตทิซบราวเ 14 แบบ. ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://cnx.org/content/m16927/latest/>

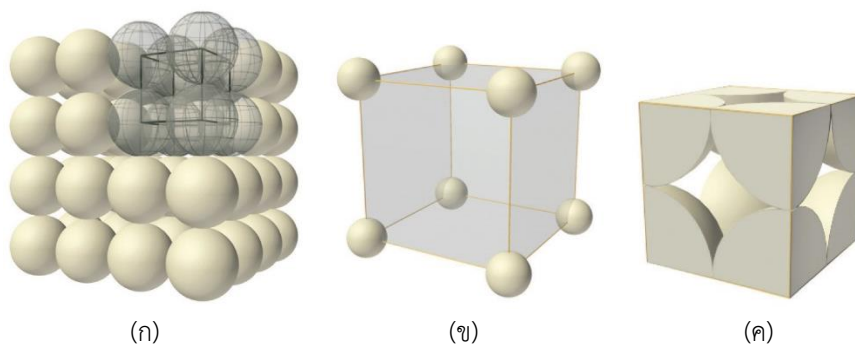
เซลล์หน่วยโครงสร้างผลึกระบบลูกบาศก์เป็นตัวอย่างโครงสร้างผลึกอย่างง่ายกว่าแบบอื่นๆ เนื่องจากมีด้านทั้งสามด้านเท่ากัน เซลล์หน่วยระบบลูกบาศก์มีแลตทิซบราวเ 3 แบบ ดังภาพที่ 5.23



ภาพที่ 5.23 แลตทิซบราวเของเซลล์หน่วยระบบลูกบาศก์ (ก) ลูกบาศก์ธรรมดา (ข) ลูกบาศก์กลางตัว และ (ค) ลูกบาศก์กลางหน้า. ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

ลูกบาศก์ธรรมดา (simple cubic, sc) เป็นการเรียงตัวของทรงกลม (แทนอะตอม หรือไอออน หรือโมเลกุล) เป็นชั้น โดยแต่ละชั้นทรงกลมเรียงต่อกันที่จุดศูนย์กลางของแต่ละทรงกลมตรงกัน ดังภาพที่ 5.24(ก) ทรงกลมจะสัมผัสกับทรงกลม 4 ทรงกลมในชั้นเดียวกันและจะสัมผัสกับอีก 2 ทรงกลมของชั้นบนและชั้นล่าง เซลล์หน่วยจึงมีจุดแลตทิซ (หรืออนุภาค) เฉพาะตรงมุมของเซลล์หน่วยรวม 8 มุมโดยแต่ละมุมของเซลล์หน่วยมีลูกบาศก์ 8 ลูกมาติดกัน ดังภาพที่ 5.24(ข)

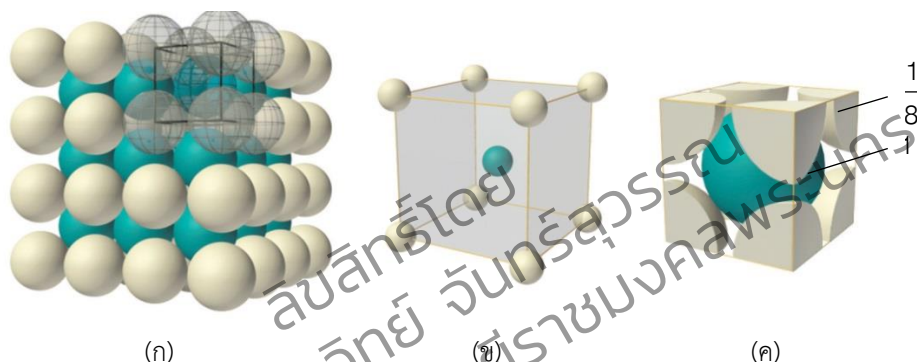
ดังนั้น เซลล์หน่วยแต่ละหน่วยจะได้เนื้อทรงกลมที่มุมเท่ากับ $1/8$ ของทรงกลม จำนวนเนื้ออนุภาคทั้งหมดในเซลล์หน่วยจึงเท่ากับ 1 ทรงกลม (อนุภาค) ดังภาพที่ 5.24(ค) เซลล์หน่วยแบบลูกบาศก์ธรรมดามีเลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 6 เพราะมีทรงกลมข้างเคียงมาสัมผัส 6 ทรงกลม



ภาพที่ 5.24 เซลล์หน่วยลูกบาศก์ธรรมดา(ก) โครงสร้างผลึก (ข) เซลล์หน่วย และ (ค) ปริมาณอนุภาคในเซลล์หน่วย. ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

ลูกบาศก์กลางตัว (body-centered cubic, bcc) การเรียงตัวของชั้นบนและชั้นล่างจะอยู่ตำแหน่งรูช่องว่างของทรงกลม 3 ทรงกลม ดังภาพที่ 5.25(ก) ดังนั้น เซลล์หน่วยจึงมีอนุภาคอยู่ที่มุมของเซลล์หน่วยและมีอีกหนึ่งอนุภาคอยู่ที่ตรงกลางของเซลล์หน่วย โดยแต่ละมุมของเซลล์หน่วยมีลูกบาศก์ 8 ลูกมาสัมผัสกันเช่นกัน ดังภาพที่ 5.25(ข)

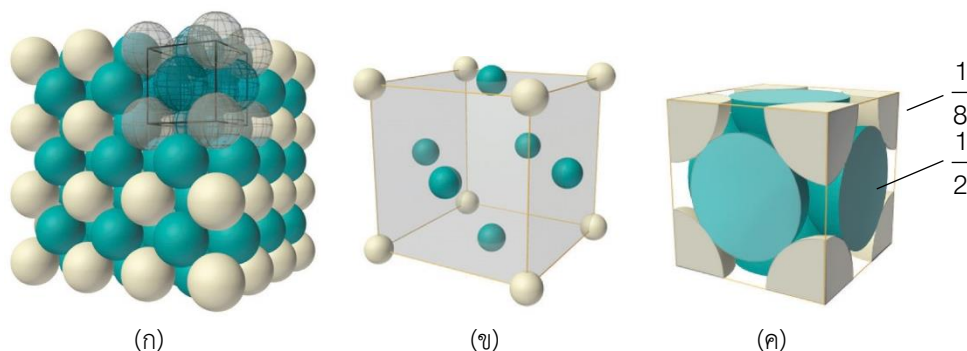
ดังนั้น เซลล์หน่วยแต่ละหน่วยจะได้เนื้อทรงกลมที่มุมเท่ากับ $1/8$ ของทรงกลม จำนวนเนื้ออนุภาคใน 8 มุมของเซลล์หน่วยเท่ากับ 1 ทรงกลม รวมอีก 1 อนุภาคอยู่ตรงกลางของเซลล์หน่วยทำให้จำนวนเนื้ออนุภาคทั้งหมดในเซลล์หน่วยจึงเท่ากับ 2 ทรงกลม (อนุภาค) ดังภาพที่ 5.25(ค) เซลล์หน่วยแบบลูกบาศก์กลางตัว มีเลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 8 เพราะมีทรงกลมข้างเคียงมาสัมผัสด้านบนและด้านล่างอย่างละ 4 ทรงกลม



ภาพที่ 5.25 เซลล์หน่วยลูกบาศก์กลางตัว (ก) โครงสร้างผลึก (ข) เซลล์หน่วย และ (ค) ปริมาณอนุภาคในเซลล์หน่วย. ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

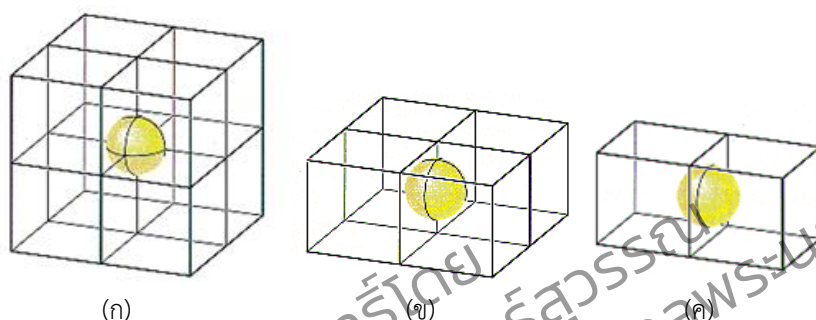
ลูกบาศก์กลางหน้า (face-centered cubic, fcc) มีอนุภาคอยู่ที่มุมของเซลล์หน่วยและมีอนุภาคอยู่ตรงกลางทุกด้านของเซลล์หน่วยแต่ละมุมของเซลล์หน่วยมีลูกบาศก์ 8 ลูกมาจกดติดกันเช่นกัน ดังภาพที่ 5.26

ดังนั้น เซลล์หน่วยแต่ละหน่วยจะได้เนื้อทรงกลมที่มุมเท่ากับ $1/8$ ของทรงกลม จำนวนเนื้ออนุภาคใน 8 มุมของเซลล์หน่วยเท่ากับ 1 ทรงกลม และที่ตรงกลางหน้าของเซลล์หน่วยในแต่ละหน้าเนื้อทรงกลมที่หน้าเท่ากับ $1/2$ ของทรงกลม ใน 6 หน้า จึงมีจำนวนเนื้ออนุภาคเท่ากับ 3 ทรงกลม ทำให้จำนวนเนื้ออนุภาคทั้งหมดในเซลล์หน่วยจึงเท่ากับ 4 ทรงกลม (อนุภาค)



ภาพที่ 5.26 เซลล์หน่วยลูกบาศก์กลางหน้า (ก) โครงสร้างผลึก (ข) เซลล์หน่วย และ (ค) ปริมาณอนุภาคในเซลล์หน่วย. ที่มา: ดัดแปลงจาก Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

เนื่องจากแต่ละเซลล์หน่วยในผลึกของแข็งจะอยู่ติดกับเซลล์หน่วยอื่น ๆ ทุกทิศทาง ดังนั้น จุดแลตทิซ (อะตอมในเซลล์หน่วย) ส่วนใหญ่จะอยู่ร่วมกันกับเซลล์หน่วยข้างเคียงหลายลักษณะ เช่น ถ้าเป็นเซลล์หน่วยลูกบาศก์ทุกชนิด ที่แต่ละมุมของเซลล์หน่วยจะประกอบด้วยอะตอมจำนวน 8 หน่วย ดังนั้นเนื้ออนุภาคของแต่ละเซลล์หน่วยจะเท่ากับ $\frac{1}{8}$ ของทรงกลม การแบ่งอะตอมที่มุมของลูกบาศก์ ดังภาพที่ 5.27(ก) ถ้าเป็นลูกบาศก์กลางหน้า (fcc) นอกจากที่มุมแล้วยังมีอะตอมที่อยู่ติดกับเซลล์หน่วยแบบด้านหน้า ดังภาพที่ 5.27(ข)



ภาพที่ 5.27 ทรงกลมในเซลล์หน่วย (ก) ทรงกลมที่มุมซึ่งใช้ร่วมกัน 8 เซลล์หน่วย (ข) ทรงกลมที่มุมซึ่งใช้ร่วมกัน 4 เซลล์หน่วย และ (ค) ทรงกลมที่ใช้ร่วมกัน 2 เซลล์หน่วย. ที่มา:

<http://chemed.chem.purdue.edu/genchem/topicreview/bp/ch13/unitcell.php>

4) ประสิทธิภาพของการบรรจุ

เนื่องจากการบรรจุอนุภาคในเซลล์หน่วยแตกต่างกันทั้งตำแหน่งและจำนวนอนุภาค ดังนั้นในเซลล์หน่วยแต่ละชนิดจะมีปริมาตรที่ว่าง (พื้นที่ว่าง) ไม่เท่ากัน ประสิทธิภาพของการบรรจุ (packing efficiency, PE) หรือร้อยละที่ปริมาตรของเซลล์หน่วยถูกบรรจุโดยทรงกลม จะบอกถึงความหนาแน่นของผลึก คำนวณได้ดังนี้

$$\%PE = \frac{V_{(\text{particle in unit cell})}}{V_{(\text{unit cell})}} \times 100 \quad \text{.....(5.52)}$$

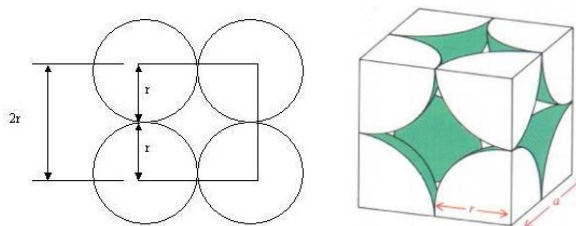
เมื่อ $\%PE$ = ร้อยละประสิทธิภาพของการบรรจุ

$V_{(\text{particle in unit cell})}$ = ปริมาตรของทรงกลมใน 1 เซลล์หน่วย

$V_{(\text{unit cell})}$ = ปริมาตรของเซลล์หน่วย (= a^3)

การคำนวณร้อยละประสิทธิภาพของการบรรจุของเซลล์หน่วยลูกบาศก์ ดังนี้

1) ลูกบาศก์ธรรมดา โดยทรงกลมเรียงต่อกันที่จุดศูนย์กลางของแต่ละทรงกลมตรงกัน ทรงกลมจะสัมผัสกับทรงกลม 4 ทรงกลมในชั้นเดียวกันและจะสัมผัสกับอีก 2 ทรงกลมของชั้นบนและชั้นล่าง รัศมีของทรงกลม (r) และความยาวตามขอบของเซลล์หน่วย (a) แสดงดังภาพที่ 5.28



ภาพที่ 5.28 รัศมีของทรงกลมและความยาวตามขอบของเซลล์หน่วยลูกบาศก์ธรรมดา

ปริมาตรทรงกลม 1 ทรงกลม หาได้จาก

$$V = \frac{4}{3} \pi r^3 \quad \text{.....(5.53)}$$

เมื่อ V = ปริมาตรทรงกลม

r = รัศมีทรงกลม

เมื่อ $a=2r$ ดังนั้น $r = \frac{a}{2}$ (จากภาพที่ 5.28) ปริมาตรทรงกลม 1 ทรงกลม คือ

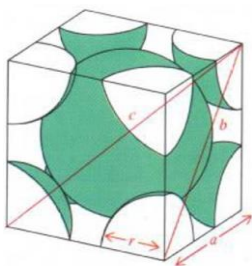
$$V = \frac{4}{3} \pi \left(\frac{a}{2} \right)^3 \quad \text{.....(5.54)}$$

เนื่องจากทรงกลมที่มอยู่ร่วมกัน 8 เซลล์หน่วยและมีมุม 8 มุมในลูกบาศก์ 1 ลูก ดังนั้นจึงเท่ากับมีทรงกลม 1 ลูก อยู่ภายในเซลล์หน่วยของลูกบาศก์ธรรมดา จากสมการ (5.52) ร้อยละประสิทธิภาพของการบรรจุของเซลล์หน่วยลูกบาศก์ธรรมดา คำนวณได้ดังนี้

$$\begin{aligned} \%PE &= \frac{\frac{4}{3} \pi r^3}{a^3} \times 100 \\ &= \frac{\frac{4}{3} \pi \left(\frac{a}{2} \right)^3}{a^3} \times 100 \\ &= \frac{\frac{4}{3} \pi \frac{a^3}{8}}{a^3} \times 100 = 52.4\% \end{aligned}$$

ดังนั้น ร้อยละประสิทธิภาพของการบรรจุเซลล์หน่วยลูกบาศก์ธรรมดา เท่ากับ 52 หมายความว่า เซลล์หน่วยลูกบาศก์ธรรมดา 1 เซลล์หน่วยจะมีเนื้ออนุภาคอยู่ร้อยละ 52 และมีพื้นที่ว่างเท่ากับร้อยละ 48

2) ลูกบาศก์กลางตัว เซลล์หน่วยมีอนุภาคอยู่ที่มุมของหน่วย เช่นเดียวกับเซลล์หน่วยลูกบาศก์ธรรมดา และมีอีกหนึ่งอนุภาคอยู่ที่ตรงกลางของเซลล์หน่วย โดยแต่ละมุมของเซลล์หน่วยมีลูกบาศก์ 8 ลูกมาสัมผัสกันเช่นกัน รัศมีของทรงกลม (r) และความยาวตามขอบของเซลล์หน่วย (a) แสดงดังภาพที่ 5.29



ภาพที่ 5.29 รัศมีของทรงกลมและความยาวตามขอบของเซลล์หน่วยลูกบาศก์กลางตัว

เมื่อ $a = \frac{4r}{\sqrt{3}}$ และ รัศมี $r = \frac{a\sqrt{3}}{4}$ ดังนั้น ปริมาตรทรงกลม 2 ทรงกลม คือ

$$V = 2 \times \left(\frac{4}{3} \pi r^3 \right) = 2 \times \left(\frac{4}{3} \right) \pi \left(\frac{a\sqrt{3}}{4} \right)^3 \quad \dots\dots(5.55)$$

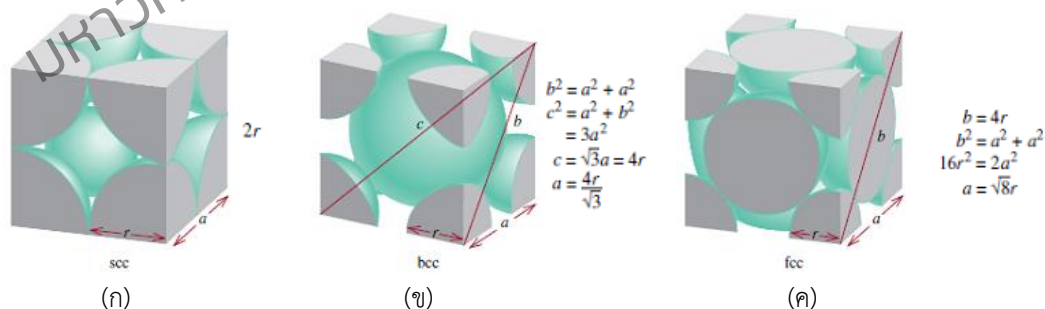
เนื่องจากทรงกลมที่มอยู่ร่วมกัน 8 เซลล์หน่วยและมีทรงกลมกลางตัวอีก 1 ลูก ดังนั้นจึงเท่ากับมีทรงกลม 2 ลูกอยู่ภายในหน่วย ร้อยละประสิทธิภาพของการบรรจุ คำนวณได้เป็น

$$\begin{aligned} \%PE &= \frac{2 \times \left(\frac{4}{3} \right) \pi \left(\frac{a\sqrt{3}}{4} \right)^3}{a^3} \times 100 \\ &= \frac{2 \times \left(\frac{4}{3} \right) \pi \left(\frac{\sqrt{3}}{4} \right)^3 a^3}{a^3} \times 100 \\ &= 68\% \end{aligned}$$

ดังนั้น ร้อยละประสิทธิภาพของการบรรจุเซลล์หน่วยลูกบาศก์กลางตัว เท่ากับ 68 หมายความว่า เซลล์หน่วยลูกบาศก์ธรรมดา 1 เซลล์หน่วยจะมีเนื้ออนุภาคอยู่ร้อยละ 68 และมีพื้นที่ว่างเท่ากับร้อยละ 32

5) ความหนาแน่นในเซลล์หน่วย

เมื่อพิจารณาจากเซลล์หน่วยลูกบาศก์ จำนวนอนุภาคของเซลล์หน่วยลูกบาศก์ธรรมดาเท่ากับ 1 อนุภาค ลูกบาศก์กลางตัวเท่ากับ 2 อนุภาค และลูกบาศก์กลางหน้าเท่ากับ 4 อนุภาค ความสัมพันธ์ระหว่างรัศมีอะตอมและความยาวตามขอบของเซลล์หน่วยลูกบาศก์แต่ละแบบ แสดงดังภาพที่ 5.30



ภาพที่ 5.30 รัศมีอะตอมและความยาวตามขอบของเซลล์หน่วย (ก) ลูกบาศก์ธรรมดา (ข) ลูกบาศก์กลางตัว และ (ค) ลูกบาศก์กลางหน้า. ที่มา : Chang and Goldby. Chemistry. 2013. p484

ตัวอย่าง 5.18 พลิกทองคำ (Au) มีเซลล์หน่วยลูกบาศก์กลางหน้า (fcc) คำนวณหาความหนาแน่นของทองคำ (กำหนดรัศมีอะตอม Au=144 pm)

วิธีคิด จากภาพที่ 5.30 ความสัมพันธ์ระหว่างความยาวตามขอบและรัศมีอะตอม เป็น $a=\sqrt{8}r$

$$\text{ดังนั้น } a=\sqrt{8} \times 144 \text{ pm} = 407\text{pm}$$

ปริมาตรของเซลล์หน่วย (หน่วย cm^3) หาได้จาก

$$V = a^3 = (407 \text{ pm})^3 = 6.74 \times 10^7 \text{ pm}^3$$

$$\text{จาก } 1 \text{ pm}^3 = 10^{-30} \text{ cm}^3$$

$$V = 6.74 \times 10^7 \times 10^{-30} \text{ cm}^3$$

$$V = 6.74 \times 10^{-23} \text{ cm}^3$$

จากเซลล์หน่วยแบบลูกบาศก์กลางหน้ามีจำนวนอะตอมทั้งหมดเท่ากับ 4 อะตอม

$$\text{จาก } d = \frac{m}{v}$$

เมื่อ $m =$ น้ำหนัก (กรัม) ของอะตอมต่อเซลล์หน่วย

$v =$ ปริมาตร (cm^3) ของเซลล์หน่วย

น้ำหนัก (m) ของอะตอม 1 อะตอม คำนวณได้จาก

$$\text{Au } 197.0 \text{ กรัม มีอะตอม Au } 6.02 \times 10^{23} \text{ อะตอม}$$

$$\text{Au 4 อะตอม หนัก} = \frac{4 \times 197.0 \text{ g/mol}}{6.02 \times 10^{23}} = 1.31 \times 10^{-21} \text{ กรัม}$$

ความหนาแน่น (d) ของอะตอมจึงเท่ากับ

$$d = \frac{m}{v} = \frac{1.31 \times 10^{-21} \text{ g}}{6.74 \times 10^{-23} \text{ cm}^3} = 19.4 \text{ g/cm}^3$$

ดังนั้น ความหนาแน่นของพลิกทองคำเท่ากับ 19.4 g/cm^3

จากตัวอย่าง 5.18 มีการคำนวณหลายขั้นตอน แต่ถ้ารู้ปริมาตร หรือความยาวด้านของเซลล์หน่วย สามารถคำนวณความหนาแน่นของเซลล์หน่วยลูกบาศก์แบบต่าง ๆ ได้จาก

$$d = \frac{ZM}{NV} \quad \dots\dots(5.56)$$

เมื่อ $d =$ ความหนาแน่นของเซลล์หน่วย (g/cm^3)

$Z =$ จำนวนอะตอมต่อเซลล์หน่วย

$M =$ มวลเชิงอะตอม (g/mol)

$N =$ เลขอาโวกาโดร (6.02×10^{23})

$V =$ ปริมาตรของเซลล์หน่วย (cm^3)

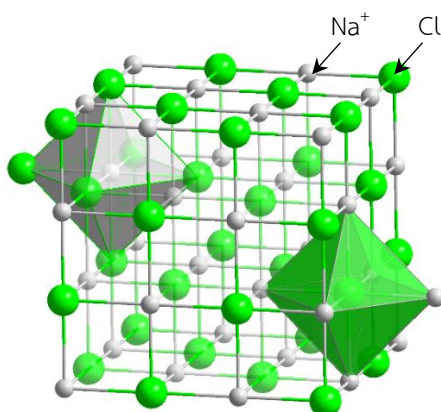
5.2.3 โครงสร้างผลึกสามัญบางชนิด

1) โครงสร้างผลึกของสารไอออน

ลักษณะสำคัญโครงสร้างแบบชิดของโครงสร้างผลึกของสารประกอบไอออนคือไอออนบวกและไอออนลบเรียงตัวสลับกัน โดยไอออนลบมีขนาดใหญ่กว่าไอออนบวก จึงอาจพิจารณาได้ว่าโครงสร้างสามัญของผลึกเกลือไอออนจะมีโครงสร้างแบบต่าง ๆ ดังนี้

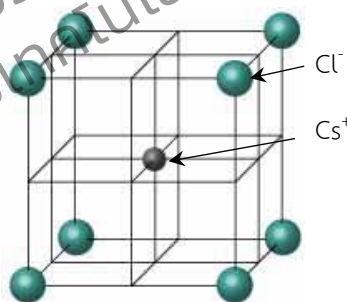
1.1) โครงสร้างแบบ rock salt คือโครงสร้างแบบชิดกันของไอออนลบที่มีไอออนบวกแทรกในช่องว่าง เช่น Na^+ ในเกลือ NaCl ซึ่งมีขนาดเล็กกว่า Cl^- จึงแทรกอยู่ในช่องว่างออกเตฮีดรัล ทั้ง Na^+ และ Cl^- ต่างจะล้อมรอบซึ่งกันและกัน 6 ไอออน จึงมีเลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 6:6 ดังภาพที่ 5.31

สารประกอบของเฮไลด์ของโลหะแอลคาไล ออกไซด์และซัลไฟด์ของแอลคาไลเอิร์ทที่มีสูตรทั่วไป AB (เมื่อ A คือไอออนบวก และ B คือไอออนลบ) เช่น KCl , KBr , KI , LiI , CaO , CaS , AgCl , AgBr , NH_4I , MnS , MnO และ PbS จะมีสูตรโครงสร้างผลึกเช่นเดียวกัน



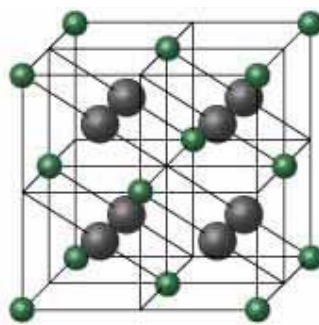
ภาพที่ 5.31 โครงสร้างผลึกโซเดียมคลอไรด์ (NaCl)

1.2) โครงสร้างแบบซีเซียมคลอไรด์ (cesium chloride structure) คือโครงสร้างผลึกที่มีขนาดไอออนบวกและไอออนลบใกล้เคียงกัน ดังภาพที่ 5.32 จึงมีไอออนของ Cs และ Cl เท่ากับ 1.67 และ 1.81 นาโนเมตร ตามลำดับ จะเห็นได้ว่ามีขนาดใกล้เคียงกัน ดังนั้นการเรียงไอออนทั้งสองจึงไม่เป็นแบบชิดกัน แต่จะเป็นแบบลูกบาศก์กลางตัว (bcc) โดยมีเลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 8:8 สารประกอบเช่น CsBr , CsI , RbCl , RbBr , NH_4Cl และ NH_4Br จะมีสูตรโครงสร้างผลึกเช่นเดียวกัน



ภาพที่ 5.32 โครงสร้างผลึกซีเซียมคลอไรด์ (CsCl). ที่มา: Brown et al. Chemistry. 2009. p467

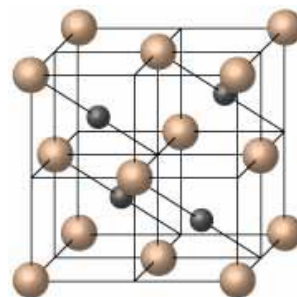
1.3) โครงสร้างแบบฟลูออไรต์ (fluorite structure) คือสารประกอบที่มีสูตรเป็น AB_2 เช่น CaF_2 จะมี Ca^{2+} เรียงแบบลูกบาศก์กลางหน้า โดย F^- เข้าแทรกในช่องว่างเตทระฮีดรัลทั้งหมด ดังนั้นจึงมี Ca^{2+} อยู่ใกล้ชิด 4 ไอออน และ Ca^{2+} จะมี F^- ล้อมอยู่ 8 ไอออน จึงมีเลขโคออร์ดิเนชัน 8:4 สารประกอบของ SrF_2 , SrCl_2 , BaF_2 , CdF_2 , PbF_2 , ZrO_2 , HfO_2 , NpO_2 , ThO_2 , PuO_2 และ AmO_2 จะมีสูตรโครงสร้างผลึก ดังภาพที่ 5.33



ภาพที่ 5.33 โครงสร้างผลึก CaF_2 . ที่มา: Brown et al. Chemistry. 2009. p467

4) โครงสร้างแบบซิงค์ซัลไฟด์ (zinc sulfide structure) มี 2 แบบคือ แบบซิงค์เบลนด์ (zinc blende) รัศมีของสังกะสีไอออน (Zn^{2+}) เท่ากับ 74 pm และซัลไฟด์ (S^{2-}) เท่ากับ 190 pm อัตราส่วนระหว่างรัศมีของไอออนบวกและลบ (r_+/r_-) เป็น 0.39 จากค่า (r_+/r_-) น้อยกว่า 0.414 บอกจำนวนของเลขโคออร์ดิเนชันได้เท่ากับ 4 ซึ่งในผลึกที่มีสูตรเป็น AB (เมื่อ A คือไอออนบวก และ B คือไอออนลบ) จะมีโครงสร้างได้ทั้ง ซิงค์เบลนด์ (zinc blende) และ แบบเวิร์ตไซด์ (zinc wurtzite)

ถ้า S^{2-} จัดเรียงแบบการบรรจุชิดที่สุดแบบลูกบาศก์ Zn^{2+} จะเข้าไปแทรกตามช่องเตตระฮีดรัล ได้เพียงครึ่งหนึ่งของจำนวนช่องเตตระฮีดรัลทั้งหมด เกิดเป็นโครงสร้างซิงค์เบลนด์ ดังภาพที่ 5.34



ภาพที่ 5.34 โครงสร้างผลึก ZnS . ที่มา: Brown et al. Chemistry. 2009. p467

2) โครงสร้างสามัญของผลึกโลหะ

ธาตุที่เป็นโลหะส่วนใหญ่จะมีโครงสร้างการจัดเรียงตัวแบบหนึ่งแบบใดระหว่าง การบรรจุชิดที่สุดแบบเฮกซะโกนัล (hcp) และการบรรจุชิดที่สุดแบบลูกบาศก์ (ccp)

ตารางที่ 5.7 รูปแบบโครงสร้างผลึกและสมบัติกายภาพของโลหะบางชนิด

โลหะ	โครงสร้างผลึก	รัศมีอะตอม (nm)	จุดหลอมเหลว ($^{\circ}\text{C}$)	จุดเดือด ($^{\circ}\text{C}$)
Al	fcc	0.1431	660	2,647
Cd	hcp	0.1490	321	767
Cr	bcc	0.1249	1,857	2,642
Co	hcp	0.1253	1,495	2,877
Cu	fcc	0.1278	1,084	2,582
Au	fcc	0.1442	1,064	3,080
Pb	fcc	0.1750	327	1,744
Ag	fcc	0.1445	961	2,212
Zn	hcp	0.1332	419	907

ที่มา : ดัดแปลงจาก โครงการตำราวิทยาศาสตร์และคณิตศาสตร์มูนิธิ สวอน. เคมี 2. 2549. หน้า 177

ชนิดโครงสร้างผลึกของโลหะเป็นสิ่งสำคัญที่มีผลต่อสมบัติทางกายภาพ เช่น จุดหลอมเหลว จุดเดือด ความแข็ง และความหนาแน่น

โลหะที่สามารถดึงเป็นเส้นได้ ได้แก่ ทองแดง (Cu), เงิน (Ag) และทอง (Au) จะเป็นแบบ ccp ทั้งนี้เพราะมีจำนวนอะตอมที่อยู่ชิดกันมากและที่ว่างพอที่จะทำให้อะตอมยืดหดได้

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

1. จงบอกสมบัติทางกายภาพของของแข็ง
2. จงบอกประเภทของของแข็ง พร้อมยกตัวอย่าง
3. อธิบายความหมายของเทอมต่อไปนี้
 - 1) เซลล์หน่วย
 - 2) จุดแลตทิซ
 - 3) แลตทิซพารามิเตอร์
 - 4) แลตทิซบราเว
4. จงอธิบายเซลล์หน่วยลูกบาศก์ พร้อมวาดภาพเซลล์หน่วย
5. จงแสดงการคำนวณหาประสิทธิภาพของการบรรจุ (%PE) ของลูกบาศก์กลางหน้า (fcc)
6. จงบอกเลขโคออร์ดิเนชันของเซลล์หน่วยแบบลูกบาศก์
7. โครงสร้างผลึกทองคำ (Au) เป็นแบบลูกบาศก์กลางหน้า (fcc) มีความยาวตามขอบของเซลล์หน่วยเท่ากับ 407.86 pm จงคำนวณหารัศมีของอะตอมของทองคำ (หน่วยพิโกเมตร)
8. รัศมีของอะตอมเงินเท่ากับ 144 pm จงหาความหนาแน่นของอะตอมเงินในหน่วย g/cm^3 และถ้าเงินตกผลึกได้โครงสร้างเป็นแบบ (ก) sc, (ข) bcc และ (ค) fcc กำหนด ความหนาแน่นของเงินที่แท้จริงมีค่าเท่ากับ 10.6 g/cm^3 โครงสร้างผลึกของเงินจะเป็นแบบใด
9. โลหะเงินมีความหนาแน่น 10.5 g/cm^3 มีผลึกที่มีความยาวตามขอบของเซลล์หน่วยเท่ากับ 0.41 nm จงหาจำนวนอะตอมที่มีในเซลล์หน่วย

ลิขสิทธิ์โดย
 พศ.ดร.วรวิทย์ จันท์สุวรรณ
 มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 11

หน่วยเรียนที่ 5 สมบัติแก๊ส ของแข็ง ของเหลว และสารละลาย
บทเรียนที่ 5.3 ของเหลวและสารละลาย

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจของเหลวและสารละลาย

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายของเหลว
2. คำนวณเกี่ยวกับสารละลาย

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 5 สมบัติแก๊ส ของแข็ง ของเหลว และสารละลาย

บทเรียนที่ 5.3 ของเหลวและสารละลาย

5.3.1 สมบัติของเหลว

ของเหลว (liquid) เป็นสถานะหนึ่งของสสาร มีสมบัติบางประการที่เหมือนสมบัติของแก๊สและบางประการเหมือนของแข็ง สมบัติโดยทั่วไปของของเหลว เช่น

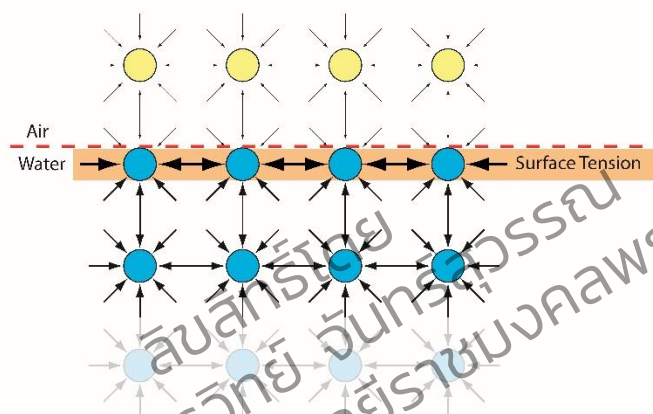
- โมเลกุลเคลื่อนที่อย่างไม่เป็นระเบียบอยู่ตลอดเวลา ทำให้เกิดการชนกันหลายสิบล้านครั้ง/วินาที
- ของเหลวมีความหนาแน่นมากกว่าแก๊สประมาณ 10^6 เท่า
- มีแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมากกว่าแก๊ส ความดันและอุณหภูมิมีผลน้อยมากต่อปริมาตรของ

ของเหลว

- ของเหลวสามารถไหลได้ แพร่ได้ (โมเลกุลของของเหลวเคลื่อนที่ได้)
- ของเหลวมีรูปร่างไม่แน่นอนเปลี่ยนแปลงไปตามภาชนะ

1) ความตึงผิว

ความตึงผิว (surface tension) คือแรงดึงดูดของโมเลกุลของของเหลวแต่ละโมเลกุลที่มีต่อแต่ละโมเลกุล การเคลื่อนที่ของแต่ละโมเลกุลอยู่ภายใต้อิทธิพลของโมเลกุลอื่นที่อยู่ล้อมรอบ ระหว่างพื้นที่ผิวของแต่ละโมเลกุลที่ติดกันของของเหลวเกิดเป็นแรงตึง ดังภาพที่ 5.35



ภาพที่ 5.35 แสดงแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่ผิวหน้าและด้านล่าง. ที่มา: <http://www.ctgclean.com/tech-blog/2013/06/what-is-surface-tension>

ของเหลวที่บรรจุในภาชนะจะมีแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลเกิดขึ้น โมเลกุลที่อยู่ตรงกลางของของเหลวจะมีแรงดึงดูดจากโมเลกุลอื่น ๆ ที่อยู่ล้อมรอบเท่ากันทุกทิศทาง ส่วนโมเลกุลที่อยู่ผิวหน้าจะได้รับแรงดึงดูดจากโมเลกุลที่อยู่ด้านล่างและด้านข้างเท่านั้น ทำให้มีความตึงผิวสู่ศูนย์กลาง พื้นที่ผิวของของเหลวลดลงเหลือน้อยที่สุด จะเห็นได้จากหยดน้ำที่เกาะบนพื้นผิวที่เรียบ จะมีลักษณะเป็นทรงกลม (ภาพที่ 5.36) ซึ่งมีพื้นที่ผิวน้อยกว่าน้ำที่อยู่ในลักษณะแผ่ออกไป ของเหลวพยายามจัดตัวเองให้มีพื้นที่ผิวน้อยที่สุด เนื่องจากโมเลกุลที่ผิวไม่มีแรงดึงเข้าทางด้านบน จึงมีเสถียรภาพน้อยกว่าโมเลกุลที่อยู่ตรงกลาง การลดพื้นที่ผิวเท่ากับเป็นการลดจำนวนโมเลกุลที่ผิวหน้า จึงทำให้ของเหลวเสถียรมากขึ้น ในบางกรณีของเหลวมีความจำเป็นต้องเพิ่มพื้นที่ผิว โดยที่โมเลกุลที่อยู่ด้านในของของเหลวจะเคลื่อนมายังพื้นผิว ในการนี้โมเลกุลเหล่านั้นต้องเอาชนะแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่อยู่รอบ ๆ



ภาพที่ 5.36 แรงตึงผิวของของเหลว. ที่มา: <http://science-at-home.org/surface-tension/>

ปัจจัยที่มีผลต่อความตึงผิว

(1) แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุล ความตึงผิวจะมากหรือน้อยขึ้นอยู่กับแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุล ถ้าแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมาก โมเลกุลที่ผิวหน้าจะถูกดึงเข้าภายในอย่างแรง งานที่ใช้ในการขยายพื้นที่ผิวของของเหลวจะมากตามไปด้วย ความตึงผิวจะมาก หรือกล่าวอีกอย่างคือ ยิ่งของเหลวมีความหนืดมาก ความตึงผิวจะยิ่งมีค่าสูงมาก

ตารางที่ 5.8 ความตึงผิวของของเหลวที่อุณหภูมิ 20°C

ชนิดของของเหลว	ความตึงผิว (N/m)
เบนซีน	0.029
เลือด (37°C)	0.058
กลีเซอริน	0.063
ปรอท	0.470
น้ำ	0.073
น้ำเดือด (100°C)	0.059

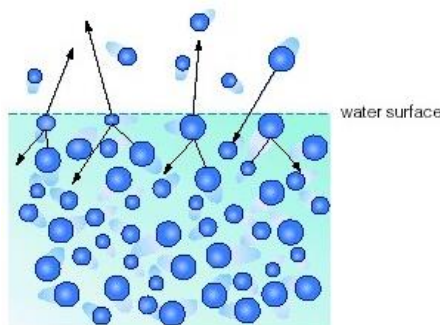
(2) อุณหภูมิ ถ้าอุณหภูมิเพิ่มขึ้นพลังงานจลน์ของแต่ละโมเลกุลเพิ่มขึ้น แต่แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลลดลง ทำให้ความตึงผิวลดลง

2) การระเหย

การระเหย (evaporation) คือปรากฏการณ์ที่โมเลกุลหลุดออกมาจากผิวของของเหลวกลายเป็นไอ เนื่องจากโมเลกุลของของเหลวเคลื่อนที่อยู่ตลอดเวลา ซึ่งแต่ละโมเลกุลเคลื่อนที่ด้วยความเร็วไม่เท่ากัน โมเลกุลจึงชนกันอยู่ตลอดเวลาและมีการแลกเปลี่ยนพลังงานจากการชนกัน ทำให้โมเลกุลหนึ่งๆ อาจได้รับพลังงานเพิ่มขึ้นและบางโมเลกุลสูญเสียพลังงานลง

โมเลกุลที่มีพลังงานจลน์สูงๆ เนื่องจากการชนกันที่อยู่บริเวณผิวหน้าของของเหลวจะสามารถเอาชนะแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลได้ง่ายและจะหลุดออกจากผิวหน้ากลายเป็นไอ หรือเมื่อของเหลวได้รับความร้อนจะทำให้โมเลกุลมีพลังงานจลน์สูงมากพอที่จะเอาชนะแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลได้ โมเลกุลจะหลุดออกผิวจากของของเหลวกลายเป็นไอ (ภาพที่ 5.37)

ในทางตรงกันข้ามถ้าไอคายพลังงานความร้อนออกมา โมเลกุลจะมีพลังงานจลน์น้อยลงทำให้โมเลกุลเคลื่อนที่ช้าลง ทำให้เกิดแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลมากขึ้นและจะสามารถทำให้โมเลกุลรวมกันเป็นของเหลวได้ เรียกว่า การควบแน่น (condensation)



ภาพที่ 5.37 แสดงการระเหยของโมเลกุลของของเหลว

ปัจจัยที่มีผลต่อการระเหย

- (1) การเพิ่มอุณหภูมิทำให้โมเลกุลมีพลังงานจลน์สูงขึ้น โอกาสที่จะชนะแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมีมากขึ้น
- (2) พื้นที่ผิวของของเหลว ทำให้โมเลกุลที่มีพลังงานจลน์สูงอยู่ที่ผิวมากขึ้นมีโอกาสหลุดออกจากแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลได้มากขึ้น
- (3) การที่ของเหลวอยู่ในระบบเปิด เป็นการป้องกันมิให้มีโอกาสกลับมาควบแน่นได้อีกและไม่ให้มีความดันไอต่อต้านโมเลกุลที่จะระเหยออกไปอีก
- (4) ความดันบรรยากาศเหนือของเหลว ถ้ามีความดันบรรยากาศต่ำของเหลวระเหยได้ดีขึ้น
- (5) การถ่ายเทของอากาศเหนือของเหลวและการกวนของเหลวมีผลให้การระเหยดีขึ้น

3) การแพร่

การแพร่ (diffusion) คือการเคลื่อนที่ของอนุภาคจากบริเวณที่มีความหนาแน่นสูงไปยังบริเวณที่มีความหนาแน่นต่ำโดยอาศัยพลังงานจลน์ของสารเอง โมเลกุลของของเหลวสามารถแพร่ได้เช่นเดียวกับแก๊ส ถ้านำของเหลวสองชนิดที่สามารถละลายในกันและกันมาผสมกัน โมเลกุลของของเหลวชนิดหนึ่งจะแพร่กระจายไปทั่วโมเลกุลของเหลวอีกชนิดหนึ่ง แต่อัตราของการแพร่ของของเหลวช้ากว่ามากเมื่อเปรียบเทียบกับอัตราการแพร่ของโมเลกุลของแก๊ส แต่จะเร็วกว่ามากเมื่อเปรียบเทียบกับของแข็ง การแพร่ของโมเลกุลของของเหลวเห็นได้ชัดโดยหยดหมึกสี ลงไปในน้ำ จะพบว่าหมึกที่หยดลงไปใต้น้ำค่อยๆ แพร่กระจายออก จนในที่สุดน้ำในภาชนะเป็นสีและเข้มข้นเท่ากันทั้งภาชนะ ดังภาพที่ 5.38



ภาพที่ 5.38 แสดงการแพร่ของของเหลว. ที่มา: <http://en.wikipedia.org/wiki/Diffusion>

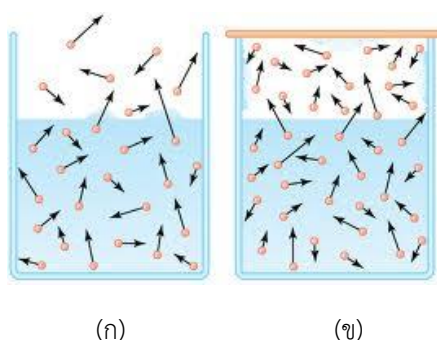
ปัจจัยที่มีผลต่อการแพร่

- (1) สถานะของตัวกลางที่สารจะแพร่ผ่าน โดยตัวกลางที่เป็นแก๊สจะมีแรงต้านน้อยที่สุดจึงทำให้มีอัตราการแพร่สูงที่สุด
- (2) ขนาดอนุภาคของสาร โดยอนุภาคยิ่งเล็กยิ่งมีอัตราการแพร่สูง
- (3) ระยะทางที่สารจะแพร่ในหนึ่งหน่วยเวลา
- (4) อุณหภูมิ โดยจะมีผลต่อการเพิ่มพลังงานจลน์ให้กับสารทำให้มีอัตราการแพร่เพิ่มสูงขึ้น
- (5) ความดัน เมื่อความดันเพิ่มสูงขึ้นจะเพิ่มความหนาแน่นให้กับสาร ส่งผลให้อัตราการแพร่เพิ่มสูงขึ้น
- (6) ความแตกต่างของความเข้มข้นสารระหว่างสองบริเวณ

4) จุดเดือด

การเดือด (boiling) คือกระบวนการที่โมเลกุลของของเหลวได้รับพลังงานความร้อนสูงมากพอจนกลายเป็นไอได้อย่างรวดเร็ว และโมเลกุลของของเหลวทั่วทุกบริเวณในภาชนะนั้นสามารถที่จะหลุดจากแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลได้อย่างรวดเร็ว (ภาพที่ 5.39) การเดือดของของเหลวจะเกิดขึ้นที่อุณหภูมิหนึ่ง ซึ่งจะคงที่สำหรับของเหลวแต่ละชนิด เรียกว่า จุดเดือด (boiling point) ความดันไอของของเหลวขณะเดือดจะมีค่าเท่ากับหรือมากกว่าความดันภายนอก (ความดันบรรยากาศ)

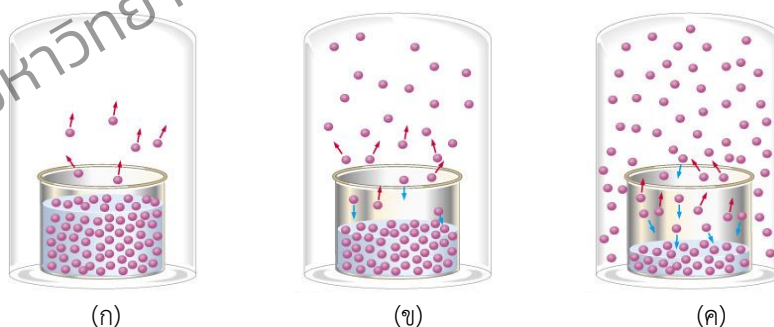
ความดันบรรยากาศมีผลต่อจุดเดือดของของเหลว คือถ้าเปลี่ยนความดันจะทำให้จุดเดือดของของเหลวเปลี่ยนไปด้วย ดังนั้นการบอกจุดเดือดของของเหลวชนิดหนึ่งๆ จะต้องบอกความดันของบรรยากาศด้วย เช่น จุดเดือดของน้ำเท่ากับ 100°C ที่ความดัน 1 บรรยากาศ แต่โดยทั่วไปเมื่อกล่าวถึงจุดเดือดโดยไม่ระบุความดัน ให้หมายถึงจุดเดือดที่ความดัน 1 บรรยากาศ และเรียกว่าจุดเดือดนั้นว่า จุดเดือดปกติ (normal boiling point)



ภาพที่ 5.39 แสดงการเดือดของของเหลว (ก) ในระบบเปิด และ (ข) ในระบบปิด

5) ความดันไอ

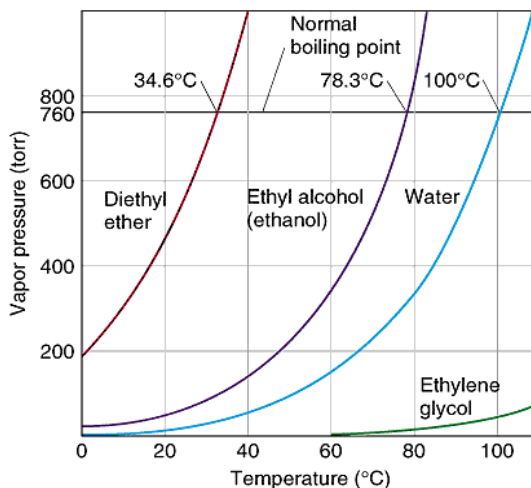
ความดันไอ (vapor pressure) คือความดันที่อยู่เหนือของเหลว ณ ภาวะสมดุลในระบบปิด จากภาพที่ 5.40 (ก) เมื่อโมเลกุลของของเหลวที่มีพลังงานจลน์มากพอที่สามารถเอาชนะแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของของเหลวด้วยกันจะระเหยกลายเป็นไออยู่เหนือผิวหน้าของของเหลว โมเลกุลของไอเหล่านั้นจะชนกันเองหรือชนกับผิวของภาชนะแล้วควบแน่นกลับมาเป็นของเหลวอีกครั้ง เมื่อโมเลกุลของของเหลวระเหยกลายเป็นไอเพิ่มมากขึ้นจนถึงจำนวนหนึ่งจะทำให้ไอนั้นมีความดันค่าหนึ่งจนกระทั่งความดันคงที่ (ภาพที่ 5.40(ข)) ที่ความดันไอนี้จำนวนโมเลกุลของไอที่อยู่เหนือของเหลวจะเข้าสู่ภาวะสมดุล กล่าวคือจำนวนโมเลกุลของของเหลวที่ระเหยไปกลายเป็นไอและจำนวนโมเลกุลของไอที่ควบแน่นกลับมาเป็นของเหลวเท่ากันตลอดเวลา ดังภาพที่ 5.40(ค)



ภาพที่ 5.40 แสดงความดันไอของของเหลว (ก) โมเลกุลของเหลวเริ่มระเหย (ข) โมเลกุลของเหลวระเหยมากขึ้นและควบแน่นบางส่วน และ (ค) การระเหยและควบแน่นด้วยอัตราเท่ากัน ที่มา:

<http://www.kentchemistry.com/links/Matter/VaporPressure.htm>

ความดันไอจะเกิดขึ้นที่ภาวะสมดุลเท่านั้น ดังนั้นต้องพิจารณาในระบบปิดเสมอ ของเหลวแต่ละชนิดจะมีความดันไอไม่เท่ากัน โดยทั่วไปพบว่าถ้าแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลน้อย ความดันไอของของเหลวจะมีค่าสูง เพราะโมเลกุลของของเหลวสามารถระเหยได้ง่าย ในทางตรงกันข้ามถ้าของเหลวมีแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมาก ความดันไอของของเหลวจะมีค่าน้อย ภาพที่ 5.41 แสดงความดันไอของน้ำ (water) เอทานอล (ethanol) และไดเอทิลอีเทอร์ (diethyl ether)



ภาพที่ 5.41 ความสัมพันธ์ระหว่างอุณหภูมิกับความดันไอของของเหลว. ที่มา: Brown et al. Chemistry. 2009. p455

พิจารณาลำดับความหนืดของของเหลวจะเป็น ethylene glycol > water > ethanol > diethyl ether ตามลำดับ ถ้าความหนืดของของเหลวมาก ความดันไอจะต่ำ และในทางกลับกัน ถ้าความหนืดของของเหลวน้อย ความดันไอจะสูง ดังนั้น ลำดับความดันของสารคือ diethyl ether > ethanol > water > ethylene glycol

ปัจจัยที่มีผลต่อความดันไอ

- (1) แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของของเหลว ถ้าสารที่มีแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมากความดันไอจะต่ำ เพราะโอกาสที่โมเลกุลจะชนะแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลแล้วกลายเป็นไอยาก
- (2) อุณหภูมิ ถ้าอุณหภูมิของระบบสูง ย่อมทำให้โมเลกุลของสารมีพลังงานจลน์สูงขึ้นโอกาสที่จะระเหยกลายเป็นไอนี้มากขึ้น ความดันไอจะเพิ่มขึ้น สารชนิดเดียวกันที่อุณหภูมิเท่ากันย่อมมีความดันไอเท่ากันเสมอ
- (3) สารที่มีจุดเดือดต่ำจะมีความดันไอสูง เพราะสารนั้นระเหยง่าย ส่วนสารที่มีจุดเดือดสูง ความดันไอจะต่ำ เพราะสารนั้นระเหยยาก

5.3.2 สารละลาย

สารละลาย (solution) คือสารผสมของสารสองชนิดหรือมากกว่าสองชนิด ปริมาณของส่วนประกอบเปลี่ยนแปลงได้ แต่เปลี่ยนแปลงอยู่ในขอบเขตจำกัด ส่วนประกอบของสารละลายมักเป็นสารบริสุทธิ์ อาจเป็นแก๊สของเหลวหรือของแข็ง ส่วนประกอบที่มีปริมาณมากกว่าเรียกว่า ตัวทำละลาย (solvent) ส่วนประกอบที่มีอยู่ในปริมาณน้อยกว่า เรียกว่า ตัวถูกละลาย (solute) สารละลายอาจมีตัวถูกละลายเพียงหนึ่งชนิดหรือมากกว่าก็ได้ การศึกษาเกี่ยวกับสารละลายอาจมีชื่อเรียกได้หลายชื่อตามชนิดหรือปริมาณของตัวถูกละลายและตัวทำละลายเช่น

- สารละลายที่มีน้ำเป็นตัวทำละลาย เรียกว่า สารละลายเอควียส (aqueous solution)
- สารละลายที่มีส่วนประกอบเพียงสองส่วนประกอบคือ ตัวทำละลายกับตัวถูกละลายหนึ่งชนิด

เรียกว่า สารละลายทวิภาค (binary solution)

- สารละลายที่มีปริมาณของตัวถูกละลายสูงสุดในตัวทำละลายหนึ่งๆ ที่อุณหภูมิหนึ่งๆ เรียกว่า สารละลายอิ่มตัว (saturated solution) แต่ก่อนที่จะถึงจุดที่เป็นสารละลายอิ่มตัว สารละลายนั้นจะเรียกว่า สารละลายไม่อิ่มตัว (unsaturated solution)

1) ชนิดของสารละลาย

สารละลายอาจมีสถานะเป็นแก๊ส ของเหลว หรือของแข็งอย่างหนึ่งอย่างใด จึงแบ่งสารละลายออกได้เป็น 3 ประเภท คือ สารละลายแก๊ส สารละลายของเหลว และสารละลายของแข็ง แต่เนื่องจากส่วนประกอบของสารละลายจะเป็นแก๊ส ของเหลว หรือของแข็ง สารละลายจึงแบ่งได้ถึง 9 ชนิดตามประเภทของตัวถูกละลายและตัวทำละลาย ดังตารางที่ 5.9

ตารางที่ 5.9 ประเภทและชนิดของสารละลาย

ประเภทของสารละลาย	ชนิดของสารละลายใน แต่ละสถานะ	ตัวอย่าง
สารละลายแก๊ส	แก๊สในแก๊ส	อากาศ (แก๊ส O_2 ใน N_2)
	ของเหลวในแก๊ส	ความชื้นในอากาศ (น้ำในอากาศ)
	ของแข็งในแก๊ส	ไอของ I_2 (แข็ง) ในอากาศ
สารละลายของเหลว	แก๊สในของเหลว	น้ำโซดา (แก๊ส CO_2 ในน้ำ)
	ของเหลวในของเหลว	แอลกอฮอล์ (แอลกอฮอล์ในน้ำ)
	ของแข็งในของเหลว	น้ำเชื่อม (น้ำตาลในน้ำ)
สารละลายของแข็ง	แก๊สในของแข็ง	H_2 ใน Pd
	ของเหลวในของแข็ง	Hg ใน Ag
	ของแข็งในของแข็ง	โลหะเจือ เช่น Cu ใน Zn (ทองเหลือง)

1) สารละลายแก๊ส

สารละลายแก๊ส คือสถานะที่แก๊สเป็นตัวทำละลายโดยตัวถูกละลายอาจเป็นได้ทั้งแก๊ส ของเหลวและของแข็ง กรณีตัวถูกละลายเป็นแก๊ส หมายถึงแก๊สสองชนิดหรือมากกว่าสองชนิดผสมกัน (ไม่ทำปฏิกิริยาเคมีต่อกัน) ซึ่งจะผสมเป็นเนื้อเดียวกันได้ทุกส่วนตามสมบัติของแก๊ส เช่น แก๊ส O_2 และ N_2 ในอากาศ ส่วนกรณีที่ตัวถูกละลายเป็นของเหลว เช่น ไอน้ำในอากาศ (ความชื้น)

2) สารละลายของเหลว

สารละลายของเหลว คือสถานะที่ของเหลวเป็นตัวทำละลาย โดยตัวถูกละลายอาจเป็นได้ทั้งแก๊ส ของเหลวและของแข็ง ตัวอย่างแก๊สในของเหลว เช่น ออกซิเจนที่ละลายในน้ำ หรือน้ำอัดลม (มีแก๊ส CO_2 ละลาย) การละลายของแก๊สแต่ละชนิดในน้ำมีปริมาณน้อยมาก เช่นที่สภาวะ STP แก๊ส N_2 ละลายได้เพียง 0.001 โมลในน้ำ 1 ลิตร หรือแก๊ส O_2 ละลายได้เพียง 0.0022 โมลในน้ำ 1 ลิตร

กรณีที่ตัวถูกละลายเป็นของเหลว ถ้าของเหลวสองชนิดไม่ว่าจะใช้องค์ประกอบเท่าไรละลายปนกันอย่างสมบูรณ์ เรียกว่า ของผสมเนื้อเดียวกัน (homogeneous) ตัวอย่างเช่น เอทานอลกับน้ำ แต่ของเหลวบางชนิดแยกกันอย่างเด็ดขาด ไม่รวมเป็นเนื้อเดียวกัน เรียกว่า ของผสมไม่เป็นเนื้อเดียวกัน (heterogeneous) เช่น โปรทกับน้ำ น้ำมันกับน้ำ

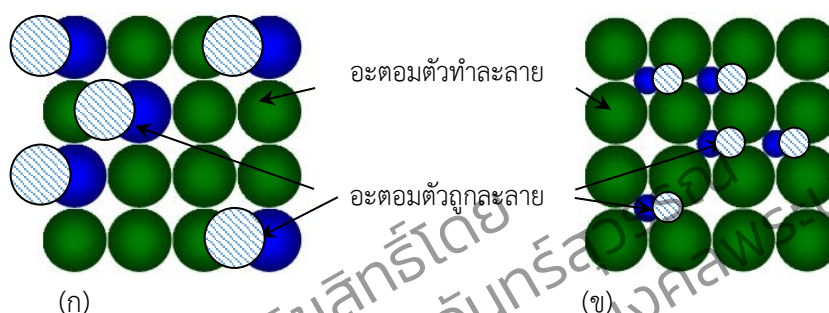
กรณีที่ตัวถูกละลายเป็นของแข็งพบเห็นมากที่สุด โดยสารละลายส่วนมากจะมีน้ำเป็นตัวทำละลาย เรียกว่า สารละลายเอควีอุส (aqueous) น้ำเป็นตัวทำละลายที่ดีเพราะเป็นสารมีขั้ว สามารถละลายสารประกอบไอออนและสารโคเวเลนต์ขั้ว

3) สารละลายของแข็ง

สารละลายของแข็ง คือสถานะที่ของแข็งเป็นตัวทำละลายโดยตัวถูกละลายอาจเป็นได้ทั้งแก๊ส ของเหลวและของแข็ง กรณีตัวถูกละลายเป็นแก๊ส โดยของแข็งบางชนิดสามารถรับแก๊สเข้าไปในตัวมันได้ เช่น ถ่านสามารถดูดแก๊ส ส่วนกรณีตัวถูกละลายเป็นของแข็งโดยส่วนมากได้แก่ โลหะเจือ เช่น ทองเหลือง (ทองแดงผสมกับสังกะสี) ได้จากการให้ความร้อนจนทั้งสองผสมกัน แต่ไม่ทำปฏิกิริยาต่อกัน สารละลายประเภทนี้เกิดขึ้นโดยอะตอมตัวถูกละลายเข้าไปแทนที่อะตอมตัวทำละลายในแลตทิซผลึกของตัวทำละลาย จะเกิดได้ดีเมื่อขนาดของอะตอมตัวถูกละลายกับอะตอมตัวทำละลายใกล้เคียงกันจึงแทนที่กันได้ และทำในแลตทิซผลึกเสถียรด้วย การกระจายตัวของตัวถูกละลายในสารละลายของแข็งมี 2 แบบคือ

(1) สารละลายของแข็งแบบแทนที่ (substitutional solid solution) เกิดจากอะตอมของธาตุสองชนิด คืออะตอมของตัวถูกละลาย สามารถเข้าไปแทนที่อะตอมของตัวทำละลาย ในโครงสร้างผลึกได้ โครงสร้างผลึกของโลหะผสมชนิดนี้จะไม่มีการเปลี่ยนแปลง แต่อาจจะเกิดการเสียรูปไปบ้าง โดยเฉพาะอย่างยิ่งเมื่อขนาดของอะตอมต่างกัน ดังภาพที่ 5.42(ก)

(2) สารละลายของแข็งแบบเซลล์แทรก (interstitial solid solution) เป็นสารละลายของแข็งที่เกิดขึ้นเนื่องจากอะตอมของตัวถูกละลายเข้าไปแทรกตัวอยู่ในช่องว่างของอะตอมตัวทำละลาย ระยะช่องว่างระหว่างอะตอมของตัวทำละลายเรียกว่าซอก (interstices) สารละลายของแข็งแบบเซลล์แทรก จะเกิดขึ้นได้ดีเมื่อขนาดของอะตอมของตัวทำละลายมีขนาดใหญ่กว่าอะตอมของตัวถูกละลาย ดังภาพที่ 5.42(ข)



ภาพที่ 5.42 การแทนที่ในสารละลายของแข็ง (ก) สารละลายของแข็งแบบแทนที่ และ (ข) สารละลายของแข็งแบบเซลล์แทรก.
ที่มา: ดัดแปลงจาก http://www.substech.com/dokuwiki/doku.php?id=solid_solutions

2) การละลาย

การละลาย (solubility) คือปริมาณที่มากที่สุดของตัวถูกละลาย (solute) ที่จะละลายได้ในตัวทำละลาย (solvent) ปริมาณหนึ่ง และที่อุณหภูมิหนึ่งๆ เขียนเป็นสัดส่วนได้ดังนี้

$$s = \frac{g_{(\text{solute})}}{V_{(\text{solvent})}} \quad \text{.....(5.66)}$$

เมื่อ s = ค่าการละลาย (g/mL หรือ g/L)

$g_{(\text{solute})}$ = ปริมาณที่มากที่สุดของตัวถูกละลาย (g)

$V_{(\text{solvent})}$ = ปริมาตรตัวทำละลาย (mL หรือ L)

ตัวถูกละลายที่ต่างชนิดกันจะมีค่าการละลายที่ต่างกัน เช่น

NaCl มีค่าการละลายเท่ากับ 39.12 กรัมต่อน้ำ 100 mL ที่ 100°C

AgCl มีค่าการละลายเท่ากับ 0.0021 กรัมต่อน้ำ 100 mL ที่ 100°C

หน่วยของการละลายส่วนมากคิดน้ำหนักเป็นกรัมตัวถูกละลายต่อตัวทำละลาย 100 กรัม ในกรณีที่ตัวถูกละลายเป็นเกลือไอออน สามารถแบ่งชนิดของเกลือจากการละลายได้ดังนี้

- 1) เกลือที่ละลายได้ดี (soluble) หมายถึง เกลือที่จะละลายได้มากกว่า 1 กรัม ต่อตัวทำละลาย 100 กรัม
- 2) ละลายได้น้อย (slightly soluble) หมายถึง และถ้าละลายได้ตั้งแต่ 0.1-1.0 กรัม ต่อตัวทำละลาย 100 กรัม
- 3) เกลือที่ไม่ละลาย (insoluble) หมายถึง เกลือที่ละลายได้น้อยกว่า 0.1 กรัม ต่อตัวทำละลาย 100 กรัม

ตารางที่ 5.10 ปริมาณตัวถูกละลายและค่าการละลายของเกลือบางชนิดในน้ำ

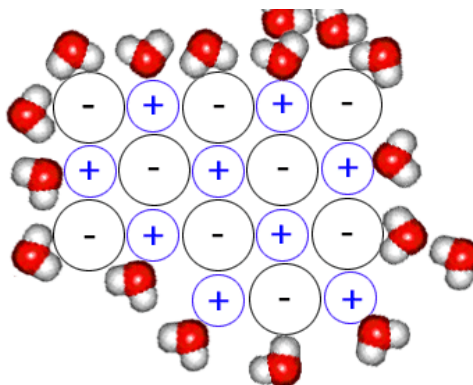
ตัวถูกละลาย	ปริมาณตัวถูกละลายในสารละลายอิ่มตัวที่ 20°C (g)	ค่าการละลายที่ 60°C (g/100 g)
NaCl	36.0	37.3
KNO ₃	31.6	110.0
AgC ₂ H ₃ O ₂	1.04	1.89
K ₂ Cr ₂ O ₇	13.1	50.5
AgNO ₃	222	525
BaSO ₄	0.00023	0.00036

3) กระบวนการเกิดสารละลาย

สารละลายเกิดขึ้นเมื่ออนุภาคของตัวถูกละลายกระจายเข้าไปอยู่ระหว่างอนุภาคของตัวทำละลายได้อย่างทั่วถึง อย่างไรก็ตามอนุภาคของตัวถูกทำละลายจะสามารถเข้าไปแทนที่อนุภาคของตัวทำละลายได้หรือไม่ หรือน้อยเพียงใดขึ้นอยู่กับแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของตัวถูกทำละลายและตัวทำละลาย เช่นแรงไดโพล-ไดโพล จะเกี่ยวข้องกับการละลายสารไอออนในน้ำ หรือแรงกระจายตัว (dispersion force) จะมีอิทธิพลต่อการละลายของตัวถูกทำละลายและตัวทำละลายที่ไม่มีขั้ว ดังนั้น ปัจจัยสำคัญของการละลาย คือความแรงของแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลของตัวถูกทำละลายและตัวทำละลาย การที่ตัวถูกละลายจะละลายในตัวทำละลายได้นั้น จะต้องทำลายแรงดึงดูดระหว่างอนุภาคที่ยึดเหนี่ยวของโมเลกุลตัวถูกละลายเสียก่อน โดยตัวทำละลายกับอนุภาคของตัวถูกละลายอาจดึงดูดกันแรงมากพอที่จะเอาชนะแรงดึงดูดระหว่างอนุภาคของตัวถูกละลาย และทำให้อนุภาคของตัวถูกละลายหลุดออกจากกัน

สารละลายจะสามารถเกิดขึ้นได้ดีเมื่อแรงดึงดูดระหว่างอนุภาคของตัวถูกทำละลายกับตัวทำละลายมีขนาดใกล้เคียงกับแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของอนุภาคตัวถูกละลาย หรืออนุภาคตัวทำละลาย จึงทำให้โมเลกุลของตัวถูกละลายเข้าไปแทนที่โมเลกุลของตัวทำละลายได้ดี เช่นเกลือ NaCl ละลายได้ดีในน้ำเนื่องจากแรงดึงดูดระหว่างไอออน (Na⁺ และ Cl⁻) กับโมเลกุลมีขั้วของน้ำมีมากพอๆ กัน จึงทำให้สามารถเอาชนะพลังงานแลตทิซของโครงผลึก NaCl ได้

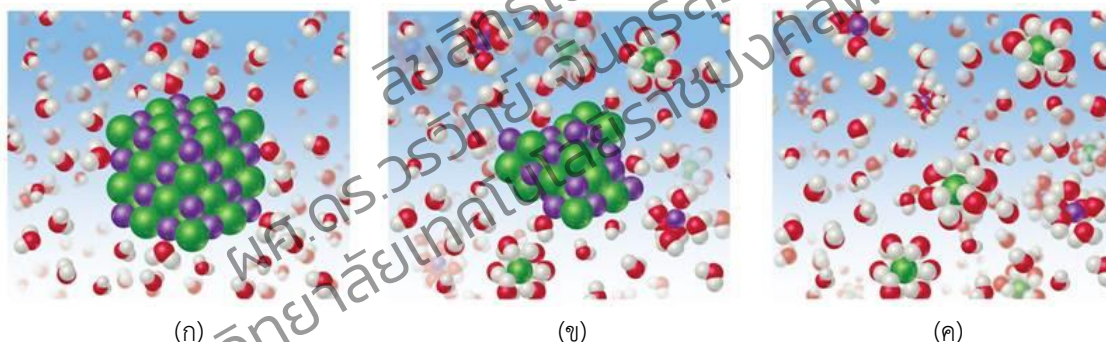
แรงกระทำที่เกิดระหว่างโมเลกุลตัวถูกละลายและโมเลกุลตัวทำละลาย โดยที่เกิดขึ้นเนื่องจากโมเลกุลตัวทำละลายล้อมรอบโมเลกุลตัวถูกละลาย เรียกว่า โซลเวชัน (solvation) ถ้าโมเลกุลตัวทำละลายเป็นน้ำจะเรียกว่า ไฮเดรชัน (hydration) ดังภาพที่ 5.43 แสดงการล้อมรอบสารไอออนโดยโมเลกุลของน้ำ



ภาพที่ 5.43 การล้อมรอบสารไอออนโดยโมเลกุลของน้ำ. ที่มา:
<http://apchemcyhs.wikispaces.com/The+Solution+Process>

การละลายของเกลือไอออนในน้ำ เช่นเกลือ NaCl เมื่ออยู่ในน้ำ เนื่องจากสารประกอบไอออนประกอบด้วยไอออนประจุบวกและลบยึดเหนี่ยวกันอยู่ภายในแลตทิซผลึกด้วยแรงดึงดูดทางไฟฟ้าสถิต ดังนั้น เกลือไอออนจะสามารถละลายได้ต่อเมื่อไอออนบวกและไอออนลบต้องแตกออกจากกัน

ภาพที่ 5.44 เมื่อใส่ NaCl ลงไปในน้ำ โมเลกุลน้ำเป็นโมเลกุลมีขั้ว (สภาพขั้วมีทั้งขั้วบวกและลบ) จะเกิดแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลน้ำกับไอออนของ NaCl โมเลกุลน้ำจะหันด้านที่เป็นสภาพขั้วบวก (ด้านไฮโดรเจน) เข้าหาไอออนลบ (Cl^-) ที่อยู่ตามผิวของแข็ง และบางโมเลกุลน้ำจะหันด้านสภาพขั้วลบ (ด้านออกซิเจน) เข้าหาไอออนบวก (Na^+) เมื่อแรงดึงดูดระหว่างขั้วของไอออนและโมเลกุลของน้ำแข็งแรงพอที่จะดึงเอาไอออนนั้น ๆ หลุดออกจากตำแหน่งผิวของโครงผลึกได้แล้ว ไอออนบวกและไอออนลบจะถูกโมเลกุลน้ำเข้ามาห้อมล้อม เรียกว่า ไอออนที่ถูกไฮเดรต (hydrated ion) ไอออนที่ถูกไฮเดรตจะแพร่ออกไปในตัวทำละลาย ไอออนบวกและไอออนลบที่อยู่ผิวของแข็งถูกไฮเดรตหลุดออกไปเรื่อย ๆ จนของแข็งละลายหมดทั้งก้อน จำนวนโมเลกุลน้ำที่เข้าไปห้อมล้อมไอออนแต่ละชนิดมากน้อยไม่เท่ากัน ขึ้นอยู่กับประจุ รัศมีของไอออนและโครงสร้างอะตอมของไอออนนั้น ๆ



ภาพที่ 5.44 กระบวนการละลายของเกลือไอออนในน้ำ (ก) ผลึกไอออนถูกห้อมล้อมโดยโมเลกุลของน้ำ (ข) ของแข็งเริ่มละลาย ไอออนถูกไฮเดรต และ (ค) ของแข็งละลายเป็นสารละลาย. ที่มา: Brown et al. Chemistry: The Central Science. 2009. p529

การละลายของสารขึ้นกับแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุล ถ้าแรงดึงดูดคล้ายคลึงกัน (มีความแรงใกล้เคียงกัน) จะละลายซึ่งกันและกัน เรียกว่า “like dissolves like” สารไม่มีขั้วจะละลายในตัวทำละลายชนิดไม่มีขั้วและสารมีขั้วหรือสารประกอบไอออนจะละลายในตัวทำละลายที่มีขั้ว

4) ความเข้มข้นของสารละลาย

1) ความหมายความเข้มข้นของสารละลาย

ความเข้มข้นของสารละลาย คือการบอกปริมาณตัวถูกละลายในตัวทำละลายในปริมาตรที่กำหนด หน่วยปริมาตรของสารละลายในระบบ SI คือ ลูกบาศก์เมตร (m^3) แต่ในทางเคมีมักนิยมใช้หน่วย ลิตร (liter, L) และมิลลิลิตร (milliliter, mL) และการวัดของเหลวในร่างกายมักใช้หน่วยลูกบาศก์เดซิเมตร (dm^3) ดังนั้นในทางปฏิบัติถือว่า $1 L = 1 dm^3 = 10^{-3} m^3$

และ 1 mL จะใกล้เคียงหรือเท่ากับ 1 ลูกบาศก์เซนติเมตร (cm^3) ดังนั้น

$$1 mL = 1 cm^3 = 10^{-3} dm^3 = 10^{-3} L = 10^{-6} m^3$$

หมายเหตุ ในการคำนวณเกี่ยวกับความเข้มข้นของสารละลายในหน่วยนี้ จะใช้หน่วย ดังนี้

ปริมาตร ใช้หน่วย mL หรือ L

น้ำหนัก ใช้หน่วย g

2) หน่วยความเข้มข้นของสารละลาย

2.1) หน่วยร้อยละ (percentage, %) ความเข้มข้นของสารละลายในหน่วยร้อยละแบ่งได้เป็น 3 ชนิด ได้แก่

(1) ร้อยละโดยน้ำหนักต่อน้ำหนัก (%w/w) หมายถึง การบอกน้ำหนักเป็นกรัมของตัวถูกละลายในสารละลาย 100 g เช่น 35%(w/w) NaCl มีความหมายว่า สารละลาย 100 g จะประกอบด้วย NaCl 35 g และน้ำ 65 g

(2) ร้อยละโดยน้ำหนักต่อปริมาตร (%w/v) หมายถึง น้ำหนักของตัวถูกละลายเป็นกรัมในสารละลาย 100 mL เช่น 5%(w/v) NaCl มีความหมายว่า ในสารละลาย 100 mL มี NaCl ละลายอยู่ 5 g

(3) ร้อยละโดยปริมาตรต่อปริมาตร (%v/v) หมายถึงการบอกปริมาตรของตัวถูกละลายในหน่วย mL ในสารละลาย 100 mL มักใช้กับสารละลายที่เป็นการละลายระหว่างของเหลวกับของเหลว เช่น 10(%v/v) HCl มีความหมายว่า สารละลาย HCl 100 mL มีเนื้อกรด HCl ละลายอยู่ 10 mL

2.2) หน่วยโมลาริตี (molar หรือ molarity, M) เป็นหน่วยที่นิยมใช้มากในทางเคมี เป็นการบอกหน่วยของสารละลายที่บอกเป็นโมลของตัวถูกละลายในสารละลาย 1 L เช่น 0.5 mol/L NaOH มีความหมายว่า ในสารละลาย 1 L มี NaOH ละลายอยู่ 0.5 mol

$$M = \frac{n}{1 L} \quad \text{.....(5.67)}$$

เมื่อ M = โมลาริตี (mol/L)

n = จำนวนโมลตัวถูกละลาย (mol)

หน่วยโมลาริตีมักเรียกสั้นๆ ว่าโมลาร์ มีหน่วยเป็น โมลต่อลิตร (mol/L) และในการเตรียมสารละลายในหน่วยโมลาร์ ที่ปริมาตรตัวทำละลายใด อาจใช้สูตร คือ

$$M = \left(\frac{g}{MM} \right) \left(\frac{1000 mL}{V_{(mL)}} \right) \quad \text{.....(5.68)}$$

เมื่อ M = โมลาริตี (mol/L)

g = น้ำหนักสารที่ต้องการชั่ง (g)

MM = มวลโมลาร์ (มวลเชิงอะตอมหรือมวลโมเลกุล) (g/mol)

V = ปริมาตร (mL)

ตัวอย่าง 5.24 เมื่อละลาย NaOH 5.0 g ในน้ำปริมาตร 500 mL จงคำนวณความเข้มข้นเป็นโมลาร์

วิธีคิด จากสมการ (5.68)

มวลโมเลกุล NaOH = 40.0 g/mol

$$M = \left(\frac{5.0 \text{ g}}{40.0 \text{ g/mol}} \right) \left(\frac{1000 \text{ mL}}{500 \text{ mL}} \right)$$

$$= 0.25 \text{ mol/L}$$

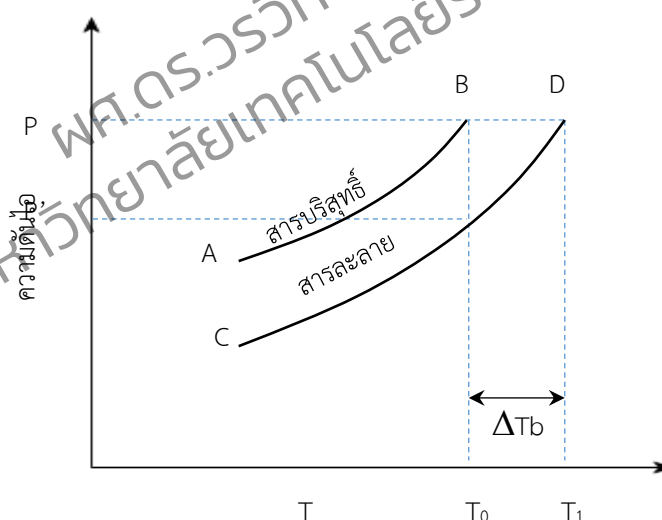
ดังนั้น ความเข้มข้นเท่ากับ 0.25 mol/L

5) สมบัติคอลลิเกทีฟ

สมบัติคอลลิเกทีฟ (colligative properties) คือสมบัติทางกายภาพของสารละลายที่เปลี่ยนแปลงไปจากตัวทำละลายบริสุทธิ์ ซึ่งขึ้นอยู่กับความเข้มข้นของสารละลาย ได้แก่ การเพิ่มขึ้นของอุณหภูมิจุดเดือด (boiling point elevation) การลดลงของอุณหภูมิจุดเยือกแข็ง (freezing point depression) การลดลงของความดันไอ (vapor pressure depression) ความร้อนแฝงของการเป็นไอ (latent heat of vaporization) และความดันออสโมติก (osmotic pressure) โดยสมบัติคอลลิเกทีฟของสารละลายจะขึ้นกับปริมาณของตัวถูกละลายที่มีอยู่ในสารละลายเท่านั้น จะไม่ขึ้นอยู่กับชนิด ขนาดหรือธรรมชาติของตัวถูกละลาย สมบัติคอลลิเกทีฟของสารละลายมีพื้นฐานจากความดันไอที่แตกต่างกันระหว่างสารละลายและตัวทำละลายบริสุทธิ์

5.1) การลดลงของความดันไอ

สารละลายมีความดันไอลดต่ำกว่าตัวทำละลายบริสุทธิ์ เนื่องจากเมื่อมีตัวถูกละลายที่ไม่ระเหยผสมอยู่ในสารละลาย จะทำให้ความดันไอของสารละลายลดต่ำกว่าความดันไอของตัวทำละลายบริสุทธิ์ เนื่องจากจำนวนโมเลกุลของตัวทำละลายที่บริเวณผิวหน้า ของสารละลายลดน้อยกว่าเดิมจากที่เคยเป็นตัวทำละลายบริสุทธิ์ เพราะมีโมเลกุลของตัวถูกละลายปนอยู่ เมื่อจำนวนโมเลกุลของตัวทำละลายที่บริเวณผิวหน้าลดลง การที่โมเลกุลหนึ่งๆ ของตัวทำละลายจะสามารถเกิดกระบวนการเปลี่ยนแปลงจากของเหลวกลายเป็นไอได้จะต้องเอาชนะแรงดึงดูดระหว่างตัวทำละลายอื่นๆ และแรงดึงดูดระหว่างตัวถูกละลายที่ล้อมรอบอยู่ สิ่งที่เกิดขึ้นคือ โมเลกุลของตัวทำละลายระเหยได้น้อยลง ส่งผลให้ความดันไอของสารละลาย มีค่าน้อยกว่าความดันไอของตัวทำละลายบริสุทธิ์ ดังภาพที่ 5.45



ภาพที่ 5.45 ความดันไอของสารบริสุทธิ์และสารละลาย

ในปี ค.ศ.1881 ราอูลต์ (François-Marie Raoult) นักเคมีชาวฝรั่งเศสเสนอกฎทางอุณหพลศาสตร์ (thermodynamics) ที่เรียกว่า กฎของราอูลต์ (Raoult's law) กล่าวคือ “ความดันไอของตัวทำละลายบริสุทธิ์จะสูงกว่าสารละลาย” กฎของราอูลต์ใช้แสดงความสัมพันธ์ระหว่างความดันไอย่อยของตัวทำละลาย (P_A) ซึ่งจะลดลงจากความดันไอของตัวทำละลายบริสุทธิ์ (P_A^0) เมื่อมีตัวถูกละลายในระบบสารละลายนั้นเพิ่มมากขึ้น

โดยความสัมพันธ์ขึ้นกับเศษส่วนโมล (mol fraction) ของตัวทำละลาย (X_A) ความสัมพันธ์จะเป็นไปตามกฎของราอูลต์ต่อเมื่อสารละลายในอุดมคติ (ideal solution) เท่านั้น คือกระบวนการละลายไม่มีการดูดหรือคายความร้อนของการของกฎของราอูลต์ เขียนได้เป็น

$$P_A = X_A P_A^0 \quad \text{.....(5.73)}$$

เมื่อ P_A = ความดันไอย่อยของตัวทำละลายเมื่อเป็นสารละลาย

P_A^0 = ความดันไอย่อยของตัวทำละลายบริสุทธิ์

X_A = เศษส่วนโมลของตัวทำละลาย

เช่น ความดันไอของน้ำที่ 20°C เท่ากับ 17.5 torr ณ อุณหภูมิคงที่ เมื่อเติมกลูโคสลงไปทำให้เศษส่วนโมลของน้ำ (X_{water}) เท่ากับ 0.800 และกลูโคส (X_{glucose}) เท่ากับ 0.200 จากสมการ (5.73) ความดันไอย่อยของน้ำ คือ

$$P_{\text{water}} = (0.800)(17.5 \text{ torr}) = 14.0 \text{ torr}$$

หมายความว่าความดันไอย่อยของน้ำเมื่อเป็นสารละลายจะลดลงจาก 17.5 torr เหลือ 14.0 torr

ตัวอย่าง 5.22 กลีเซอริน ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$) เป็นสารละลายที่ไม่ระเหยมีความหนาแน่น 1.26 g/cm³ ที่ 25°C คำนวณความดันไอของสารละลายเมื่อเติมกลีเซอรินปริมาตร 50.0 mL ลงในน้ำ 500 mL (กำหนดความดันไอของน้ำที่ 25°C เท่ากับ 23.8 ทอร์ และความหนาแน่นของน้ำเท่ากับ 1.0 g/cm³)

วิธีคิด คำนวณโมลของ $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$

$$\text{mol } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3 = (50.0 \text{ mL } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3) \left(\frac{1.26 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3}{1 \text{ mL } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3}{92.0 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3} \right) = 0.684 \text{ mol}$$

คำนวณโมลของ H_2O

$$\text{mol } \text{H}_2\text{O} = (500 \text{ mL } \text{H}_2\text{O}) \left(\frac{1.0 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mL } \text{H}_2\text{O}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18.0 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} \right) = 27.8 \text{ mol}$$

ดังนั้น เศษส่วนโมลของน้ำคือ

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{\text{mol } \text{H}_2\text{O}}{\text{mol } \text{H}_2\text{O} + \text{mol } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3} = \frac{27.8}{27.8 + 0.684} = 0.976$$

จากสมการของกฎของราอูลต์ (5.73)

$$\begin{aligned} P_{\text{H}_2\text{O}} &= X_{\text{H}_2\text{O}} P_{\text{H}_2\text{O}}^0 \\ &= (0.976)(23.8 \text{ torr}) = 23.2 \text{ torr} \end{aligned}$$

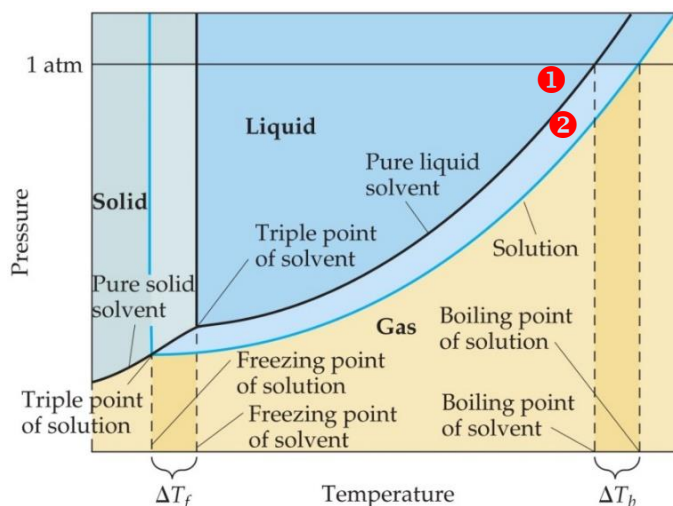
ดังนั้น ความดันไอของน้ำของสารละลายจะลดลงจาก 23.8 ทอร์ เป็น 23.2 ทอร์ แสดงว่าเมื่อเกิดเป็นสารละลายความดันไอลดลง 0.6 ทอร์

2) การเพิ่มขึ้นของอุณหภูมิจุดเดือดและการลดลงของอุณหภูมิจุดเยือกแข็ง

สมบัติของตัวทำละลายบริสุทธิ์ ณ ที่สภาวะหนึ่งๆ จะมีสมบัติจุดเดือดและจุดเยือกแข็งที่แน่นอน แต่เมื่อมีตัวถูกละลายที่ไม่ระเหยผสมอยู่ในสารละลาย โดยเฉพาะที่ความเข้มข้นต่ำ ๆ จะทำให้เกิดการลดต่ำลงของจุดเยือกแข็งและการเพิ่มสูงขึ้นของจุดเดือดของสารละลาย การเปลี่ยนแปลงจุดเยือกแข็งและจุดเดือดของสารละลายเทียบกับตัวทำ

ละลายสารบริสุทธิ์ ดังภาพที่ 5.46 โดยใช้แผนผังวัฏภาค เส้นสีดำ (1) แสดงวัฏภาคของสารบริสุทธิ์ และเส้นสีฟ้า (2) แสดงวัฏภาคของสารละลาย สรุปลักษณะจุดเดือดและการลดลงของอุณหภูมิจุดเยือกแข็งได้ คือ

- จุดเดือดของสารละลายจะสูงกว่าจุดเดือดปกติของตัวทำละลายบริสุทธิ์
- จุดเยือกแข็งของสารละลายจะต่ำกว่าจุดเยือกแข็งปกติของตัวทำละลายบริสุทธิ์



ภาพที่ 5.46 วัฏภาคแสดงการเปลี่ยนแปลงของจุดเยือกแข็งและจุดเดือดของสารบริสุทธิ์และสารละลาย. ที่มา: Brown et al. Chemistry: The Central Science. 2009. p549

การศึกษาสมบัติคอลลิเกทีฟของสารละลายนิยมใช้ความเข้มข้นในหน่วย โมลาล (m) ซึ่งเป็นการบอกจำนวนโมลของตัวถูกละลายในตัวทำละลาย 1 กิโลกรัม จากกราฟภาพที่ 5.46 ถ้าให้ ΔT_b คืออุณหภูมิจุดเดือดที่เพิ่มสูงขึ้น เมื่อเปรียบเทียบระหว่างสารละลายและตัวทำละลายบริสุทธิ์ ซึ่งพบว่า ΔT_b เป็นสัดส่วนโดยตรงกับความเข้มข้นของสารละลาย

$$\Delta T_b = K_b m \quad \text{.....(5.74)}$$

เมื่อ ΔT_b = ผลต่างของอุณหภูมิจุดเดือดของสารละลายกับตัวทำละลายบริสุทธิ์ ($T_b^0 - T_b$)

m = ความเข้มข้นของสารละลาย (โมลาล)

K_b = ค่าคงที่โมลาลของการเพิ่มขึ้นของจุดเดือด

ถ้าให้ ΔT_f คืออุณหภูมิที่จุดเยือกแข็งที่ลดต่ำลง เมื่อเปรียบเทียบระหว่างสารละลายและตัวทำละลายบริสุทธิ์ ซึ่งพบว่า ΔT_f เป็นสัดส่วนโดยตรงกับความเข้มข้นของสารละลาย

$$\Delta T_f = K_f m \quad \text{.....(5.75)}$$

เมื่อ ΔT_f = ผลต่างของอุณหภูมิที่จุดเยือกแข็งของสารละลายกับสารบริสุทธิ์ ($T_f^0 - T_f$)

K_f = ค่าคงที่โมลาลของการลดลงของจุดเยือกแข็ง

ΔT_b และ ΔT_f ขึ้นอยู่กับจำนวนอนุภาคของตัวถูกละลายที่อยู่ในสารละลายและชนิดของตัวทำละลายเท่านั้น โดยไม่ขึ้นกับชนิดของตัวถูกละลาย นั่นคือ ปริมาณของตัวถูกละลายจะมีผลทำให้จุดเดือดของสารละลายสูงขึ้น และจุดเยือกแข็งจะลดลง ซึ่งขึ้นอยู่กับว่าจะมีปริมาณของตัวถูกละลายมากหรือน้อย หรือกล่าวง่าย ๆ คือ จุดเดือดและจุดเยือกแข็งจะแปรผันตรงกับโมลาลของสารละลาย ถ้ามีปริมาณตัวถูกละลายอยู่น้อย จุดเดือดของสารละลายจะเพิ่มสูงขึ้นเล็กน้อยและจุดเยือกแข็งลดต่ำลงเล็กน้อย ในทางกลับกัน ถ้ามีปริมาณตัวถูกละลายอยู่มาก จุดเดือดของสารละลายจะสูงขึ้นและจุดเยือกแข็งจะต่ำลงมาก

ค่า K_b และ K_f เป็นค่าคงที่เฉพาะสำหรับตัวทำละลายแต่ละชนิด ซึ่งจะมีค่าแตกต่างกันไปตามชนิดของตัวทำละลาย ที่ความดัน 1 atm

ตารางที่ 5.11 ค่าคงที่โมเลกุลของจุดเดือดที่เพิ่มสูงขึ้นและจุดเยือกแข็งที่ลดต่ำลงของตัวทำละลายสามัญ

ตัวทำละลาย	จุดเดือดปกติ (°C)	K_b (°C/m)	จุดเยือกแข็งปกติ (°C)	K_f (°C/m)
น้ำ (H ₂ O)	100.0	0.51	0.0	1.86
เบนซีน (C ₆ H ₆)	80.1	2.53	5.5	5.12
เอทานอล (C ₂ H ₅ OH)	78.4	1.22	-114.6	1.99
คาร์บอนเตตระคลอไรด์ (CCl ₄)	76.8	5.02	-22.3	29.8
โคโรฟอร์ม (CHCl ₃)	61.2	3.63	-63.5	4.68

ที่มา: Brown et al. Chemistry: The Central Science. 2009. p549

6) คอลลอยด์

คอลลอยด์ (colloids) คือสถานะสารที่เกิดจากการฟุ้งกระจายของอนุภาค (โมเลกุล หรือไอออน) ซึ่งอาจอยู่ในสถานะแก๊ส ของเหลว หรือของแข็งในตัวกลางที่เป็นของเหลวหรือแก๊ส ในทำนองเดียวกับสารละลาย

สถานะคอลลอยด์ (colloidal state) หรือการกระจายอนุภาคแบบคอลลอยด์ (colloidal dispersion) เป็นการกระจายของอนุภาคขนาดเล็กประมาณ 5–1000 nm แขนงลอยอยู่ในตัวกลางในทุกส่วนของสารละลาย อนุภาคแขวนลอยอาจเป็นกลุ่มของโมเลกุลหรือไอออน คอลลอยด์ไม่จัดเป็นสารเนื้อเดียวหรือสารเนื้อผสมอย่างแท้จริง เพราะลักษณะขององค์ประกอบของคอลลอยด์บางชนิดสามารถมองเห็นได้ด้วยตาเปล่าอย่างชัดเจน เช่น นม เปียร์ และเม็ตเลียด แต่บางชนิดไม่สามารถมองเห็นได้ด้วยตาเปล่าหรือกล้องจุลทรรศน์ธรรมดา

1) ประเภทของคอลลอยด์

สถานะคอลลอยด์อาจเป็นได้ทั้งของแข็ง ของเหลวและแก๊สที่มีการกระจายตัวอยู่ในตัวกลางที่อาจเป็นของแข็ง ของเหลวหรือแก๊สก็ได้ แต่คอลลอยด์ในระบบแก๊สกระจายตัวในตัวกลางที่เป็นแก๊ส เพราะแก๊สกระจายตัวเป็นเนื้อเดียวกันตามสมบัติของแก๊ส ดังนั้นคอลลอยด์จึงสามารถแบ่งตามสถานะของตัวกลางและอนุภาค ดังนี้

1.1) โซล (sols) เป็นคอลลอยด์ที่เกิดจากอนุภาคของแข็งฟุ้งกระจายในตัวกลางที่เป็นของเหลว ซึ่งเมื่อตั้งทิ้งไว้นาน ๆ อนุภาคและตัวกลางจะแยกออกจากกัน คอลลอยด์ประเภทนี้ได้แก่ แมกนีเซียมไฮดรอกไซด์ (Mg(OH)₂) ในน้ำ น้ำแป้ง และโปรตีนในน้ำ

1.2) อิมัลชัน (emulsion) เป็นคอลลอยด์ที่เกิดจากอนุภาคที่เป็นของเหลวฟุ้งกระจายในตัวกลางที่เป็นของเหลวเช่น นมสด และครีมพุดผม อิมัลชันส่วนหนึ่งจะไม่ค่อยเสถียรจะต้องมีใส่สารที่เรียกว่า emulsifying agent เพื่อให้อิมัลชันเสถียร

1.3) เจล (gel) เป็นคอลลอยด์ที่เกิดจากอนุภาคที่เป็นของแข็งฟุ้งกระจายในตัวกลางที่เป็นของเหลว โดยอนุภาคที่ฟุ้งกระจายนั้น จะสานกันเป็นตาข่ายอย่างต่อเนื่องกับตัวกลาง เช่น วุ้น เจลลี่ และเจลลาติน

1.4) ละอองลอย (aerosol) เป็นคอลลอยด์ที่เกิดจากอนุภาคที่เป็นของแข็งหรือของเหลวฟุ้งกระจายอยู่ในตัวกลางที่เป็นแก๊ส เช่น หมอก และควัน

ตารางที่ 5.12 ประเภทของคอลลอยด์

สถานะคอลลอยด์	อนุภาคที่กระจายในตัวกลาง	ตัวกลาง	ชนิดคอลลอยด์	ตัวอย่าง
แก๊ส	แก๊ส	แก๊ส	-	-
แก๊ส	แก๊ส	ของเหลว	ละอองลอย	หมอก (fog)
แก๊ส	แก๊ส	ของแข็ง	ละอองลอย	ควัน (smoke)
ของเหลว	ของเหลว	แก๊ส	โฟม	ครีม (whipped cream)
ของเหลว	ของเหลว	ของเหลว	อิมัลชัน	นม (milk)
ของเหลว	ของเหลว	ของแข็ง	โซล	สี (paint)
ของแข็ง	ของแข็ง	แก๊ส	โฟมของแข็ง	ขนมหวานละลายในปาก (marshmallow)
ของแข็ง	ของแข็ง	ของเหลว	อิมัลชันของแข็ง	เนย (butter)
ของแข็ง	ของแข็ง	ของแข็ง	โซลของแข็ง	แก้ว (ruby glass)

ที่มา: ดัดแปลงจาก Brown et al. Chemistry: The Central Science. 2009. p557

2) สมบัติของคอลลอยด์

คอลลอยด์มีขนาดของอนุภาคที่อยู่ระหว่างสารแขวนลอยและสารละลาย ดังนั้นสมบัติคอลลอยด์บางประการจึงคล้ายกับสารละลาย ได้แก่

2.1) อนุภาคคอลลอยด์ที่กระจายไปในตัวกลางที่มีทิศทางการเคลื่อนที่ไม่แน่นอน เมื่ออนุภาคของคอลลอยด์เคลื่อนที่มาชนกัน จะกระจัดกระจายไปทั่วตัวกลาง จึงมีผลทำให้คอลลอยด์ไม่ตกตะกอน ลักษณะการเคลื่อนที่แบบนี้เรียกว่า การเคลื่อนที่แบบบราวเนียน (Brownian motion)

2.2) ถ้าส่องแสงเข้าไปยังคอลลอยด์จะสามารถมองเห็นลำแสงในคอลลอยด์ได้ เรียกว่า ปรากฏการณ์ทินดอลล์ (tyndall effect) ทั้งนี้เพราะอนุภาคคอลลอยด์มีขนาดใหญ่พอที่ลำแสงสามารถกระเจิงแล้วเกิดการกระเจิงของแสง (scattering) ได้ ส่วนสารละลาย ขนาดของตัวถูกละลายจะเล็กมากจนแสงสามารถลอดผ่านไปได้ ปรากฏการณ์ทินดอลล์ พบโดย ทินดอลล์ (John Tyndall) นักวิทยาศาสตร์ชาวไอร์แลนด์ ตัวอย่างปรากฏการณ์ทินดอลล์ที่เกิดขึ้นในธรรมชาติ เช่นเมื่อน้ำไฟเข้าไปในหมอกหรือกลุ่มควัน จะเห็นลำแสงในหมอกหรือกลุ่มควัน ทั้งหมอกและกลุ่มควันเป็นคอลลอยด์ ที่มีการแขวนลอยของหยดเล็ก ๆ ของหยดน้ำและอนุภาคของควันในอากาศ หรือปรากฏการณ์รุ้งกินน้ำ ที่เกิดจากโมเลกุลของละอองน้ำเกิดการกระเจิงกับแสงอาทิตย์ หลังจากที่มีฝนตก หรือ การกระเจิงของฝุ่น (dust) ในอากาศกับแสงอาทิตย์

2.3) อนุภาคคอลลอยด์บางชนิดมีประจุไฟฟ้าที่ผิวของอนุภาค เมื่อนำไปละลายในตัวทำละลายในตัวกลางที่มีอนุภาคไฟฟ้าตรงกันข้ามจึงเกิดแรงดึงดูดต่อกัน มีผลทำให้อนุภาคที่กระจายอยู่ในตัวกลางได้

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

1. อธิบายความหมายของแผนผังวัฏภาค (phase diagram)
2. เมื่อสารละลายเนฟทาลีน ($C_{10}H_8$) 10.6 กรัมในเบนซีน (C_6H_6) 80.0 กรัม จะได้สารละลายที่มีความเข้มข้นร้อยละเท่าใดโดยน้ำหนัก
3. สารละลายผสมระหว่างเมทานอล (CH_3OH) 36.3 กรัม กับโพรพานอล (C_3H_7OH) 54.8 กรัม จงคำนวณเศษส่วนโมลขององค์ประกอบทั้งสองในสารละลาย
4. ถ้าต้องการเตรียมสารละลายต่างทับทิม ($KMnO_4$) เข้มข้น 2.5 mol/L จำนวน 100 mL จะต้องใช้ $KMnO_4$ จำนวนกี่กรัม (กำหนดมวลโมเลกุลของ $KMnO_4 = 158 \text{ g/mol}$)
5. จงคำนวณความเข้มข้นของกรดไนตริก (HNO_3) ในขวด ที่ฉลากระบุข้างขวดดังนี้ มวลโมเลกุลเท่ากับ 63.01 g/mol ความถ่วงจำเพาะ (d) เท่ากับ 1.420 และร้อยละโดยน้ำหนักเท่ากับ 70% (w/w)
6. คำนวณความเข้มข้นเป็นโมลาร์ของกรด H_2SO_4 โดยฉลากข้างขวดระบุร้อยละโดยน้ำหนักเท่ากับ 96% (w/w) ความหนาแน่น 1.787 g/mL และมวลโมเลกุล = 98 g/mol
7. จงยกตัวอย่างของสมบัติที่จัดว่าเป็นสมบัติคอลลิเกทิฟของสารละลายมา 4 สมบัติ

ลิขสิทธิ์โดย
 พศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ
 มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

เอกสารอ้างอิง

1. โครงการตำราวิทยาศาสตร์และคณิตศาสตร์มูลนิธิ สวอน. 2549. **เคมี 2 (ธาตุเรฟิเซนเททีฟ กลุ่ม S ธาตุเรฟิเซนเททีฟ กลุ่ม P ธาตุทรานซิชัน แลนทาไนด์และแอกทิไนด์ ของแข็ง)**. กรุงเทพฯ: บริษัทด้านสุทธาการพิมพ์ จำกัด.
2. โครงการตำราวิทยาศาสตร์และคณิตศาสตร์มูลนิธิ สวอน. 2550. **เคมี 3 (แก๊ส เทอร์โมไดนามิกส์ สมดุลเคมี ไฟฟ้าเคมี จลนศาสตร์เคมี)**. กรุงเทพฯ: บริษัทด้านสุทธาการพิมพ์ จำกัด.
3. ชัยวัฒน์ เจนวนิชย์. 2546. **หลักเคมี 1 (ฉบับปรับปรุง)**. พิมพ์ครั้งที่ 5. กรุงเทพฯ: โอเดียนสโตร์.
4. นกอด ไชยคำ, พิรพรรณ พันธนาวิณ และลัดดาวัลย์ ผดุงทรัพย์. 2545. **เคมี 1**. กรุงเทพฯ: แมคกรอฮิล.
5. รานี สุวรรณพฤกษ์. 2553. **เคมีทั่วไป สำหรับสาขาวิศวกรรมศาสตร์ เล่ม 1**. พิมพ์ครั้งที่ 3. กรุงเทพฯ: บริษัทวิทยพัฒน์ จำกัด.
6. ลัดดา มีสุข. 2545. **เคมีทั่วไป เล่ม1 ฉบับรวบรัด**. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์มหาวิทยาลัยเกษตรศาสตร์.
7. วชิร ชาทิตติคุณวงศ์. 2540. **ทฤษฎีและตัวอย่างโจทย์ เคมีพื้นฐาน**. กรุงเทพฯ: แมคกรอ-ฮิล อินเทอร์เน็ตชั่นแนล เอ็นเตอร์ไพรส์ อิงค์.
8. อภิสิทธิ์ ศงสะเสน, สรณนรินทร์ บังเกิดผล และอาทิตย์ สกุดตันติเมธา. 2554. **เคมีทั่วไปสำหรับวิศวกร**. กรุงเทพฯ: บริษัททริฟเพิ้ล กรุ๊ป จำกัด.
9. อินทรา หาญพงษ์พันธ์ และบัญชา พูลโกคา. 2554. **เคมีทั่วไป สำหรับนิสิตวิศวกรรมศาสตร์ (ฉบับปรับปรุง)**. พิมพ์ครั้งที่ 9. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
10. Averil B. A. **Principles of General Chemistry**. (Online).
<http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
<http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
11. Brown L. S., Holme T. A. 2010. **Chemistry for Engineering Students**, 2nd ed. Canada: Thomson Brook Cole.
12. Brown T. L., LeMay H. E., Bursten B. E., Murphy C. J., Woodward P. 2009. **Chemistry: The Central Science**, 7th ed. New Jersey: Pearson Education, Inc.
13. Burns. R. A. **Fundamentals of Chemistry**, 4th ed. (Online).
http://wps.prenhall.com/esm_burns_chemistry_4/
14. Chang R., Goldsby K. A. 2013. **Chemistry**, 11th ed. New York: McGraw-Hill.
15. Hill J. W., Petrucci R. H., McCreary T. W., Perry S. S., **General Chemistry**, 4th ed., (Online).
http://wps.prenhall.com/esm_hillpetrucci_genchem_4/
16. McMurry J., Castellion M., Ballantine D. S., Hoeger C. A. Peterson V. E. 2010. **Fundamentals of General, Organic, and Biological Chemistry**. New Jersey: Pearson Education, Inc.
17. Petrucci R. H., Geoffrey F., Herring, Madura J. D. Bissonnette C. 2010. **General Chemistry: Principles and Modern Applications**, 10th ed. New Jersey: Pearson Prentice Hall.
18. Silberberg M. S. 2013. **Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change**. New York: McGraw-Hill.
19. Silberberg M. S. 2013. **Principle of General Chemistry**. New York: McGraw-Hill.

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 12

หน่วยเรียนที่ 6 สมดุลเคมี และจลนศาสตร์เคมี
บทเรียนที่ 6.1 สมดุลเคมี

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจสมดุลเคมี

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายภาวะสมดุล
2. คำนวณเกี่ยวกับค่าคงที่สมดุล
3. อธิบายหลักเลอชาเตอลิเอร์

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 6 สมดุลเคมี และจลนศาสตร์เคมี

บทเรียนที่ 6.1 สมดุลเคมี

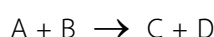
การเปลี่ยนแปลงที่ผันกลับได้เป็นปฏิกิริยาที่ไม่สมบูรณ์ในทางใดทางหนึ่ง หมายถึงการเปลี่ยนแปลงที่มีทั้งการเปลี่ยนแปลงไปข้างหน้า (สารตั้งต้นเปลี่ยนเป็นสารผลิตภัณฑ์) และการเปลี่ยนแปลงย้อนกลับ (สารผลิตภัณฑ์เปลี่ยนกลับมาเป็นสารตั้งต้น)

ปฏิกิริยาโดยทั่วไป สารตั้งต้น A และ B ทำปฏิกิริยากันเกิดเป็นสารผลิตภัณฑ์ C และ D ในทำนองกลับกัน สารผลิตภัณฑ์ C และ D สามารถทำปฏิกิริยากัน กลับมาเป็นสาร A และ B ดังสมการ

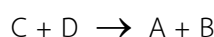


ในปฏิกิริยาผันกลับได้จะประกอบด้วยปฏิกิริยา 2 ชนิด คือ

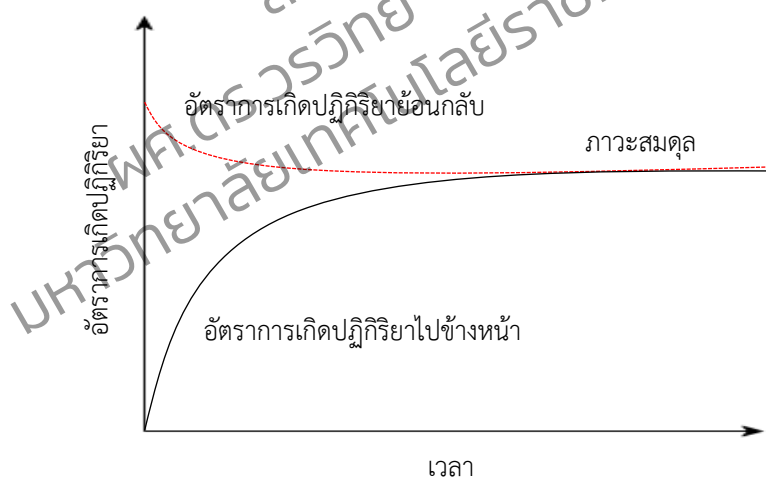
1) ปฏิกิริยาไปข้างหน้า (forward reaction) หรือเรียกว่า ปฏิกิริยาดำเนินไปทางขวา ซึ่งทิศทางเครื่องหมายลูกศร ($\rightarrow$) จะชี้ไปทางขวาของสมการเคมี



2) ปฏิกิริยาย้อนกลับ (backward reaction) หรือเรียกว่า ปฏิกิริยาดำเนินไปทางซ้าย แต่โดยทั่วไปในการเขียนสมการเคมีมักเขียนทิศทาง (เครื่องหมายลูกศร) การเกิดปฏิกิริยาไปทางขวาของสมการเคมี ดังนั้นปฏิกิริยาย้อนกลับจึงเขียนได้เป็น



ในการอธิบายการเปลี่ยนแปลงที่ผันกลับได้ เมื่อเริ่มต้นก่อนเกิดปฏิกิริยา ระบบจะมีเพียงสารตั้งต้น A และ B เท่านั้น สารผลิตภัณฑ์ C และ D ยังไม่เกิดขึ้น เมื่อเริ่มทำปฏิกิริยา สาร A และ B ค่อยๆ ลดลง ในขณะที่สารผลิตภัณฑ์ C และ D จึงค่อยๆ เริ่มเพิ่มขึ้น ณ ช่วงนี้อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าเพิ่มขึ้นรวดเร็ว ดังแสดงในภาพที่ 6.1 เนื่องจากความเข้มข้นของ A และ B มีมาก ส่วนอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับเพิ่มขึ้นอย่างช้าๆ เนื่องจากความเข้มข้นของ C และ D มีน้อย เมื่อความเข้มข้นของ C และ D มีมากขึ้น อัตราของปฏิกิริยาย้อนกลับจึงเพิ่มขึ้น ในขณะเดียวกันความเข้มข้นของ A และ B ลดน้อยลง อัตราของปฏิกิริยาไปข้างหน้าจึงลดลง จนกระทั่ง อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าและย้อนกลับเท่ากัน ซึ่ง ณ ภาวะนี้ เรียกว่า ภาวะสมดุล (equilibrium state)



ภาพที่ 6.1 กราฟแสดงอัตราการเกิดปฏิกิริยาเทียบกับเวลา

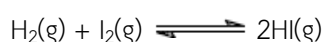
6.1.1 ภาวะสมดุล

ในปฏิกิริยาผันกลับได้ สารตั้งต้นเปลี่ยนไปเป็นสารผลิตภัณฑ์ไม่ได้ทั้งหมด เมื่อเวลาผ่านไประยะหนึ่งความเข้มข้นของสารตั้งต้นจะไม่ลดลงอีก ในระบบจะมีทั้งสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ผสมกันอยู่ เป็นผลให้แนวโน้มที่สารตั้งต้นจะเปลี่ยนไปเป็นผลิตภัณฑ์จะเท่ากับแนวโน้มที่ผลิตภัณฑ์จะเปลี่ยนเป็นสารตั้งต้น ที่เรียกว่า ภาวะสมดุล

ณ ภาวะสมดุล อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าจะเท่ากับอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ หรืออาจกล่าวอีกอย่างคือ ความเข้มข้นของทั้งสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์คงที่ ไม่เปลี่ยนแปลงตามเวลา

ณ ภาวะสมดุล ระบบจะคงที่ ซึ่งไม่สามารถสังเกตเห็นการเปลี่ยนแปลงใด ๆ ได้ แต่ความจริงระบบยังคงมีการเปลี่ยนแปลงอยู่ตลอดเวลา แต่การเปลี่ยนแปลงนั้นเกิดขึ้นในอัตราที่เท่ากัน เรียกภาวะสมดุลที่ระบบยังคงมีการเปลี่ยนแปลงอยู่ตลอดเวลาว่า สมดุลไดนามิก หรือสมดุลพลวัต (dynamic equilibrium)

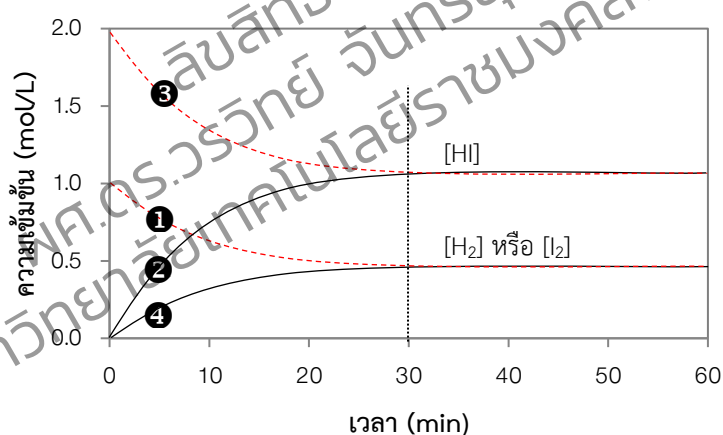
ตัวอย่างปฏิกิริยาการรวมตัวของแก๊ส H_2 และ I_2 เป็นแก๊ส HI ดังปฏิกิริยา



ปฏิกิริยาไปข้างหน้า $H_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2HI(g)$

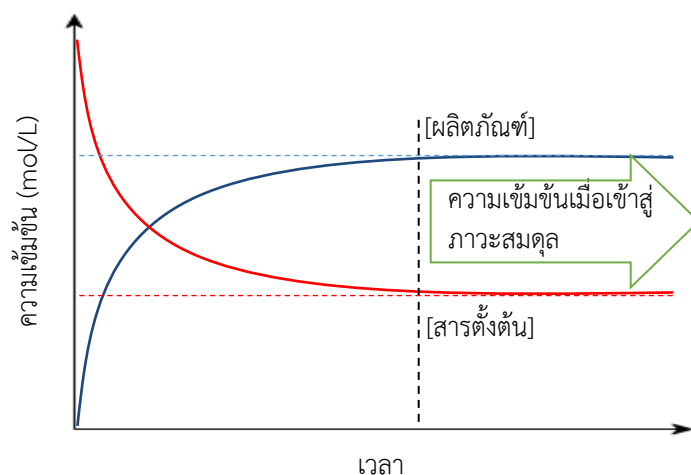
ปฏิกิริยาย้อนกลับ $2HI(g) \rightarrow H_2(g) + I_2(g)$

ความสัมพันธ์ระหว่างความเข้มข้นของสารในปฏิกิริยาการเกิดของ HI เทียบกับเวลา แสดงดังภาพที่ 6.2 พิจารณาจากการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้า ความเข้มข้นของสารตั้งต้น H_2 และ I_2 (เส้น ❶) ลดลงในขณะที่สารผลิตภัณฑ์ HI (เส้น ❷) เกิดขึ้นอย่างรวดเร็ว กล่าวคือ การรวมตัวของ H_2 และ I_2 เป็น HI นั้นเกิดขึ้นได้มาก การเปลี่ยนแปลงของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์เริ่มคงที่เมื่อเวลาตั้งแต่ 30 นาทีเป็นต้นไป แสดงว่า ณ จุดนั้นเป็นต้นไป สารตั้งต้นไม่ลดลงและสารผลิตภัณฑ์ไม่เพิ่มขึ้น ในทางกลับกันเมื่อเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ สารผลิตภัณฑ์ HI สลายตัวเป็น H_2 และ I_2 ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์ [HI] (เส้น ❸) จะลดลงอย่างมาก ในขณะที่การเกิดของ H_2 และ I_2 (เส้น ❹) เกิดได้ช้าและน้อย



ภาพที่ 6.2 กราฟแสดงอัตราการเกิดปฏิกิริยาโดยพิจารณาความเข้มข้นสารเทียบกับเวลา

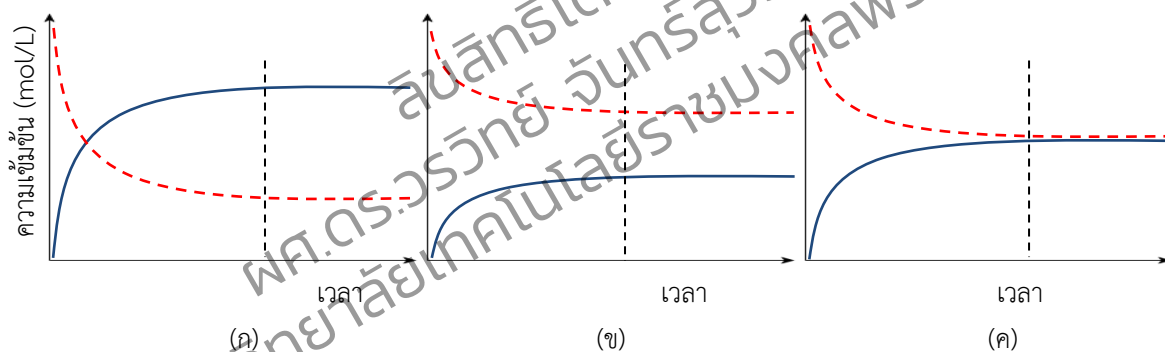
จากตัวอย่างข้างต้นจะเห็นว่าเมื่อปฏิกิริยาดำเนินไประยะหนึ่ง ณ ภาวะสมดุล ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์และสารตั้งต้นจะไม่เปลี่ยนแปลง เนื่องจากอัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าจะเท่ากับอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ ภาพที่ 6.3 แสดงกราฟอย่างง่ายแสดงความสัมพันธ์ระหว่างความเข้มข้นของสารกับเวลาเมื่อเข้าสู่ภาวะสมดุล



ภาพที่ 6.3 ความเข้มข้นของสารเมื่อเข้าสู่ภาวะสมดุล

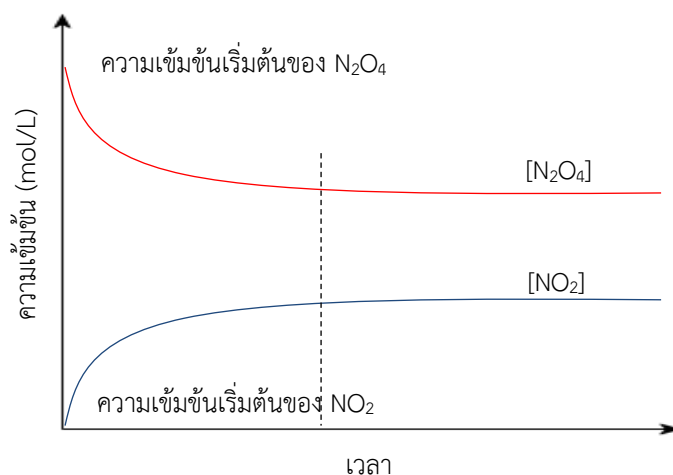
ณ ภาวะสมดุล ความเข้มข้นของสารทุกชนิดมีค่าคงที่ กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างความเข้มข้นของสารตั้งต้นกับสารผลิตภัณฑ์ (ภาพที่ 6.3) สรุปได้ว่า ก่อนเกิดปฏิกิริยา ความเข้มข้นของสารตั้งต้นมีจำนวนมาก แต่ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์เป็นศูนย์ (เพราะยังไม่เกิดปฏิกิริยา) แต่เมื่อปฏิกิริยาดำเนินไปความเข้มข้นของสารตั้งต้นจะลดลง ในขณะที่ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์เพิ่มขึ้น จนกระทั่งถึงจุดสมดุล ความเข้มข้นของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์จะคงที่ เมื่อพิจารณาความเข้มข้นของสารตั้งต้นที่เหลือและสารผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้น ณ ภาวะสมดุล อาจเกิดขึ้นได้ 3 ลักษณะคือ

- 1) ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์มากกว่าความเข้มข้นของสารตั้งต้น (ภาพที่ 6.4 ก)
- 2) ความเข้มข้นของสารตั้งต้นมากกว่าความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์ (ภาพที่ 6.4 ข)
- 3) ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์และความเข้มข้นของสารตั้งต้นเท่ากันในระบบ (ภาพที่ 6.4 ค)



ภาพที่ 6.4 แสดงความเข้มข้นของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ในระบบ ณ ภาวะสมดุล

ปฏิกิริยาการสลายตัวของ N_2O_4 เป็น NO_2 ดังสมการ $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ เขียนกราฟแสดงอัตราการเกิดปฏิกิริยา ดังภาพที่ 6.5 เมื่อเข้าสู่ภาวะสมดุลความเข้มข้นของ N_2O_4 และ NO_2 คงที่ไม่เปลี่ยนแปลง โดยที่ในระบบจะมีความเข้มข้นของ N_2O_4 มากกว่า NO_2 แสดงได้ว่า ณ ภาวะสมดุล ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาดังกล่าวมีค่าน้อย ซึ่งบอกได้ว่าปฏิกิริยานี้ดำเนินไปทางขวาได้น้อย

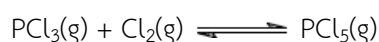


ภาพที่ 6.5 แสดงภาวะสมดุลของปฏิกิริยาการสลายตัวของ N_2O_4

6.1.2 ค่าคงที่สมดุล

1) ค่าคงที่สมดุลในรูปความเข้มข้น

ในปี ค.ศ.1864 กลุดเบอร์ก (Cato Maximilion Guldberg) และวาเก (Peter Waage) นักเคมีชาวนอร์เวย์ ได้ศึกษาปฏิกิริยาระหว่างฟอสฟอรัสไตรคลอไรด์ (PCl_3) กับแก๊สคลอรีน (Cl_2) ดังสมการ



พบว่าความเข้มข้นของสารทั้งสองเปลี่ยนแปลงไปที่ภาวะสมดุล (อุณหภูมิ 25°C) ดังตารางที่ 6.1

ตารางที่ 6.1 ความเข้มข้นของสาร ณ ภาวะสมดุล

$[\text{PCl}_3]$	$[\text{Cl}_2]$	$[\text{PCl}_5]$	$\frac{[\text{PCl}_5]}{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}$
0.604	0.566	5.30	15.5
1.04	1.106	17.20	15.6
1.64	1.00	24.20	15.7

จากตารางที่ 6.1 จะเห็นว่าค่าอัตราส่วนของ $\frac{[\text{PCl}_5]}{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}$ ในแต่ละความเข้มข้นของสารมีค่าคงที่ จึงเรียก

อัตราส่วนนี้ว่า ค่าคงที่สมดุล (equilibrium constant, K) ซึ่งใช้อธิบายความสัมพันธ์ของอัตราส่วนของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ที่อยู่ในระบบ ณ ภาวะสมดุล โดยสรุปได้ว่า ณ อุณหภูมิคงที่ “อัตราส่วนระหว่างผลคูณความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์กับผลคูณความเข้มข้นของสารตั้งต้นจะมีค่าคงที่ เมื่อความเข้มข้นของแต่ละสารมีเลขยกกำลังเท่ากับเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของสารนั้น”

ดังนั้น สมการค่าคงที่สมดุล จึงเขียนได้โดยนำผลคูณของความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์หารด้วยผลคูณของความเข้มข้นของสารตั้งต้น โดยที่ความเข้มข้นของสารแต่ละชนิด ยกกำลังด้วยเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของสารนั้น

เมื่อพิจารณาจากปฏิกิริยาเคมีทั่ว ๆ ไป สาร A จำนวน a โมลทำปฏิกิริยากับสาร B จำนวน b โมล เกิดสารผลิตภัณฑ์ C จำนวน c โมล และ D จำนวน d โมล ดังสมการทั่วไป



เมื่อ A และ B = สารตั้งต้น

C และ D = สารผลิตภัณฑ์

a, b, c และ d = เลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของสาร A, B, C และ D ตามลำดับ

k_f และ k_r = ค่าคงที่ของปฏิกิริยาไปข้างหน้าและย้อนกลับ ตามลำดับ

อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้า (r_f) เขียนได้เป็น

$$r_f = k_f[A]^a[B]^b \quad \text{.....(6.2)}$$

อัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ (r_r) เขียนได้เป็น

$$r_r = k_r[C]^c[D]^d \quad \text{.....(6.3)}$$

ณ ภาวะสมดุล อัตราการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าเท่ากับอัตราการเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ ดังนั้น

$$k_f[A]^a[B]^b = k_r[C]^c[D]^d \quad \text{.....(6.4)}$$

$$\frac{k_f}{k_r} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad \text{.....(6.5)}$$

เนื่องจากค่า k_f และ k_r เป็นค่าคงที่ของอัตราของปฏิกิริยาไปข้างหน้าและปฏิกิริยาย้อนกลับ ตามลำดับ จึง

กำหนดให้ $\frac{k_f}{k_r} = K_c$

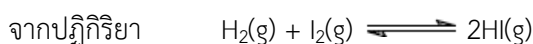
ค่า K_c เป็นค่าคงที่สมดุลที่คิดจากความเข้มข้นของสาร ณ ภาวะสมดุล ในการเขียนค่าคงที่สมดุลอาจเขียน K แทนนั้น ซึ่งในกรณีที่เขียน K ให้หมายความว่า คือ K_c

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad \text{.....(6.6)}$$

จากสมการค่าคงที่สมดุล (สมการ 6.6) สอดคล้องกับผลการทดลองในปฏิกิริยาระหว่าง H_2 และ I_2 ดังตารางที่ 6.2

ตารางที่ 6.2 ความเข้มข้นของสารและอัตราส่วนความเข้มข้นของสาร ณ ภาวะสมดุล

$[H_2]$	$[I_2]$	$[HI]$	$\frac{[HI]}{[H_2][I_2]}$	$\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$
18.14	0.41	19.38	2.60	50.50
10.96	1.89	32.61	1.57	51.34
4.57	8.69	46.28	1.16	53.93
2.23	23.95	51.30	0.96	49.27
0.86	67.90	53.40	0.91	48.83
0.65	87.29	52.92	0.93	49.35



สมการค่าคงที่สมดุล คือ $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$

จากผลการทดลองพบว่าค่าอัตราส่วนของ $\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$ ในแต่ละการทดลองที่ความเข้มข้นของสารตั้งต้นแตกต่างกัน

กัน มีค่าใกล้เคียงกัน แต่กรณีอัตราส่วนของ $\frac{[HI]}{[H_2][I_2]}$ ค่าที่ได้ไม่ใกล้เคียงกัน

ค่า K_c บอกให้ทราบถึงทิศทางการดำเนินไปของปฏิกิริยาเมื่อเข้าสู่ภาวะสมดุล เนื่องจากค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาเป็นอัตราส่วนระหว่างความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์กับความเข้มข้นของสารตั้งต้น ณ ภาวะสมดุล ที่อุณหภูมิหนึ่งๆ ดังนั้น

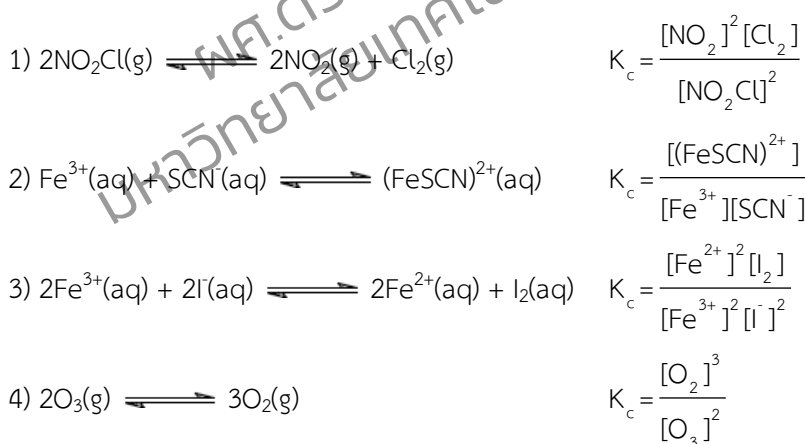
ถ้าค่า K_c มีค่ามาก แสดงว่า ณ ภาวะสมดุลมีสารผลิตภัณฑ์เกิดขึ้นมาก นั่นคือ ก่อนถึงภาวะสมดุลปฏิกิริยาดำเนินไปข้างหน้ามากกว่าปฏิกิริยาย้อนกลับ

ถ้าค่า K_c ค่าน้อย แสดงว่า ณ ภาวะสมดุลมีสารผลิตภัณฑ์เกิดขึ้นน้อย นั่นคือ ก่อนถึงภาวะสมดุลปฏิกิริยาดำเนินไปข้างหน้าน้อยกว่าปฏิกิริยาย้อนกลับ

ข้อสังเกตเกี่ยวกับค่า K_c

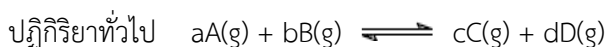
- 1) หน่วยของค่า K_c ขึ้นอยู่กับอัตราส่วนระหว่างผลคูณความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์กับผลคูณความเข้มข้นของสารตั้งต้น
- 2) เครื่องหมาย [] เรียกว่า เครื่องหมายความเข้มข้นของสาร ณ ภาวะสมดุล มีหน่วยเป็น โมลต่อลิตร (mol/L) ดังนั้น สูตรเคมีใดๆ ที่อยู่ในเครื่องหมาย [] หมายถึง สารละลายนั้นมีความเข้มข้นในหน่วย mol/L เสมอ
- 3) ค่า K_c ขึ้นอยู่กับอุณหภูมิ ดังนั้น เมื่อเขียนค่า K_c ต้องระบุอุณหภูมิเสมอ
- 4) สมการค่า K_c จะเขียนสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ทุกตัวที่เกิดขึ้นในปฏิกิริยาเคมี ยกเว้นสารที่มีสถานะเป็นของแข็ง และของเหลว

ตัวอย่าง 6.1 การเขียนสมการค่าคงที่สมดุล (K_c)



2) ค่าคงที่สมดุลในรูปความดันแก๊ส

จากสมการ (6.6) ค่าคงที่สมดุลแสดงในรูปความเข้มข้นของสาร ซึ่งใช้สัญลักษณ์ K_c (ซึ่ง c มาจาก concentration) แต่สำหรับปฏิกิริยาเคมีของสารที่อยู่ในสถานะแก๊สการวัดความเข้มข้นของแก๊สทำได้ยาก การวัดความดันของแก๊สจะทำได้ง่ายและสะดวกกว่า ดังนั้น อาจเขียนสมการค่าคงที่สมดุลในรูปความดันแก๊ส (K_p) แทนสมการค่า K_c

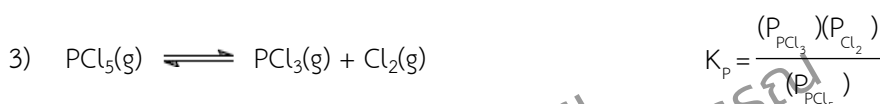
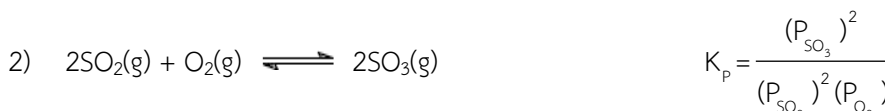
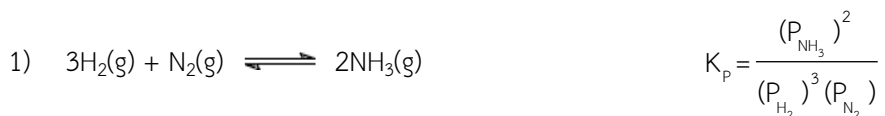


เนื่องจากสารทั้งหมดมีสถานะเป็นแก๊ส สามารถเขียนค่าคงที่สมดุลในรูปความดันแก๊ส (K_p) คือ

$$K_p = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b} \quad \text{.....(6.7)}$$

หลักการเขียนสมการค่า K_p เขียนเช่นเดียวกับสมการค่า K_c แต่เขียนอักษร P เพื่อระบุว่าความดันแก๊ส ณ ภาวะสมดุล และในการคำนวณค่าคงที่สมดุลต้องใช้ความดันที่ภาวะสมดุลของแก๊สนั้น ๆ มาคำนวณ

ตัวอย่าง 6.2 การเขียนสมการค่าคงที่สมดุลในรูปความดัน (K_p)



3) หลักการเขียนค่าคงที่สมดุล

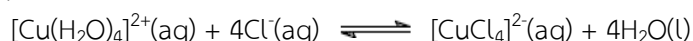
ในกรณีที่สมดุลในสารละลายมีแก๊สเข้าทำปฏิกิริยาด้วย สามารถใช้ความเข้มข้นของสารละลายกับความดันแก๊สในสมการค่าคงที่สมดุลปนกันได้ เช่น



เขียนค่าคงที่สมดุลได้เป็น

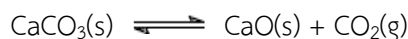
$$K = \frac{[Fe^{2+}]^2 [H^+]^2}{[Fe^{3+}]^2 (P_{H_2})}$$

สมดุลเอกพันธ์ (homogeneous) คือภาวะสมดุลที่เกิดขึ้นในปฏิกิริยาที่มีสารทั้งหมดอยู่ในวัฏภาค (phase) เดียวกันทั้งหมด ตัวอย่างในสมดุลของสารละลายที่มีของเหลวปนอยู่ จะไม่นำความเข้มข้นของของเหลวมาคิดในสมการค่าคงที่สมดุล เช่น



$$\text{สมการค่าคงที่สมดุลเขียนได้ดังนี้} \quad K_c = \frac{[CuCl_4^{2-}]}{[Cu(H_2O)_4^{2+}][Cl^-]^4}$$

สมดุลวิวิธพันธ์ (heterogeneous) คือ ภาวะสมดุลที่เกิดขึ้นในปฏิกิริยาที่มีสารอยู่ในวัฏภาคต่างกัน เช่นในปฏิกิริยาอาจมีสถานะของแข็ง หรือของเหลว อยู่รวมกับแก๊ส เช่น



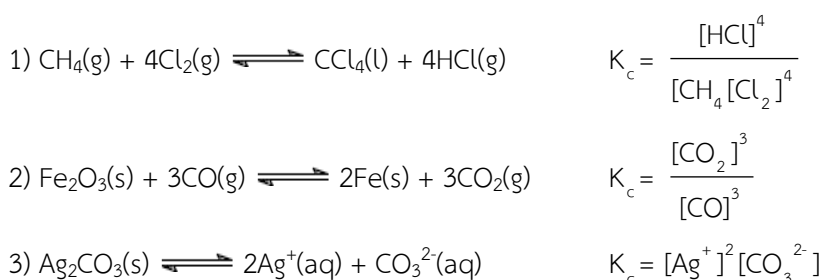
สมดุลประเภทนี้จะไม่นำสารในสถานะของแข็งมาเขียนในสมการค่าคงที่สมดุล ให้ถือความเข้มข้นของของแข็งมีค่าคงที่ ดังนั้น จึงเขียนสมการค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยานี้ได้ดังนี้

$$K_c = [\text{CO}_2]$$

หรือ $K_p = P_{\text{CO}_2}$

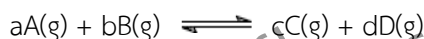
ดังนั้น การเขียนสมการค่าคงที่สมดุล จะเขียนเฉพาะสารในสถานะสารละลาย (aq) และแก๊ส (g) เท่านั้น

ตัวอย่าง 6.3 เขียนสมการค่าคงที่สมดุล (K_c)



4) ความสัมพันธ์ระหว่าง K_p กับ K_c

จากปฏิกิริยาทั่วไป



จากสมการแก๊สอุดมคติ

$$PV = nRT \quad \text{.....(6.8)}$$

พิจารณาสาร A

$$P_A V = n_A RT \quad \text{.....(6.9)}$$

$$P_A = \left(\frac{n_A}{V} \right) RT \quad \text{.....(6.10)}$$

เมื่อ $\frac{n_A}{V}$ คือจำนวนโมลของสาร A ต่อปริมาตร ซึ่งก็คือ ความเข้มข้นของ A เขียนแทนด้วย [A] ดังนั้น สมการ

(6.10) เขียนได้เป็น

$$P_A = [A]RT \quad \text{.....(6.11)}$$

ในทำนองเดียวกัน จากสมการ (6.11) สำหรับสาร B, C และ D จะได้เป็น $P_B = [B]RT$, $P_C = [C]RT$ และ $P_D = [D]RT$ ตามลำดับ เมื่อแทนค่าความดันของสาร A, B, C และ D ลงในสมการ (6.8) จะได้

$$K_p = \frac{([C]RT)^c ([D]RT)^d}{([A]RT)^a ([B]RT)^b} \quad \text{.....(6.12)}$$

$$K_p = \frac{[C]^c [D]^d (RT)^c (RT)^d}{[A]^a [B]^b (RT)^a (RT)^b} \quad \text{.....(6.13)}$$

$$K_p = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} (RT)^{(c+d)-(a+b)} \quad \text{.....(6.14)}$$

$$K_p = K_c (RT)^{(c+d)-(a+b)} \quad \text{.....(6.15)}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \quad \text{.....(6.16)}$$

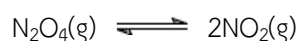
หรือ $K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} \quad \text{.....(6.17)}$

เมื่อ Δn = ผลต่างจำนวนโมลของแก๊สสารผลิตภัณฑ์กับสารตั้งต้น

R = ค่าคงที่ของแก๊ส (0.082 L·atm/K·mol)

T = อุณหภูมิสัมบูรณ์ (K)

ตัวอย่าง 6.4 ปฏิกิริยาการสลายตัวที่ 25°C ดังสมการ



มีค่า $K_c = 4.6 \times 10^{-3}$ จงหาค่า K_p ที่ภาวะสมดุล

วิธีคิด $\Delta n = (2-1) = 1$

R = 0.082 L·atm/K·mol

T = 273+25 = 298 K

จากสมการ (6.16) $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$

$$\begin{aligned} K_p &= (4.6 \times 10^{-3})(0.082 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol} \times 298 \text{ K})^1 \\ &= 0.112 \end{aligned}$$

ตัวอย่าง 6.5 จากปฏิกิริยา $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$ ที่ 25°C จงคำนวณหา K_c ที่ภาวะสมดุล ($K_p = 2.5 \times 10^{24} \text{ atm}^{-1}$)

วิธีคิด $\Delta n = (2-3) = -1$

R = 0.082 L·atm/K·mol

T = 273+25 = 298 K

จากสมการ (6.17) $K_c = K_p (RT)^{-\Delta n}$

$$\begin{aligned} K_c &= (2.5 \times 10^{24})(0.082 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol} \times 298 \text{ K})^{-(-1)} \\ &= 6.2 \times 10^{25} \end{aligned}$$

5) การคำนวณค่าคงที่สมดุล

แบบที่ 1 การคำนวณค่าคงที่สมดุลที่กำหนดความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลมาให้

ในกรณีนี้ การหาค่า K_c ทำได้โดยแทนค่าความเข้มข้นของสารทั้งหมด ณ ภาวะสมดุล ลงในสมการค่าคงที่สมดุล ในทำนองกลับกัน ถ้ารู้ค่าคงที่สมดุลจะสามารถคำนวณความเข้มข้นของสารแต่ละชนิด ณ ภาวะสมดุล

ตัวอย่าง 6.6 การหาค่า K_c จากปฏิกิริยา $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$

ถ้าความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลของ $\text{N}_2 = 0.30 \text{ mol/L}$, $\text{H}_2 = 1.25 \text{ mol/L}$ และ $\text{NH}_3 = 0.50 \text{ mol/L}$

วิธีคิด จากปฏิกิริยา เขียนสมการค่าคงที่สมดุล $K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$

แทนความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลลงในสมการค่าคงที่สมดุล จะได้

$$K_c = \frac{(0.50)^2}{(0.30)(1.25)^3} = 0.43$$

ตัวอย่าง 6.7 ปฏิกิริยา $\text{Fe(s)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4\text{(s)} + \text{H}_2\text{(g)}$ เกิดขึ้นในภาชนะปริมาตร 2 L พบว่า ณ ภาวะสมดุล มี Fe และ H_2O เหลืออย่างละ 4 mol และเกิด Fe_3O_4 กับ H_2 อย่างละ 6 mol จงหาค่า K_c ของปฏิกิริยา

วิธีคิด ดุลสมการ $3\text{Fe(s)} + 4\text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4\text{(s)} + 4\text{H}_2\text{(g)}$

เขียนสมการค่าคงที่สมดุล $K_c = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4}$

หาความเข้มข้นของสารแต่ละชนิด ณ ภาวะสมดุล จากโจทย์ปริมาตรภาชนะเป็น 2 L คำนวณความเข้มข้นของ H_2O และ H_2 เป็น mol/L ได้เป็น

$$[\text{H}_2\text{O}] = 2 \text{ mol/L} \text{ และ } [\text{H}_2] = 3 \text{ mol/L}$$

แทนความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลลงในสมการค่าคงที่สมดุล จะได้

$$K_c = \frac{(3)^4}{(2)^4} = 2.5$$

แบบที่ 2 การคำนวณค่าคงที่สมดุลที่กำหนดความเข้มข้นที่จุดเริ่มต้นมาให้

ในกรณีการหาค่า K_c ที่กำหนดความเข้มข้นเริ่มต้น (initial concentration) มาให้ จะต้องหาความเข้มข้นที่เปลี่ยนแปลง ณ ภาวะสมดุลเสียก่อน โดยพิจารณาค่าความเข้มข้นเปรียบเทียบกับคือ ภาวะเริ่มต้น (initial phase) ภาวะเปลี่ยนแปลง (change phase) และภาวะสมดุล (equilibrium phase) โดยทั่วไปมักกำหนดภาวะที่เปลี่ยนแปลงเท่ากับ x mol/L ดังนั้น ณ ภาวะสมดุลจึงเป็นผลต่างความเข้มข้นเริ่มต้นกับความเข้มข้นภาวะเปลี่ยนแปลง (ข้อสังเกต ความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลต้องมีหน่วยเป็น mol/L เสมอ)

กรณีตัวอย่างที่ 1



ถ้าสมมติความเข้มข้นเริ่มต้นของ A เท่ากับ a mol/L เมื่อเกิดปฏิกิริยา กำหนดให้ความเข้มข้นที่เปลี่ยนแปลงไป ณ ภาวะเปลี่ยนแปลงเป็น x mol/L สามารถเขียน ภาวะเปลี่ยนแปลง และภาวะสมดุลได้ดังนี้

	A	B	+	C
① [] เริ่มต้น (mol/L)	a	0		0
② [] เปลี่ยนแปลง (mol/L)	-x	+x		+x
③ [] ภาวะสมดุล (mol/L)	a-x	x		x

ข้อสังเกต

ณ ภาวะเปลี่ยนแปลง สาร A เป็นลบ (-x) เนื่องจาก สารตั้งต้นต้องเปลี่ยนแปลงลดลงเมื่อเกิดปฏิกิริยา ส่วนสาร B และ C เป็นบวก (+x) เนื่องจากสารผลิตภัณฑ์ต้องเกิดเพิ่มขึ้นเมื่อเกิดปฏิกิริยา

กรณีตัวอย่างที่ 2



ถ้าสมมติความเข้มข้นเริ่มต้นของ A เท่ากับ a mol/L เมื่อเกิดปฏิกิริยา กำหนดให้ความเข้มข้นที่เปลี่ยนแปลงไป ณ ภาวะเปลี่ยนแปลงเป็น x mol/L สามารถเขียน ภาวะเปลี่ยนแปลงและภาวะสมดุลได้ดังนี้

	$A \rightleftharpoons 3B + 2C$
① [] เริ่มต้น (mol/L)	a 0 0
② [] เปลี่ยนแปลง (mol/L)	-x +3x +2x
③ [] ภาวะสมดุล (mol/L)	a-x 3x 2x

จากกรณีตัวอย่างทั้งสองปฏิกิริยาข้างต้น จะเห็นว่าอัตราส่วนจำนวนโมลของสารในสมการไม่เหมือนกัน ดังนั้น การหาความเข้มข้นที่ภาวะเปลี่ยนแปลง ([] เปลี่ยนแปลง) และ ณ ภาวะสมดุล ([] ภาวะสมดุล) จะต้องพิจารณาจำนวนโมลของสารเป็นสำคัญ การพิจารณาความเข้มข้นของสารที่ภาวะต่างๆ สรุปได้ดังนี้

ความเข้มข้นที่ภาวะเริ่มต้น ([] เริ่มต้น) (บรรทัดที่ ①)

ความเข้มข้นของสารตั้งต้น A = ความเข้มข้นเริ่มต้น คือ a mol/L

ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์ B และ C = 0 (เนื่องจากยังไม่เกิดปฏิกิริยา)

ความเข้มข้นที่ภาวะเปลี่ยนแปลง ([] เปลี่ยนแปลง) (บรรทัดที่ ②)

จะกำหนดให้ความเข้มข้นที่เปลี่ยนแปลงไปของสารในปฏิกิริยาเท่ากับ x mol/L ที่ภาวะนี้ ความเข้มข้นสารตั้งต้นต้องลดลง -x mol/L และความเข้มข้นสารผลิตภัณฑ์ต้องเพิ่มขึ้น +x mol/L ส่วนการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นนั้น จะเปลี่ยนแปลงก็เท่านั้นกับเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมล เช่นกรณีตัวอย่างที่ 1 B เปลี่ยนแปลงเท่ากับ +x mol และ C เปลี่ยนแปลงเท่ากับ +x mol เนื่องจากอัตราส่วนจำนวนโมลเป็น 1:1 แต่ในกรณีตัวอย่างที่ 2 อัตราส่วนจำนวนโมลไม่ได้เป็น 1:1 ดังนั้นความเข้มข้นที่เปลี่ยนแปลงของสาร B จึงเป็น +3x mol/L และสาร C เป็น +2x mol/L

ความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุล ([] สมดุล) (บรรทัดที่ ③)

ในกรณีตัวอย่างที่ 1 ความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลของสารตั้งต้น A จึงเป็นความเข้มข้นเริ่มต้นลบด้วย ความเข้มข้นที่ภาวะเปลี่ยนแปลง (a-x mol/L) ในขณะที่ความเข้มข้นที่ภาวะเปลี่ยนแปลงของสาร B จึงเป็น x mol/L และสาร C เป็น x mol/L และในกรณีตัวอย่างที่ 2 ความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลของสารตั้งต้น A จึงเป็นความเข้มข้นเริ่มต้นลบด้วยความเข้มข้นที่ภาวะเปลี่ยนแปลง (a-x mol/L) ในขณะที่ความเข้มข้นที่ภาวะเปลี่ยนแปลงของสาร B จึงเป็น 3x mol/L และสาร C เป็น 2x mol/L

ในกรณีตัวอย่างที่ 1 สมการค่าคงที่สมดุล คือ $K_c = \frac{[B][C]}{[A]}$

$$\text{เมื่อแทนตัวแปรความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลจะได้ } K_c = \frac{(x)(x)}{(a-x)} \quad \text{.....(6.18)}$$

ในกรณีตัวอย่างที่ 2 สมการค่าคงที่สมดุล คือ $K_c = \frac{[B]^3 [C]^2}{[A]}$

$$\text{เมื่อแทนตัวแปรความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุลจะได้ } K_c = \frac{(3x)^3 (2x)^2}{(a-x)} \quad \text{.....(6.19)}$$

หากตัวแปรมีกำลังสองให้จัดสมการอยู่ในรูปสมการกำลังสอง $ax^2+bx+c = 0$ และแก้สมการหาค่าตัวแปร x จากสมการกำลังสอง (quadratic) ดังนี้

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \quad \text{.....(6.20)}$$

แต่เนื่องจากการแก้สมการกำลังสองยุ่งยาก เพื่อความสะดวกอาจพิจารณาว่า ค่า x ในสมการ (6.19) มีค่าน้อยมากเมื่อเทียบกับความเข้มข้นเริ่มต้น (a) ดังนั้น สมการ (6.19) จะเขียนได้ใหม่เป็น

$$K_c = \frac{(3x)^3 (2x)^2}{a} \quad \text{.....(6.21)}$$

ตัวอย่าง 6.8 จากปฏิกิริยาเคมี $2A + B \rightleftharpoons 2C$ ถ้าทำปฏิกิริยาระหว่าง A 1 mol กับ B 1.5 mol ในภาชนะปริมาตร 2 L เมื่อถึงภาวะสมดุลเกิด C เท่ากับ 0.45 mol/L จงคำนวณหาค่า K_c

วิธีคิด

	2A	+	B	$\rightleftharpoons$	2C
[] เริ่มต้น (mol/L)	0.5		0.75		0
[] เปลี่ยนแปลง (mol/L)	-0.45		-0.225		+0.45
[] ภาวะสมดุล (mol/L)	0.5-0.45		0.75-0.225		0.45

$$K_c = \frac{[C]^2}{[A]^2 [B]}$$

$$K_c = \frac{(0.45)^2}{(0.05)^2 (0.525)} = 1557.7$$

ตัวอย่าง 6.9 เมื่อเติม H_2 และ I_2 อย่างละ 0.5 mol ลงในภาชนะขนาด 2 L ที่อุณหภูมิ $520^\circ C$ เมื่อระบบเข้าสู่ภาวะสมดุล พบว่าภายในภาชนะประกอบด้วยแก๊ส HI 0.10 mol จงคำนวณหาค่า K_c

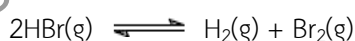
วิธีคิด

	$H_2(g)$	+	$I_2(g)$	$\rightleftharpoons$	$2HI(g)$
[] เริ่มต้น (mol/L)	0.25		0.25		0
[] เปลี่ยนแปลง (mol/L)	-0.025		-0.025		+0.05
[] ภาวะสมดุล (mol/L)	0.25-0.025		0.25-0.025		0.05

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

$$K_c = \frac{(0.05)^2}{(0.225)(0.225)} = 0.49$$

ตัวอย่าง 6.10 จงคำนวณค่า K_c ที่อุณหภูมิ $25^\circ C$ ของแก๊ส HBr 4.0 mol/L เมื่อสลายตัวไป 20% ดังสมการ



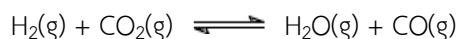
วิธีคิด HBr 4.0 mol/L สลายตัว 20% ดังนั้น [HBr] สลายไป = 0.8 mol/L

	2HBr(g)	$\rightleftharpoons$	$H_2(g)$	+	$Br_2(g)$
[] เริ่มต้น (mol/L)	4.0		0		0
[] เปลี่ยนแปลง (mol/L)	-0.8		+0.4		+0.4
[] สมดุล (mol/L)	4.0-0.8		0.4		0.4

$$K_c = \frac{[Br_2][H_2]}{[HBr]^2}$$

$$K_c = \frac{(0.4)(0.4)}{(3.2)^2} = 1.56 \times 10^{-2}$$

ตัวอย่าง 6.11 แก๊ส H_2 1 mol และ CO_2 1 mol ทำปฏิกิริยาในภาชนะปริมาตร 5.0 L ดังสมการ



มี $K_c = 5.0$ ที่อุณหภูมิ $2,000^\circ C$ จงคำนวณหาความเข้มข้นของสารแต่ละชนิด ณ ภาวะสมดุล

วิธีคิด คำนวณความเข้มข้นของแต่ละสาร

	$H_2(g)$	$CO_2(g)$	$H_2O(g)$	$CO(g)$
[] เริ่มต้น (mol/L)	0.2	0.2	0	0
[] เปลี่ยนแปลง (mol/L)	-x	-x	+x	+x
[] สมดุล (mol/L)	0.2-x	0.2-x	x	x

$$\text{สมการค่าคงที่สมดุล} \quad K_c = \frac{[CO][H_2O]}{[H_2][CO_2]}$$

$$5.0 = \frac{(x)(x)}{(0.2-x)(0.2-x)}$$

$$5.0 = \frac{x^2}{(0.2-x)^2}$$

$$\text{ถอดรากที่สอง จะได้} \quad 2.24 = \frac{x}{0.2-x}$$

$$\text{แก้สมการ จะได้} \quad x = 0.138 \text{ mol/L}$$

ตัวแปร x คือ $[H_2O]$ และ $[CO]$ ณ ภาวะสมดุล

ดังนั้น ณ ภาวะสมดุล

$$[H_2O] = 0.138 \text{ mol/L}$$

$$[CO] = 0.138 \text{ mol/L}$$

$$[H_2] = 0.2 - 0.138 = 0.062 \text{ mol/L}$$

$$[CO_2] = 0.2 - 0.138 = 0.062 \text{ mol/L}$$

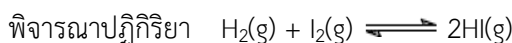
6.1.3 หลักเลอชาเตอลิเอร์

การทำปฏิกิริยาเคมีต่าง ๆ โดยส่วนใหญ่มีวัตถุประสงค์คือต้องการให้ได้สารผลิตภัณฑ์เกิดขึ้นมากที่สุด ในบางปฏิกิริยาเมื่อถึงสมดุลแล้วมีค่าคงที่สมดุลน้อย แสดงว่าเกิดสารผลิตภัณฑ์ได้น้อย จึงมีการศึกษาปัจจัยต่าง ๆ ที่รบกวนสมดุลเดิม เพื่อให้ระบบปรับตัวเข้าสู่สมดุลใหม่ให้ได้สารผลิตภัณฑ์เกิดมากขึ้น ในปี ค.ศ.1884 เลอ ชาเตอลิเอร์ (Henry Louis Le Chatelier) นักเคมีอุตสาหกรรมชาวฝรั่งเศสได้ศึกษาข้อมูลเกี่ยวกับผลกระทบต่อสมดุลเคมีของปฏิกิริยาเคมีและสรุปเป็นหลักการเพื่อใช้ทำนายทิศทางของการเกิดปฏิกิริยา ดังนี้

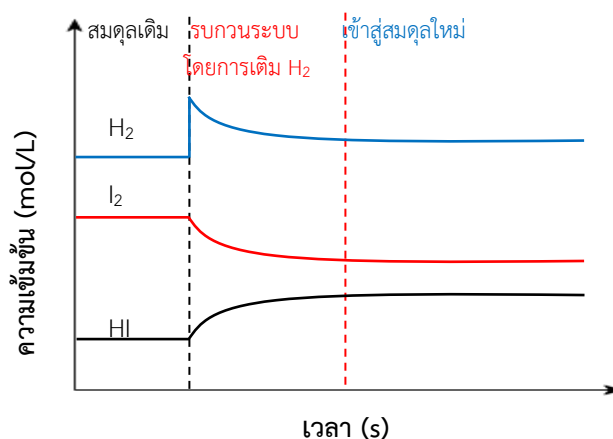
“เมื่อระบบที่อยู่ในภาวะสมดุลถูกรบกวนจากปัจจัยภายนอก ซึ่งจะส่งผลให้สมดุลของระบบเสียไป ระบบจะพยายามปรับตัวไปในทิศทางที่จะทำให้ปัจจัยที่รบกวนนั้นลดลงเหลือน้อยที่สุด แล้วระบบจะกลับเข้าสู่ภาวะสมดุลใหม่อีกครั้ง”

1) ปัจจัยความเข้มข้น

การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารตั้งต้นหรือสารผลิตภัณฑ์จะไม่มีผลต่อค่าคงที่สมดุล (ค่า K_c เท่าเดิม) แต่ทำให้สมดุลของระบบเปลี่ยนไป ระบบจะปรับตัวเพื่อให้เข้าสู่สมดุลใหม่ เนื่องจากผลของไอออนร่วม (common ion effect) ที่เติมลงไปจะส่งผลกระทบต่อสมดุลทั้งทางที่จะเร่งให้ปฏิกิริยาดำเนินไปข้างหน้าหรือดำเนินย้อนกลับ ในทางใดทางหนึ่ง



ณ ภาวะสมดุล ความเข้มข้นของสาร H_2 , I_2 และ HI จะคงที่ แต่ถ้ามีการเติม H_2 ลงในระบบเพิ่มขึ้น ปริมาณของ H_2 (ความเข้มข้นของ H_2) ที่เติมจะเป็นตัวรบกวนระบบส่งผลให้ภาวะสมดุลเดิมเสียไป ระบบต้องมีการเปลี่ยนแปลงเพื่อลดตัวรบกวน (ในที่นี้คือ H_2) หลักเลอชาเตอลิเอร์ โดยให้ H_2 เร่งทำปฏิกิริยากับ I_2 เพิ่มขึ้น ปฏิกิริยาจึงดำเนินไปทางขวามากขึ้น เกิด HI มากขึ้น จนกระทั่งเข้าสู่ภาวะสมดุลใหม่อีกครั้ง ดังภาพที่ 6.7



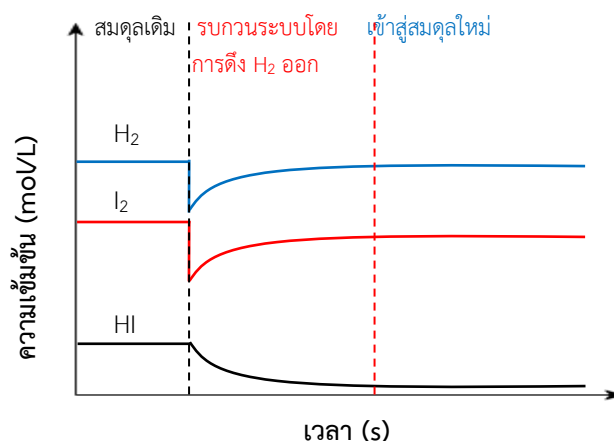
ภาพที่ 6.6 กราฟแสดงการรบกวนระบบโดยการเติม H_2

จากภาพที่ 6.7 เมื่อเติม H_2 ลงเพิ่ม จะเห็นว่าปริมาณของ H_2 เพิ่มขึ้นทันที (เพราะในระบบมี H_2 มากขึ้น) เมื่อระบบปรับตัวเพื่อเข้าสู่สมดุลใหม่โดยการทำปฏิกิริยากับ I_2 มากขึ้น ทำให้ปริมาณ I_2 ลดลงทันที ปริมาณ H_2 จะค่อยๆ ลดลงเนื่องจากต้องทำปฏิกิริยากับ I_2 ในขณะเดียวกันปริมาณ HI จะเพิ่มขึ้นทันที เพราะปฏิกิริยาดำเนินไปข้างหน้า จนกระทั่งเข้าสู่สมดุลใหม่ $[\text{H}_2]$ จะมีมากกว่าสมดุลเดิม เนื่องจากในระบบมี $[\text{H}_2]$ มากขึ้น ส่วน $[\text{I}_2]$ ลดลง เนื่องจากต้องใช้ในการเกิดปฏิกิริยากับ H_2 กรณ $[\text{HI}]$ มากกว่าสมดุลเดิมเพราะสมดุลดำเนินไปทางขวามากขึ้น การเกิดปฏิกิริยาเป็น $[\text{HI}]$ จึงมากขึ้น

ตัวอย่าง 6.13 จากสมดุลของปฏิกิริยา $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$

ถ้าเอาความเข้มข้นของ H_2 ออกจากระบบบางส่วน จะส่งผลอย่างไรกับสมดุลเดิม

วิธีคิด ระบบถูกรบกวนโดยการดึงเอา H_2 ออก จากหลักเลอชาเตอลิเอร์ ระบบต้องมีการเปลี่ยนแปลงเพื่อลดตัวรบกวน (ในที่นี้คือ H_2) โดยต้องเพิ่ม H_2 ในระบบโดยการสลายตัวของ HI สมดุลจึงดำเนินไปทางซ้าย จนกระทั่งเข้าสู่สมดุลใหม่อีกครั้ง ลักษณะกราฟที่ควรเป็นคือ

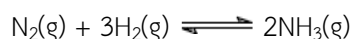


จะเห็นได้ว่าการเพิ่มหรือลดความเข้มข้นของสารตั้งต้นหรือสารผลิตภัณฑ์ ทำให้สมดุลเปลี่ยนแปลงไปทางใดนั้น สรุปได้ดังนี้

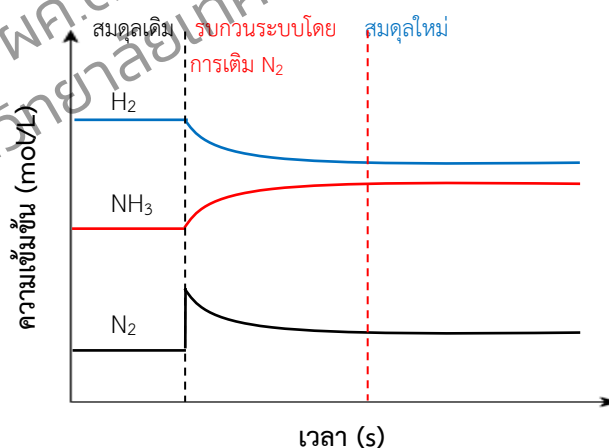
ถ้าเป็นการเพิ่มความเข้มข้นของสารตั้งต้นหรือสารผลิตภัณฑ์ สมดุลจะดำเนินไปในทิศทางตรงกันข้ามกับด้านที่เพิ่ม เพื่อลดปริมาณสารที่เติมลงไปให้น้อยลงและระบบจะเข้าสู่ภาวะสมดุลใหม่

ถ้าเป็นการลดความเข้มข้นของสารตั้งต้นหรือสารผลิตภัณฑ์ สมดุลจะดำเนินไปในทิศทางเดียวกันกับด้านที่ลดสารนั้น เพื่อเพิ่มปริมาณสารที่ถูกลดลงให้มากขึ้นและระบบจะเข้าสู่ภาวะสมดุลใหม่ จากกราฟในภาพที่ 6.7 ความเข้มข้นของสารทุกชนิดที่สมดุลใหม่จะต่างจากความเข้มข้นของสารนั้นที่สมดุลเดิม แต่ค่าคงที่สมดุลยังคงเท่าเดิม

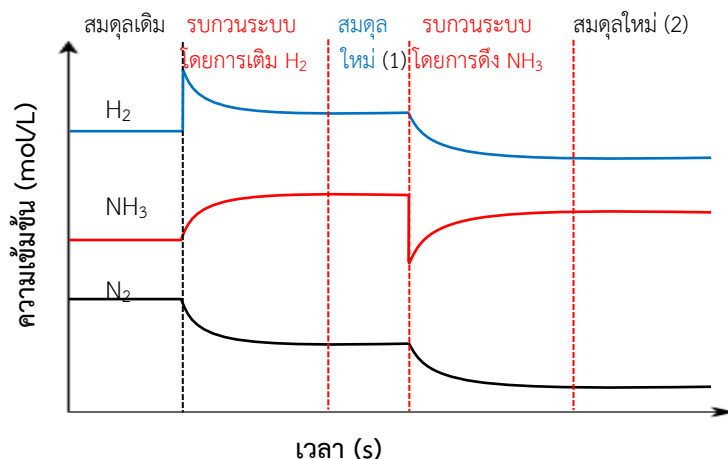
ปฏิกิริยาการเตรียมแอมโมเนีย (NH_3) ดังสมการ



ถ้าเติมแก๊ส N_2 ลงไปเพิ่มจะทำให้สมดุลของระบบนี้เปลี่ยนแปลงตามหลักเลอชาเตอลิเอร์ โดยสมดุลจะเลื่อนไปข้างหน้ามากขึ้นเพื่อลดปริมาณ N_2 ที่เป็นตัวรบกวนลง แล้วเกิดสมดุลใหม่ขึ้นมา ที่ภาวะสมดุลใหม่ ความเข้มข้นของ N_2 มากกว่าสมดุลเดิม ความเข้มข้นของ NH_3 มากกว่าสมดุลเดิมเพราะสมดุลดำเนินไปทางขวามากขึ้น ส่วนความเข้มข้นของ H_2 น้อยกว่าสมดุลเดิมเพราะสมดุลดำเนินไปทางขวามากขึ้น ดังภาพที่ 6.8 แต่ถ้าการรบกวนเกิดขึ้นโดยการเติม H_2 หรือการกำจัด NH_3 ออก จะได้กราฟดังภาพที่ 6.9



ภาพที่ 6.7 แสดงภาวะสมดุลเมื่อเติม N_2 ลงในปฏิกิริยาการเตรียมแอมโมเนีย



ภาพที่ 6.8 ภาวะสมดุลของการเตรียม NH_3 เมื่อมีการรบกวนระบบโดยการเติม H_2 และเติม NH_3 ออก

2) ปัจจัยความดัน

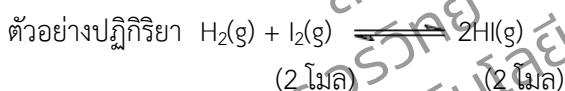
การเปลี่ยนแปลงความดันจะมีผลรบกวนปฏิกิริยาที่สารทั้งหมดอยู่ในสถานะแก๊สเท่านั้น เมื่อสารตั้งต้น (สถานะแก๊ส) ทำปฏิกิริยากันแล้วเกิดเป็นสารผลิตภัณฑ์ (สถานะแก๊ส) จนกระทั่งปฏิกิริยาดำเนินไปเข้าสู่สมดุล หากมีการรบกวนระบบโดยทำให้ความดันของสารตั้งต้นหรือสารผลิตภัณฑ์เปลี่ยนแปลงไปจะส่งผลต่อค่าคงที่สมดุล ระบบจำเป็นต้องลดตัวรบกวนตามหลักเลอชาเตอลิเอร์

จากกฎของบอยล์ที่ว่า “ปริมาตรแก๊สแปรผกผันกับความดัน” เมื่อความดันภายนอกเพิ่มขึ้น ปริมาตรของแก๊สจะลดลง

จากกฎของอาโวกาโดร ที่ว่า “ปริมาตรแก๊สแปรผันกับจำนวนโมลของแก๊ส”

ในการพิจารณาทิศทางสมดุลที่มีปัจจัยความดันภายนอกเป็นตัวรบกวนระบบ จะต้องพิจารณาจำนวนโมลของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ ซึ่งจะแยกพิจารณาได้ 2 กรณี ดังนี้

กรณีที่ 1 ผลรวมของเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของสารตั้งต้นเท่ากับผลรวมเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของสารผลิตภัณฑ์ ($\Delta n = 0$) การเปลี่ยนแปลงความดันภายนอก จะไม่มีผลต่อภาวะสมดุล

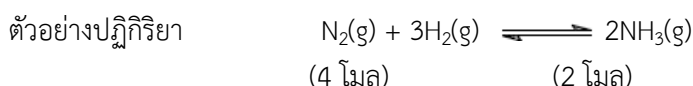


ไม่ว่าจะเพิ่มหรือลดความดัน ระบบจะไม่มีการเปลี่ยนแปลงใดๆ ทั้งสิ้น

กรณีที่ 2 ผลรวมของเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของสารตั้งต้นไม่เท่ากับผลรวมเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของสารผลิตภัณฑ์ ($\Delta n \neq 0$) ภาวะสมดุลที่เป็นผลจากการเปลี่ยนแปลงความดัน เป็นดังนี้

(1) ถ้าเพิ่มความดันของระบบ ระบบจะปรับตัวไปในทางที่จะลดความดันของตัวเอง โดยการลดจำนวนโมลของแก๊ส คือเกิดปฏิกิริยาจากด้านที่มีจำนวนโมลมากไปยังด้านที่มีจำนวนโมลน้อย แล้วเข้าสู่ภาวะสมดุลใหม่

(2) ถ้าลดความดันของระบบ ระบบจะปรับตัวไปในทางที่จะเพิ่มความดันของตัวเอง โดยการเพิ่มจำนวนโมลของแก๊ส คือเกิดปฏิกิริยาจากด้านที่มีจำนวนโมลน้อยไปยังด้านที่มีจำนวนโมลมาก แล้วเข้าสู่ภาวะสมดุลใหม่



ถ้าเพิ่มความดัน (ปริมาตรลด) ปฏิกิริยาจะดำเนินจากซ้ายไปขวา

ถ้าลดความดัน (ปริมาตรเพิ่ม) ปฏิกิริยาจะดำเนินที่จากขวาไปซ้าย

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

- อธิบายความหมายของสมดุลพลวัต
- ปฏิกิริยาทั่วไป $A + B \rightleftharpoons C$ อธิบายการเปลี่ยนแปลง ณ ภาวะสมดุล
- เขียนสมการค่าคงที่สมดุลจากปฏิกิริยาต่อไปนี้ (ดุลสมการแล้ว)
 - $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$
 - $2\text{CO}(\text{g}) + 4\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$
 - $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$
- เขียนสมการค่าคงที่สมดุลจากปฏิกิริยาต่อไปนี้ (ยังไม่ได้ดุลสมการ)
 - $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 - $\text{Cu}(\text{s}) + \text{Br}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$
 - $\text{Cu}(\text{s}) + \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ag}(\text{s})$
- จากปฏิกิริยา $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ ที่ภาวะสมดุลพบว่าความเข้มข้นของ N_2O_4 เท่ากับ $4.50 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ และ NO_2 เท่ากับ $1.60 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ จงหาค่า K_c ของปฏิกิริยานี้
- แก๊สไฮโดรเจนไอโอไดด์ (HI) สลายตัวดังสมการ $2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$ ถ้าบรรจุ HI 4.0 โมลในภาชนะ 5 ลิตร ที่อุณหภูมิ 500°C พบว่าที่สมดุลจะมีปริมาณของ I_2 เท่ากับ 0.404 โมล และ H_2 เท่ากับ 0.124 โมล จงหาค่า K_c ของปฏิกิริยานี้
- ปฏิกิริยา $2\text{NH}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$ ที่อุณหภูมิ 25°C มีค่า $K_p = 3.0 \times 10^5 \text{ atm}^{-1}$ จงหาค่า K_c
- ที่ภาวะสมดุลพบว่า ความดันของแก๊ส NH_3 เท่ากับ 0.25 atm ความดันของแก๊ส N_2 เท่ากับ 1.5 atm และความดันของแก๊ส H_2 เท่ากับ 3.30 atm จงหาค่าคงที่สมดุล (K_p) ของปฏิกิริยาการเตรียมแก๊ส NH_3 ดังสมการ $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$
- สาร A 0.5 โมล สลายตัวเป็นสาร B ในภาชนะ 1 ลิตร ที่ 25°C ตามสมการ $\text{A}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{B}(\text{g})$ ถ้าค่า K_c ของปฏิกิริยาเท่ากับ 0.080 จงคำนวณหาความเข้มข้นของสาร A และ B ที่ภาวะสมดุล
- จงคำนวณค่า K_c ณ อุณหภูมิหนึ่ง แก๊ส HI จำนวน 2 mol/L สลายตัว 20% ตามสมการ $2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$
- ณ อุณหภูมิ 430°C ที่ภาวะสมดุลของปฏิกิริยา $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ ที่มีค่า K_c เท่ากับ 54.3 ถ้าเริ่มต้นมี H_2 0.50 โมล และ I_2 0.50 โมลบรรจุอยู่ในภาชนะขนาด 1.0 ลิตร จงคำนวณความเข้มข้นของ H_2 , I_2 และ HI หน่วย mol/L
- ปฏิกิริยา $\text{I}_2(\text{g}) + \text{C}_5\text{H}_8(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_6(\text{g}) + 2\text{HI}(\text{g})$ จงบอกแนวโน้มความเข้มข้นของสาร ณ สมดุลใหม่ เทียบกับสมดุลเดิม เมื่อมีการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสาร ดังนี้

ปัจจัยรบกวนระบบ	ทิศทางการสมดุล	ความเข้มข้นของสาร ณ สมดุลใหม่ เทียบกับสมดุลเดิม			
		I_2	C_5H_8	C_5H_6	HI
ก) เติม I_2	$\rightarrow$ ขวา	เพิ่ม	ลดลง	เพิ่ม	เพิ่ม
ข) เติม C_5H_8					
ค) เติม C_5H_6					
ง) เติม HI					
จ) ดึง I_2 ออก					
ฉ) ดึง HI ออก					

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 13

หน่วยเรียนที่ 6 สมดุลเคมี และจลนศาสตร์เคมี
บทเรียนที่ 6.2 จลนพลศาสตร์เคมี

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

2. เพื่อให้เข้าใจจลนพลศาสตร์เคมี

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

4. อธิบายทฤษฎีจลนพลศาสตร์เคมี
5. คำนวณเกี่ยวกับอัตราการเกิดปฏิกิริยา
6. คำนวณเกี่ยวกับอันดับของปฏิกิริยา

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

3. การบรรยาย
4. กิจกรรม

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

เอกสารประกอบการสอน

เอกสาร powerpoint

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

<http://facebook.com/chemographics>

<http://slideshare.net/woravith>

การวัดผล

3. การสอบย่อย/การสอบกลางภาค/การสอบปลายภาค
4. การประเมินจากผลงานที่มอบหมาย/กิจกรรม

หน่วยเรียนที่ 6 สมดุลเคมี และจลนศาสตร์เคมี

บทเรียนที่ 6.2 จลนพลศาสตร์เคมี

จลนศาสตร์เคมี (chemical kinetics) คือการศึกษาอัตราการเกิดปฏิกิริยาของปฏิกิริยาหนึ่งๆ ซึ่งจะทำให้ทราบถึงปฏิกิริยาแต่ละชนิดเกิดขึ้นได้เร็วมากน้อยเพียงใด หรือสามารถบอกปฏิกิริยาดำเนินไปกี่ขั้นกว่าจะได้ผลิตภัณฑ์สุดท้าย

อัตราการเกิดปฏิกิริยา (reaction rate) จึงเป็นการวัดการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารเมื่อปฏิกิริยาดำเนินไปเทียบกับเวลา การวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเป็นการวัดการเปลี่ยนแปลงของจำนวนโมลของสารตั้งต้นที่ลดลงต่อหน่วยเวลา หรือจำนวนโมลของสารผลิตภัณฑ์ที่เพิ่มขึ้นต่อหน่วยเวลา

6.2.1 ทฤษฎีของจลนศาสตร์เคมี

การอธิบายอัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมีระหว่างสารตั้งต้นเข้าทำปฏิกิริยากันสามารถอธิบายโดยทฤษฎีการชน และทฤษฎีสถานะแทรนซิชัน ซึ่งทั้งสองทฤษฎีจะเน้นการชนกันของสารตั้งต้นอย่างมีประสิทธิภาพเพื่อให้เกิดสารผลิตภัณฑ์

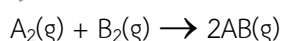
1) ทฤษฎีการชน

ทฤษฎีการชน (collision theory) มีหลักพื้นฐานสำคัญคือ การเกิดปฏิกิริยาเคมีใดๆ อนุภาคของสารตั้งต้น (อะตอม โมเลกุล หรือไอออน) จะต้องชนกัน ยิ่งจำนวนครั้งการชนต่อเวลามากเท่าไร อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเกิดขึ้นได้มากเท่านั้น ถ้าความเข้มข้นของสารตั้งต้นมีปริมาณมาก จำนวนครั้งการชนจะสูง ส่งผลให้มีอัตราการเกิดปฏิกิริยาสูงตามไปด้วย และตามทฤษฎีจลนโมเลกุลของแก๊ส เมื่ออุณหภูมิสูงขึ้นโมเลกุลจะเคลื่อนที่ได้เร็วขึ้น ทำให้เกิดจำนวนครั้งการชนได้มากขึ้น อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะสูงขึ้นตามไปด้วย

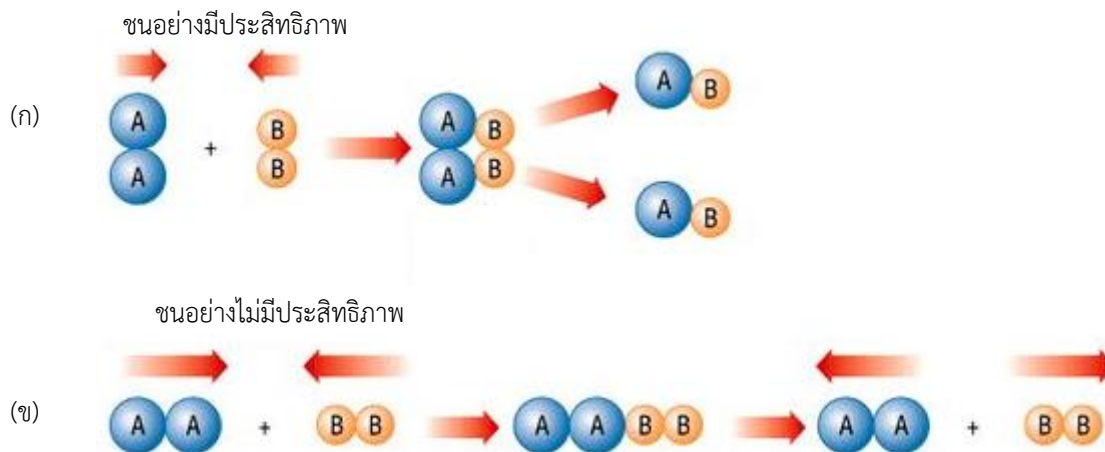
แต่จากการศึกษาจลนศาสตร์เคมีพบว่าจำนวนครั้งของการชนกันไม่ใช่ปัจจัยหลักเพียงปัจจัยเดียวที่จะสามารถบอกอัตราการเกิดปฏิกิริยาได้ ยกตัวอย่างที่ความดันบรรยากาศ (1 atm) อุณหภูมิ 20°C โมเลกุลของ N_2 และ O_2 ในอากาศปริมาตร 1 mL จะชนกันประมาณ 10^{27} ครั้งต่อวินาที ถ้าการชนเกิดเป็นผลิตภัณฑ์ได้ทุกครั้งโมเลกุลชนกัน ในบรรยากาศปกติจะต้องมีปริมาณของแก๊ส NO จำนวนมาก แต่ในความเป็นจริงมีแก๊ส NO เกิดขึ้นเพียงเล็กน้อยเท่านั้น การชนอย่างมีประสิทธิภาพเพื่อให้เกิดสารผลิตภัณฑ์ได้จะต้องประกอบด้วย 3 เงื่อนไข คือ

- 1) โมเลกุลที่จะทำปฏิกิริยากันต้องเข้าชนกัน
- 2) โมเลกุลต้องเข้าชนในตำแหน่งและทิศทางที่เหมาะสม
- 3) โมเลกุลที่เข้าทำปฏิกิริยาต้องมีพลังงานเพียงพอ (สำหรับการสลายพันธะเดิมและสร้างพันธะขึ้นมาใหม่)

สมมติปฏิกิริยาการเกิด AB ในสถานะที่เป็นแก๊ส ดังสมการ



โมเลกุล A_2 และ B_2 ต้องชนกัน ในการชนกันนี้ ถ้ามีพลังงานเพียงพอและมีทิศทางที่เหมาะสม อะตอมและกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนจะจัดเรียงกันใหม่ พันธะเดิมระหว่าง A-A และ B-B จะสลายลง และในขณะเดียวกันจะมีการสร้างพันธะใหม่ระหว่าง A-B เกิดเป็นสารผลิตภัณฑ์ AB ขึ้น ดังภาพที่ 6.10(ก) ถ้ามีการชนกันระหว่างโมเลกุล A_2 และ B_2 แต่พลังงานไม่เพียงพอหรือทิศทางไม่เหมาะสม ปฏิกิริยาจะไม่ดำเนินไปเพื่อเกิดเป็น AB ขึ้น แต่สารจะกลับเป็นสารตั้งต้น A_2 และ B_2 ดังเดิม ดังภาพที่ 6.10(ข)



ภาพที่ 6.9 ลักษณะการชนกันของโมเลกุล A_2 และ B_2 (ก) การชนอย่างมีประสิทธิภาพ และ (ข) การชนอย่างไม่มีประสิทธิภาพ.
 ที่มา: ดัดแปลงจาก <http://www.talktalk.co.uk/reference/encyclopaedia/hutchinson/m0030471>

โมเลกุลแก๊ส A_2 1 โมลทำปฏิกิริยากับโมเลกุลแก๊ส B_2 1 โมล จากการคำนวณอาจพบว่าจำนวนครั้งของการชนหรือความถี่ของการชนกัน (collision frequency) เกิดขึ้นสูงมาก ถ้าเช่นนั้นผลิตภัณฑ์ AB ควรเกิดขึ้นรวดเร็วและมากด้วย แต่ในความจริงแล้วปฏิกิริยาเคมีไม่ได้เกิดขึ้นเพราะการชนกันเพียงอย่างเดียว เนื่องจากการชนที่จะก่อผลให้เกิดผลิตภัณฑ์หลักสำคัญคือ การชนต้องเกิดขึ้นในตำแหน่งและทิศทางที่เหมาะสม เมื่อเปรียบเทียบจำนวนครั้งในการชนกับผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้น กลับพบว่าจำนวนครั้งของการชนกันมีอิทธิพลน้อยมากที่จะเกิดเป็นสารผลิตภัณฑ์

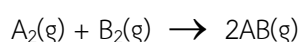
ตัวอย่างแก๊สผสมระหว่าง H_2 และ I_2 ที่ความดันและอุณหภูมิปกติ โมเลกุลทั้งสองจะชนกันประมาณ 10^{10} ครั้งต่อวินาที กลับพบว่าที่อุณหภูมิห้อง ปฏิกิริยาดังกล่าวเกิดขึ้นได้ช้ามาก การชนกันที่เกิดเป็นผลิตภัณฑ์ HI เกิดขึ้นเพียง 1 ใน 10^{13} ครั้งของการชนโดยประมาณ

เมื่อพิจารณาการชนกัน โมเลกุลของสารตั้งต้นที่จะเข้าทำปฏิกิริยากัน เคลื่อนที่เข้าใกล้กันและจะชนกันจะมีแรงผลักระหว่างกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนเป็นเหตุให้โมเลกุลเคลื่อนที่ได้ช้าลง พลังงานจลน์ของโมเลกุลจะลดลงและในขณะเดียวกันพลังงานศักย์จะค่อยๆ เพิ่มขึ้น หรืออาจกล่าวได้ว่า ขณะโมเลกุลชนกันพลังงานจลน์จะค่อยๆ เปลี่ยนเป็นพลังงานศักย์ ดังนั้น

(1) ถ้าโมเลกุลของสารที่จะเข้าทำปฏิกิริยากันมีพลังงานจลน์ต่ำ (เคลื่อนที่ช้า) โมเลกุลของสารนั้นไม่สามารถเคลื่อนที่เข้าใกล้กันจนเกิดการสร้างพันธะเคมีให้เกิดเป็นผลิตภัณฑ์ได้ หรือกล่าวได้ว่า พลังงานศักย์ที่ถูกเปลี่ยนจากพลังงานจลน์ไม่เพียงพอที่จะชนะแรงผลักระหว่างกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนเพื่อให้เกิดการเกิดพันธะใหม่ เป็นผลให้โมเลกุลทั้งสองจะเคลื่อนที่ออกจากกันโดยไม่เกิดเป็นสารผลิตภัณฑ์

(2) ถ้าโมเลกุลของสารเคลื่อนที่เข้าชนกันด้วยความเร็วสูง (พลังงานจลน์สูง) พลังงานศักย์ที่เกิดขึ้นสูงพอที่จะชนะแรงผลักระหว่างกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนแล้วทำให้เกิดสลายพันธะเดิมและสร้างพันธะใหม่เกิดขึ้นได้เป็นสารผลิตภัณฑ์

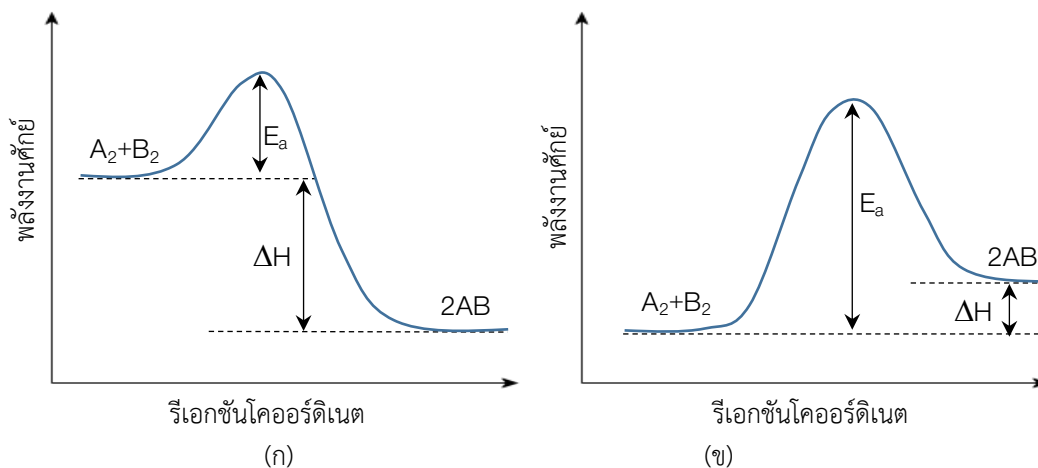
ตัวอย่าง ปฏิกิริยาระหว่าง A_2 กับ B_2 ดังสมการ



การเปลี่ยนแปลงของพลังงานศักย์ขณะที่สารทำปฏิกิริยากัน แสดงในภาพที่ 6.11 แกนนอนเรียกว่า รีเอกชันโคออร์ดิเนต (reaction coordinate) ซึ่งแสดงถึงความก้าวหน้าของปฏิกิริยา (หรือปฏิกิริยาดำเนินไปข้างหน้า) แกนตั้งแสดงพลังงานศักย์ของโมเลกุล A_2 และ B_2 เมื่อทั้งสองโมเลกุลเข้าใกล้กัน พลังงานศักย์จะเพิ่มขึ้นถึงค่าหนึ่ง (จุดยอดของเส้นโค้ง) โมเลกุล A_2 และ B_2 จะเปลี่ยนเป็นผลิตภัณฑ์ AB 2 โมเลกุล พลังงานศักย์จะลดลงเมื่อผลิตภัณฑ์ AB ที่เกิดขึ้นเคลื่อนที่ออกจากกัน เส้นกราฟพลังงานศักย์สามารถบอกได้ว่าปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นนั้นเป็นปฏิกิริยาแบบคายความร้อน (exothermic) หรือดูดความร้อน (endothermic) ดังนี้

1) ถ้าผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นมีระดับพลังงานศักย์ต่ำกว่าพลังงานของสารตั้งต้น (ค่า ΔH จะเป็นลบ) ปฏิกิริยานั้นเป็นปฏิกิริยาคายความร้อน ดังภาพที่ 6.11(ก)

2) ถ้าผลิตภัณฑ์มีระดับพลังงานศักย์สูงกว่าตัวของสารตั้งต้น (ค่า ΔH จะเป็นบวก) ปฏิกิริยานั้นจะเป็นปฏิกิริยาดูดความร้อน ดังภาพที่ 6.11(ข)

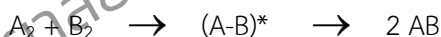


ภาพที่ 6.10 พลังงานศักย์สำหรับปฏิกิริยา (ก) คายความร้อน และ (ข) ดูดความร้อน

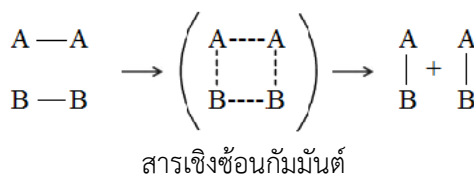
2) ทฤษฎีสถานะแทรนซิชัน

ทฤษฎีสถานะแทรนซิชัน (transition state theory) หรือเรียกว่า ทฤษฎีสารเชิงซ้อนกัมมันต์ (activated complex theory) เป็นผลงานของ ไฮย์ริง (Henry Eyring) ใช้อธิบายเกี่ยวกับพลังงานที่จะทำให้การชนกันเกิดปฏิกิริยา โดยพิจารณาถึงลักษณะโครงสร้างโมเลกุลของสารตั้งต้นที่ต้องเปลี่ยนแปลงพันธะแบบยืดออก แตกออก และสร้างพันธะใหม่ที่ไม่เสถียรชั่วขณะหนึ่ง เรียกสารที่เกิดขึ้นในสภาวะชั่วคราวนี้ว่า สารเชิงซ้อนกัมมันต์ (activated complex)

พิจารณาปฏิกิริยาระหว่าง A_2 และ B_2 เมื่อโมเลกุลทั้งสองชนกัน แรงผลักระหว่างประจุของกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนจะเป็นเหตุให้โมเลกุล A_2 และ B_2 ไม่สามารถเข้าใกล้ชิดพอที่จะทำให้เกิดพันธะ A-B ขึ้นได้ อย่างไรก็ตามการชนที่ก่อให้เกิดปฏิกิริยาจะทำให้โมเลกุล A_2 และ B_2 ที่มีพลังงานสูงมารวมตัวกันเกิดเป็นสารเชิงซ้อนกัมมันต์ (A_2B_2) ที่มีอายุเพียงสั้นมากและไม่เสถียร สารเชิงซ้อนกัมมันต์ A_2B_2 ที่เกิดขึ้นนี้อาจจะแตกตัวเกิดเป็นโมเลกุล AB สองโมเลกุล (สารผลิตภัณฑ์) หรือรวมตัวกลับไปเป็น A_2 และ B_2 อย่างเดิม ดังภาพที่ 6.12



อาจเขียนได้ดังนี้

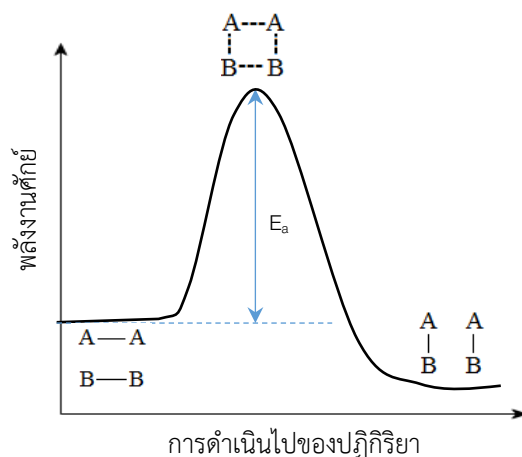


ภาพที่ 6.11 การเปลี่ยนแปลงของสารเชิงซ้อนกัมมันต์

เส้นประ (---) ระหว่างอะตอมในสารเชิงซ้อนกัมมันต์ แสดงให้เห็นว่าพันธะของสาร A-A และ B-B เริ่มยืดออกและเริ่มแตกสลาย และพันธะระหว่าง A กับ B ที่เป็นสารผลิตภัณฑ์เริ่มเกิดขึ้น ในสภาวะที่แสดง $(A-B)^*$ เรียกว่าสถานะแทรนซิชัน (transition state) ภาพที่ 6.13 บริเวณยอดสุดของเส้นโค้งถือว่าเป็นสภาวะที่ไม่เสถียร ซึ่งอาจเกิด

การเปลี่ยนไปเป็นสารผลิตภัณฑ์ได้ ถ้ามีพลังงานศักย์สูงกว่า หรืออาจกลับมาเป็นสารตั้งต้นดั้งเดิม ถ้ามีพลังงานศักย์ต่ำกว่าสถานะแทรนซิชัน

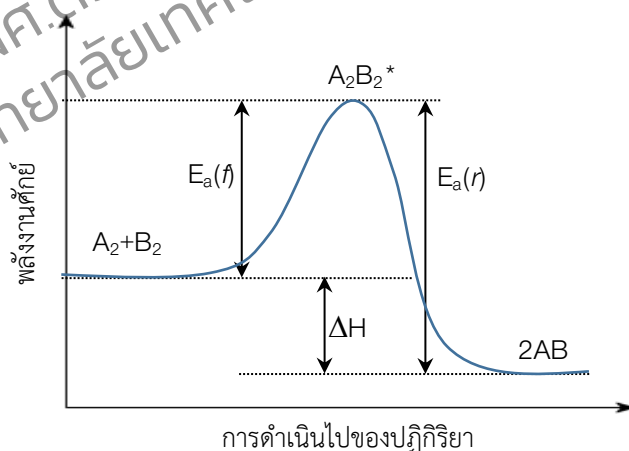
สารเชิงซ้อนกัมมันต์ไม่ได้เป็นโมเลกุล แต่เป็นเพียงการจัดเรียงตัวแบบชั่วคราวของอะตอมเท่านั้น ซึ่งทำให้โครงสร้างของสารเชิงซ้อนกัมมันต์ไม่เสถียรและจะสลายตัวในเวลารวดเร็ว ดังนั้น จึงไม่สามารถแยกออกมาหรือตรวจสอบได้ ในการเกิดเป็นสารเชิงซ้อนกัมมันต์พันธะระหว่างอะตอม A-A และ B-B จะอ่อนตัวลงและเกิดการแตกสลายบางส่วน ในขณะที่เดียวกันพันธะระหว่าง A-B จะเกิดขึ้นมาเป็นบางส่วน ทำให้สถานะที่เชิงซ้อนกัมมันต์เกิดขึ้นนี้มีพลังงานศักย์สูงมาก



ภาพที่ 6.12 พลังงานศักย์ของการเปลี่ยนแปลงในสารเชิงซ้อนกัมมันต์

การอธิบายพลังงานศักย์สำหรับปฏิกิริยาระหว่างโมเลกุล A_2 และ B_2 (ภาพที่ 6.13) ซึ่งแสดงให้เห็นว่าพลังงานศักย์ของสารที่เกี่ยวข้องในปฏิกิริยามีการเปลี่ยนแปลงขณะที่ปฏิกิริยาดำเนินไปในลักษณะใดลักษณะหนึ่ง ซึ่งสารเชิงซ้อนกัมมันต์อาจจะแตกสลายได้ 2 แบบคือ

- 1) ถ้าสารเชิงซ้อนกัมมันต์เปลี่ยนกลับไปเป็นสารตั้งต้นดั้งเดิม (A_2 และ B_2) จะมีการคายพลังงานก่อกัมมันต์ให้แก่โมเลกุล A_2 และ B_2 ในรูปของพลังงานจลน์ของโมเลกุลทั้งสอง ในกรณีเช่นนี้กล่าวได้ว่าปฏิกิริยาไม่ได้เกิดขึ้น
- 2) ถ้าสารเชิงซ้อนกัมมันต์เปลี่ยนไปเป็นสารผลิตภัณฑ์ เกิดโมเลกุล AB จำนวน 2 โมเลกุล จะมีการคายพลังงานออกมาในรูปพลังงานจลน์ของโมเลกุล AB ผลต่างระหว่างพลังงานที่ดูดกลืนเข้าไปกับพลังงานที่คายออกมาเรียกว่า เอนทัลปี (ΔH)



ภาพที่ 6.13 พลังงานศักย์ของปฏิกิริยาของสารเชิงซ้อนกัมมันต์

6.2.2 อัตราการเกิดปฏิกิริยา

1) การวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยา

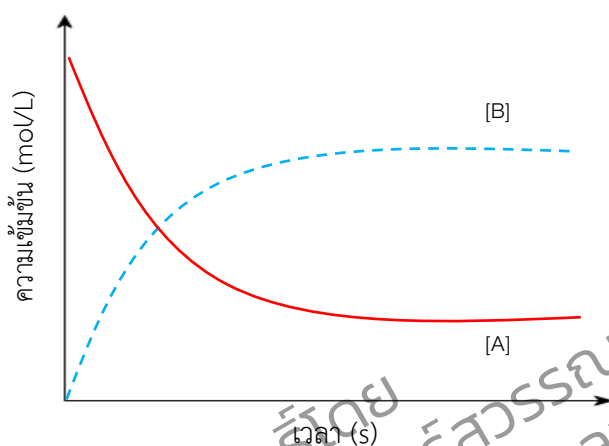
โดยทั่วไปจะวัดจากปริมาณ (ความเข้มข้น) ของสารตั้งต้นที่ลดลงต่อหน่วยเวลา หรือปริมาณ (ความเข้มข้น) ของสารผลิตภัณฑ์ที่เพิ่มขึ้นต่อหน่วยเวลา อัตราการเกิดปฏิกิริยาวัดได้ 2 ลักษณะคือ

1) อัตราการเกิดปฏิกิริยาเฉลี่ย (average rate) หมายถึง ค่าที่แสดงถึงปริมาณของสารตั้งต้นที่ลดลงหรือสารผลิตภัณฑ์ที่เพิ่มขึ้นตั้งแต่เริ่มต้นจนสิ้นสุดปฏิกิริยาในหนึ่งหน่วยเวลา

2) อัตราการเกิดในปฏิกิริยา ณ ขณะใดขณะหนึ่ง (instantaneous rate) หมายถึง ค่าที่แสดงถึงปริมาณของสารตั้งต้นที่ลดลงหรือสารผลิตภัณฑ์ที่เพิ่มขึ้นในช่วงเวลาใดเวลาหนึ่ง ในขณะที่ปฏิกิริยายังดำเนินอยู่ ซึ่งจะหาอัตราการเกิดปฏิกิริยาได้จากค่าความชันของกราฟเส้นตรง

พิจารณาปฏิกิริยา $A(g) \rightarrow B(g)$

เวลาเริ่มต้น (t_0) มีเฉพาะสารตั้งต้น A เท่านั้นในระบบ ทำให้มีความเข้มข้นของสาร A สูง ในขณะที่ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์ B เป็นศูนย์ แต่เมื่อเกิดปฏิกิริยาและปฏิกิริยาดำเนินไปเรื่อยๆ ความเข้มข้นของสาร A จะลดลงทีละน้อย ในขณะที่ความเข้มข้นของสาร B เพิ่มขึ้นทีละน้อย ดังภาพที่ 6.16



ภาพที่ 6.14 การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสาร A และ B ในการเกิดปฏิกิริยาเคมี

การวัดอัตราการเกิดปฏิกิริยาของปฏิกิริยาใดๆ สามารถทำได้โดยวัดติดตามการเพิ่มขึ้นของสารผลิตภัณฑ์ หรือการลดลงของสารตั้งต้น อย่างใดอย่างหนึ่ง ดังนี้

$$\begin{aligned} \text{อัตราการเกิดปฏิกิริยา} &= \frac{\text{ความเข้มข้นของสารตั้งต้นที่ลดลง}}{\text{เวลาที่เปลี่ยนแปลงไป}} \\ \text{อัตราการเกิดปฏิกิริยา} &= \frac{\text{ความเข้มข้นของสารผลิตภัณฑ์ที่เพิ่มขึ้น}}{\text{เวลาที่เปลี่ยนแปลงไป}} \end{aligned}$$

กรณีปฏิกิริยา $A(g) \rightarrow B(g)$

อัตราการเกิดปฏิกิริยาโดยการวัดการเพิ่มขึ้นของสารผลิตภัณฑ์เทียบกับเวลา เขียนได้เป็น

$$\text{rate} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{[B]_2 - [B]_1}{t_2 - t_1} \quad \text{.....(6.30)}$$

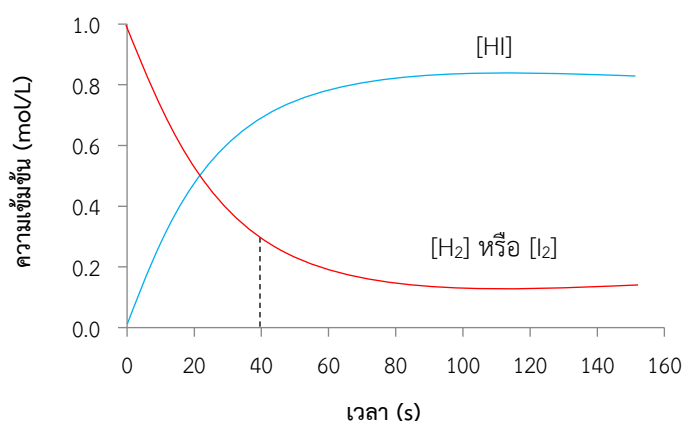
อัตราการเกิดปฏิกิริยาโดยการวัดการลดลงของสารตั้งต้นเทียบกับเวลา เขียนได้เป็น

$$\text{rate} = \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{[A]_2 - [A]_1}{t_2 - t_1} \quad \text{.....(6.31)}$$

อัตราการเกิดปฏิกิริยาโดยการวัดการลดลงของสารตั้งต้นจะมีค่าเป็นลบ เนื่องจากความเข้มข้นสารตั้งต้นลดลง

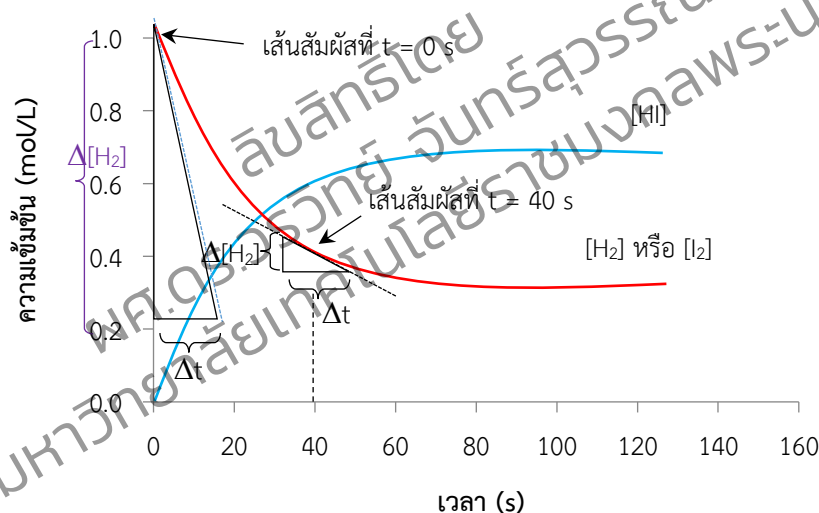
ตัวอย่างปฏิกิริยาการเกิด HI ดังสมการ $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$

ภาพที่ 6.17 แสดงระหว่างความเข้มข้นของสารทั้งหมดที่เวลาต่าง ๆ กัน ถ้าความเข้มข้นเริ่มต้นของ I_2 และ H_2 เท่ากัน เส้นกราฟแสดงการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของ I_2 กับเวลาจะเป็นลักษณะเดียวกันกับ H_2 ในช่วงเริ่มต้นความเข้มข้นของ HI จะเท่ากับศูนย์และเพิ่มขึ้นอย่างรวดเร็วในช่วงแรกของปฏิกิริยา และความเข้มข้นของ H_2 จะลดลงอย่างรวดเร็ว อัตราการเกิดปฏิกิริยาในช่วงเริ่มต้น เรียกว่า อัตราเริ่มต้น (initial rate) แต่เมื่อปฏิกิริยาดำเนินไปเรื่อย ๆ การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของทั้งสารผลิตภัณฑ์และสารตั้งต้นจะดำเนินไปอย่างช้า ๆ



ภาพที่ 6.15 แสดงการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์เทียบกับเวลา

เนื่องจากอัตราการเกิดปฏิกิริยาในแต่ละช่วงเวลามีการเปลี่ยนแปลงได้ไม่เท่ากัน ดังนั้น การหาอัตราการเกิดปฏิกิริยาที่ระยะเวลาใดเวลาหนึ่งในช่วงเวลาที่กำหนด ไม่ว่าจะเป็นการลดลงของ $[\text{H}_2]$ หรือการเพิ่มของ $[\text{HI}]$ หาได้จากความชันของเส้นสัมผัสที่ลากสัมผัสกับเส้นกราฟ ดังภาพที่ 6.18



ภาพที่ 6.16 การหาอัตราการเกิดปฏิกิริยาโดยลากเส้นสัมผัสกับเส้นกราฟ

จากภาพที่ 6.18 หากพิจารณาอัตราการลดลงของ $[\text{H}_2]$ ที่เวลาเริ่มต้น โดยลากเส้นสัมผัสกับเส้นกราฟที่เวลา 0 วินาที ลากต่อออกมาที่เวลา 20 วินาที เพื่อจะให้เห็นว่าในช่วงเวลา 20 วินาทีแรก จะได้ว่า

$$\begin{aligned} \text{อัตราการลดลงของ } [\text{H}_2] &= -\frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} \\ &= \frac{(1.0 \text{ mol/L} - 0 \text{ mol/L})}{(20 \text{ s} - 0 \text{ s})} \end{aligned}$$

$$= -0.05 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

ดังนั้น อัตราเริ่มต้นของการลดลงของ $[\text{H}_2]$ เท่ากับ 0.05 โมลต่อลิตรต่อวินาที เมื่อปฏิกิริยาดำเนินไปเรื่อย ๆ อัตราการเกิดปฏิกิริยาเมื่อพิจารณาในเทอมของการลดลงของ $[\text{H}_2]$ จะน้อยลง เช่นในช่วงวินาทีที่ 40 อัตราการลดลงของ $[\text{H}_2]$ เป็น

$$\text{อัตราการลดลงของ } [\text{H}_2] = \frac{(0.3 \text{ mol/L} - 0.2 \text{ mol/L})}{(60 \text{ s} - 40 \text{ s})} = -0.005 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

ดังนั้น อัตราการลดลงของ $[\text{H}_2]$ ที่เวลา 40 วินาทีเท่ากับ 0.005 โมลต่อลิตรต่อวินาที ซึ่งเป็นอัตราที่ลดลงช้ากว่าอัตราเริ่มต้นถึง 10 เท่า

ตัวอย่าง 6.18 ปฏิกิริยาสลายตัวของไนโตรเจนไดออกไซด์ ดังสมการ $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ ที่อุณหภูมิ 300°C ความเข้มข้นของ NO_2 , NO และ O_2 เทียบกับเวลา ดังนี้

เวลา (s)	ความเข้มข้น (mol/L)		
	$[\text{NO}_2]$	$[\text{NO}]$	$[\text{O}_2]$
0	0.0100	0	0
50	0.0079	0.0021	0.0011
100	0.0065	0.0035	0.0018
150	0.0055	0.0045	0.0023
200	0.0048	0.0052	0.0026
250	0.0043	0.0057	0.0029
300	0.0038	0.0062	0.0031
350	0.0034	0.0066	0.0033
400	0.0031	0.0069	0.0035

จงหาอัตราเริ่มต้นของ NO_2 ภายในเวลา 50 วินาทีแรก

วิธีคิด จากผลการทดลองพบว่าความเข้มข้นของ NO_2 จะลดลงและความเข้มข้นของ NO และ O_2 จะเพิ่มขึ้นเมื่อเวลาของปฏิกิริยาดำเนินไป การคำนวณอัตราเริ่มต้นของ NO_2 ภายในเวลา 50 วินาทีแรก เป็นการลดลงสารตั้งต้น

$$\begin{aligned} \text{rate} &= -\frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t} = -\frac{[\text{NO}_2]_{t_{50\text{ s}}} - [\text{NO}_2]_{t_{0\text{ s}}}}{t_{50\text{ s}} - t_{0\text{ s}}} \\ &= -\frac{(0.0079 \text{ mol/L} - 0.0100 \text{ mol/L})}{(50 \text{ s} - 0 \text{ s})} \\ &= -4.2 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s} \end{aligned}$$

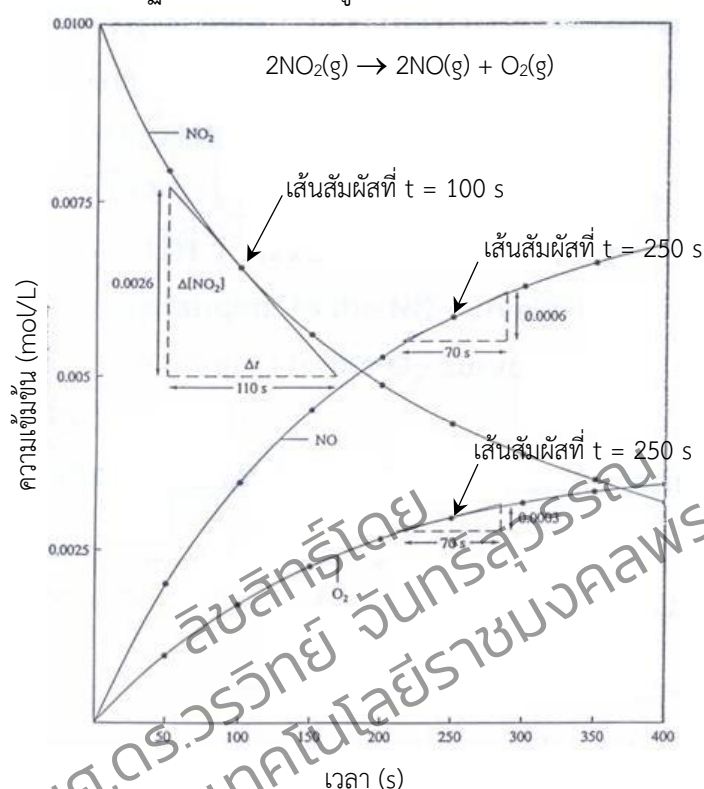
อัตราเริ่มต้นของการลดลงของ $[\text{NO}_2]$ ในช่วงเวลา 50 วินาทีแรกเท่ากับ $4.2 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$

จากตัวอย่าง 6.18 พบว่าอัตราเริ่มต้นของการลดลงของ $[\text{NO}_2]$ ในช่วงเวลา 50 วินาทีแรกเท่ากับ $4.2 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$ และเมื่อคำนวณอัตราการเกิดปฏิกิริยาเฉลี่ยของการลดลงของ $[\text{NO}_2]$ ในช่วงเวลาต่างๆ กัน จะได้ดังตารางที่ 6.7 ซึ่งจะเห็นว่าอัตราการเกิดปฏิกิริยามีค่าไม่คงที่ แต่จะลดลงเมื่อเวลาเพิ่มขึ้น เนื่องจากสารที่เข้าทำปฏิกิริยามีปริมาณที่น้อยลง

ตารางที่ 6.3 อัตราการเกิดปฏิกิริยาเฉลี่ยของปฏิกิริยาในช่วงเวลาที่เปลี่ยนแปลงไป

ช่วงเวลาที่เปลี่ยนแปลง (s)	$\frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t}$ (mol/L·s)
0 - 50	-4.2×10^{-5}
50 - 100	-2.8×10^{-5}
100 - 150	-2.0×10^{-5}
150 - 200	-1.4×10^{-5}
200 - 250	-1.0×10^{-5}

อัตราการเกิดปฏิกิริยา ณ ขณะใดขณะหนึ่งสามารถหาได้จากความชันของเส้นสัมผัสที่ลากสัมผัสกับเส้นกราฟของเวลาที่ต้องการหาอัตราการเกิดปฏิกิริยา ดังแสดงในรูป 6.19



ภาพที่ 6.17 แสดงการหาอัตราการเกิดปฏิกิริยา ณ ขณะใดขณะหนึ่งโดยลากเส้นสัมผัส

จากภาพที่ 6.19 เมื่อพิจารณาการลดลงของ $[\text{NO}_2]$ เส้นสัมผัสที่ลากสัมผัสกับเส้นกราฟที่เวลา 100 วินาที จะได้

$$\text{rate} = -\frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t} = -\frac{0.0026 \text{ mol/L}}{110 \text{ s}} = -2.36 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

ความชันในช่วงนี้จะบอกถึงอัตราการเกิดปฏิกิริยา เมื่อพิจารณาจากการลดลงของ $[\text{NO}_2]$ ที่เวลา 100 วินาทีแรก มีอัตราลดลงเท่ากับ $2.36 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$

ในทำนองเดียวกัน ถ้าพิจารณาการเพิ่มขึ้นของ $[\text{NO}]$ และ $[\text{O}_2]$ ที่เวลา 250 วินาที จะมีอัตราการเกิดปฏิกิริยาเป็น $8.57 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$ และ $4.28 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$ ตามลำดับ จะเห็นว่าอัตราการเกิดปฏิกิริยาของ NO และ O_2 ที่เวลา 250 วินาที มีอัตราที่ไม่เท่ากัน และจากภาพที่ 6.19 จะเห็นว่าอัตราการเกิด $[\text{NO}]$ เป็นสองเท่าของอัตราการเกิดของ $[\text{O}_2]$ สรุปการเปลี่ยนแปลงเทียบกับเวลาของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ ได้เป็น

$$\text{rate} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{NO}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} \quad \text{.....(6.32)}$$

โดยทั่วไปการเขียนอัตราการเปลี่ยนแปลงของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์เทียบกับเวลานิยมเขียนเป็นสมการดิฟเฟอเรนเชียล ดังนั้นสมการ (6.32) เขียนเป็นสมการดิฟเฟอเรนเชียล ได้คือ

$$\text{rate} = -\frac{1}{2} \frac{d[\text{NO}_2]}{dt} = \frac{d[\text{NO}]}{dt} = \frac{d[\text{O}_2]}{dt} \quad \text{.....(6.33)}$$

ปฏิกิริยาเคมีโดยทั่วไป ความเข้มข้นของสารตั้งต้นเป็นปัจจัยที่มีผลต่ออัตราการเกิดปฏิกิริยา ดังนั้น อัตราการเกิดปฏิกิริยาจึงเป็นส่วนโดยตรงกับความเข้มข้นของสารตั้งต้น พิจารณาจากปฏิกิริยาทั่วไปคือ



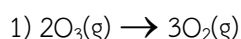
เมื่อ A และ B = สารตั้งต้น

C และ D = สารผลิตภัณฑ์

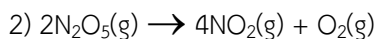
a, b, c และ d = เลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของสาร A, B, C และ D ตามลำดับ

$$\text{ดังนั้น} \quad \text{rate} = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt} \quad \text{.....(6.35)}$$

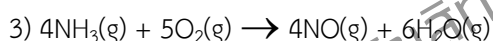
ตัวอย่าง 6.19 เขียนอัตราการเกิดปฏิกิริยาที่แสดงความสัมพันธ์ของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์



$$\text{rate} = -\frac{1}{2} \frac{d[\text{O}_3]}{dt} = \frac{1}{3} \frac{d[\text{O}_2]}{dt}$$



$$\text{rate} = -\frac{1}{2} \frac{d[\text{N}_2\text{O}_5]}{dt} = \frac{1}{4} \frac{d[\text{NO}_2]}{dt} = \frac{1}{1} \frac{d[\text{O}_2]}{dt}$$



$$\text{rate} = -\frac{1}{4} \frac{d[\text{NH}_3]}{dt} = -\frac{1}{5} \frac{d[\text{O}_2]}{dt} = \frac{1}{4} \frac{d[\text{NO}]}{dt} = \frac{1}{6} \frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt}$$

ตัวอย่าง 6.20 ปฏิกิริยา $2\text{KMnO}_4(\text{aq}) + 16\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{KCl}(\text{aq}) + 2\text{MnCl}_2(\text{aq}) + 8\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 5\text{Cl}_2(\text{g})$

ถ้าอัตราการลดลงของ HCl เป็น 2.0 mol/s จงหาอัตราการเกิด Cl_2 ในหน่วย L/s ที่ STP

วิธีคิด จากปฏิกิริยาเขียนอัตราการเกิดปฏิกิริยาที่แสดงความสัมพันธ์ของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ ได้คือ

$$\text{rate} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{KMnO}_4]}{dt} = -\frac{1}{16} \frac{d[\text{HCl}]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{KCl}]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{MnCl}_2]}{dt} = \frac{1}{8} \frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt} = \frac{1}{5} \frac{d[\text{Cl}_2]}{dt}$$

แต่จากโจทย์ให้หาอัตราการเกิด Cl_2 โดยกำหนดอัตราการลดลงของ HCl ดังนั้น

$$-\frac{1}{16} \frac{d[\text{HCl}]}{dt} = \frac{1}{5} \frac{d[\text{Cl}_2]}{dt}$$

$$\frac{d[\text{Cl}_2]}{dt} = -\frac{5}{16} \frac{d[\text{HCl}]}{dt}$$

$$\text{อัตราการเกิด } \text{Cl}_2 = \frac{5}{16} (2.0 \text{ mol/s}) = 0.625 \text{ mol/s}$$

$$\text{ที่ STP} \quad \text{อัตราการเกิด } \text{Cl}_2 = (0.625 \text{ mol/s})(22.4 \text{ L}) = 14 \text{ L/s}$$

2) กฎอัตราดิฟเฟอเรนเชียล

สมการอัตรา

อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะขึ้นกับความเข้มข้นของสารตั้งต้นเป็นหลัก อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะสูงมาก (ความเร็วมาก) เมื่อสารตั้งต้นมีความเข้มข้นสูงๆ สมการทางคณิตศาสตร์ที่แสดงถึงความสัมพันธ์ระหว่างความเข้มข้นของสารตั้งต้นกับอัตราการเกิดปฏิกิริยาเรียกว่า กฎอัตราดิฟเฟอเรนเชียล (differential rate law) กล่าวคือ อัตราการเกิดปฏิกิริยาเป็นสัดส่วนโดยตรงกับผลคูณของความเข้มข้นของสารตั้งต้นยกกำลังด้วยอันดับของปฏิกิริยาเมื่อคิดเทียบกับสารนั้น

กฎอัตราดิฟเฟอเรนเชียล โดยทั่วไปเรียกว่า กฎอัตรา (rate law) หรือ สมการอัตรา (rate equation)



สมการอัตรา เขียนได้เป็น

$$\text{rate} = k[A]^m[B]^n \quad \text{.....(6.36)}$$

เมื่อ $\text{rate} =$ อัตราการเกิดปฏิกิริยา

$k =$ ค่าคงที่อัตรา

$[A]$ และ $[B] =$ ความเข้มข้นของสาร A และ B ตามลำดับ

m และ $n =$ อันดับของปฏิกิริยา

สมการอัตรา (สมการ 6.36) เป็นความสัมพันธ์ระหว่างอัตราการเกิดปฏิกิริยากับสารตั้งต้นเท่านั้น (สารผลิตภัณฑ์ไม่เกี่ยวข้องกับสมการอัตรา) ตัวแปร m และ n ซึ่งเป็นอันดับปฏิกิริยาเมื่อคิดเทียบกับ A และ B ตามลำดับ ซึ่งอันดับของปฏิกิริยาหาได้จากการทดลองเท่านั้น (ค่า m และ n ไม่ใช่และไม่จำเป็นต้องเท่ากับเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลในสมการเคมีที่ดุลแล้ว)

จากสมการ (6.36) พิจารณาอันดับของปฏิกิริยาได้เป็น

ถ้า $m = 1$ เรียกว่าเป็น ปฏิกิริยาอันดับหนึ่งเมื่อคิดเทียบกับสาร A เป็นหลัก

ถ้า $n = 1$ เรียกว่าเป็น ปฏิกิริยาอันดับหนึ่งเมื่อคิดเทียบกับสาร B เป็นหลัก

ถ้า $m = 2$ เรียกว่าเป็น ปฏิกิริยาอันดับสองเมื่อคิดเทียบกับสาร A เป็นหลัก

ถ้า $n = 2$ เรียกว่าเป็น ปฏิกิริยาอันดับสองเมื่อคิดเทียบกับสาร B เป็นหลัก

ผลบวกของ m กับ n เรียกว่า อันดับรวมของปฏิกิริยา (overall reaction order)

ถ้า $m+n = 0$ เรียกว่า ปฏิกิริยาอันดับศูนย์ (zero-order reaction) เป็นปฏิกิริยาที่มีอันดับของปฏิกิริยารวมเท่ากับศูนย์แสดงว่า อัตราการเกิดปฏิกิริยาไม่ขึ้นกับความเข้มข้นของสารตั้งต้น

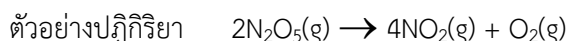
ถ้า $m+n = 1$ เรียกว่า ปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง (first-order reaction) เป็นปฏิกิริยาที่มีอันดับของปฏิกิริยารวมเท่ากับ 1

ถ้า $m+n = 2$ เรียกว่า ปฏิกิริยาอันดับสอง (second-order reaction) เป็นปฏิกิริยาที่มีอันดับของปฏิกิริยารวมเท่ากับ 2 หมายความว่า อัตราการเกิดปฏิกิริยาขึ้นกับความเข้มข้นของสารตั้งต้น

ถ้า $m+n = 3$ เรียกว่า ปฏิกิริยาอันดับสาม (third-order reaction)

ถ้า $m+n = 3/2$ เรียกว่า ปฏิกิริยาอันดับสามส่วนสอง (three-halves order reaction)

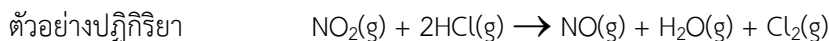
2) ความหมายของสมการอัตรา



สมมติ สมการอัตรา คือ $\text{rate} = k[N_2O_5]$

หมายความว่า อันดับปฏิกิริยาเมื่อเทียบกับ N_2O_5 เท่ากับ 1 (ปฏิกิริยาอันดับ 1 เมื่อเทียบกับสาร N_2O_5)

เมื่อแปลความหมายจากสมการอัตราจะได้ว่า ถ้าความเข้มข้นของ N_2O_5 เพิ่มขึ้นเป็น 2 เท่า อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเพิ่มขึ้นสองเท่าเช่นกัน หรือถ้าความเข้มข้นของ N_2O_5 ลดลง 2 เท่า อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะลดลง 2 เท่าเช่นกัน



สมมติ สมการอัตรา คือ $\text{rate} = k[\text{NO}_2][\text{HCl}]$

หมายความว่า อันดับปฏิกิริยาเมื่อเทียบกับ NO_2 เท่ากับ 1 และเทียบกับ HCl เท่ากับ 1

จากสมการอัตรานี้ ถ้าความเข้มข้นของ NO_2 หรือ HCl อย่างใดอย่างหนึ่งเพิ่มขึ้นเป็น 2 เท่า โดยอีกตัวหนึ่งคงที่ จะทำให้อัตราการเกิดปฏิกิริยาเพิ่มขึ้นเป็น 2 เท่า แต่ถ้าความเข้มข้นของสารตั้งต้นทั้งสองต่างเพิ่มขึ้นเป็น 2 เท่าจะทำให้อัตราการเกิดปฏิกิริยา (rate) เพิ่มขึ้นเป็น 4 เท่า



สมมติ สมการอัตรา คือ $\text{rate} = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]$

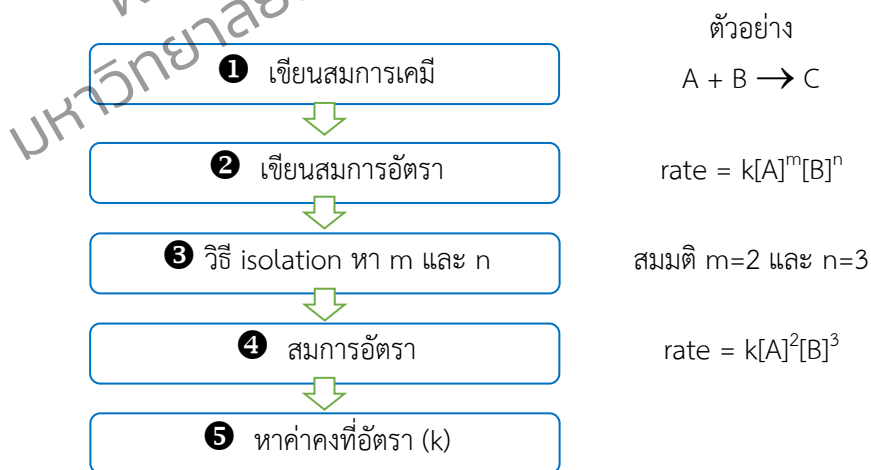
หมายความว่า อันดับปฏิกิริยาเมื่อเทียบกับ NO เท่ากับ 2 และเทียบกับ H_2 เท่ากับ 1

เมื่อแปลความหมายจากสมการอัตราจะได้ว่า ถ้าความเข้มข้นของ NO เพิ่มขึ้นเป็น 2 เท่า ในขณะที่ H_2 คงที่ อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเพิ่มขึ้นเป็น 4 เท่า แต่ถ้าความเข้มข้นของ H_2 เพิ่มขึ้นเป็น 2 เท่า ในขณะที่ NO คงที่ อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเพิ่มขึ้นเป็น 2 เท่าเท่านั้น และถ้าความเข้มข้นของ NO และ H_2 ต่างเพิ่มเป็น 2 เท่า จะทำให้อัตราการเกิดปฏิกิริยาเพิ่มขึ้นเป็น 8 เท่า

ดังนั้นจากความหมายของสมการอัตราข้างต้น จึงสรุปได้ว่า อัตราการเกิดปฏิกิริยาเป็นสัดส่วนโดยตรงกับความเข้มข้นของสารตั้งต้น (ยกเว้นปฏิกิริยาอันดับศูนย์)

3) การหาสมการอัตรา

สมการอัตราแสดงความสัมพันธ์ระหว่างอัตราการเกิดปฏิกิริยากับความเข้มข้นของสารตั้งต้นทั้งหมด ยกกำลังด้วยอันดับของปฏิกิริยา ดังนั้นการที่จะเขียนสมการอัตราได้จะต้องหาอันดับของปฏิกิริยาของสารตั้งต้นแต่ละตัวเสียก่อน อาศัยการตัดกันของข้อมูลที่เหมือนกัน โดยต้องกำหนดให้ข้อมูลค่าใดค่าหนึ่งคงที่และอีกค่าเปลี่ยนแปลง เมื่อนำข้อมูลทั้งมาหารกันข้อมูลที่เหมือนกันจะตัดกันไป ส่วนข้อมูลที่แตกต่างกันยังคงอยู่ แล้วจึงสามารถหาอันดับของข้อมูลที่ยังอยู่ เพื่อให้เข้าใจในภาพรวมของการคำนวณเกี่ยวกับอัตราการเกิดปฏิกิริยา อาจสรุปเป็นแนวคิด ดังภาพที่ 6.21



ภาพที่ 6.18 ขั้นตอนการหาสมการอัตราและค่าคงที่อัตรา

ตัวอย่าง 6.21 การทดลองปฏิกิริยาระหว่าง O_2 และ NO ดังสมการ

①

$$2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$$

การทดลอง	ความเข้มข้นเริ่มต้นของปฏิกิริยา (mol/L)		อัตราเริ่มต้น (mol/L·s)
	$[O_2]$	$[NO]$	
1	1.10×10^{-2}	1.30×10^{-2}	3.21×10^{-3}
2	1.10×10^{-2}	2.60×10^{-2}	12.8×10^{-3}
3	1.10×10^{-2}	3.90×10^{-2}	28.8×10^{-3}
4	2.20×10^{-2}	1.30×10^{-2}	6.40×10^{-3}
5	3.30×10^{-2}	1.30×10^{-2}	9.60×10^{-3}

② เขียนสมการอัตราของปฏิกิริยา ได้เป็น $rate = k[O_2]^m[NO]^n$ (1)

③ หาอันดับปฏิกิริยา

อันดับปฏิกิริยา (m) เมื่อคิดเทียบกับ O_2 ก่อน โดยเลือกการทดลองที่ความเข้มข้นของ NO คงที่แต่ O_2 เปลี่ยนแปลง ซึ่งจากตาราง การทดลองที่ 1 และ 4 จะเห็นว่าถ้าเพิ่มความเข้มข้นเริ่มต้นของ O_2 เป็น 2 เท่า โดยที่ความเข้มข้นของ NO คงที่ อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเพิ่มขึ้น เขียนสมการอัตราของการทดลองที่ 1 และ 4 และสมการอัตราที่ 4 หารด้วย 1 จะได้เป็น (หมายเหตุ ตัวเลขในวงเล็บหมายถึงชุดการทดลอง)

$$\frac{rate_{(4)}}{rate_{(1)}} = \frac{k [O_2]_{(4)}^m [NO]_{(4)}^n}{k [O_2]_{(1)}^m [NO]_{(1)}^n} \quad (2)$$

เมื่อแทนค่าความเข้มข้นและอัตราเริ่มต้นของการทดลองที่ 4 และ 1 ลงในสมการ (2) จะเห็นว่าความเข้มข้น NO เท่ากัน จึงตัดกันได้ จะได้

$$\begin{aligned} \frac{rate_{(4)}}{rate_{(1)}} &= \frac{k [O_2]_{(4)}^m [NO]_{(4)}^n}{k [O_2]_{(1)}^m [NO]_{(1)}^n} \\ \frac{rate_{(4)}}{rate_{(1)}} &= \frac{[O_2]_{(4)}^m}{[O_2]_{(1)}^m} \\ \frac{6.40 \times 10^{-3}}{3.21 \times 10^{-3}} &= \frac{(2.20 \times 10^{-2})^m}{(1.10 \times 10^{-2})^m} \\ 1.99 &= (2.00)^m \\ 2 &= 2^m \\ m &= 1 \end{aligned}$$

ในทำนองเดียวกัน สามารถคำนวณหาค่า n โดยเลือกการทดลองที่ 1 และ 2 จะเห็นว่าถ้าเพิ่มความเข้มข้นเริ่มต้นของ $NO(g)$ เป็น 2 เท่า โดยที่ความเข้มข้นของ O_2 คงที่ อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเพิ่มขึ้น

$$\frac{rate_{(2)}}{rate_{(1)}} = \frac{k [O_2]_{(2)}^m [NO]_{(2)}^n}{k [O_2]_{(1)}^m [NO]_{(1)}^n} \quad (3)$$

เมื่อแทนค่าความเข้มข้นและอัตราเริ่มต้นของการทดลองที่ 2 และ 1 ลงใน (3) จะเห็นว่าความเข้มข้น O_2 เท่ากัน จึงตัดกันได้ จะได้

$$\frac{\text{rate}_{(2)}}{\text{rate}_{(1)}} = \frac{[\text{NO}]_{(2)}^n}{[\text{NO}]_{(1)}^n}$$

$$\frac{12.8 \times 10^{-3}}{3.21 \times 10^{-3}} = \frac{(2.60 \times 10^{-2})^n}{(1.30 \times 10^{-2})^n}$$

$$3.99 = (2.00)^n$$

$$4 = 2^n$$

$$n = 2$$

ดังนั้น สมการอัตราของปฏิกิริยา เขียนได้เป็น

$$\text{rate} = k[\text{O}_2][\text{NO}]^2 \quad (4)$$

สมการอัตราจะบอกให้ทราบถึงอันดับปฏิกิริยาเมื่อเทียบสารนั้นๆ เป็นหลัก จากตัวอย่าง 6.21 สามารถสรุปได้ว่า อัตราการเกิดปฏิกิริยาเมื่อเทียบกับ O_2 จะเป็นปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง และเมื่อเทียบกับ NO จะเป็นปฏิกิริยาอันดับสอง และอันดับปฏิกิริยารวมเป็นอันดับสาม

จากตัวอย่าง 6.21 ถ้าเพิ่มความเข้มข้น O_2 เป็นสองเท่าโดยความเข้มข้น NO คงที่ อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเกิดขึ้นเร็วสองเท่า แต่ถ้าเพิ่มความเข้มข้น NO เป็นสองเท่าโดยความเข้มข้น O_2 คงที่ อัตราการเกิดปฏิกิริยาจะเกิดขึ้นเร็ว 4 เท่า

ค่าคงที่อัตรา

ค่าคงที่อัตรา (rate constant, k) คือ ค่าคงที่ของการเกิดปฏิกิริยาเคมี ซึ่งสัมพันธ์กับอัตราการเกิดปฏิกิริยาและความเข้มข้น ณ อุณหภูมิที่กำหนด ดังนั้น การหาค่าคงที่ทำได้เมื่อทราบสมการอัตราของปฏิกิริยา โดยค่าคงที่อัตราของปฏิกิริยาใด ๆ จะเท่ากันแม้ความเข้มข้นสารตั้งต้นเปลี่ยนแปลงไป

การคำนวณค่าคงที่อัตราทำได้โดยเลือกข้อมูลของการทดลองใดการทดลองหนึ่งเป็นตัวแทนปฏิกิริยานั้นๆ แทนค่าความเข้มข้นของสารตั้งต้นตามสมการอัตรา

หน่วยของค่าคงที่อัตราขึ้นอยู่กับอันดับรวมของปฏิกิริยา ถ้าความเข้มข้นของสารมีหน่วยเป็นโมลต่อลิตร (mol/L) และเวลามีหน่วยเป็นวินาที (s) ค่าคงที่อัตราสรุปได้ดังตารางที่ 6.10

ตารางที่ 6.4 หน่วยของค่าคงที่อัตรา

อันดับรวม	หน่วยของค่าคงที่อัตรา
0	$\text{mol/L} \cdot \text{s}$
1	$1/\text{s}$
2	$\text{L/mol} \cdot \text{s}$
3	$\text{L}^2/\text{mol}^2 \cdot \text{s}$

ตัวอย่าง 6.22 จากข้อมูลที่กำหนดให้เป็นการศึกษาปฏิกิริยา $\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{NO}(\text{g}) \rightarrow 2\text{NOF}(\text{g})$ ที่ 25°C จงหาอันดับรวมของปฏิกิริยาและค่าคงที่อัตรา

การทดลอง	$[\text{F}_2]$	$[\text{NO}]$	อัตราเริ่มต้น ($\text{mol/L} \cdot \text{s}$)
1	0.10	0.10	5.50×10^{-6}
2	0.20	0.10	2.20×10^{-5}
3	0.10	0.30	1.65×10^{-5}
4	0.10	0.60	3.30×10^{-5}

วิธีคิด

จากปฏิกิริยา เขียนสมการอัตรา ได้เป็น $\text{rate} = k[\text{F}_2]^m[\text{NO}]^n$

ขั้นตอนการหาอันดับของปฏิกิริยา ทำเหมือนตัวอย่าง 6.21 พบว่า $m = 2$ และ $n = 1$

ดังนั้น สมการอัตรา คือ $\text{rate} = k[\text{F}_2]^2[\text{NO}]^1$ (1)

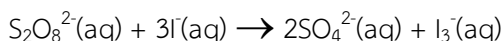
อันดับปฏิกิริยารวม $= m + n = 3$

ค่าคงที่อัตรา (k) สามารถหาได้จากสมการอัตรา $\text{rate} = k[\text{F}_2]^2[\text{NO}]^1$

แทนความเข้มข้นของ F_2 และ NO จากข้อมูลจากการทดลองใดการทดลองหนึ่ง ลงในสมการ (1) ในตัวอย่างนี้ เลือก ข้อมูลการทดลองที่ 1 จะได้

$$\begin{aligned}\text{rate} &= k[\text{F}_2]^2[\text{NO}]^1 \\ 5.50 \times 10^{-6} &= k[\text{F}_2]^2[\text{NO}]^1 \\ k &= \frac{5.50 \times 10^{-6}}{(0.1)^2(0.1)} = 5.50 \times 10^{-3} \text{ L}^2/\text{mol}^2 \cdot \text{s}\end{aligned}$$

ตัวอย่าง 6.23 แสดงการหาสมการอัตราและค่าคงที่อัตราของปฏิกิริยา



ข้อมูลจากการทดลองเป็นดังนี้

การทดลอง	$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$	$[\text{I}^-]$	อัตราเริ่มต้น ($\text{mol/L} \cdot \text{s}$)
1	0.080	0.034	2.2×10^{-4}
2	0.080	0.017	1.1×10^{-4}
3	0.16	0.017	2.2×10^{-4}

วิธีคิด

เขียนสมการอัตรา $\text{rate} = k[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^m[\text{I}^-]^n$

ขั้นแรก คำนวณหา m และ n (ทำเช่นเดียวกับตัวอย่าง 6.21) พบว่า $m=1$ และ $n=1$ ดังนั้น

$$\text{rate} = k[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}][\text{I}^-]$$

จากตัวอย่างจะเห็นว่า ค่า m และ n ในสมการอัตราไม่มีความสัมพันธ์กับสัมประสิทธิ์จำนวนโมลในสมการที่ดุลแล้วแต่อย่างใด ดังนั้นในการหาอัตราที่เกิดปฏิกิริยาจะต้องหาค่า m, n จากข้อมูลการทดลองเท่านั้น

ขั้นที่สอง คำนวณหา k โดยเลือกการทดลองใดการทดลองหนึ่ง ในที่นี้เลือกการทดลองที่ 1 แล้วแทนค่าลงไป

$$\begin{aligned}2.2 \times 10^{-4} &= k [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}][\text{I}^-] \\ k &= \frac{2.20 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{s}}{(0.080 \text{ mol/L})(0.034 \text{ mol/L})} = 8.08 \times 10^{-2} \text{ L/mol} \cdot \text{s}\end{aligned}$$

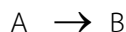
6.2.3 อันดับของปฏิกิริยา

อันดับของปฏิกิริยาสามารถใช้อธิบายความสัมพันธ์ระหว่างความเข้มข้นของสารตั้งต้นกับอัตราการเกิดปฏิกิริยา อันดับของปฏิกิริยาหาได้โดยใช้ความเข้มข้นของสารตั้งต้นเพียงตัวเดียว แล้วติดตามการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารตั้งต้นเทียบกับเวลา เรียกว่า กฎอัตราอินทิเกรต (integral rate law)

กฎอัตราอินทิเกรตจะได้สมการอัตราแบบใหม่ที่ยากต่อการเขียนกราฟ และจากเส้นกราฟที่ได้จะสามารถสรุปได้ว่าเป็นอันดับปฏิกิริยาเท่าใด ในที่นี้จะศึกษาอันดับปฏิกิริยาศูนย์ หนึ่ง และสองเท่านั้น เนื่องจากถ้าอันดับปฏิกิริยาที่สูงขึ้นวิธีการคำนวณจะซับซ้อนมากขึ้น

1) ปฏิกิริยาอันดับศูนย์

ปฏิกิริยาอันดับศูนย์ (zero-order reaction) มีสมการอัตรา เป็นดังนี้



$$\text{rate} = k[A]^0 = k \quad \text{.....(6.37)}$$

จากปฏิกิริยา (6.37) แสดงให้เห็นว่าอัตราการเกิดปฏิกิริยาไม่ขึ้นอยู่กับความเข้มข้นของสารตั้งต้น A เมื่อเขียนเป็นกฎดิฟเฟอเรนเชียล ได้ดังนี้

$$-\frac{d[A]}{dt} = k \quad \text{.....(6.38)}$$

เมื่อพิจารณาความเข้มข้นทั้งหมดของสาร A ตั้งแต่ $[A]_0$ จนถึง $[A]_t$ ในช่วงเวลาตั้งแต่ t_0 ถึง t ทำการอินทิเกรตได้ดังนี้

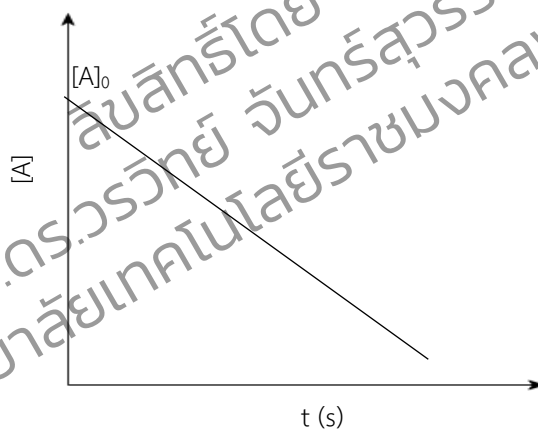
$$\begin{aligned} - \int_{[A]_0}^{[A]_t} d[A] &= -k \int_{t_0}^t dt \\ -[A]_t + [A]_0 &= kt \\ [A]_t &= [A]_0 - kt \end{aligned} \quad \text{.....(6.39)}$$

เมื่อ $[A]_0$ = ความเข้มข้นของสาร A ที่เวลา t_0 (= ความเข้มข้นเริ่มต้นของสาร A)

$[A]_t$ = ความเข้มข้นของสาร A ที่เวลา t ใดๆ

k = ค่าคงที่อัตรา

จากสมการ (6.39) สามารถนำไปใช้หาความเข้มข้นของสาร A ณ เวลาใด ๆ ได้ และเมื่อเขียนกราฟระหว่าง $[A]$ กับ t จะได้กราฟเส้นตรง มีความชันเท่ากับ $-k$ และจุดตัดบนแกน y มีค่าเท่ากับ $[A]_0$ ดังภาพที่ 6.22



ภาพที่ 6.19 กราฟระหว่างความเข้มข้นของสารตั้งต้น $[A]_0$ กับเวลา t ของปฏิกิริยาอันดับศูนย์

ครึ่งชีวิต (half-life) หมายถึง เวลาที่ต้องใช้เพื่อทำให้ความเข้มข้นของสารตั้งต้นลดลงไปครึ่งหนึ่งจากความเข้มข้นเริ่มต้น (สัญลักษณ์ ครึ่งชีวิต คือ $t_{1/2}$)

เนื่องปฏิกิริยาอันดับศูนย์ไม่ขึ้นกับความเข้มข้นของสารตั้งต้น ครึ่งชีวิตของปฏิกิริยาอันดับศูนย์คำนวณได้โดย

การแทนค่า $[A]_t = \frac{[A]_0}{2}$ ลงในสมการ (6.39) จะได้

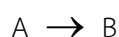
$$\frac{[A]_0}{2} = [A]_0 - kt_{(1/2)}$$

$$t_{(1/2)} = \frac{[A]_0 - \left(\frac{[A]_0}{2}\right)}{k}$$

$$t_{(1/2)} = k \left(\frac{[A]_0}{2}\right) \quad \text{.....(6.40)}$$

2) ปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง

ปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง (first-order reaction) เป็นปฏิกิริยาที่อัตราการเกิดปฏิกิริยาขึ้นอยู่กับความเข้มข้นของสารตั้งต้นยกกำลังหนึ่ง ดังสมการ



$$\text{rate} = -\frac{d[A]}{dt} = k[A] \quad \text{.....(6.41)}$$

สมการ (6.41) เขียนในรูปกฎดิฟเฟอเรนเชียล ได้ดังนี้

$$\frac{d[A]}{dt} = -k[A]$$

หรือ
$$\frac{d[A]}{[A]} = -k dt \quad \text{.....(6.42)}$$

ทำการอินทิเกรตจาก $t = 0$ ถึง $t = t$ จะได้ (เมื่อ $[A]_0$ เป็นความเข้มข้นของ A ที่เวลา $t = 0$)

$$-\int_{[A]_0}^{[A]_t} \frac{d[A]}{[A]^2} = -k \int_{t_0}^t dt$$

$$\ln[A] - \ln[A]_0 = -kt \quad \text{.....(6.43)}$$

$$2.303 \log \left(\frac{[A]}{[A]_0} \right) = -kt \quad \text{.....(6.44)}$$

$$2.303 \log \left(\frac{[A]_0}{[A]} \right) = kt \quad \text{.....(6.45)}$$

$$\log \left(\frac{[A]_0}{[A]} \right) = \frac{kt}{2.303} \quad \text{.....(6.46)}$$

$$\log[A]_0 - \log[A] = \frac{kt}{2.303} \quad \text{.....(6.47)}$$

จากสมการ (6.47) จัดสมการใหม่ได้เป็น

$$\log[A] = \log[A]_0 - \frac{kt}{2.303} \quad \text{.....(6.48)}$$

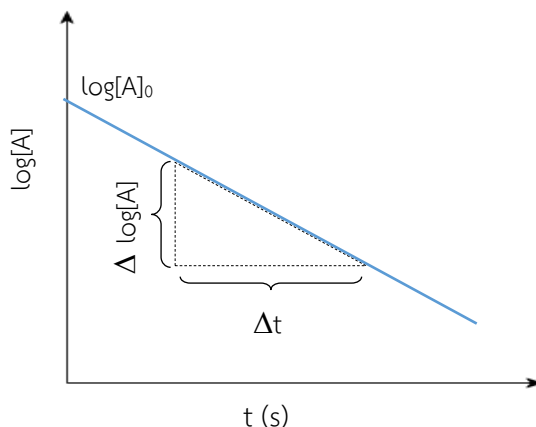
เมื่อ $[A]$ = ความเข้มข้นเป็น mol/L ของสารตั้งต้นที่เวลาเท่ากับ t

$[A]_0$ = ความเข้มข้นของสารตั้งต้นที่เวลาเท่ากับ 0 หรือ t_0 (= ความเข้มข้นเริ่มต้น)

k = ค่าคงที่อัตรา

t = เวลา

สมการ (6.48) เป็นสมการเส้นตรง ดังนั้น ถ้าเขียนกราฟระหว่าง $\log [A]$ กับเวลา t จะได้กราฟเส้นตรงที่มีความชันเท่ากับ $-\frac{kt}{2.303}$ และจุดตัดบนแกน y เท่ากับ $\log[A]_0$ ดังภาพที่ 6.23



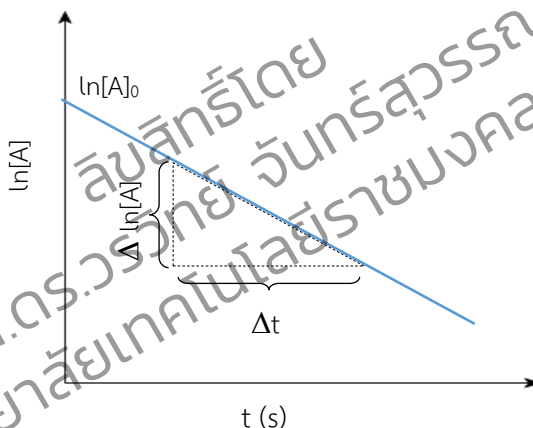
ภาพที่ 6.20 กราฟของปฏิกิริยาอันดับหนึ่งระหว่าง $\log[A]$ กับเวลา (t)

เมื่อทำการทดลองโดยบันทึกการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของสารตั้งต้นเทียบกับเวลา แล้วนำผลที่ได้เขียนกราฟระหว่าง $\log [A]$ กับ t แล้วถ้าได้กราฟเป็นเส้นตรง แสดงว่าปฏิกิริยานั้นเป็นปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง และค่าคงที่อัตราหาได้จากความชัน แต่ถ้าผลจากการเขียนกราฟไม่ได้เส้นตรง แสดงว่าปฏิกิริยานั้นจะไม่ใช่ปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง

จากสมการ (6.43) $\ln[A] - \ln[A]_0 = -kt$

จัดรูปใหม่ ได้เป็น $\ln[A] = -kt + \ln[A]_0$ (6.49)

จากสมการ (6.49) ถ้าเขียนกราฟระหว่าง $\ln[A]$ กับเวลา t จะได้กราฟเป็นเส้นตรงที่มีความชันเท่ากับ $-k$ ดังภาพที่ 6.24



ภาพที่ 6.21 กราฟของปฏิกิริยาอันดับหนึ่งระหว่าง $\ln[A]$ กับ t

ครึ่งชีวิต ($t_{1/2}$) ของปฏิกิริยาอันดับหนึ่งสามารถหาได้โดยแทนค่า $[A]_0$ ด้วย $\frac{[A]_0}{2}$ ลงในสมการ (6.45) จะได้

$$2.303 \log \left(\frac{\frac{[A]_0}{2}}{[A]_0} \right) = -kt_{(1/2)} \quad \text{.....(6.50)}$$

$$2.303 \log \left(\frac{1}{2} \right) = -kt_{(1/2)}$$

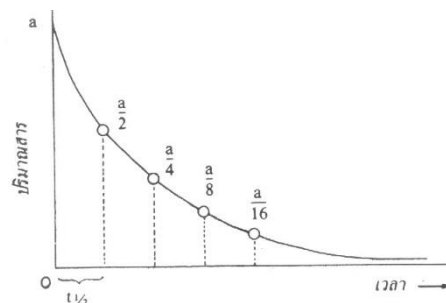
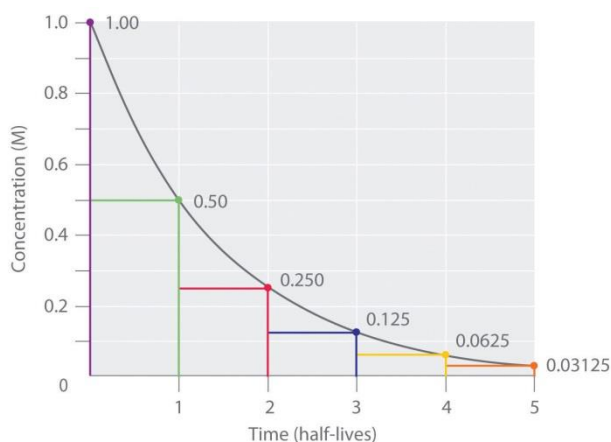
$$2.303 \log 1 - 2.303 \log 2 = -kt_{(1/2)}$$

$$2.303 \log 2 = -kt_{(1/2)}$$

$$t_{(1/2)} = \frac{2.303 \log 2}{k}$$

$$t_{(1/2)} = \frac{0.693}{k} \quad \dots\dots(6.51)$$

จากสมการ (6.51) จะเห็นได้ว่าครึ่งชีวิตของปฏิกิริยาอันดับหนึ่งไม่ขึ้นกับความเข้มข้นเริ่มต้นของสารตั้งต้น หมายความว่า ไม่ว่าความเข้มข้นเริ่มต้นของสารตั้งต้นจะเป็นเท่าใดก็ตาม ความเข้มข้นจะลดลงครึ่งหนึ่งในช่วงเวลาครึ่งชีวิต และเมื่อเวลาผ่านไปอีกครั้งชีวิต ความเข้มข้นจะลดลงอีกครั้งหนึ่ง และเป็นเช่นนี้ไปเรื่อย ๆ ดังแสดงในรูป 6.25



ภาพที่ 6.22 แสดงความสัมพันธ์ระหว่าง $t_{1/2}$ กับปริมาณสาร ให้ a เป็นปริมาณของสารขณะเริ่มต้น

ตัวอย่าง 6.24 สำหรับปฏิกิริยา $2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ เมื่อเขียนกราฟระหว่าง $\log[\text{N}_2\text{O}_5]$ กับเวลา (t) ปรากฏว่าความชันของเส้นกราฟเท่ากับ $-5.86 \times 10^{-5} \text{ 1/s}$ เมื่อปฏิกิริยาดำเนินไปที่อุณหภูมิ 35°C จงหาค่าคงที่อัตรา

วิธีคิด ความชันของเส้นกราฟระหว่าง $\log [\text{N}_2\text{O}_5]$ กับเวลา = $-5.86 \times 10^{-5} \text{ 1/s}$

$$\begin{aligned} \text{จาก} \quad \text{slope} &= -\frac{k}{2.303} \\ -5.86 \times 10^{-5} &= -\frac{k}{2.303} \\ k &= 1.35 \times 10^{-4} \end{aligned}$$

ตัวอย่าง 6.25 ครึ่งชีวิตของปฏิกิริยาการสลายตัวของ $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$ ที่ 35°C จะมีค่าเท่าใด ถ้าค่าคงที่อัตรา (k) สำหรับปฏิกิริยานี้เท่ากับ $8.10 \times 10^{-3} \text{ 1/s}$

วิธีคิด ข้อสังเกตจากหน่วยของค่าคงที่อัตรา บอกว่าเป็นปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง ดังนั้น

$$\begin{aligned} t_{(1/2)} &= \frac{0.693}{k} \\ t_{(1/2)} &= \frac{0.693}{8.10 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}} = 85.6 \text{ วินาที} \end{aligned}$$

ตัวอย่าง 6.26 การสลายตัวของ N_2O_5 ที่ 35°C เป็นปฏิกิริยาอันดับหนึ่ง โดยใช้ความเข้มข้นเริ่มต้นของ N_2O_5 เท่ากับ 0.50 mol/L และมีค่าคงที่อัตรา (k) เท่ากับ $1.35 \times 10^{-4} \text{ 1/s}$ จงหา

- ก) ความเข้มข้นของ N_2O_5 เมื่อเวลาผ่านไป 300 วินาที
- ข) เวลาที่ใช้ (วินาที) เพื่อทำให้ความเข้มข้นของ N_2O_5 เหลือ 0.30 mol/L
- ค) เวลาที่ใช้ (วินาที) เพื่อทำให้ความเข้มข้นของ N_2O_5 สลายตัวไป 90%
- ง) เวลา (วินาที) ที่ทำให้ความเข้มข้นของ N_2O_5 ลดลงครึ่งหนึ่ง

วิธีคิด

ก) คำนวณ $[\text{N}_2\text{O}_5]$ เมื่อเวลาผ่านไป 300 วินาที จากสมการ (6.46)

$$\log\left(\frac{[\text{N}_2\text{O}_5]_0}{[\text{N}_2\text{O}_5]}\right) = \frac{kt}{2.303}$$

$$\log\left(\frac{0.50}{[\text{N}_2\text{O}_5]}\right) = \frac{(1.35 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1})(300 \text{ s})}{2.303}$$

$$\log\left(\frac{0.50}{[\text{N}_2\text{O}_5]}\right) = 0.0176$$

ทำ anti-log $\frac{0.50}{[\text{N}_2\text{O}_5]} = 1.04$

$$[\text{N}_2\text{O}_5] = \frac{0.50}{1.04} = 0.48 \text{ mol/L}$$

ข) หาเวลาที่ใช้ (วินาที) เพื่อทำให้ $[\text{N}_2\text{O}_5]$ เหลือ 0.30 mol/L จากสมการ (6.46) แทนค่าจะได้

$$\log\left(\frac{0.50}{0.30}\right) = \frac{(1.35 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1})t}{2.303}$$

$$t = \log\left(\frac{0.50}{0.30}\right) \left(\frac{2.303}{1.35 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}}\right) = 3,784.6 \text{ s}$$

ค) หาเวลาที่ใช้ (วินาที) เพื่อทำให้ N_2O_5 สลายตัว 90% แสดงว่าจะเหลือ $[\text{N}_2\text{O}_5]$ 10%

ดังนั้น 10% ของ 0.50 เท่ากับ 0.05 mol/L

$$\log\left(\frac{0.50}{0.05}\right) = \frac{(1.35 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1})t}{2.303}$$

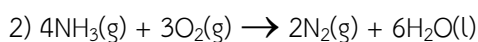
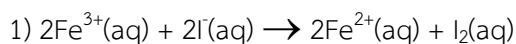
$$t = \log\left(\frac{0.50}{0.05}\right) \left(\frac{2.303}{1.35 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}}\right) = 17,059 \text{ s}$$

ง) เวลา (วินาที) ที่ทำให้ $[\text{N}_2\text{O}_5]$ ลดลงครึ่งหนึ่ง ก็คือ $t_{1/2}$ จากสมการ (6.51)

$$t_{(1/2)} = \frac{0.693}{1.35 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}} = 5,134 \text{ s}$$

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

1. จงเขียนอัตราความสัมพันธ์ระหว่างอัตราการเกิดปฏิกิริยาของสารในปฏิกิริยาต่อไปนี้



2. จากปฏิกิริยา $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$ เมื่ออัตราเร็วในการเกิดปฏิกิริยาของ H_2 เท่ากับ $0.074 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$ จงหา (ก) อัตราในการเกิด NH_3 และ (ข) อัตราการเกิดปฏิกิริยาของ N_2

3. กำหนดปฏิกิริยา $4\text{NH}_3(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{N}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ถ้าอัตราการเกิด N_2 มีค่า $0.800 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$ จงคำนวณหา (ก) อัตราการเกิด H_2O และ (ข) อัตราการหายไปของ NH_3 และ O_2

4. ปฏิกิริยา $\text{BrO}_3^{-}(\text{aq}) + 5\text{Br}^{-}(\text{aq}) + 6\text{H}^{+}(\text{aq}) \rightarrow 3\text{Br}_2(\text{l}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

การทดลอง	$[\text{BrO}_3^{-}] \text{ (mol/L)}$	$[\text{Br}^{-}] \text{ (mol/L)}$	$[\text{H}^{+}] \text{ (mol/L)}$	rate $\text{ (mol/L}\cdot\text{s)}$
1	0.10	0.10	0.10	8.0×10^{-4}
2	0.20	0.10	0.10	1.6×10^{-3}
3	0.20	0.20	0.10	3.2×10^{-3}
4	0.10	0.10	0.20	3.2×10^{-3}

จงหา (ก) อันดับของสารตั้งต้นแต่ละตัวและอันดับรวมของปฏิกิริยา

(ข) ค่าคงที่อัตรา

5. จงหาค่าคงที่อัตราของปฏิกิริยา $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ จากข้อมูลผลการทดลองดังนี้

การทดลอง	ความเข้มข้นเริ่มต้น (mol/L)		อัตราเริ่มต้นการเกิด C_2H_6 $\text{ (mol/L}\cdot\text{min)}$
	C_2H_4	H_2	
1	0.20	0.10	4.0
2	0.10	0.10	2.0
3	0.20	0.20	8.0

6. ปฏิกิริยา $4\text{Hb} + 3\text{CO} \rightarrow \text{Hb}_4(\text{CO})_3$ ได้ผลการทดลองดังนี้

การทดลอง	ความเข้มข้นเริ่มต้น (mol/L)		อัตราเริ่มต้น $\text{ (mol/L}\cdot\text{min)}$
	$[\text{Hb}]$	$[\text{CO}]$	
1	3.00	1.00	0.90
2	6.00	1.00	1.80
3	6.00	2.00	3.60

จงคำนวณหาอัตราการหายไปของ Hb ที่ความเข้มข้นของ Hb=3.00 mol/L และ CO=2.00 mol/L

7. จากปฏิกิริยา $2\text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ข้อมูลผลการทดลองดังนี้

การทดลอง	ความเข้มข้นเริ่มต้น (mol/L)		อัตราเริ่มต้น $\text{ (mol/L}\cdot\text{min)}$
	NO	H_2	
1	0.10	0.10	4.0×10^{-5}
2	0.10	0.20	4.0×10^{-5}
3	0.20	0.10	16.0×10^{-5}

จงคำนวณ (ก) กฎอัตราของปฏิกิริยา (ข) ค่าคงที่อัตรา (ค) อัตราเร็วของปฏิกิริยาเมื่อ $[\text{NO}]=0.05 \text{ mol/L}$ และ $[\text{H}_2]=0.10 \text{ mol/L}$

เอกสารอ้างอิง

1. โครงการตำราวิทยาศาสตร์และคณิตศาสตร์มูลนิธิ สวอน. 2550. **เคมี 3 (แก๊ส เทอร์โมไดนามิกส์ สมดุลเคมี ไฟฟ้าเคมี จลนศาสตร์เคมี)**. กรุงเทพฯ: บริษัทด้านสุขภาพการพิมพ์ จำกัด.
2. นภดล ไชยคำ, พีรพรรณ พันธนาวิณ และลัดดาวัลย์ ผดุงทรัพย์. 2545. **เคมี 1**. กรุงเทพฯ: แมคกรอฮิล.
3. ลัดดา มีสุข. 2545. **เคมีทั่วไป เล่ม1 ฉบับรวบรัด**. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์มหาวิทยาลัยเกษตรศาสตร์.
4. วชิร ชาทิตติคุณวงศ์. 2540. **ทฤษฎีและตัวอย่างโจทย์ เคมีพื้นฐาน**. กรุงเทพฯ: แมคกรอ-ฮิล อินเทอร์เน็ตเนชั่นแนล เอ็นเตอร์ไพรส์ อิงค์.
5. อภิสิทธิ์ ศงสะเสน, สรณันรินทร์ บังเกิดผล และอาทิตย์ สกุลตันติเมธา. 2554. **เคมีทั่วไปสำหรับวิศวกร**. กรุงเทพฯ: บริษัททริฟเพิ้ล กรุ๊ป จำกัด.
6. อินทิรา หาญพงษ์พันธ์ และบัญชา พูลโกคา. 2554. **เคมีทั่วไป สำหรับนิสิตวิศวกรรมศาสตร์ (ฉบับปรับปรุง)**. พิมพ์ครั้งที่ 9. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
7. อินทิรา หาญพงษ์พันธ์. 2547. **วิเคราะห์โจทย์เคมีด้วยตนเอง สำหรับนิสิตวิศวกรรมศาสตร์**. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
8. Averil B. A. **Principles of General Chemistry**. (Online).
<http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
<http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
9. Brown L. S., Holme T. A. 2010. **Chemistry for Engineering Students**, 2nd ed. Canada: Thomson Brook Cole.
10. Brown T. L., LeMay H. E., Bursten B. E., Murphy C. J., Woodward P. 2009. **Chemistry: The Central Science**, 7th ed. New Jersey: Pearson Education, Inc.
11. Burns. R. A. **Fundamentals of Chemistry**. 4th ed. (Online).
http://wps.prenhall.com/esm_burns_chemistry_4/
12. Chang R., Goldsby K. A. 2013. **Chemistry**. 11th ed. New York: McGraw-Hill.
13. Hill J. W., Petrucci R. H., McCreary T. W., Perry S. S., **General Chemistry**, 4th ed., (Online).
http://wps.prenhall.com/esm_hillpetrucci_genchem_4/
14. McMurry J., Castellion M., Ballantine D. S., Hoeger C. A. Peterson V. E. 2010. **Fundamentals of General, Organic, and Biological Chemistry**. New Jersey: Pearson Education, Inc.
15. Petrucci R. H., Geoffrey F., Herring, Madura J. D. Bissonnette C. 2010. **General Chemistry: Principles and Modern Applications**. 10th ed. New Jersey: Pearson Prentice Hall.
16. Silberberg M. S. 2013. **Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change**. New York: McGraw-Hill.
17. Silberberg M. S. 2013. **Principle of General Chemistry**. New York: McGraw-Hill.

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 14

หน่วยเรียนที่ 7 กรด-เบส และสมดุลไอออน
บทเรียนที่ 7.1 สมดุลกรด-เบส

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจสมดุลกรด-เบส

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายนิยามกรด-เบส
2. คำนวณเกี่ยวกับค่าคงที่การแตกตัวของกรด-เบส
3. คำนวณเกี่ยวกับค่า pH
4. คำนวณเกี่ยวกับการไทเทรตกรด-เบส

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

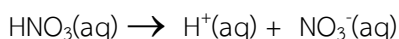
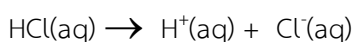
หน่วยเรียนที่ 7 กรด-เบส และสมดุลไอออน

บทเรียนที่ 7.1 สมดุลกรด-เบส

7.1.1 นิยามกรด-เบส

1) นิยามของอาร์เรเนียส

ในปี ค.ศ.1887 อาร์เรเนียส (Svante A. Arrhenius) นักเคมีชาวสวีเดนให้นิยามของกรด-เบส ดังนี้
กรด หมายถึง สารที่ละลายน้ำแล้วสามารถแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน (H^+) เช่น HCl , H_2SO_4 และ HNO_3 ดังปฏิกิริยา



หมายเหตุ H^+ หรือ โปรตอน คือสปีชีส์ที่แสดงความเป็นกรด

เบส หมายถึง สารที่เมื่อละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) เช่น $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$ และ $Ba(OH)_2$ ดังปฏิกิริยา



หมายเหตุ OH^- คือสปีชีส์ที่แสดงความเป็นเบส

นิยามของอาร์เรเนียสมีข้อจำกัด คือ

- 1) สารที่มีสมบัติเป็นกรดและเบส จะต้องละลายน้ำได้เท่านั้น ในความเป็นจริงปฏิกิริยาเคมีไม่จำเป็นต้องเกิดขึ้นในตัวทำละลายน้ำ
- 2) สารบางตัวไม่มีหมู่ OH เป็นองค์ประกอบในโมเลกุล แต่มีสมบัติเป็นเบส เช่น NH_3

หมายเหตุ สปีชีส์ที่แสดงความเป็นกรดของสารคือ H^+ หรือ โปรตอน ซึ่งในความเป็นจริง H^+ ไม่สามารถอยู่เป็นสปีชีส์อิสระในสารละลายน้ำ โดยทั่วไปจะรวมตัวกับ H_2O เป็น H_3O^+ เรียกว่า ไฮโดรเนียมไอออน

ดังนั้น ในการศึกษาเกี่ยวกับสมบัติกรด-เบส ในหน่วยเรียนนี้ สปีชีส์ที่ใช้แสดงความเป็นกรดของสารจะแสดงเป็น H^+ เพื่อให้ง่ายต่อการทำให้สมการสมดุลและการคำนวณค่า แต่มีบางส่วนที่แสดงเป็น H_3O^+ เพื่อแสดงสมการเคมีที่สมบูรณ์

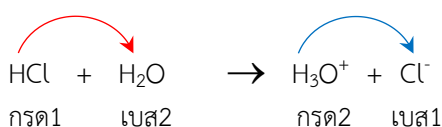
2) นิยามของเบรินสเตดและลาวรี

ในปี ค.ศ.1923 เบรินสเตด (Johannes Nicolaus Bronsted) นักเคมีชาวเดนมาร์ก และลาวรี (Thomas Martin Lowry) นักเคมีชาวอังกฤษ ได้ศึกษาการให้และรับ H^+ ของสาร เพื่ออธิบายและจำแนกกรด-เบสได้กว้างขึ้น ได้นิยาม ดังนี้

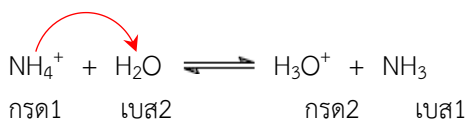
กรด หมายถึง สารที่ให้ H^+ แก่สารอื่น

เบส หมายถึง สารที่รับ H^+ จากสารอื่น

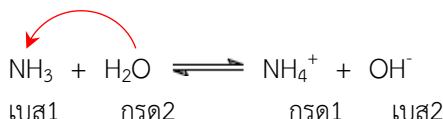
ในการพิจารณาสมบัติกรด-เบสตามนิยามเบรินสเตดและลาวรี จะต้องพิจารณาสองส่วนควบคู่กัน คือ สารที่เป็นกรดหรือเบส และสปีชีส์ที่มีการเปลี่ยนแปลงว่ามี H^+ เพิ่มขึ้น หรือลดลง เช่น



HCl เป็นกรด (ดูได้จากสปีชีส์ที่เปลี่ยนแปลงไปซึ่งจะเหลือเพียง Cl^- แสดงว่า HCl สูญเสีย H^+ ไป) ในขณะที่ H_2O จะเป็นเบส เนื่องจากรับ H^+ มาจาก HCl (ดูได้จากสปีชีส์ที่เปลี่ยนแปลงไปเป็น H_3O^+) และเมื่อพิจารณาปฏิกิริยาย้อนกลับ H_3O^+ จะเป็นกรด และ Cl^- เป็นเบส



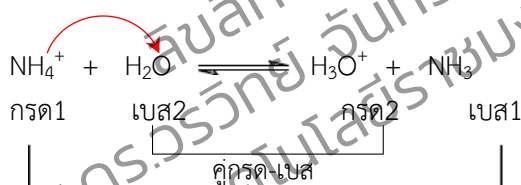
NH_4^+ เป็นสารที่ให้ H^+ ดังนั้น NH_4^+ จึงเป็นกรด ส่วน H_2O เป็นสารที่รับ H^+ ดังนั้น H_2O จึงเป็นเบส เมื่อเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ H_3O^+ เป็นกรดส่วน NH_3 เป็นเบสซึ่งอธิบายได้เช่นเดียวกัน



NH_3 เป็นเบสจะรับ H^+ จาก H_2O ซึ่งเป็นกรด แล้ว NH_3 กลายเป็น NH_4^+ ซึ่งเป็นกรดสำหรับปฏิกิริยาย้อนกลับ และ OH^- เป็นเบสสำหรับปฏิกิริยาย้อนกลับ

จากนิยามของเบรินสเตดและลาวรี จะเห็นว่าในปฏิกิริยาหนึ่งๆ จะมีตัวให้และตัวรับ H^+ เสมอ สารที่เป็นกรดเมื่อแตกตัวให้ H^+ แก่สารอื่นไป สปีชีส์ที่เหลือจะเป็นเบส (จะสามารถรับ H^+ ได้ในปฏิกิริยาย้อนกลับ) ส่วนสารที่เป็นเบสเมื่อรับ H^+ แล้วจะเปลี่ยนไปเป็นกรด (จะสามารถให้ H^+ ได้ในปฏิกิริยาย้อนกลับ) จึงเรียกรกรดและเบสคู่ดังกล่าวว่า คู่กรด-เบส (conjugated acid-base)

จากปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสจะเห็นว่าในปฏิกิริยาหนึ่งๆ อาจจะจัดคู่กรด-เบสได้ 2 คู่ด้วยกัน กล่าวคือ กรดเมื่อให้ H^+ แล้วจะได้สารที่เป็นคู่เบส (conjugated base) เช่น HCl เป็นกรดเมื่อให้ H^+ เหลือสปีชีส์เป็น Cl^- (เรียก Cl^- เป็นคู่เบสของกรด HCl)

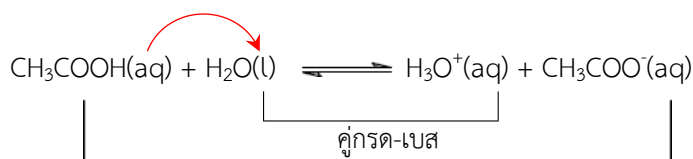


ปฏิกิริยานี้เมื่อพิจารณาปฏิกิริยาไปข้างหน้า NH_4^+ ทำหน้าที่เป็นกรด เพราะให้ H^+ แก่ H_2O แล้วสปีชีส์ที่เปลี่ยนแปลงได้เป็น NH_3 ในขณะที่ H_2O รับ H^+ จึงเป็นเบส (ดูได้จากแล้วสปีชีส์ที่เปลี่ยนแปลงได้เป็น H_3O^+) และเมื่อพิจารณาจากปฏิกิริยาย้อนกลับ สรุปได้ว่า H_3O^+ เป็นกรดเพราะให้ H^+ กับ NH_3 ซึ่งเป็นเบสแล้วได้ H_2O และ NH_4^+ ตามลำดับ

เรียก NH_4^+ ว่า คู่กรดของ NH_3 (เบส)
 H_2O ว่า คู่เบสของ H_3O^+ (กรด)
 NH_3 ว่า คู่เบสของ NH_4^+
 H_3O^+ ว่า คู่กรดของ H_2O

จะเห็นว่า คู่กรด-เบส นั้นจะมีจำนวน H^+ ต่างกัน 1 ตัว หรืออาจกล่าวได้ว่าจำนวน H^+ ของคู่กรดจะมากกว่า H^+ คู่เบสอยู่ 1 ตัวเสมอ

ตัวอย่าง 7.1 เขียนปฏิกิริยากรดแอสติก (CH_3COOH) แยกตัวในน้ำและบอกคู่กรด-เบส



คู่กรดของ H_2O คือ H_3O^+

คู่เบสของ CH_3COOH คือ CH_3COO^-

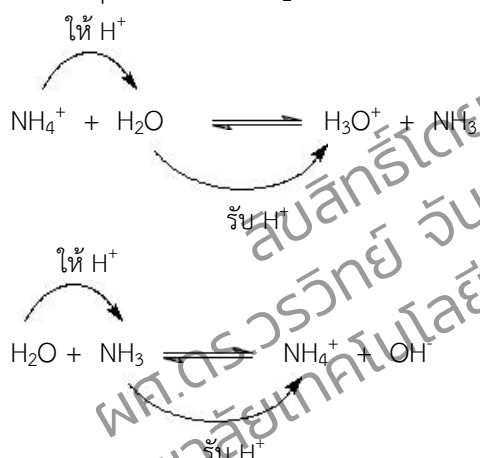
คู่กรดของ CH_3COO^- คือ CH_3COOH

คู่เบสของ H_3O^+ คือ H_2O

ตัวอย่าง 7.2 เขียนปฏิกิริยาการแตกตัวของสารต่อไปนี้ให้สมบูรณ์

- 1) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
- 2) $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
- 3) $\text{HSO}_4^- + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- 5) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

สารบางชนิดสามารถเป็นได้ทั้งกรดและเบส เรียกว่า สารแอมโฟโปรติก (amphiprotic) หรือแอมโฟเทอริก (amphoteric) เช่น H_2O , CH_3COOH และ NH_3 โดยสารแอมโฟโปรติกจะมีสมบัติเป็นกรดหรือเบสขึ้นกับทำหน้าที่ให้หรือรับ H^+ ในปฏิกิริยานั้นๆ เช่น กรณีของ H_2O



ในปฏิกิริยาข้างต้น H_2O ทำหน้าที่เป็นกรดเมื่อทำปฏิกิริยากับ NH_3 เนื่องจากรับ H^+ ส่วนอีกปฏิกิริยา H_2O ทำหน้าที่เป็นเบสเมื่อทำปฏิกิริยากับ NH_4^+ เนื่องจากให้ H^+

นิยามกรด-เบสของเบรินสเตดและลาวรี จะอธิบายได้กว้างขวางกว่าของนิยามของอาร์เรเนียส แต่มีข้อจำกัดคือ สารที่จะทำหน้าที่เป็นกรดได้นั้นจะต้องมี H เป็นองค์ประกอบในสูตรเคมี และต้องแตกตัวให้ H^+ แก่สารอื่นได้ด้วย ดังนั้น ถ้าสารใดสารหนึ่งไม่สามารถให้ H^+ ได้จะไม่จัดเป็นกรดตามนิยามของเบรินสเตดและลาวรี ซึ่งในความจริงแล้วยังมีสารบางชนิดที่ไม่มี H เป็นองค์ประกอบในสูตรเคมี หรือไม่แตกตัวให้ H^+ แก่สารอื่น แต่ยังคงมีสมบัติเป็นกรด

ตารางที่ 7.1 คู่กรด-คู่เบสและความแรงของคู่กรด-คู่เบส

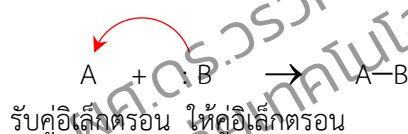
คู่กรด		คู่เบส	
กรดเปอร์คลอริก	HClO ₄	เปอร์คลอเรตไอออน	ClO ₄ ⁻
กรดไฮโดรไอโอดิก	HI	ไอโอดัดไอออน	I ⁻
กรดไฮโดรโบรมิก	HBr	โบรมัดไอออน	Br ⁻
กรดไฮโดรคลอริก	HCl	คลอไรด์ไอออน	Cl ⁻
กรดไนตริก	HNO ₃	ไนเตรตไอออน	NO ₃ ⁻
กรดซัลฟิวริก	H ₂ SO ₄	ไฮโดรเจนซัลเฟตไอออน	HSO ₄ ⁻
ไฮโดรเนียมไอออน	H ₃ O ⁺	น้ำ	H ₂ O
ไฮโดรเจนซัลเฟตไอออน	HSO ₄ ⁻	ซัลเฟตไอออน	SO ₄ ²⁻
กรดไนตริก	HNO ₂	ไนไตรต์ไอออน	NO ₂ ⁻
กรดแอสติก	CH ₃ COOH	แอสเตตไอออน	CH ₃ COO ⁻
กรดคาร์บอนิก	H ₂ CO ₃	ไบคาร์บอเนตไอออน	HCO ₃ ⁻
แอมโมเนียมไอออน	NH ₄ ⁺	แอมโมเนีย	NH ₃
ไบคาร์บอเนตไอออน	HCO ₃ ⁻	คาร์บอเนตไอออน	CO ₃ ²⁻
น้ำ	H ₂ O	ไฮดรอกไซด์ไอออน	OH ⁻
เมทานอล	CH ₃ OH	เมทอกไซด์ไอออน	CH ₃ O ⁻
แอมโมเนีย	NH ₃	เอไมด์ไอออน	NH ₂ ⁻

3) นิยามของลิวอิส

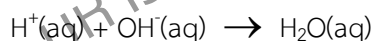
ในปี ค.ศ.1938 ลิวอิส (Gilbert Newton Lewis) นักเคมีชาวอเมริกันได้ให้นิยามเกี่ยวกับกรด-เบสที่เกี่ยวข้องกับการให้และรับคู่อิเล็กตรอนระหว่างสารที่เป็นกรดและเบส คือ

- กรด หมายถึง สารที่สามารถรับคู่อิเล็กตรอนจากสารอื่น เรียกว่า กรดลิวอิส (Lewis acid)
- เบส หมายถึง สารที่สามารถให้คู่อิเล็กตรอนแก่สารอื่น เรียกว่า เบสลิวอิส (Lewis base)

คู่อิเล็กตรอน หมายถึง เวเลนซ์อิเล็กตรอนสองตัวที่ไม่ได้ใช้ในการสร้างพันธะ หรือที่เรียกว่า อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว พันธะที่เกิดขึ้นระหว่างกรดลิวอิสและเบสลิวอิส ตามนิยามของลิวอิสเป็นพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ เช่น สาร B มีอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวเหลืออย่างน้อยหนึ่งคู่ ในขณะที่ A มีออร์บิทัลว่างที่สามารถรับคู่อิเล็กตรอนได้

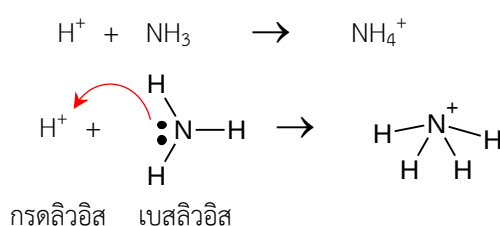


ตัวอย่างปฏิกิริยากรด-เบส ตามนิยามของลิวอิส คือ ปฏิกิริยาระหว่าง H⁺ กับ OH⁻

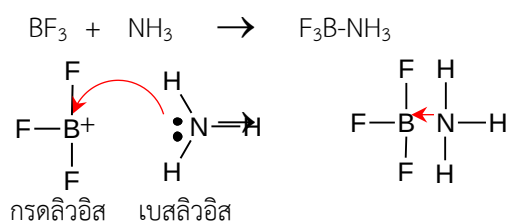


ตามนิยามของลิวอิส OH⁻ เป็นเบส เรียกว่า เบสลิวอิส เพราะทำหน้าที่ให้คู่อิเล็กตรอนแก่ H⁺ ดังนั้น H⁺ จึงเป็นกรด เรียกว่า กรดลิวอิส เพราะเป็นตัวรับคู่อิเล็กตรอน

ตัวอย่างปฏิกิริยาระหว่าง NH₃ กับ H⁺



ตัวอย่างปฏิกิริยาระหว่าง BF_3 และ NH_3



ในทั้งสองกรณีนี้ NH_3 เป็นเบสลิวอิส เพราะให้คู่อิเล็กตรอนกับ H^+ และ BF_3 ในการเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ ดังนั้น H^+ และ BF_3 จึงเป็นกรดลิวอิส เพราะสามารถรับคู่อิเล็กตรอนจาก NH_3

7.1.2 ค่าคงที่การแตกตัวของกรด-เบส

การแตกตัวของกรด-เบส คือความสามารถในการแตกตัวให้สปีชีส์ที่แสดงความเป็นกรดหรือเบสในตัวทำละลายต่างๆ ในหน่วยเรียนนี้จะอธิบายเฉพาะการแตกตัวของกรด-เบสในตัวทำละลายน้ำ (aqueous solvent) เท่านั้น

การแตกตัวของกรด-เบสขึ้นอยู่กับปัจจัยสำคัญ 2 ประการ คือ ชนิดของกรดหรือเบส และอิทธิพลของตัวทำละลาย จากนิยามของอาร์เรเนียส กรดแก่จะสามารถแตกตัวให้ H^+ ได้มากกว่ากรดอ่อน และเบสแก่จะสามารถแตกตัวให้ OH^- ได้มากกว่าเบสอ่อน

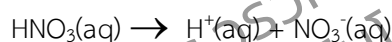
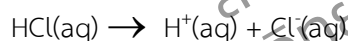
ในกรณีที่เป็กรดแก่หรือเบสแก่ การแตกตัวเป็นไอออน (H^+ หรือ OH^-) เกิดขึ้นอย่างสมบูรณ์

ในกรณีที่เป็กรดอ่อนหรือเบสอ่อน การแตกตัวเป็นไอออน (H^+ หรือ OH^-) เกิดขึ้นอย่างไม่สมบูรณ์ ดังนั้น ณ ภาวะสมดุล จะมีทั้งสปีชีส์ H^+ หรือ OH^- ที่แตกตัวไป และยังคงกรดอ่อน หรือเบสอ่อนที่แตกตัวไม่หมด การแตกตัวของกรดอ่อนหรือเบสอ่อนจึงสามารถแสดงได้ด้วยค่าคงที่สมดุลการแตกตัว

1) การแตกตัวของกรด-เบส

1.1) การแตกตัวของกรดแก่-เบสแก่

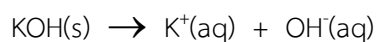
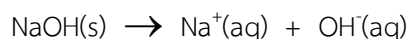
กรดแก่ (strong acid) หมายถึง กรดที่สามารถแตกตัวเป็น H^+ ได้อย่างสมบูรณ์ (100%) ซึ่งกรดแก่จะแตกตัวให้ H^+ ได้ทั้งหมด ดังนั้น ความเข้มข้นของ H^+ ที่เกิดจากการแตกตัวจะเท่ากับค่าความเข้มข้นเริ่มต้นของกรดแก่ นั้น



ดังนั้น $[\text{H}^+]_{\text{แตกตัว}} = [\text{HCl}]_{\text{เริ่มต้น}}$

$[\text{H}^+]_{\text{แตกตัว}} = [\text{HNO}_3]_{\text{เริ่มต้น}}$

เบสแก่ (strong base) หมายถึง เบสที่สามารถแตกตัวเป็น OH^- ได้อย่างสมบูรณ์ (100%) ซึ่งเบสแก่ทำปฏิกิริยากับน้ำแล้วแตกตัวให้ OH^- ได้ทั้งหมด ดังนั้น ความเข้มข้นของ OH^- ที่เกิดจากการแตกตัวจะเท่ากับค่าความเข้มข้นเริ่มต้นของเบสแก่ นั้น

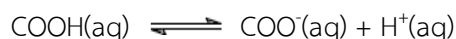
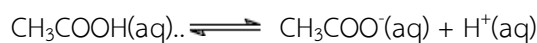


ดังนั้น $[\text{OH}^-]_{\text{แตกตัว}} = [\text{NaOH}]_{\text{เริ่มต้น}}$

$[\text{OH}^-]_{\text{แตกตัว}} = [\text{KOH}]_{\text{เริ่มต้น}}$

1.2) การแตกตัวของกรดอ่อน-เบสอ่อน

กรดอ่อน (weak acid) หมายถึง กรดที่แตกตัวเป็น H^+ ได้ไม่สมบูรณ์ ($<<100\%$) ซึ่งกรดอ่อนจะแตกตัวให้ H^+ ได้ไม่ทั้งหมด และในระบบยังมีกรดอ่อนนั้นอยู่ด้วย ดังนั้น ความเข้มข้นของ H^+ ที่เกิดจากการแตกตัวของกรดอ่อนจึงน้อยกว่าความเข้มข้นเริ่มต้นของกรดนั้น เช่น



ดังนั้น $[H^+]_{\text{แตกตัว}} < [CH_3COOH]_{\text{เริ่มต้น}}$

$[H^+]_{\text{แตกตัว}} < [COOH]_{\text{เริ่มต้น}}$

เบสอ่อน (weak base) หมายถึง เบสที่แตกตัวเป็น OH^- ได้ไม่สมบูรณ์ ($<<100\%$) ซึ่งเบสอ่อนจะแตกตัวให้ OH^- ได้ไม่ทั้งหมด และในระบบยังมีเบสอ่อนนั้นอยู่ด้วย ดังนั้น ความเข้มข้นของ OH^- ที่เกิดจากการแตกตัวของเบสอ่อนจึงน้อยกว่าความเข้มข้นเริ่มต้นของเบสนั้น เช่น



ดังนั้น $[OH^-]_{\text{แตกตัว}} < [NH_3]_{\text{เริ่มต้น}}$

$[OH^-]_{\text{แตกตัว}} < [NH_2]_{\text{เริ่มต้น}}$

การบอกปริมาณ $[H^+]$ และ $[OH^-]$ ที่เกิดจากการแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อนนิยมบอกเป็นร้อยละเรียกว่า ร้อยละการแตกตัว ดังนี้

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} = \frac{\text{ความเข้มข้นของ } H^+ \text{ ที่แตกตัว}}{\text{ความเข้มข้นของกรดทั้งหมด}} \times 100$$

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของเบส} = \frac{\text{ความเข้มข้นของ } OH^- \text{ ที่แตกตัว}}{\text{ความเข้มข้นของเบสทั้งหมด}} \times 100$$

การคำนวณร้อยละการแตกตัวของกรดหรือเบสได้นั้นจะต้องรู้ความเข้มข้นของ H^+ หรือ OH^- ที่แตกตัว ณ ภาวะสมดุล ในการคำนวณหาความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุล ทำได้โดยเขียนภาวะ 3 ภาวะคือ ภาวะเริ่มต้น ภาวะเปลี่ยนแปลง และภาวะสมดุล (รายละเอียดและขั้นตอนการคำนวณกล่าวมาแล้วในหน่วยเรียนที่ 6 บทเรียนสมดุลเคมี)

ตัวอย่าง 7.4 กรด HA มีความเข้มข้นเริ่มต้นเท่ากับ 2.50 mol/L พบว่าที่ภาวะสมดุล มีความเข้มข้นของ H^+ ที่แตกตัวได้เท่ากับ $6.4 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ จงคำนวณร้อยละการแตกตัว

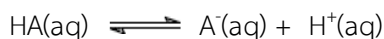
$$\% \text{การแตกตัวของ HA} = \frac{6.4 \times 10^{-3} \text{ mol/L}}{2.50 \text{ mol/L}} \times 100 = 0.26\%$$

ดังนั้น กรด HA มีความเข้มข้นเริ่มต้นเท่ากับ 2.50 mol/L แตกตัวให้ H^+ ได้เพียงร้อยละ 0.26

2) ค่าคงที่การแตกตัว

ปริมาณการแตกตัวของกรดอ่อนหรือเบสอ่อนพิจารณาได้โดยใช้ค่าคงที่สมดุลที่เรียกว่า ค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อน (weak acid dissociation constant, K_a) และค่าคงที่การแตกตัวของเบสอ่อน (weak base dissociation constant, K_b)

กรณีของกรดอ่อน สมมติให้ HA เป็นกรดอ่อน ดังนั้น ปฏิกิริยาการแตกตัวของกรดอ่อน คือ



$$\text{ค่าคงที่สมดุล} \quad K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{.....(7.1)}$$

เมื่อ K_a = ค่าคงที่ของการแตกตัวของกรดอ่อน

กรณีของเบสอ่อน สมมติให้ B^- เป็นเบสอ่อน ปฏิกริยาการแตกตัวของเบสอ่อน คือ



$$\text{ค่าคงที่สมดุล} \quad K_b = \frac{[\text{HB}][\text{OH}^-]}{[\text{B}^-]} \quad \text{.....(7.2)}$$

เมื่อ K_b = ค่าคงที่ของการแตกตัวของเบสอ่อน

ค่า K_a และ K_b บอกให้ทราบว่ากรดอ่อนหรือเบสอ่อนนั้นแตกตัวได้มากน้อยเพียงใด ณ อุณหภูมิหนึ่ง ๆ ค่า K_a และ K_b ของกรดอ่อนและเบสอ่อนบางชนิด แสดงดังตารางที่ 7.2

ตารางที่ 7.2 ค่า K_a และ K_b ของกรด-เบส บางชนิด

กรด	สูตรเคมี	K_a	เบส	สูตรเคมี	K_b
แอสติก	CH_3COOH	1.8×10^{-5}	แอมโมเนีย	NH_3	1.8×10^{-5}
ไฮโดรไซยานิก	HCN	4.9×10^{-10}	คาร์บอเนตไอออน	CO_3^{2-}	2.1×10^{-4}
ไฮโดรฟลูออริก	HF	7.2×10^{-4}	ไซยาไนด์ไอออน	CN^-	2.5×10^{-5}
ฟอร์มิก	COOH	1.8×10^{-4}	ไนไตรต์ไอออน	NO_2^-	2.2×10^{-11}
เบนโซอิก	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	6.5×10^{-5}	เอไมด์ไอออน	NH_2^-	สูงมาก
เปอร์คลอริก	HClO_4	สูงมาก	ไนเตรทไอออน	NO_3^-	ต่ำมาก
ไฮโดรคลอริก	HCl	สูงมาก	ซัลไฟด์ไอออน	S^{2-}	1.0×10^{-5}
คาร์บอนิก	H_2CO_3	4.2×10^{-7}	ซัลเฟตไอออน	SO_4^{2-}	8.3×10^{-13}
ไนตรัส	HNO_2	4.5×10^{-4}	ฟลูออไรด์ไอออน	F^-	1.4×10^{-11}
ซัลฟิวริก	H_2SO_4	สูงมาก	ยูเรีย	$\text{C}_2\text{H}_4\text{CO}$	1.5×10^{-14}

หลักในการพิจารณาความแรงของกรด-เบส จากค่า K_a และ K_b

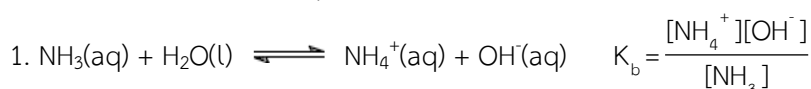
1) กรดอ่อนที่มีค่า K_a สูงกว่าจะแตกตัวได้มากกว่า และจะมีความแรงมากกว่ากรดอ่อนที่มีค่า K_a ต่ำกว่า เช่น CH_3COOH มีค่า $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ จะมีความแรงมากกว่า H_2CO_3 ที่มีค่า $K_a = 4.2 \times 10^{-7}$ หมายความว่า CH_3COOH จะแตกตัวได้มากกว่า H_2CO_3 ณ สภาวะเดียวกัน

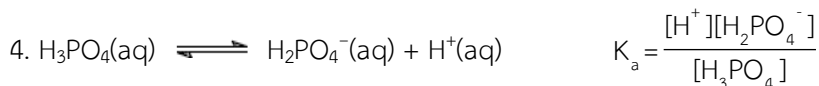
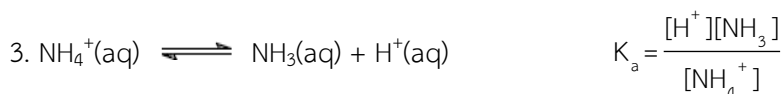
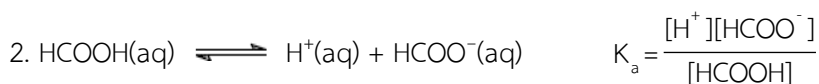
2) เบสอ่อนที่มีค่า K_b สูงกว่าจะแตกตัวได้มากกว่า และมีความแรงมากกว่าเบสอ่อนที่มีค่า K_b ต่ำกว่า เช่น NH_3 มีค่า $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ จะมีความแรงมากกว่ายูเรีย $\text{C}_2\text{H}_4\text{CO}$ ที่มีค่า $K_b = 1.5 \times 10^{-14}$

3) กรดอ่อนต่างชนิดกันที่มีความเข้มข้นเท่ากัน กรดอ่อนที่มีร้อยละการแตกตัวสูงกว่าจะมีความแรงมากกว่า ส่วนกรณีเบสอ่อนเป็นทำนองเดียวกัน

4) กรดอ่อนต่างชนิดกันที่มีความเข้มข้นต่างกัน และมีร้อยละการแตกตัวเท่ากัน กรดอ่อนที่มีความเข้มข้นสูงกว่าจะมีความแรงมากกว่า ส่วนกรณีเบสอ่อนเป็นทำนองเดียวกัน

ตัวอย่าง 7.5 เขียนสมการค่าคงที่สมดุลของกรด-เบส





การคำนวณจำนวนโมลของ H^+ หรือ OH^- ที่แตกตัวจากค่า K_a หรือ K_b ทำได้โดยการเขียนภาวะ 3 ภาวะคือ ภาวะเริ่มต้น ภาวะเปลี่ยนแปลง และภาวะสมดุล ดังนี้

1) การคำนวณจำนวนโมลของ H^+ ของกรดอ่อน ในกรณีนี้จะยกตัวอย่างการหาความเข้มข้นของ H^+ จากการแตกตัวของ CH_3COOH โดยสมมติความเข้มข้นเริ่มต้นเท่ากับ C_a mol/L

	$\text{CH}_3\text{COOH(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$		
[] เริ่มต้น	C_a	0	0
[] เปลี่ยนแปลง	-x	+x	+x
[] สมดุล	$C_a - x$	x	x

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$K_a = \frac{(x)(x)}{C_a - x}$$

วิธีการประมาณค่า โดยสมมติให้ $x < C_a$ มากๆ (เทอม x ที่เป็นตัวส่วน สามารถตัดทิ้งได้) จะได้

$$K_a = \frac{x^2}{C_a} \quad \text{.....(7.3)}$$

$$x = \sqrt{K_a C_a} \quad \text{.....(7.4)}$$

ตัวแปร x ในภาวะสมดุล ก็คือ $[\text{H}^+]$

$$\text{ดังนั้น } [\text{H}^+] = \sqrt{K_a C_a} \quad \text{.....(7.5)}$$

2) การคำนวณจำนวนโมลของ OH^- ของเบสอ่อน ในกรณีนี้จะยกตัวอย่างการหาความเข้มข้นของ OH^- จากการแตกตัวของ NH_3 โดยสมมติความเข้มข้นเริ่มต้นเท่ากับ C_b mol/L

	$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{NH}_4^+(\text{aq})$		
[] เริ่มต้น	C_b	0	0
[] เปลี่ยนแปลง	-x	+x	+x
[] สมดุล	$C_b - x$	x	x

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$K_b = \frac{(x)(x)}{C_b - x}$$

วิธีการประมาณค่า โดยสมมติให้ $x < C_b$ มากๆ (เทอม x ที่เป็นตัวส่วนสามารถตัดทิ้งได้) สมการจะได้

$$K_b = \frac{(x)(x)}{C_b} \quad \text{.....(7.6)}$$

$$x = \sqrt{K_b C_b} \quad \text{.....(7.7)}$$

ตัวแปร x ในภาวะสมดุล ก็คือ $[\text{OH}^-]$

$$\text{ดังนั้น} \quad [\text{OH}^-] = \sqrt{K_b C_b} \quad \text{.....(7.8)}$$

หมายเหตุ การคำนวณโดยสมมติให้ความเข้มข้นของกรดหรือเบสที่แตกตัวน้อยกว่าความเข้มข้นเริ่มต้นมากๆ เรียกว่าวิธีการประมาณค่า ดังนั้น การคำนวณ $[\text{H}^+]$ และ $[\text{OH}^-]$ ที่ของกรดอ่อนหรือเบสอ่อนสามารถใช้สูตรในสมการ (7.5) และ (7.8) โดยวิธีการประมาณค่าจะลดขั้นตอนการคำนวณลงและยังคงให้ผลลัพธ์ที่แตกต่างจากค่าที่แท้จริงเพียงเล็กน้อย อย่างไรก็ตาม ถ้า C_a/K_a หรือ C_b/K_b น้อยกว่า 1000 เท่า วิธีการประมาณค่าไม่สามารถใช้ได้ในการคำนวณ เพราะจะทำให้คำตอบที่ได้แตกต่างผลลัพธ์ที่แท้จริงมาก ดังนั้นจะต้องใช้วิธีคำนวณการกำลัง

ตัวอย่าง 7.6 จงหาความเข้มข้นของ H^+ จาก HCN เข้มข้น 2.5 mol/L ($K_a = 6.4 \times 10^{-10}$)

วิธีคิด ปฏิกิริยา $\text{HCN(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CN}^-(\text{aq})$

$$\text{จากสมการ (7.5)} \quad [\text{H}^+] = \sqrt{K_a C_a}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{(6.4 \times 10^{-10})(2.50 \text{ mol/L})} = 4.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของ H_3O^+ ที่แตกตัวเท่ากับ $4.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

ตัวอย่าง 7.7 จงหาความเข้มข้นของ OH^- จาก NH_3 เข้มข้น 2.5 mol/L ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$)

วิธีคิด ปฏิกิริยา $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

$$\text{จากสมการ (7.8)} \quad [\text{OH}^-] = \sqrt{K_b C_b}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{(1.8 \times 10^{-5})(2.50 \text{ mol/L})} = 6.7 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของ OH^- ที่แตกตัวเท่ากับ $6.7 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

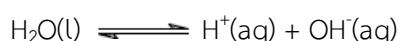
3) การแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ

น้ำบริสุทธิ์เป็นสารอเล็กโทรไลต์ที่แตกตัวได้เอง เป็นได้ทั้งกรดและเบส ซึ่งปรากฏการณ์ที่น้ำแตกตัวได้เองเรียกว่า autoprotolysis หรือ self-ionization และค่าคงที่สมดุลของการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ (autoionization of water) เขียนด้วย K_w

ปฏิกิริยาการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ คือ



หรือ





ค่าคงที่สมดุลของการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ เขียนได้เป็น

$$K_w = [H^+][OH^-] \quad \text{.....(7.9)}$$

ที่อุณหภูมิ 25°C

$$K_w = 1.0 \times 10^{-14} \quad \text{.....(7.10)}$$

ดังนั้น $[H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} \quad \text{.....(7.11)}$

เนื่องจากน้ำบริสุทธิ์เป็นกลาง ($[H^+] = [OH^-]$) สมการ (7.11) เมื่อสมมติให้ $[OH^-] = [H^+]$ เขียนได้เป็น

$$[H^+]^2 = 1.0 \times 10^{-14} \quad \text{.....(7.12)}$$

$$[H^+] = 1.0 \times 10^{-7} \quad \text{.....(7.13)}$$

จากสมการ (7.13) สรุปได้ว่า

สารละลายกรด $[H^+] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

สารละลายที่เป็นกลาง $[H^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

สารละลายเบส $[H^+] < 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

จากความสัมพันธ์ของค่า K_w สามารถคำนวณ $[H^+]$ หรือ $[OH^-]$ ได้ ถ้ารู้ค่าใดค่าหนึ่ง ดังนี้

$$[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[OH^-]} \quad \text{.....(7.14)}$$

และ $[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[H^+]} \quad \text{.....(7.15)}$

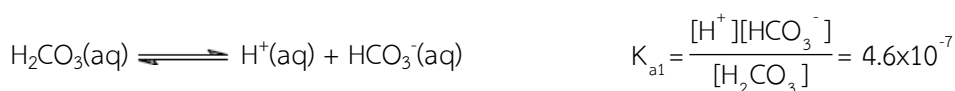
4) การแตกตัวของกรดโพลีโปรติก

กรดโพลีโปรติก (polyprotic acid) หรือกรดหลายโปรตอน คือกรดบางชนิดที่ในหนึ่งโมเลกุลสามารถแตกตัวให้ H^+ ได้มากกว่าหนึ่งตัว กรดโพลีโปรติกที่พบมาก ประกอบด้วย

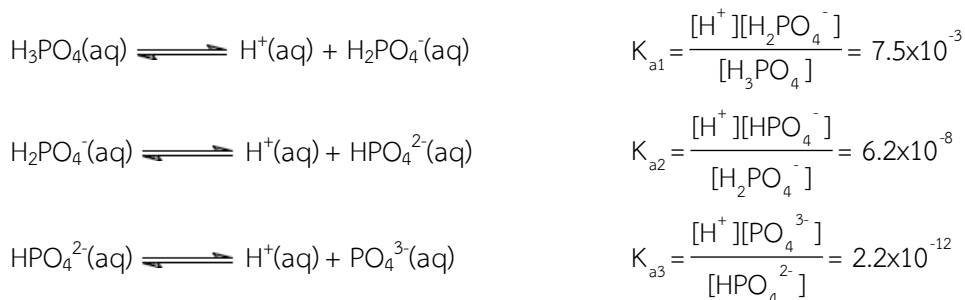
1) กรดสองโปรตอน (diprotic acid) คือกรดที่แตกตัวให้ H^+ ได้สองครั้ง เช่น H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2CO_3 และ H_2S

2) กรดสามโปรตอน (triprotic acid) คือกรดที่แตกตัวให้ H^+ ได้สามครั้ง เช่น H_3PO_4

การแตกตัวของกรดโพลีโปรติกเกิดขึ้นทีละขั้น แต่ละขั้นจะแตกตัวให้ H^+ ขึ้นละหนึ่งตัว ดังนั้น กรดโพลีโปรติกจึงมีค่า K_a ได้มากกว่าหนึ่งค่า มักแทนด้วย K_{a1} , K_{a2} , K_{a3} สำหรับการแตกตัวขั้นที่หนึ่ง ขั้นที่สองและขั้นที่สาม ตามลำดับ เช่น H_2CO_3 มีการแตกตัว 2 ขั้น คือ



เช่น H_3PO_4 มีการแตกตัว 3 ขั้น คือ



ข้อสังเกต ในการแตกตัวของกรดโพลีโปรติกในขั้นที่สองจะมีค่าคงที่การแตกตัว (K_{a2}) น้อยกว่าการแตกตัวในขั้นแรกเสมอ ทั้งนี้เพราะในขั้นที่สอง H^+ จะต้องแยกจากไอออนที่มีประจุลบย่อมต้องมีแรงดึงดูดระหว่างไอออนทั้งสอง ถ้าคิดโดยประมาณอาจกล่าวได้ว่า H^+ ทั้งหมดในสารละลายมาจากการแตกตัวในขั้นแรก ค่าคงที่ของการแตกตัวแต่ละขั้นของกรดโพลีโปรติก แสดงดังตารางที่ 7.3

ตารางที่ 7.3 การแตกตัวของกรดโพลีโปรติกบางชนิดที่ 25°C

กรด	สูตรเคมี	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
แอสคอร์บิก	$\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$	8.0×10^{-5}	1.6×10^{-12}	
คาร์บอนิก	H_2CO_3	4.3×10^{-7}	5.6×10^{-11}	
ซิตริก	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	7.4×10^{-4}	1.7×10^{-5}	4.0×10^{-7}
ออกซาลิก	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	5.9×10^{-2}	6.4×10^{-5}	
ฟอสฟอริก	H_3PO_4	7.5×10^{-3}	6.2×10^{-8}	
ซัลฟิวรัส	H_2SO_3	1.7×10^{-2}	6.4×10^{-8}	4.2×10^{-13}
ซัลฟิวริก	H_2SO_4	มาก	1.2×10^{-2}	
ทาร์ทาริก	$\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$	1.0×10^{-3}	4.6×10^{-5}	

ตัวอย่าง 7.8 จงคำนวณหาความเข้มข้นของ H^+ ในสารละลาย CH_3COOH เข้มข้น 0.10 mol/L และคำนวณหาร้อยละการแตกตัวของกรด CH_3COOH ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$)

วิธีคิด คำนวณหา $[\text{H}^+]$ โดยพิจารณาจากค่าคงที่สมดุลของกรดอ่อน

CH_3COOH 0.10 mol/L สมมติให้แตกตัวเป็น H^+ เท่ากับ x mol/L



[] เริ่มต้น	0.10	0	0
[] เปลี่ยนแปลง	-x	+x	+x
[] ที่สมดุล	0.10-x	x	x

ค่าคงที่สมดุลคือ $K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

แทนค่า $1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.10 - x}$

$$x^2 = (1.8 \times 10^{-5})(0.10 - x)$$

รูปสมการที่ได้จะเป็นสมการกำลังสอง (quadratic equation) เขียนได้เป็น

$$x^2 + (1.8 \times 10^{-5})x - (1.8 \times 10^{-6}) = 0$$

จากการแก้สมการกำลังสอง เพื่อหาตัวแปร x ในสมการกำลังสองต้องใช้สูตร คือ

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \quad \text{.....(7.16)}$$

$$x = \frac{-(1.8 \times 10^{-5}) \pm \sqrt{(1.8 \times 10^{-5})^2 - 4(1)(1.8 \times 10^{-6})}}{2(1)}$$

$$x = 1.33 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

ตัวแปร x คือ $[H^+]$

ดังนั้น $[H^+] = 1.33 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของกรด} = \frac{1.34 \times 10^{-3}}{0.10} \times 100 = 1.34\%$$

หมายเหตุ การคำนวณโดยการแก้สมการกำลังสองค่อนข้างยุ่งยากมาก เพื่อให้การคำนวณสะดวกและรวดเร็วขึ้น โดยยังคงได้ตัวเลขคำตอบที่ไม่แตกต่างจากคำตอบที่แท้จริงอย่างมีนัยสำคัญ การคำนวณโดยวิธีประมาณค่าโดยถือว่ากรดที่แตกตัวได้้น้อยมาก ๆ เมื่อเทียบกับความเข้มข้นเริ่มต้น ดังนั้น ตัวแปร x มีค่าน้อยมาก ๆ จนทำให้เทอม $0.10 - x$ ที่ภาวะสมดุลมีค่าไม่ต่างจากความเข้มข้นเริ่มต้น (0.10 mol/L) มากนัก ดังนั้นจึงสมมติให้ x น้อยกว่า 0.10 มาก ๆ ซึ่งจะเขียนค่าคงที่สมดุลใหม่ได้เป็น

$$\begin{aligned} 1.8 \times 10^{-5} &= \frac{x^2}{0.10} \\ x^2 &= (1.8 \times 10^{-5})(0.10) \\ x &= 1.34 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

ซึ่งจะเห็นว่าค่า x หรือ $[H^+]$ ที่ได้โดยวิธีการประมาณค่า มีค่าใกล้เคียงกันมากกับค่าที่ได้จากการแก้สมการกำลังสอง ที่ได้ $x = 1.33 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

อย่างไรก็ตาม การคำนวณโดยวิธีประมาณค่าอาจต้องพิจารณาอัตราส่วนระหว่างความเข้มข้นเริ่มต้นของกรด (C_a) หรือเบส (C_b) กับค่า K_a หรือ K_b ตามลำดับ โดยถ้า $C_a/K_a > 1000$ เท่า หรือ $C_b/K_b > 1000$ เท่า จึงสามารถคำนวณโดยวิธีประมาณค่าได้ (คือ x ที่บวกอยู่หรือลบอยู่ตัดทิ้งได้) แต่ถ้า $C_a/K_a < 1000$ เท่า หรือ $C_b/K_b < 1000$ เท่า การคำนวณหา $[H^+]$ หรือ OH^- ไม่อาจใช้วิธีประมาณค่าได้ จำเป็นต้องแก้สมการกำลังสองโดยอาศัยสมการ (7.16)

ตัวอย่าง 7.9 จงหา $[H^+]$ ของ $COOH$ เข้มข้น 0.0010 mol/L ($K_a = 1.8 \times 10^{-4}$)

วิธีคิด

	$COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + COO^-(aq)$		
[] เริ่มต้น	0.0010	0	0
[] เปลี่ยนแปลง	-x	+x	+x
[] ที่สมดุล	0.0010-x	x	x

ค่าคงที่สมดุลคือ $K_a = \frac{[H^+][COO^-]}{[HCOOH]}$

แทนค่า $1.8 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0.0010 - x}$

เนื่องจาก $C_a/K_a < 1000$ เท่า จึงคิดค่าโดยวิธีประมาณค่าไม่ได้ ดังนั้นต้องคิดหาค่า x โดยใช้การแก้สมการกำลังสอง จากสมการกำลังสอง

$$x^2 + (1.8 \times 10^{-4})x - 1.8 \times 10^{-7} = 0$$

จากสมการกำลังสอง

$$x = \frac{-(1.8 \times 10^{-4}) \pm \sqrt{(1.8 \times 10^{-4})^2 - 4(1)(1.8 \times 10^{-7})}}{2(1)}$$

$$x = 3.25 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

จากตัวแปร x คือ $[H^+]$

ดังนั้น $[H^+] = 3.25 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

จากตัวอย่าง 7.9 สมมติการคำนวณโดยใช้วิธีประมาณค่า โดยสมมติให้ x น้อยกว่า 0.0010 มากๆ จะได้เป็น

$$1.8 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0.0010}$$

$$x = 4.24 \times 10^{-4}$$

จะเห็นว่า $[H^+]$ ที่ได้จากวิธีประมาณค่าและการแก้สมการกำลังสองแตกต่างกันประมาณ 10 เท่า

ตัวอย่าง 7.10 จงคำนวณร้อยละการแตกตัวและค่าคงที่สมดุล (K_b) ของสารละลาย NH_3 0.10 mol/L แตกตัวให้ NH_4^+ และ OH^- อย่างละ $1.5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

วิธีคิด

$$\text{ร้อยละการแตกตัวของเบส} = \frac{[OH^-]_{\text{ที่แตกตัว}}}{[NH_3]} \times 100$$

$$= \frac{1.50 \times 10^{-3}}{0.10} \times 100 = 1.5\%$$

ดังนั้น NH_3 0.10 mol/L สามารถแตกตัวได้เพียงร้อยละ 1.5

ปฏิกิริยาการแตกตัว $NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$

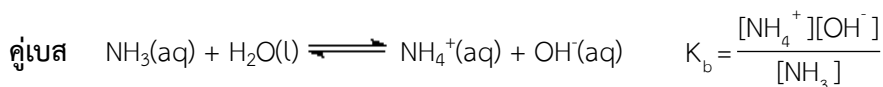
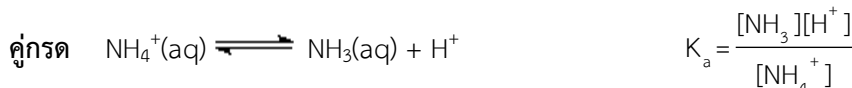
[] เริ่มต้น	0.10	0	0
[] เปลี่ยนแปลง	-1.5×10^{-3}	1.5×10^{-3}	1.5×10^{-3}
[] ที่สมดุล	$0.10 - (1.5 \times 10^{-3})$	1.5×10^{-3}	1.5×10^{-3}

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$K_b = \frac{(1.5 \times 10^{-3})(1.5 \times 10^{-3})}{1.0 - (1.5 \times 10^{-3})} = 2.28 \times 10^{-5}$$

5) ความสัมพันธ์ระหว่างค่า K_a , K_b และ K_w

พิจารณาคู่กรด-เบส $NH_4^+ - NH_3$



$$K_a K_b = \left(\frac{[NH_3][H^+]}{[NH_4^+]} \right) \left(\frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \right) \quad \text{.....(7.17)}$$

$$K_a K_b = [H^+][OH^-] \quad \text{.....(7.18)}$$

จาก $K_w = [H^+][OH^-]$

$$\text{ดังนั้น} \quad K_w = K_a K_b \quad \text{.....(7.19)}$$

ตัวอย่าง 7.11 ค่า K_a ของ CH_3COOH เท่ากับ 1.8×10^{-5} จงหาค่า K_b ของคู่เบส CH_3COO^-

วิธีคิด จากสมการ (7.19) $K_w = K_a K_b$

$$K_b = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.55 \times 10^{-10}$$

ดังนั้น ค่า K_b ของคู่เบส CH_3COO^- เท่ากับ 5.55×10^{-10}

7.1.3 ค่า pH

ความเข้มข้นของ H^+ และ OH^- ซึ่งเป็นสปีชีส์บอกถึงความเป็นกรดหรือเบสในสารละลายมีระดับความเข้มข้นที่ต่ำจึงนิยมเขียนอยู่รูปของเลขยกกำลังที่ติดเครื่องหมายลบ เช่น 0.00001 mol/L เขียนเป็น $1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ เป็นต้น

ตัวอย่างสารละลาย 0.10 mol/L HCl จะมีความเข้มข้นของ H^+ เท่ากับ $1.0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$ และความเข้มข้นของ OH^- อยู่เท่ากับ $1.0 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$ หรือในสารละลาย 0.10 mol/L NaOH จะมี $[\text{H}^+]$ เท่ากับ $1.0 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$ เพื่อความสะดวกจึงใช้ค่า pH แทนตัวเลขความเข้มข้นของ H^+ โดยให้คำจำกัดความของ pH ว่าเป็นฟังก์ชันลอการิทึม (logarithmic function) ของ $[\text{H}^+]$ และเพื่อให้ค่าที่ได้เป็นค่าบวกตลอดมาตราวัด จึงกำหนดให้ pH เป็นค่า $-\log$ arithm

ในปี ค.ศ.1909 ซอเรนเซน (Soren Peter Lauritz Sorensen) ได้เสนอวิธีการเปลี่ยนค่าความเข้มข้นของ H^+ และ OH^- โดยวิธี p-function เป็น pH และ pOH ตามลำดับ ดังนี้

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \quad \text{.....(7.20)}$$

และ $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \quad \text{.....(7.21)}$

สารละลายกรด $[\text{H}^+] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ จะมีค่า $\text{pH} < 7$

สารละลายที่เป็นกลาง $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ จะมีค่า $\text{pH} = 7$

สารละลายเบส $[\text{H}^+] < 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ จะมีค่า $\text{pH} > 7$

ในทำนองเดียวกับ pH สามารถทำ p-function กับค่า K_a และ K_b จะได้

$$\text{p}K_a = -\log K_a \quad \text{.....(7.22)}$$

$$\text{p}K_b = -\log K_b \quad \text{.....(7.23)}$$

และเมื่อทำ p-function กับค่า K_w จะเขียนได้เป็น

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{.....(7.24)}$$

ตัวอย่าง 7.12 จงคำนวณหา pH ของสารละลาย HCl เข้มข้น 0.0020 mol/L

วิธีคิด HCl เป็นกรดแก่ ดังนั้น $[\text{H}^+] = 2.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}^+] \\ &= -\log 2.0 \times 10^{-3} \\ &= 3 - \log 2.0 \\ &= 3 - 0.3 = 2.7 \end{aligned}$$

ตัวอย่าง 7.13 จงคำนวณหา pH ของสารละลาย NaOH เข้มข้น $5.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

วิธีคิด เนื่องจาก NaOH เป็นเบสแก่ ดังนั้น $[\text{OH}^-] = 5.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ NaOH

$$\text{pOH} = -\log 5.0 \times 10^{-4} = 3.30$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$= 14 - 3.30 = 10.7$$

ตัวอย่าง 7.14 จงคำนวณหาเข้มข้นของ H^+ และ OH^- ในสารละลายที่มี $pH=4.4$

วิธีคิด

$$pH = -\log[H^+] = 4.4$$

$$[H^+] = 10^{-4.4} = 4.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

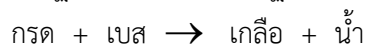
$$\text{จาก } K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$\begin{aligned} [OH^-] &= \frac{1.0 \times 10^{-14}}{4.0 \times 10^{-5}} \\ &= 2.5 \times 10^{-10} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

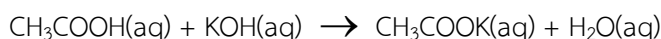
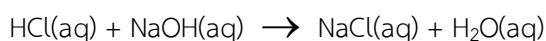
7.1.4 การไทเทรตกรด-เบส

1) ปฏิกิริยากรด-เบส

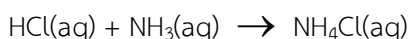
ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นระหว่างกรดกับเบสโดยส่วนใหญ่ได้ผลิตภัณฑ์เป็นเกลือกับน้ำ เรียกปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสที่เป็นเกลือกับน้ำว่า ปฏิกิริยาสะเทิน หรือปฏิกิริยาทำให้เป็นกลาง (neutralization reaction) สมการทั่วไป



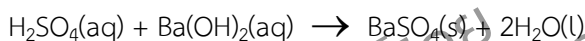
เช่น



แต่จะมีบางปฏิกิริยาที่ได้เกลือเพียงอย่างเดียว เช่นปฏิกิริยาระหว่าง HCl กับ NH_3 ได้เกลือ NH_4Cl ซึ่งเกลือ NH_4Cl จะแตกตัวให้ NH_4^+ และ Cl^- ดังสมการ



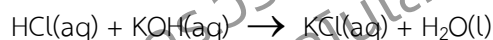
หรือปฏิกิริยาระหว่าง H_2SO_4 กับ $Ba(OH)_2$ จะได้ตะกอน $BaSO_4$ กับน้ำ



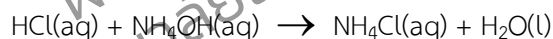
สารละลาย H_2SO_4 และสารละลาย $BaSO_4$ นำไฟฟ้าได้ แต่เมื่อนำมาผสมเข้าด้วยกันแล้วสารละลายที่ได้ไม่สามารถนำไฟฟ้าได้เพราะ $BaSO_4$ เป็นของแข็งที่ละลายน้ำได้น้อยมาก จึงไม่มีไอออนที่จะนำไฟฟ้าได้

ปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส แบ่งออกได้ตามชนิดของกรดและเบส ดังนี้

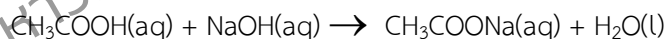
1) ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่-เบสแก่ เช่น



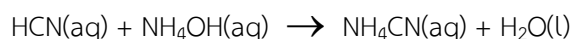
2) ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่-เบสอ่อน เช่น



3) ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อน-เบสแก่ เช่น



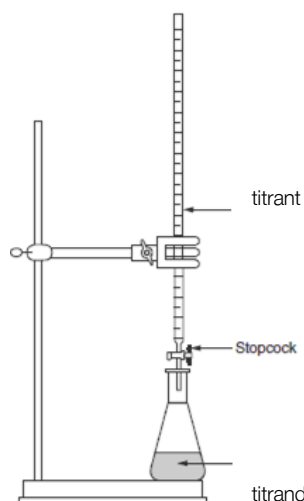
4) ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อน-เบสอ่อน เช่น



2) การไทเทรตกรด-เบส

การไทเทรต (titration) เป็นเทคนิคหนึ่งทางเคมีเพื่อหาความเข้มข้นของสารละลายชนิดหนึ่งที่ไม่ทราบความเข้มข้นโดยใช้สารมาตรฐานที่ทราบความเข้มข้นที่แน่นอนไปทำปฏิกิริยากัน โดยจุดที่กรดกับเบสทำปฏิกิริยากันพอดีตามปริมาณสัมพันธ์ เรียกว่า จุดสมมูล (equivalence point) แต่ในการไทเทรตปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสจำเป็นต้องใช้อินดิเคเตอร์ช่วยบอกให้ทราบจุดที่กรดกับเบสทำปฏิกิริยากันพอดี โดยอินดิเคเตอร์จะเปลี่ยนสีตามค่า pH ของสารละลาย จุดที่อินดิเคเตอร์เปลี่ยนจากสีหนึ่งเป็นอีกสีหนึ่ง เรียกว่า จุดยุติ (end point)

การติดตั้งอุปกรณ์สำหรับการไทเทรตแสดงดังภาพที่ 7.1 โดยสารละลายที่บรรจุในบิวเรต เรียกว่า ไทแทรนต์ (titrant) ส่วนสารละลายที่อยู่ในขวดรูปชมพู่ เรียกว่า ไทแทรนด์ (titrand) เมื่อค่อยเปิดก๊อกบิวเรต (stop-cock) ไทแทรนต์จะค่อยหยดลงในขวดรูปชมพู่ เมื่อปฏิกิริยาเกิดขึ้นอย่างสมบูรณ์จะอาศัยการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ในสารละลาย ปริมาตรไทแทรนต์ที่ใช้สามารถคำนวณความเข้มข้นไทแทรนต์ได้ โดยอาศัยปริมาณสัมพันธ์เคมีของปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส



ภาพที่ 7.1 การติดตั้งอุปกรณ์การไทเทรต

ลิขสิทธิ์โดย
 พศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ
 มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

1. จงบอกสารต่อไปนี้เป็นกรดหรือเบส ตามทฤษฎีกรด-เบสใด

- | | | | |
|--|----------------------|------------|------------|
| 1) $\text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$ | Ba(OH)_2 | เป็น | ทฤษฎี..... |
| 2) $\text{NH}_4^+ \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}^+$ | NH_4^+ | เป็น | ทฤษฎี..... |
| 3) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ | NH_3 | เป็น | ทฤษฎี..... |
| | H_2O | เป็น | ทฤษฎี..... |
| 4) $\text{BH}_3 + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{BH}_3\text{NH}_3$ | BH_3 | เป็น | ทฤษฎี..... |
| | NH_3 | เป็น | ทฤษฎี..... |
| 5) $\text{AlF}_3 + 3\text{F}^- \rightarrow \text{AlF}_6^{3-}$ | AlF_3 | เป็น | ทฤษฎี..... |

2. จงเขียนสมการ เมื่อสารต่อไปนี้ทำปฏิกิริยากับน้ำ

- 1) $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots\dots\dots$
- 2) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots\dots\dots$
- 3) $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots\dots\dots$
- 4) $\text{HOOC-COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots\dots\dots$
- 5) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots\dots\dots$

3. จงหาค่าความเข้มข้นของ H^+ จากการแตกตัวของกรดอ่อนต่อไปนี้

- 1) HCN เข้มข้น 2.5 mol/L ($K_a = 6.4 \times 10^{-10}$)
- 2) HNO_2 เข้มข้น 0.01 mol/L ($K_a = 4.0 \times 10^{-4}$)

4. จงหาร้อยละการแตกตัวของสารต่อไปนี้

- 1) CH_3COOH เข้มข้น 0.25 mol/L มีค่า $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$
- 2) NH_3 เข้มข้น 0.25 mol/L มีค่า $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

ลิขสิทธิ์โดย
 พศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ
 มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 15

หน่วยเรียนที่ 7 กรด-เบส และสมดุลไอออน
บทเรียนที่ 7.2 สมดุลไอออน

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจสมดุลไอออน

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. คำนวณเกี่ยวกับสมดุลของเกลือ
2. คำนวณเกี่ยวกับไฮโดรไลซิส
3. คำนวณเกี่ยวกับสารละลายบัฟเฟอร์
4. อธิบายสมดุลไอออนเชิงซ้อน

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 7 กรด-เบส และสมดุลไอออน

บทเรียนที่ 7.2 สมดุลไอออน

7.2.1 สมดุลของเกลือ

เกลือ (salt) คือสารประกอบไอออน ที่ประกอบด้วยแคตไอออนและแอนไอออน ยึดเหนี่ยวด้วยแรงดึงดูดทางไฟฟ้าสถิต

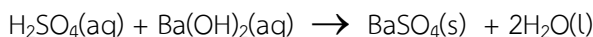
1) ประเภทของเกลือ

- เกลือสามัญ (normal salt) เป็นเกลือที่ไม่มี H^+ หรือ OH^- ดังนั้นแคตไอออนจึงเป็นโลหะ หรือกลุ่มธาตุที่เทียบเท่าโลหะ เช่น NH_4^+ กับแอนไอออน เช่น เกลือ $NaCl$, K_2SO_4 , $Ca_3(PO_4)_2$, NH_4NO_3 , $(NH_4)_2SO_4$ และ $ZnSO_4$
- เกลือกรด (acid salt) เกลือประเภทนี้มี H อะตอมอยู่ในโมเลกุลของเกลือ ซึ่งสามารถแตกตัวเป็นไอออนได้ เช่น $NaHSO_4$, $NaHCO_3$, Na_2HPO_4 และ NaH_2PO_4
- เกลือเบส (basic salt) เกลือประเภทนี้มีแอนไอออน OH^- และแคตไอออน เช่น $Pb(OH)Cl$ และ $Bi(OH)_2Cl$
- เกลือเชิงซ้อน (complex salt) ประกอบด้วยแอนไอออนที่ไอออนเชิงซ้อน เช่น $K_3Fe(CN)_6$

2) วิธีการเตรียมเกลือ

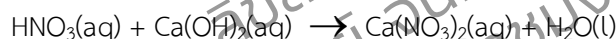
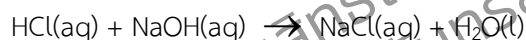
2.1) เตรียมจากปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส

ปฏิกิริยาทั่วไป กรด + เบส $\rightarrow$ เกลือ + น้ำ



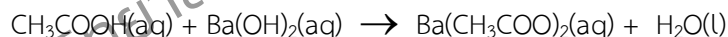
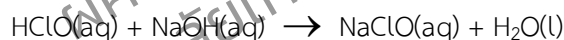
เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยากรดและเบส แคตไอออนของเกลือเป็นอนุมูลเบส (มาจากเบส) ส่วนแอนไอออนเป็นอนุมูลกรด (มาจากกรด) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส แบ่งตามชนิดกรดและเบส ได้ดังนี้

1.1) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่ เช่น



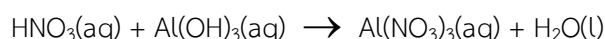
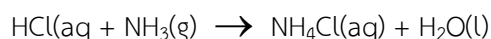
เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่ ไม่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส (ไม่ทำปฏิกิริยากับน้ำ) สารละลายมีสมบัติเป็นกลาง

1.2) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่ เช่น



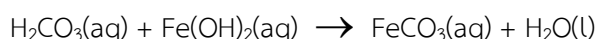
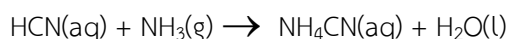
เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่ สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส (ทำปฏิกิริยากับน้ำ) สารละลายมีสมบัติเป็นเบส

1.3) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน เช่น



เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส (ทำปฏิกิริยากับน้ำ) สารละลายมีสมบัติเป็นกรด

1.4) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสอ่อน เช่น



เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสอ่อน สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส (ทำปฏิกิริยากับน้ำ) สารละลายมีสมบัติเป็นได้ทั้งกรด เบส และกลาง

1) เตรียมจากปฏิกิริยาของโลหะกับกรด

ปฏิกิริยาทั่วไป โลหะ + กรด $\rightarrow$ เกลือ + แก๊ส

หรือ โลหะ + กรด $\rightarrow$ เกลือ + น้ำ + แก๊ส

เช่น $\text{Mg(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{MgCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$

$\text{Zn(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{ZnSO}_4\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$

$3\text{Cu(s)} + 8\text{HNO}_3\text{(aq)} \rightarrow 3\text{Cu(NO}_3)_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} + 2\text{NO(g)}$

2) เตรียมจากปฏิกิริยาของโลหะออกไซด์กับกรด

ปฏิกิริยาทั่วไป โลหะออกไซด์ + กรด $\rightarrow$ เกลือ + น้ำ

เช่น $\text{CaO(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{CaSO}_4\text{(s)} + \text{H}_2\text{O(l)}$

$\text{CuO(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{CuSO}_4\text{(s)} + \text{H}_2\text{O(l)}$

$\text{MgO(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{MgCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$

3) เตรียมจากปฏิกิริยาของเกลือกับกรด

เช่น $\text{FeS(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{FeCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{S(g)}$

$\text{Na}_2\text{CO}_3\text{(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4\text{(aq)} + \text{H}_2\text{CO}_3\text{(aq)}$

$\text{NaHCO}_3\text{(s)} + \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} + \text{CO}_2\text{(g)}$

$\text{BaCO}_3\text{(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{BaCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} + \text{CO}_2\text{(g)}$

4) เตรียมจากปฏิกิริยาของเกลือกับเกลือ

เช่น $\text{NaCl(aq)} + \text{AgNO}_3\text{(aq)} \rightarrow \text{AgCl(s)} + \text{NaNO}_3\text{(aq)}$

$\text{BaCl}_2\text{(aq)} + \text{Na}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{BaSO}_4\text{(s)} + 2\text{NaCl(aq)}$

$\text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{Na}_2\text{S(aq)} \rightarrow \text{ZnS(s)} + 2\text{NaCl(aq)}$

$\text{Ba(NO}_3)_2\text{(aq)} + \text{MgSO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{BaSO}_4\text{(s)} + \text{Mg(NO}_3)_2\text{(aq)}$

5) โดยการรวมตัวกันโดยตรงของโลหะกับอโลหะ

เช่น $2\text{Na(s)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{NaCl(aq)}$

$\text{Fe(s)} + \text{S(s)} \rightarrow \text{FeS(s)}$

ตัวอย่าง 7.20 เขียนปฏิกิริยาการเตรียมเกลือต่อไปนี้

1) $2\text{HCl(aq)} + \text{Mg(OH)}_2\text{(aq)} \rightarrow 2\text{MgCl}_2\text{(aq)} + 2\text{H}_2\text{O(l)}$

2) $\text{HNO}_3\text{(aq)} + \text{NH}_3\text{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3\text{(aq)}$

3) $\text{Zn(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$

4) $\text{FeS(s)} + 2\text{HNO}_3\text{(aq)} \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{S(g)}$

5) $\text{Fe(s)} + \text{O(g)} \rightarrow \text{FeO(s)}$

3) การเรียกชื่อเกลือ

เกลือจะเรียกตามการเรียกชื่อสารประกอบไอออน (พันธะไอออน) โดยให้เรียกชื่อแคตไอออนก่อนแล้วตามด้วยแอนไอออน

1) ชื่อแคตไอออนเรียกตามชื่อธาตุ (ดูภาคผนวก ข)

2) ชื่อแอนไอออนให้เปลี่ยนคำลงท้าย

2.1) แอนไอออนที่เป็นอะตอมเดี่ยวให้เปลี่ยนคำลงท้ายเป็น -ได์ (-ide) ตามหลักการเรียกชื่อแอนไอออนในสารประกอบไอออน (หน่วยเรียนที่ 4) ชื่อเรียกเกลือที่ประกอบด้วยแอนไอออนที่เป็นอะตอมเดี่ยวแสดงดังตารางที่ 7.4

ตารางที่ 7.4 ชื่อเรียกเกลือที่ประกอบด้วยแอนไอออนที่เป็นอะตอมเดี่ยว

เกลือ	แคตไอออน	แอนไอออน	ชื่อเรียกเกลือ
NaCl	Na ⁺	Cl ⁻	โซเดียมคลอไรด์
CaBr ₂	Ca ²⁺	Br ⁻	แคลเซียมโบรไมด์
KI	K ⁺	I ⁻	โพแทสเซียมไอโอไดด์
Na ₂ S	Na ⁺	S ²⁻	โซเดียมซัลไฟด์
MgO	Mg ²⁺	O ²⁻	แมกนีเซียมออกไซด์
Na ₃ N	Na ⁺	N ³⁻	โซเดียมไนไตรด์

2.2) ถ้าแอนไอออนเป็นอนุมูลที่มาจากกรดที่ลงท้ายด้วย -อิก (-ic) ชื่อเรียกเกลือให้เปลี่ยนคำลงท้ายเป็น -เอต (-ate) ดังตารางที่ 7.5

ตารางที่ 7.5 ชื่อเรียกเกลือที่ประกอบด้วยแอนไอออนของอนุมูลกรดที่ลงท้ายด้วย -อิก

เกลือ	แคตไอออน	แอนไอออน	ชื่อเรียกอนุมูลกรด	ชื่อเรียกเกลือ
Na ₂ CO ₃	Na ⁺	CO ₃ ²⁻	คาร์บอิก	โซเดียมคาร์บอเนต
Ca ₃ (PO ₄) ₂	Ca ²⁺	PO ₄ ³⁻	ฟอสฟอริก	แคลเซียมฟอสเฟต
K ₂ SO ₄	K ⁺	SO ₄ ²⁻	ซัลฟิวริก	โพแทสเซียมซัลเฟต
Na ₂ SO ₄	Na ⁺	SO ₄ ²⁻	ซัลฟิวริก	โซเดียมซัลเฟต

2.3) ถ้าแอนไอออนเป็นอนุมูลกรดมาจากกรดที่ลงท้ายด้วย -อัส (-ous) ชื่อเรียกเกลือให้เปลี่ยนคำลงท้ายเป็น -ไต์ (-ite) ดังตารางที่ 7.6

ตารางที่ 7.6 ชื่อเรียกเกลือที่ประกอบด้วยแอนไอออนของอนุมูลกรดที่ลงท้ายด้วย -อัส

เกลือ	แคตไอออน	แอนไอออน	ชื่อเรียกอนุมูลกรด	ชื่อเรียกเกลือ
K ₂ SO ₃	K ⁺	SO ₃ ²⁻	ซัลฟิวรัส	โพแทสเซียมซัลไฟต์
Mg(NO ₂) ₂	Mg ²⁺	NO ₂ ⁻	ไนไตรต์	แมกนีเซียมไนไตรต์

3) ถ้าแคตไอออนมีเลขออกซิเดชันมากกว่า 1 ค่า ให้ระบุเลขออกซิเดชันเป็นเลขโรมันไว้ในวงเล็บหลังชื่อแคตไอออน เช่น

Fe(NO₃)₂ เรียกว่า เหล็ก(II) ไนเตรต

Fe(NO₃)₃ เรียกว่า เหล็ก(III) ไนเตรต

SnCl₂ เรียกว่า ทิน(II) คลอไรด์

SnCl₄ เรียกว่า ทิน(IV) คลอไรด์

4) ประโยชน์ของเกลือ

เกลือและสารละลายของเกลือหลายชนิดนำมาใช้ในชีวิตประจำวัน การแพทย์และอุตสาหกรรม

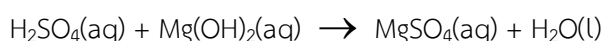
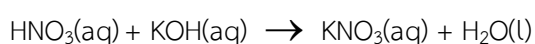
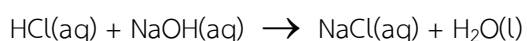
ตารางที่ 7.7 ประโยชน์ของเกลือบางชนิด

สูตรเคมี	ชื่อทางเคมี	ชื่อทางการค้า	ประโยชน์
NaCl	โซเดียมคลอไรด์	เกลือแกง	- ใช้ปรุงอาหาร และถนอมอาหาร - ใช้เป็นวัตถุดิบในอุตสาหกรรมผลิตโซดาไฟและโซดาแอช
KCl	โพแทสเซียมคลอไรด์	-	- ใช้รักษาภาวะโพแทสเซียมในร่างกายต่ำ (hypokalemia) - ใช้เป็นปุ๋ย - ใช้เป็นสารพิษในการฉีดเข้าเส้นเลือดเพื่อประหารชีวิต
KNO ₃	โพแทสเซียมไนเตรต	ดินประสิว	- เป็นส่วนผสมของดอกไม้เพลิง - ใช้ทำดินปืน - ใช้ใส่อาหารหมักดอง
NH ₄ NO ₃	แอมโมเนียมไนเตรต	-	- ใช้เป็นปุ๋ยเคมี
Ca ₃ (PO ₄) ₂	แคลเซียมฟอสเฟต	-	- เป็นส่วนประกอบของกระดูกและฟัน
BaSO ₄	แบเรียมซัลเฟต	-	- ใช้ในการตรวจระบบทางเดินอาหาร - ใช้เป็นตัวฟิลเลอร์ (filler) ในการทำพลาสติก - ใช้เป็นตัวออกซิไดซ์สำหรับทำดอกไม้ไฟ
NaHCO ₃	โซเดียมไฮโดรเจนคาร์บอเนต	-	- ใช้ทำขนมให้ฟู - ใช้เป็นยาลดกรดในกระเพาะอาหาร - ใช้ประโยชน์ในการดับไฟป่า
CaCO ₃	แคลเซียมคาร์บอเนต	หินปูน	- ใช้เป็นยาลดกรดในกระเพาะอาหาร - ใช้เป็นตัวเติม (filler) เพื่อปรับปรุงผิวของพลาสติก
Na ₂ SO ₄	โซเดียมซัลเฟต	-	- ใช้ในอุตสาหกรรมสบู่ ผงซักฟอก สีย้อม แก้ว กระดาษ
MgSO ₄	แมกนีเซียมซัลเฟต	ดีเกลือ	- ใช้ในการแก้ไขและรักษาโรคขาดธาตุแมกนีเซียม
MgCO ₃	แมกนีเซียมคาร์บอเนต	-	- ใช้เป็นยาขับถ่าย
NH ₄ Cl	แอมโมเนียมคลอไรด์	-	- ใช้เป็นยาขับปัสสาวะและขับเสมหะ
FeSO ₄	เหล็ก(II) ซัลเฟต	-	- ใช้รักษาโรคโลหิตจาง
KI	โพแทสเซียมไอโอไดด์	-	- ใช้รักษาโรคคอหอยพอก

5) ความเป็นกรด-เบสของเกลือ

เมื่อเกลือละลายน้ำ สารละลายที่เกิดขึ้นอาจมีสมบัติเป็นได้ทั้งกรด เบส หรือกลาง ขึ้นอยู่กับชนิดของกรดและเบสเริ่มต้น เรียกปฏิกิริยาที่เกลือทำปฏิกิริยากับน้ำว่า ปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส (hydrolysis) ถ้าเกลือละลายน้ำแล้วไอออนที่แตกตัวไปสามารถทำปฏิกิริยากับน้ำ แล้วแตกตัวให้ H⁺ เกลื่อนั้นจะมีสมบัติเป็นกรด แต่ถ้าแตกตัวให้ OH⁻ เกลื่อนั้นจะมีสมบัติเป็นเบส ดังนั้นการพิจารณาต้องดูเกลือที่เกิดขึ้นนั้นเกิดจากกรดแก่หรือกรดอ่อนกับเบสแก่หรือเบสอ่อน สรุปได้ดังนี้

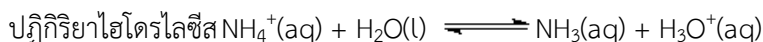
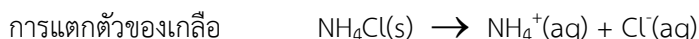
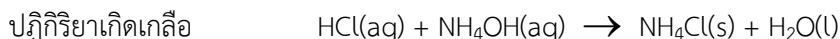
1) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่ เช่น



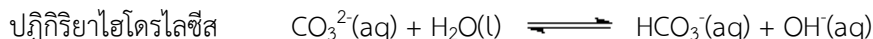
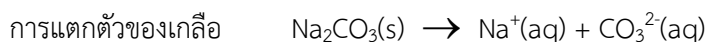
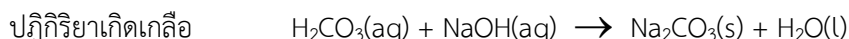
ค่า pH เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่เป็นกลาง ($\text{pH}=7$) เนื่องจากเกลือประเภทนี้ไม่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส กล่าวคือ เกลือประเภทนี้เมื่อละลายน้ำแล้วไม่สามารถแตกตัวให้ H^+ หรือ OH^- ค่า pH จึงเป็นกลาง เนื่องจากการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำบริสุทธิ์

2) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน

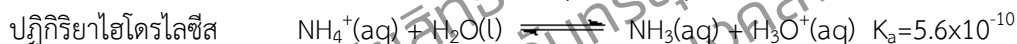
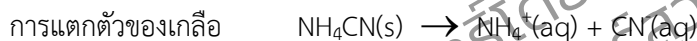
เกลือประเภทนี้เมื่อละลายน้ำแล้วสารละลายจะมีสมบัติเป็นกรดอ่อน ($\text{pH}<7$) เนื่องจากเมื่อเกิดการละลายแล้วส่วนของเกลือที่มาจากเบสอ่อนจะทำปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสกับน้ำ เช่น NH_4Cl



3) เกลือที่เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่ เกลือประเภทนี้เมื่อละลายน้ำแล้วสารละลายจะมีสมบัติเป็นเบสอ่อน ($\text{pH}>7$) เนื่องจากเมื่อเกิดการละลายแล้วส่วนของเกลือที่มาจากกรดอ่อนจะทำปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสกับน้ำ เช่น Na_2CO_3



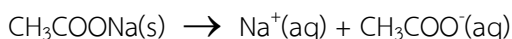
4) เกลือที่เกิดจากกรดอ่อนและเบสอ่อน เกลือประเภทนี้เมื่อละลายน้ำแล้วสารละลายจะมีสมบัติอาจเป็นได้ทั้งกรด เบส หรือกลาง เช่น NH_4CN



จากปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสจะเห็นว่าสปีชีส์กรดอ่อนและเบสอ่อนสามารถเกิดไฮโดรไลซิสได้ทั้งคู่ ดังนั้นเกลือประเภทนี้จะเป็นกรดหรือเบส ขึ้นกับค่าคงที่การแตกตัว เนื่องจาก ค่า $K_b > K_a$ ดังนั้นแสดงว่า CN^- เกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสให้ OH^- ได้ดีกว่า NH_4^+ ดังนั้น $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ สารละลายของเกลือ NH_4CN จึงแสดงสมบัติเป็นเบส ($\text{pH}>7$)

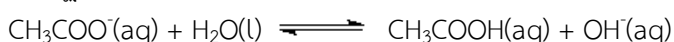
ตัวอย่าง 7.21 จงเขียนสมการแสดงการละลายน้ำของเกลือโซเดียมแอสเตต (CH_3COONa) และให้บอกว่าสารละลายเป็นกรดหรือเบส

วิธีคิด เกลือ CH_3COONa เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวให้ Na^+ และ CH_3COO^- ดังสมการ



Na^+ ไม่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส

CH_3COO^- เกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส ดังสมการ



จากการเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสได้ OH^- ดังนั้นสารละลายของเกลือ CH_3COONa จึงมีสมบัติเป็นเบส

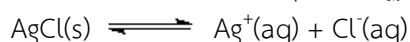
6) สมดุลการละลายของเกลือ

เมื่อเกลือประเภทนี้ละลายน้ำจะแตกตัวเป็นแคตไอออนและแอนไอออนทั้งหมด เกลือประเภทนี้จึงจัดเป็นสารอิเล็กโทรไลต์ (electrolyte) เช่น NaCl ละลายในน้ำได้ดี จะแตกตัวให้ Na^+ และ Cl^- ดังนั้น ในสารละลายจะมีแต่ Na^+ และ Cl^- ละลายอยู่ในน้ำ โดยไม่มี NaCl เหลือ ดังนั้น เกลือประเภทนี้จึงเป็นสมมูลไอออนที่อยู่ในวัฏภาคเดียวกันทั้งหมด และเมื่อมีการแตกตัวอย่างสมบูรณ์จึงไม่เกิดภาวะสมดุลเกลือที่ละลายน้ำได้ดี ประกอบด้วยเกลือนี้นี้

- 1) เกลือหมู่ 1A ทุกชนิด
- 2) เกลือของหมู่ NH_4^+ ทุกชนิด
- 3) เกลือของ NO_3^- ทุกชนิด
- 4) เกลือหมู่ 2A รวมกับไอออนประจุ -1
- 5) เกลือ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

เกลือไอออนที่ละลายน้ำได้น้อย (แตกตัวได้ไม่สมบูรณ์) จะเกิดสมดุลในสารละลายเป็นสมมูลไอออนที่อยู่ในวัฏภาคต่างกัน เกลือบางชนิดละลายน้ำได้น้อยมากจนถือว่าไม่ละลายน้ำ เช่น AgCl , BaSO_4 และ Ag_2SO_4

ดังนั้นเมื่อ AgCl ละลายในน้ำจะยังมีตะกอน AgCl เหลืออยู่ และมี Ag^+ และ Cl^- ที่เกิดจากการละลายน้อยมาก ปฏิริยาการละลายของเกลือ AgCl เกิดภาวะสมดุลได้ดังปฏิกิริยา



ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาการละลายของเกลือที่ละลายน้ำได้น้อย เขียนได้เหมือนค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาทั่วไป

$$K = \frac{[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]} \quad \text{.....(7.30)}$$

เนื่องจาก AgCl สถานะเป็นของแข็งมีความเข้มข้นคงที่ จึงไม่ต้องนำมาคิดในสมการค่าคงที่สมดุล สมการ (7.30) จึงเขียนได้เป็น

$$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \quad \text{.....(7.31)}$$

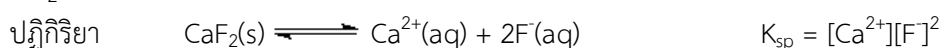
เมื่อ K_{sp} = ค่าคงที่สมดุลของการละลาย

กรณีที่สมดุลของเกลือที่ละลายน้ำได้น้อยใช้สัญลักษณ์ K_{sp} แทน K โดยเรียกว่า ค่าคงที่สมดุลของการละลาย หรือเรียกสั้นๆ ว่า ผลคูณการละลาย

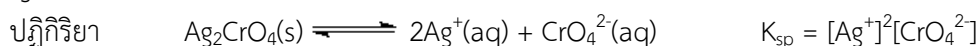
ค่า K_{sp} ขึ้นอยู่กับอุณหภูมิเช่นเดียวกับค่าคงที่สมดุลอื่นๆ ค่า K_{sp} เป็นค่าที่บอกให้ทราบว่าเกลือชนิดนั้นละลายน้ำได้มากน้อยเพียงใดที่อุณหภูมิคงที่และใช้สำหรับเปรียบเทียบว่าเกลือใดละลายน้ำได้ดีกว่ากัน ค่า K_{sp} ของเกลือบางชนิดแสดงในตารางที่ 7.9 โดยปกติเกลือที่มีค่า K_{sp} มากกว่าจะละลายน้ำได้ดีกว่า เช่น BaF_2 และ CaF_2 มีค่า K_{sp} เท่ากับ 1.7×10^{-6} และ 3.9×10^{-11} ตามลำดับ แสดงว่า BaF_2 ละลายในน้ำได้ดีกว่า CaF_2

ตัวอย่าง 7.22 การเขียนสมการค่าคงที่สมดุลของเกลือละลายน้ำได้น้อย

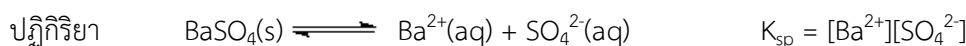
ก) CaF_2



ข) Ag_2CrO_4



ค) BaSO_4



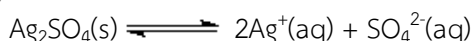
ปริมาณการละลายของเกลือที่ละลายน้ำได้น้อย นิยมบอกเป็นค่าการละลาย (solubility หน่วย g/L) และค่าการละลายเป็นโมลาร์ (molar solubility หน่วย mol/L) จากค่า K_{sp} สามารถใช้คำนวณความสามารถในการละลายของเกลือ และใช้ในการทำนายการตกตะกอนของเกลือไอออน

ตารางที่ 7.8 ค่าคงที่สมดุลของการละลาย (K_{sp}) ของเกลือบางชนิดที่ 25°C

เกลือ	สูตรเคมี	สมการการละลาย	K_{sp}
อะลูมิเนียมไฮดรอกไซด์	$Al(OH)_3$	$Al(OH)_3(s) \rightleftharpoons Al^{3+}(aq) + 3OH^-(aq)$	1.3×10^{-33}
แบเรียมคาร์บอเนต	$BaCO_3$	$BaCO_3(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	5.1×10^{-9}
แบเรียมซัลเฟต	$BaSO_4$	$BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	1.1×10^{-10}
แคลเซียมคาร์บอเนต	$CaCO_3$	$CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	2.8×10^{-9}
แคลเซียมฟลูออไรด์	CaF_2	$CaF_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2F^-(aq)$	5.3×10^{-9}
แคลเซียมซัลเฟต	$CaSO_4$	$CaSO_4(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	9.1×10^{-6}
โครเมียม(III) ไฮดรอกไซด์	$Cr(OH)_3$	$Cr(OH)_3(s) \rightleftharpoons Cr^{3+}(aq) + 3OH^-(aq)$	6.3×10^{-31}
เหล็ก(III) ไฮดรอกไซด์	$Fe(OH)_3$	$Fe(OH)_3(s) \rightleftharpoons Fe^{3+}(aq) + 3OH^-(aq)$	4.0×10^{-38}
ตะกั่ว(II) คลอไรด์	$PbCl_2$	$PbCl_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)$	1.6×10^{-5}
ตะกั่ว(II) โครเมต	$PbCrO_4$	$PbCrO_4(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$	2.8×10^{-13}
ตะกั่ว(II) ไอโอไดด์	PbI_2	$PbI_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2I^-(aq)$	7.1×10^{-9}
ตะกั่ว(II) ซัลเฟต	$PbSO_4$	$PbSO_4(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	6.3×10^{-7}
แมกนีเซียมคาร์บอเนต	$MgCO_3$	$MgCO_3(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	3.5×10^{-8}
แมกนีเซียมฟลูออไรด์	MgF_2	$MgF_2(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + 2F^-(aq)$	3.7×10^{-8}
แมกนีเซียมไฮดรอกไซด์	$Mg(OH)_2$	$Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$	1.8×10^{-11}
แมกนีเซียมฟอสเฟต	$Mg_3(PO_4)_2$	$Mg_3(PO_4)_2(s) \rightleftharpoons 3Mg^{2+}(aq) + 2PO_4^{3-}(aq)$	1.0×10^{-25}
ปรอท(I) คลอไรด์	$HgCl$	$HgCl(s) \rightleftharpoons Hg^+(aq) + Cl^-(aq)$	1.3×10^{-18}
ปรอท(I) ไอโอไดด์	HgI	$HgI(s) \rightleftharpoons Hg^+(aq) + I^-(aq)$	1.1×10^{-28}
เงินโบรไมด์	$AgBr$	$AgBr(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Br^-(aq)$	5.0×10^{-13}
เงินคาร์บอเนต	Ag_2CO_3	$Ag_2CO_3(s) \rightleftharpoons 2Ag^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	8.5×10^{-12}
เงินคลอไรด์	$AgCl$	$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$	1.8×10^{-10}
เงินโครเมต	Ag_2CrO_4	$Ag_2CrO_4(s) \rightleftharpoons 2Ag^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$	1.1×10^{-12}
เงินไอโอไดด์	AgI	$AgI(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + I^-(aq)$	8.5×10^{-17}
เงินซัลเฟต	Ag_2SO_4	$Ag_2SO_4(s) \rightleftharpoons 2Ag^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	1.5×10^{-5}

ตัวอย่าง 7.23 เกลือ Ag_2SO_4 มีค่าการละลายเท่ากับ 1.5×10^{-2} mol/L ที่อุณหภูมิ 25°C จงคำนวณหาค่า K_{sp} ของเกลือ Ag_2SO_4

วิธีคิด



[] สมดุล (mol/L) - 2s s

จากสมการจะเห็นได้ว่า 1 mol ของ Ag_2SO_4 จะให้ Ag^+ 2 mol และ SO_4^{2-} 1 mol

ดังนั้นถ้า Ag_2SO_4 1.5×10^{-2} mol/L ความเข้มข้นของแต่ละไอออนเป็น

$$[Ag^+] = 2(1.5 \times 10^{-2}) = 3.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[SO_4^{2-}] = 1.5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

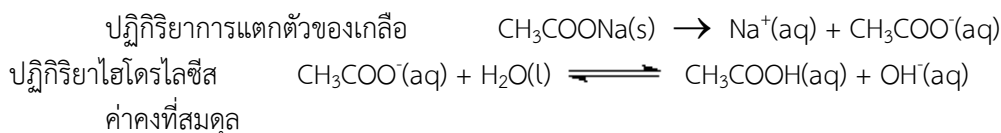
$$\begin{aligned} K_{sp} &= [Ag^+]^2[SO_4^{2-}] \\ &= (3.0 \times 10^{-2})^2(1.5 \times 10^{-2}) \\ &= 1.4 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

จากตัวอย่างของเกลือ CH_3COONa , NH_4Cl และ NaCl สามารถสรุปค่า pH ที่จุดสมมูลได้ว่า

- 1) เกลือที่ได้จากการด่าง-เบสแก่ นำไปละลายน้ำจะได้สารละลายที่เป็นกลาง (ไม่เกิดไฮโดรไลซิส)
- 2) เกลือที่ได้จากการด่าง-เบสอ่อน นำไปละลายน้ำจะได้สารละลายที่เป็นกรด
- 3) เกลือที่ได้จากการด่อน-เบสแก่ นำไปละลายน้ำจะได้สารละลายที่เป็นเบส
- 4) เกลือที่ได้จากการด่อน-เบสอ่อน สารละลายที่ได้อาจเป็นได้ทั้งกรด เบส หรือกลาง

2) ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส

เกลือที่สามารถเกิดไฮโดรไลซิสได้ ณ ภาวะสมดุล สามารถเขียนค่าคงที่สมดุลของการเกิดไฮโดรไลซิส เช่น การเกิดไฮโดรไลซิสเกลือที่เกิดจากการด่อน-เบสแก่ เช่น CH_3COONa



$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \quad \text{.....(7.33)}$$

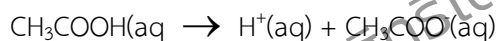
เมื่อ K_h = ค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส

สมการ (7.33) ถ้านำ $[\text{H}^+]$ คูณทั้งเศษและส่วน จะได้

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]} \quad \text{.....(7.34)}$$

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] K_w}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]} \quad \text{.....(7.35)}$$

จากปฏิกิริยาการแตกตัว CH_3COOH จะได้



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad \text{.....(7.36)}$$

จากสมการ (7.36)

$$\frac{1}{K_a} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]} \quad \text{.....(7.37)}$$

แทนสมการ (7.37) ลงในสมการ (7.35) จะได้

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} \quad \text{.....(7.38)}$$

ในทำนองเดียวกัน เกลือของกรดแก่-เบสอ่อน สามารถเกิดไฮโดรไลซิสได้ และมีค่าคงที่สมดุลไฮโดรไลซิสเป็น

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} \quad \text{.....(7.39)}$$

ส่วนเกลือของกรดอ่อน-เบสอ่อน เกิดไฮโดรไลซิสแล้วสารละลายอาจเป็นได้ทั้งกรด เบส หรือกลาง ค่าคงที่สมดุลไฮโดรไลซิสเป็น

$$K_h = \frac{K_w}{K_a K_b} \quad \text{.....(7.40)}$$

ตัวอย่าง 7.25 คำนวณค่าคงที่ไฮโดรไลซิส ของสารต่อไปนี้

1) HC_2O_4^- (K_a ของ $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 5.9 \times 10^{-2}$)

วิธีคิด HC_2O_4^- เป็นคู่เบสของกรด $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

จากสมการ (7.38)

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{5.9 \times 10^{-2}} = 1.7 \times 10^{-13}$$

2) NH_4^+ (K_b $\text{NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$)

วิธีคิด NH_4^+ เป็นคู่กรดของเบส NH_3

จากสมการ (7.39)

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.6 \times 10^{-10}$$

ตัวอย่าง 7.26 คำนวณค่า pH ของสารละลาย CH_3COONa เข้มข้น 1.0 mol/L (K_a ของ $\text{CH}_3\text{COOH} = 1.8 \times 10^{-5}$)

วิธีคิด เกลือ CH_3COONa เป็นเกลือจากปฏิกิริยาระหว่าง CH_3COOH และ NaOH

ปฏิกิริยาการแตกตัว $\text{CH}_3\text{COONa(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$ (1)

ปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH(aq)} + \text{OH}^-(\text{aq})$ (2)

ค่าคงที่สมดุลไฮโดรไลซิส $K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$

จากสมการ (7.38) $K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.5 \times 10^{-10}$



ดังนั้น $5.5 \times 10^{-10} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$

$$5.5 \times 10^{-10} = \frac{(x)(x)}{1.0 - x}$$

สมมติ $x < 1.0$ มาก ๆ

$$5.5 \times 10^{-10} = \frac{(x)(x)}{1.0}$$

$$x = 2.37 \times 10^{-5}$$

เมื่อตัวแปร x คือ $[\text{OH}^-]$

$$[\text{OH}^-] = 2.37 \times 10^{-5}$$

จาก $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

$$= -\log 2.37 \times 10^{-5}$$

$$= 3.35$$

ดังนั้น $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 10.65$

7.2.3 สารละลายบัฟเฟอร์

1) ประเภทสารละลายบัฟเฟอร์

บัฟเฟอร์ (buffer) คือสารละลายที่มีสมบัติในการต้านทานการเปลี่ยน pH เมื่อเติมกรด หรือเบสลงไป ปริมาณเล็กน้อย

สารละลายบัฟเฟอร์เป็นสารละลายผสมระหว่างกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อน หรือเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อน สารละลายบัฟเฟอร์แบ่งออกเป็นสองชนิด คือ

1) บัฟเฟอร์กรด (ที่เกิดจากระหว่างกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อน) จะมี $\text{pH} < 7$ เช่น

- แอซีเตตบัฟเฟอร์ (เกิดจากระหว่าง CH_3COOH กับ CH_3COONa)
- ซิเตรตบัฟเฟอร์ (เกิดจากระหว่าง HCOOH กับ HCOOK)
- คาร์บอเนตบัฟเฟอร์ (เกิดจากระหว่าง H_2CO_3 กับ Na_2CO_3)

2) บัฟเฟอร์เบส (ที่เกิดจากระหว่างเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อน) จะมี $\text{pH} > 7$ เช่น

- แอมโมเนียมบัฟเฟอร์ (เกิดจากระหว่าง NH_3 กับ NH_4Cl)

2) การคำนวณเกี่ยวกับสารละลายบัฟเฟอร์

สมมติ สารละลายระบบบัฟเฟอร์กรด ที่ประกอบด้วยกรด HA และเกลือ A^- สามารถเขียนสมการแสดงการแตกตัวและค่าคงที่สมดุลดังนี้



ค่าคงที่การแตกตัวของกรด HA คือ

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{.....(7.41)}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \quad \text{.....(7.42)}$$

ทำ $-\log$ จะได้ $-\log [\text{H}^+] = -\log \left(K_a \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \right) \quad \text{.....(7.43)}$

$$-\log [\text{H}^+] = -\log K_a - \log \left(\frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \right) \quad \text{.....(7.44)}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \right) \quad \text{.....(7.45)}$$

ในกรณีสารละลายบัฟเฟอร์เบส ประกอบด้วยเบส HB และเกลือ B^- สามารถเขียนสมการได้เป็น

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \left(\frac{[\text{B}^-]}{[\text{HB}]} \right) \quad \text{.....(7.46)}$$

สมการ (7.45) และ (7.46) เรียกว่า สมการของเฮนเดอร์สัน-ฮาเซลบัลช์ (Henderson-Hasselbalch's equation)

ตัวอย่าง 7.27 อธิบายวิธีการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์ pH 5.0 ปริมาตร 100 mL ระหว่าง 0.50 mol/L CH_3COOH และ 0.50 mol/L CH_3COONa

วิธีคิด สมการ (7.45)

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \right)$$

$$5.0 = 4.76 + \log \left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \right)$$

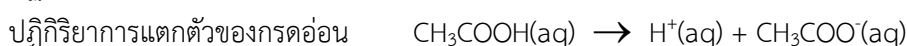
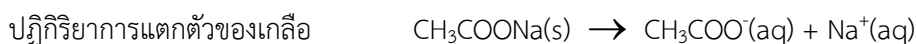
$$\log \left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \right) = 0.24$$

ทำ anti-log $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.73$

ดังนั้น จะต้องผสม $[\text{CH}_3\text{COONa}]$ กับ $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ ให้มีอัตราส่วนเป็น 1:1.73

ตัวอย่าง 7.28 จงคำนวณค่า pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ที่เตรียมโดยการละลายเกลือ CH_3COONa หนัก 25.5 g ในน้ำ ปริมาตร 500 mL ที่มี CH_3COOH เข้มข้น 0.550 mol/L ละลายผสมอยู่

วิธีคิด



คำนวณความเข้มข้นของเกลือ CH_3COONa หนัก 25.5 g ในน้ำปริมาตร 500 mL

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = 25.5 \text{ g} \times \left(\frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COONa}}{82.4 \text{ g CH}_3\text{COONa}} \right) \left(\frac{1000 \text{ mL}}{500 \text{ mL}} \right) = 0.622 \text{ mol/L}$$

แสดงว่า $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.622 \text{ mol/L}$

คำนวณค่า pH จากสมการ (7.45)

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \right)$$

$$\text{pH} = 4.76 + \log \left(\frac{0.622}{0.550} \right)$$

$$= 4.70$$

7.2.4 สมดุลไอออนเชิงซ้อน

ไอออนเชิงซ้อน (complex ion) คือ สารประกอบที่เกิดจากอะตอม หรือไอออนของโลหะอยู่ตรงกลางแล้วถูกล้อมรอบด้วยโมเลกุลที่เป็นกลางหรือแอนไอออนตั้งแต่สองตัวขึ้นไป เรียก สารประกอบที่เกิดขึ้นว่า สารประกอบเชิงซ้อน (complex compound)

สารประกอบเชิงซ้อนจะประกอบด้วยอะตอมหรือไอออนของโลหะที่อยู่ตรงกลาง เรียกว่า อะตอมกลาง (central atom) และโมเลกุลที่เป็นกลาง หรือแอนไอออนที่ล้อมรอบอะตอมกลาง เรียกว่า ลิแกนด์ (ligand)

1) สารประกอบโคออร์ดิเนชัน

โดยปกติพันธะระหว่างอะตอมกลางกับลิแกนด์เป็นพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ โดยลิแกนด์จะใช้คู่อิเล็กตรอนเกิดพันธะกับอะตอมกลาง จึงนิยมเรียกสารประกอบเชิงซ้อนว่า สารประกอบโคออร์ดิเนชัน (coordination compound) อะตอมกลางอาจเป็นได้ทั้งอะตอมหรือไอออนของโลหะ ส่วนมากเป็นโลหะทรานซิชัน ทำหน้าที่เป็นผู้รับคู่อิเล็กตรอน (electron acceptor) จากลิแกนด์

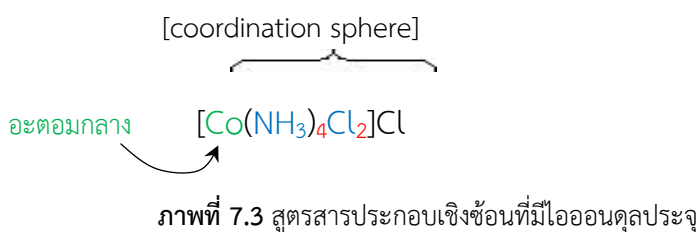
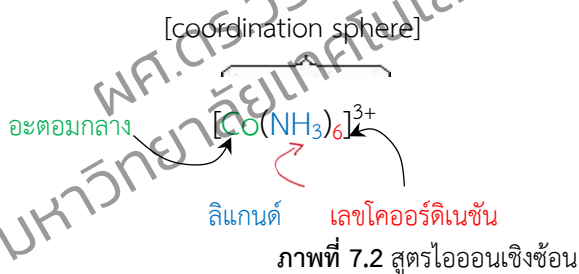
การเขียนสูตรสารประกอบเชิงซ้อน ดังแสดงในภาพที่ 7.2 และ 7.3 ซึ่งบริเวณที่ไอออนเชิงซ้อนอยู่ในเครื่องหมาย [] เรียกว่า โคออร์ดิเนชันสเฟียร์ (coordination sphere) ส่วนไอออนใด ๆ ที่แสดงอยู่นอกโคออร์ดิเนชันสเฟียร์ เรียกว่า ไอออนดุลประจุ (counter ion) จะเขียนหรือไม่ก็ได้ การเขียนไอออนดุลประจุเพียงเพื่อให้สารประกอบโคออร์ดิเนชันมีประจุเป็นกลางเท่านั้น ไอออนดุลประจุไม่ได้เกี่ยวข้องกับการเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์กับอะตอมกลางแต่อย่างใด แรงดึงดูดระหว่างไอออนดุลประจุกับไอออนเชิงซ้อนจะเป็นแรงดึงดูดทางประจุไฟฟ้าสถิตระหว่างแคตไอออนและแอนไอออนเช่นเดียวกับสารประกอบไอออน ดังนั้นโดยทั่วไปการเขียนสูตรสารประกอบโคออร์ดิเนชันจะนิยมเขียนเฉพาะไอออนเชิงซ้อน และการเขียนเครื่องหมายโคออร์ดิเนชันสเฟียร์เพื่อป้องกันการสับสนระหว่างไอออนเชิงซ้อนและไอออนดุลประจุ

เลขโคออร์ดิเนชัน (coordination number) คือตัวเลขที่บอกจำนวนอะตอมที่สามารถสร้างพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ หรือ จำนวนอะตอมของผู้ให้อิเล็กตรอนที่อยู่ทั้งหมดในสารประกอบเชิงซ้อน เลขโคออร์ดิเนชันมีตั้งแต่ 2 ถึง 8 (สมมติ ถ้ามีลิแกนด์ 6 อะตอมล้อมรอบอะตอมกลาง จะเรียกว่า สารประกอบเชิงซ้อนนั้นมีเลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 6 หรือ ถ้ามีลิแกนด์ 4 อะตอมล้อมรอบอะตอมกลาง จะเรียกว่า มีเลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 4) อาจกล่าวสรุปได้ว่า เลขโคออร์ดิเนชัน คือจำนวนลิแกนด์ที่มาสร้างพันธะกับอะตอมกลาง เช่น

$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ และ $[\text{CuCl}_4]^{2-}$ ไอออนเชิงซ้อนทั้ง 3 ชนิดนี้ Cu^{2+} มีเลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 4
 $[\text{FeF}_6]^{3-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ และ $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ไอออนเชิงซ้อนทั้ง 3 ชนิดนี้ Fe^{2+} มีเลขโคออร์ดิเนชันเท่ากับ 6
 เลขโคออร์ดิเนชันของสารประกอบเชิงซ้อนที่พบมากได้แก่ 2, 4 และ 6

การเขียนสูตรสารประกอบเชิงซ้อนจะมีส่วนที่คล้ายกับสารประกอบไอออน และสารโคเวเลนต์อยู่บ้าง โดยทั่วไปจะพบสูตรสารประกอบเชิงซ้อน 2 ลักษณะ คือ

- 1) สูตรสารประกอบเชิงซ้อนมีประจุ เช่น $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ และ $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$
- 2) สูตรสารประกอบเชิงซ้อนไม่มีประจุ เช่น $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$



2) อะตอมกลาง

อะตอมกลางของสารโคออร์ดิเนชันจะเป็นโลหะแทรนซิชัน เนื่องจากโลหะแทรนซิชันมีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า สารประกอบที่เกิดจากอะตอมกลางชนิดเดียวกันแต่มีเลขออกซิเดชันต่างกันหรือมีโครงสร้างโมเลกุลต่างกัน มีผลทำให้สีของสารประกอบนั้นแตกต่างกันไปด้วย

ในการพิจารณาเลขออกซิเดชันของโลหะแทรนซิชันในสารโคออร์ดิเนชันจะสามารถพิจารณาได้จาก ชนิดและจำนวนของลิแกนด์ ดังนี้

1.1) ถ้าเป็นลิแกนด์ที่มีประจุเป็นกลาง เลขออกซิเดชันของโลหะแทรนซิชันจะเท่ากับประจุไอออนเชิงซ้อน โดยจำนวนลิแกนด์ไม่มีผลต่อเลขออกซิเดชัน ดังตารางที่ 7.9

1.2) ถ้าเป็นลิแกนด์ที่มีประจุเป็นลบ เลขออกซิเดชันของโลหะแทรนซิชันจะเท่ากับผลต่างระหว่างประจุไอออนเชิงซ้อนและประจุรวมของลิแกนด์ตามจำนวนลิแกนด์ในสารประกอบเชิงซ้อน ดังตารางที่ 7.9

ตารางที่ 7.9 สารโคออร์ดิเนชันและเลขออกซิเดชันของอะตอมกลาง

สารโคออร์ดิเนชัน	อะตอมกลาง	ลิแกนด์	ประจุลิแกนด์	จำนวนลิแกนด์	ประจุไอออนเชิงซ้อน	เลขออกซิเดชันของอะตอมกลาง
$[\text{Co}(\text{NH}_2)_6]^{4-}$	Co	NH_2	-1	6	+3	+2
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	Co	NH_3	0	6	+2	+2
$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$	Fe	CO	0	5	0	0
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	Fe	CN	-1	6	-4	+2
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	Fe	CN	-1	6	-3	+3

3) ลิแกนด์

ลิแกนด์ คืออะตอมหรือโมเลกุลที่เป็นกลาง หรือแอนไอออนที่อยู่ล้อมรอบอะตอมกลาง ลิแกนด์ทำหน้าที่เป็นผู้ให้คู่อิเล็กตรอนแก่อะตอมกลางอย่างน้อย 1 คู่ เพื่อเกิดพันธะโคออร์ดิเนตโคเวเลนต์ การแบ่งประเภทลิแกนด์สามารถแบ่งตามจำนวนการให้คู่อิเล็กตรอนแก่อะตอมกลาง คือ

ลิแกนด์ที่ให้คู่อิเล็กตรอน 1 คู่ เรียกว่า โมโนเดนเทต (monodentate)

ลิแกนด์ที่ให้คู่อิเล็กตรอน 2 คู่ เรียกว่า ไบเดนเทต (bidentate)

ลิแกนด์ที่ให้คู่อิเล็กตรอน 3 คู่ เรียกว่า ไตรเดนเทต (tridentate)

ลิแกนด์ที่ให้คู่อิเล็กตรอน 4 คู่ เรียกว่า เทตระเดนเทต (tetradentate)

ลิแกนด์ที่ให้คู่อิเล็กตรอน 6 คู่ เรียกว่า เฮกซะเดนเทต (hexadentate)

โดยทั่วไปลิแกนด์ที่สามารถให้คู่อิเล็กตรอนได้มากกว่าหนึ่งคู่ในโมเลกุลเดียวกัน เรียกว่า โพลีเดนเทต (polydentate ligand) กระบวนการเกิดสารประกอบโคออร์ดิเนชันที่ประกอบด้วยลิแกนด์ประเภทโพลีเดนเทต เรียกว่า การเกิดคีเลต หรือคีเลชัน (chelation) และลิแกนด์พวกนี้จะเรียกว่า สารคีเลต (chelating agent)

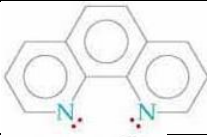
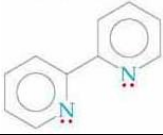
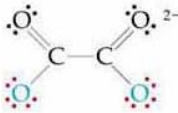
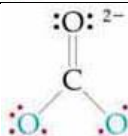
ตารางที่ 7.10 ลิแกนด์และชื่อเรียกของลิแกนด์ประเภทโมนเดนเทตที่เป็นประจุลบ

ลิแกนด์	ชื่อแอนไอออน	ชื่อลิแกนด์
Br^-	โบรไมด์ (bromide)	โบรโม (bromo)
Cl^-	คลอไรด์ (chloride)	คลอโร (chloro)
F^-	ฟลูออไรด์ (fluoride)	ฟลูออโร (fluoro)
OH^-	ไฮดรอกไซด์ (hydroxide)	ไฮดรอกโซ (hydroxo)
CN^-	ไซยาไนด์ (cyanide)	ไซยานาโต (cyanato)
H^-	ไฮไดรด์ (hydride)	ไฮไดริโด (hydrido)
O^{2-}	ออกไซด์ (oxide)	ออกโซ (oxo)
NH_2^-	เอไมด์ (amide)	เอมิโด (amido)
NO_2^-	ไนโตร (nitro)	ไนตริโต (nitrito)
SCN^-	ไธโอไซยาเนต (thiocyanate)	ไธโอไซยาเนโต (thiocyanato)
NCS^-	ไอโซไธยาเนต (thiocyanate)	ไอโซไธโอไซยาเนโต (isothiocyanato)

ตารางที่ 7.11 ลิแกนด์และชื่อเรียกของลิแกนด์ประเภทโมนเดนเทตที่มีประจุเป็นกลาง

ลิแกนด์	ชื่อโมเลกุล	ชื่อลิแกนด์
NH_3	แอมโมเนียม (ammonia)	แอมมีน (ammine)
H_2O	น้ำ (water)	อะควา (aqua)
CO	คาร์บอนมอนอกไซด์ (carbonmonoxide)	คาร์บอนิล (carbonyl)
$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	ไพริดีน (pyridine)	ไพริดีน (pyridine)
CH_3NH_2	เมทิลลามีน (methylamine)	เมทิลลามีน (methylamine)

ตารางที่ 7.12 ลิแกนด์และชื่อเรียกของลิแกนด์ประเภทไบเดนเทต

ประจุลิแกนด์	ชื่อลิแกนด์	ตัวย่อ	สูตรโครงสร้าง
0	เอทิลีนไดเอมีน (ethylenediamine)	en	$\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$
	ฟิแนนโทโรลีน (phenanthroline)	phen	
	ไบไพริดีน (bipyridine)	bipy	
-2	ออกซาเลโต (oxalato)	-	
	คาร์บอเนโต (carbonato)	-	

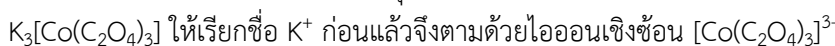
4) การเรียกชื่อสารประกอบเชิงซ้อน

ตามข้อตกลงระหว่างนักเคมีนานาชาติให้ใช้ระบบ IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) ในการเรียกชื่อสารประกอบเชิงซ้อนดังนี้

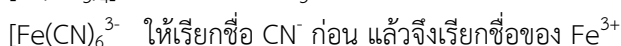
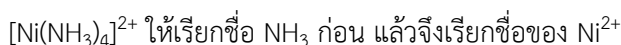
1) เรียกชื่อแคตไอออนก่อนแอนไอออน เช่นเดียวกับการเรียกชื่อสารประกอบไอออน โดยให้ไอออนเชิงซ้อนในโคออร์ดิเนชันสเฟียร์เสมือนเป็นแคตไอออน ส่วนชื่อแอนไอออนให้เรียกตามหลักสารประกอบไอออน เช่น



ในกรณีที่ไอออนเชิงซ้อนที่มีประจุเป็นลบ ให้เรียกแคตไอออนตามชื่อโลหะแทรนซิชันก่อนแล้วตามด้วยชื่อไอออนเชิงซ้อนตามหลักการเรียกไอออนเชิงซ้อนที่มีประจุเป็นลบ เช่น



2) การเรียกชื่อไอออนเชิงซ้อน (ในโคออร์ดิเนชันสเฟียร์) ให้เรียกชื่อลิแกนด์ก่อนแล้วตามด้วยชื่อของโลหะแทรนซิชัน เช่น



3) การเรียกชื่อลิแกนด์

3.1) ลิแกนด์ที่มีประจุลบ (anionic ligand) ให้เรียกตามชนิดลิแกนด์ ดังตารางที่ 7.10

แอนไอออนที่ลงท้ายด้วย -ไอด์ (-ide) ให้เปลี่ยนคำลงท้ายเป็น -โอ (-o)

แอนไอออนที่ลงท้ายด้วย -เอต (-ate) ให้เปลี่ยนคำลงท้ายเป็น -เอโต (-ato)

แอนไอออนที่ลงท้ายด้วย -ไอด์ (-ite) ให้เปลี่ยนคำลงท้ายเป็น -ไอโต (-ito)

3.2) ลิแกนด์ที่ไม่มีประจุหรือเป็นกลาง (neutral ligand) ให้เรียกชื่อเหมือนกับชื่อโมเลกุล ยกเว้นลิแกนด์ที่เป็นกลางบางชนิดให้เรียกชื่อเฉพาะตัว ดังตารางที่ 7.11

3.3) ลิแกนด์ประเภทไบเดนเตต เรียกตามตารางที่ 7.12

4) ถ้าไอออนเชิงซ้อนมีลิแกนด์ชนิดเดียวกันมากกว่าหนึ่งลิแกนด์ ให้ระบุจำนวนที่ซ้ำกันไว้หน้าชื่อเรียกลิแกนด์ ดังตารางที่ 7.13

ตารางที่ 7.13 จำนวนที่ซ้ำกันของลิแกนด์

จำนวนลิแกนด์ที่ซ้ำกัน	เรียกจำนวนซ้ำ
2	ได (di)
3	ไตร (tri)
4	เตตระ (tetra)
5	เพนตะ (penta)
6	เฮกซะ (hexa)

เช่น $(\text{CN})_6$ เรียก hexacyano

$(\text{C}_2\text{O}_4)_3$ เรียก trioxalato

แต่ถ้าเป็นลิแกนด์ประเภทโพลีเดนเตต (ลิแกนด์ที่สามารถเกิดพันธะกับไอออนได้ตั้งแต่ 2 ตำแหน่งขึ้นไปใน 1 ลิแกนด์) ให้เรียกจำนวนซ้ำกันดังตารางที่ 7.14

ตารางที่ 7.14 จำนวนที่ซ้ำกันของลิแกนด์ประเภทโพลีเดนเทต

	จำนวนลิแกนด์ที่ซ้ำกัน	เรียกจำนวนซ้ำ
	2	บิส (bis)
	3	ทริส (tris)
	4	เททระกิส (tetrakis)
เช่น	(en) ₂	เรียก bisethylenediamine

5) ถ้าไอออนเชิงซ้อนมีประจุเป็นลบ ชื่อโลหะแทรนซิชันให้เปลี่ยนคำลงท้ายเป็น -เอต (-ate) ดังตารางที่ 7.15 และใส่เลขออกซิเดชันเป็นเลขโรมันไว้ในวงเล็บหลังชื่อของโลหะแทรนซิชัน

ตารางที่ 7.15 ชื่อโลหะแทรนซิชันในไอออนเชิงซ้อนที่มีประจุลบ

โลหะแทรนซิชัน	ชื่อโลหะแทรนซิชัน	ชื่อเรียกโลหะแทรนซิชันในไอออนเชิงซ้อน
Al	อะลูมิเนียม (aluminium)	อะลูมิเนต (aluminate)
Cr	โครเมียม (chromium)	โครเมต (chromate)
Mn	แมงกานีส (manganese)	แมงกานेट (manganate)
Ni	นิกเกิล (nickel)	นิกเกิลเลต (nickelate)
Co	โคบอลต์ (cobalt)	โคบอลเตต (cobaltate)
Zn	สังกะสี (zinc)	สังกะสีเกต (zincate)
Mo	โมลิบดีนัม (molybdenum)	โมลิบดีเนต (molybdate)
W	ทังสเตน (tungsten)	ทังเกตเตต (tungstate)

โลหะแทรนซิชันที่มีชื่อเรียกเป็นภาษาละติน ให้ใช้ภาษาละตินและลงท้ายด้วย -เอต (-ate) ดังตารางที่ 7.16

ตารางที่ 7.16 โลหะแทรนซิชันที่มีชื่อเรียกเป็นภาษาละติน

โลหะแทรนซิชัน	ชื่อธาตุแทรนซิชัน		ชื่อเรียกโลหะแทรนซิชันในไอออนเชิงซ้อน
	ภาษาอังกฤษ	ภาษาละติน	
Fe	iron	ferrum	เฟอเรต (ferrate)
Cu	copper	cuprum	คิวเปรต (cuprate)
Au	gold	aurum	ออเรต (aurate)
Ag	silver	argentum	อาร์เจนเตต (argentate)
Pb	lead	plumbum	พลัมเบต (plumbate)
Sn	tin	stannum	สแตนเนต (stannate)

เช่น $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ เรียกว่า hexacyanoferrate(III) ion
 $[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$ เรียกว่า trisoxalatocobaltate(II) ion
 $[\text{Cr}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$ เรียกว่า hexanitrochromate(III) ion

หมายเหตุ โลหะแทรนซิชันที่ต้องชื่อเรียกเป็นภาษาละติน ในกรณีที่ป็นไอออนเชิงซ้อนประจุลบเท่านั้น

6) ไอออนเชิงซ้อนที่มีประจุบวกและเป็นกลาง ให้อ่านชื่อของโลหะแทรนซิชันตามชื่อธาตุเดิมและไม่ต้องเปลี่ยนคำลงท้าย และใส่เลขออกซิเดชันเป็นเลขโรมันไว้ในวงเล็บหลังชื่อของโลหะแทรนซิชัน

เช่น $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ เรียกว่า tetraammine copper(II) ion

$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ เรียกว่า hexaaqua cobalt(III) ion

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ เรียกว่า hexaaqua chromium(III) ion

7) ไอออนเชิงซ้อนที่มีลิแกนด์มากกว่า 2 ชนิด

(1) ถ้าเป็นลิแกนด์ประเภทเดียวกัน คือมีประจุลบหรือไม่มีประจุเหมือนกัน เรียกชื่อลิแกนด์ตามลำดับอักษรภาษาอังกฤษ เช่น

$[\text{Fe}(\text{NH}_3)_4\text{CO}]^{2+}$ เรียกว่า tetraamminecarbonyl iron(II) ion

(2) ถ้าเป็นลิแกนด์คนละประเภท เรียกชื่อลิแกนด์ในไอออนเชิงซ้อนตามลำดับดังนี้ ลิแกนด์ที่มีประจุลบ ลิแกนด์ที่ไม่มีประจุ และลิแกนด์ที่มีประจุบวก ตามลำดับ เช่น

$[\text{Co}(\text{CN})_5\text{H}_2\text{O}]^{3+}$ เรียกว่า pentacyanoaqua cobalt(II) ion

$[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{CO}]^{2+}$ เรียกว่า pentacyanocarbonyl iron(III) ion

ตัวอย่าง 7.29 เรียกชื่อสารประกอบโคออร์ดิเนชันต่อไปนี้

- 1) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ diaminesilver(I) ion
- 2) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$ dichlorotetraamminecobalt(II) ion
- 3) $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{NO}_2)_6]$ sodium hexanitrochromate(III)
- 4) $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ dicyanoargentate(I) ion
- 5) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$ sulfatopentaaminechromium(III) bromide

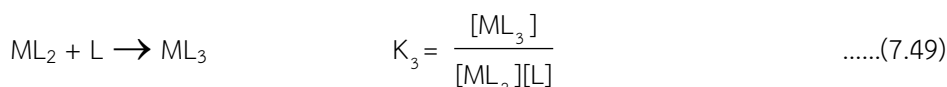
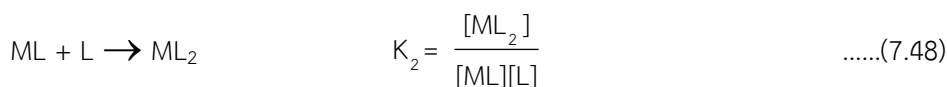
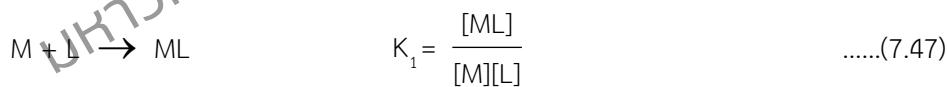
ตัวอย่าง 7.30 เขียนสูตรสารประกอบโคออร์ดิเนชันจากชื่อเรียกต่อไปนี้

- 1) hexacyanoferrate(II) ion $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$
- 2) dichlorotetraammineplatinum(IV) chloride $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$
- 3) sodium tetracyanocobaltate(II) $\text{Na}_2[\text{Co}(\text{CN})_4]$
- 4) bis(ethylene diamine)cobalt(II) chloride $[\text{Co}(\text{en})_2]\text{Cl}_2$
- 5) hexacarbonylchromium(0) ion $[\text{Cr}(\text{CO})_6]$

5) สมดุลของไอออนเชิงซ้อน

ค่าคงที่สมดุลของไอออนเชิงซ้อน มีลักษณะเดียวกับสมดุลเคมีของปฏิกิริยาเคมีทั่ว ๆ ไป สำหรับสมดุลไอออนเชิงซ้อน ค่าคงที่สมดุลของไอออนเชิงซ้อน เขียนแทนด้วย K_f โดยค่า K_f จะบอกถึงการเกิดเป็นสารประกอบเชิงซ้อนระหว่างอะตอมกลางและลิแกนด์

สมมติ M เป็นอะตอมกลาง และ L เป็นลิแกนด์ประเภทโมโนเดนเทต เขียนสมการได้ดังนี้

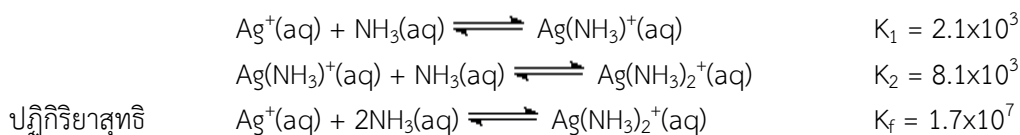


เมื่อ K_1, K_2, K_3 เป็นค่าคงที่สมดุลของการเกิดไอออนเชิงซ้อนแต่ละขั้น (stepwise) ของไอออนโลหะ M ค่าคงที่สมดุลของการเกิดไอออนเชิงซ้อนรวม (overall) เขียนได้เป็น

$$K_f = K_1 K_2 K_3 \quad \text{.....(7.50)}$$

ค่า K_f คือ ค่าคงที่สมดุลของการเกิดไอออนเชิงซ้อนของโลหะแคตไอออน (formation constant หรือ stability constant) ถ้ามีค่า K_f มาก แสดงว่าโลหะแคตไอออนชอบเกิดเป็นไอออนเชิงซ้อน ไอออนเชิงซ้อนนั้นๆ มีความเสถียรมาก

เพื่อป้องกันความสับสนระหว่างเครื่องหมายความเข้มข้นในสมการค่าคงที่สมดุล (K_f) กับเครื่องหมายโคออร์ดิเนชันสเฟียร์ในสารประกอบเชิงซ้อน ปฏิกิริยาการเกิดไอออนเชิงซ้อนจึงเขียนเฉพาะไอออนเชิงซ้อน เช่น การเกิดไอออนเชิงซ้อนของ $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ จะเกิดขึ้นทีละขั้นตอน ดังนี้



ปฏิกิริยาการแตกตัวของไอออนเชิงซ้อน เป็นปฏิกิริยาย้อนกลับของปฏิกิริยาการเกิดไอออนเชิงซ้อน ตัวอย่างปฏิกิริยาการแตกตัวของไอออนเชิงซ้อน



สามารถเขียนสมการค่าคงที่สมดุลการแตกตัวของไอออนเชิงซ้อนได้ดังนี้

$$K_d = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]} \quad \text{.....(7.51)}$$

เมื่อ K_d = ค่าคงที่การแตกตัวของไอออนเชิงซ้อน (dissociation constant of complex ion)

ถ้า K_d มีค่ามากแสดงว่า ไอออนเชิงซ้อนแตกตัวได้ดี แสดงความเสถียรของไอออนเชิงซ้อนมีค่าน้อย กล่าวคือ อะตอมกลางและลิแกนด์ไม่ชอบเกิดเป็นไอออนเชิงซ้อน ดังนั้น ค่า K_d จึงเป็นส่วนกลับของค่า K_f ดังนี้

$$K_d = \frac{1}{K_f} \quad \text{.....(7.52)}$$

ค่าคงที่สมดุลของการเกิดไอออนเชิงซ้อนในน้ำของไอออนเชิงซ้อนบางชนิด แสดงดังตารางที่ 7.17

ตารางที่ 7.17 ค่าคงที่สมดุลของการเกิดไอออนเชิงซ้อนในน้ำที่ 25°C

ไอออนเชิงซ้อน	สมการสมดุล	K_f
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2\text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+(\text{aq})$	1.7×10^7
$\text{Ag}(\text{CN})_2^-$	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2\text{CN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{CN})_2^-(\text{aq})$	1.0×10^{21}
$\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}(\text{aq})$	2.9×10^{13}
CdBr_4^{2-}	$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{Br}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CdBr}_4^{2-}(\text{aq})$	5.0×10^{13}
$\text{Cr}(\text{OH})_4^-$	$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 4\text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{OH})_4^-(\text{aq})$	8.0×10^{29}
$\text{Co}(\text{SCN})_4^{2-}$	$\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{SCN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Co}(\text{SCN})_4^{2-}(\text{aq})$	1.0×10^3
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}(\text{aq})$	5.0×10^{12}
$\text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}$	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{CN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}(\text{aq})$	1.0×10^{25}
$\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 6\text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+}(\text{aq})$	1.2×10^9
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 6\text{CN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}(\text{aq})$	1.0×10^{35}
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 6\text{CN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}(\text{aq})$	1.0×10^{42}

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

1. จงคำนวณหา pH ของการไฮโดรไลซิสของเกลือ NH_4Cl เข้มข้น 0.10 mol/L (K_b ของ $\text{NH}_3 = 1.8 \times 10^{-5}$)
2. จงคำนวณหา $[\text{OH}^-]$, $[\text{H}^+]$ และ pH ของสารละลาย CH_3COONa เข้มข้น 0.01 mol/L ถ้า $K_a = 5.6 \times 10^{-10}$
3. การละลายของ $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$ เท่ากับ $4.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ ที่ 25°C จงคำนวณ K_{sp}
4. จงคำนวณความเข้มข้นของ Ag^+ และ CrO_4^{2-} ในสารละลายอิ่มตัวของ Ag_2CrO_4 ที่ 25°C
5. จงคำนวณหาค่าการละลายเป็นกรัมต่อ 100 mL ของ $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ซึ่งมีค่า $K_{sp} = 8.52 \times 10^{-20}$
6. จงอธิบายวิธีการเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์ pH 6.0 ปริมาตร 100 mL ระหว่าง CH_3COOH เข้มข้น 0.50 mol/L ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$) และ CH_3COONa เข้มข้น 0.50 mol/L
7. จงเรียกชื่อสารโคออร์ดิเนชันต่อไปนี้
 - 1) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$
 - 2) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Br}_3$
 - 3) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
 - 4) $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4$
 - 5) $\text{Fe}(\text{CO})_5$
8. จงเรียกชื่อสารโคออร์ดิเนชันต่อไปนี้
 - 1) hexaammineiron(III) nitrate
 - 2) chloroaminocobalt(III) ion
 - 3) tetraaminezinc(II) ion
 - 4) hexacyanoferrate(II)
 - 5) potassium tetracyanonickellate(0)

ลิขสิทธิ์โดย
 พศ.ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ
 มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร

เอกสารอ้างอิง

1. นภดล ไชยคำ, พีรพรรณ พันธนาวิณ และลัดดาวัลย์ ผดุงทรัพย์. 2545. **เคมี 1**. แมคกรอฮิล.
2. ลัดดา มีสุข. 2545. **เคมีทั่วไป เล่ม1 ฉบับรวบรัด**. สำนักพิมพ์มหาวิทยาลัยเกษตรศาสตร์.
3. ทวีศักดิ์ สุดยอดสุข. 2557. **เคมีโคออร์ดิเนชันเบื้องต้น**. สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
4. อภิสิทธิ์ ศงสะเสน, สรณนรินทร์ บังเกิดผล และอาทิตย์ สกุลตันติเมธา. 2554. **เคมีทั่วไปสำหรับวิศวกร**. บริษัททริฟเฟิล กรุ๊ป จำกัด.
5. อินทิรา หาญพงษ์พันธ์ และบัญชา พูลโกศา. 2554. **เคมีทั่วไป สำหรับนิสิตวิศวกรรมศาสตร์ (ฉบับปรับปรุง)**. พิมพ์ครั้งที่ 9. สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
6. Averil B. A. **Principles of General Chemistry**.
<http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
<http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
7. Brown L. S., Holme T. A. 2010. **Chemistry for Engineering Students**, 2nd ed. Thomson Brook Cole.
8. Brown T. L., LeMay H. E., Bursten B. E., Murphy C. J., Woodward P. 2009. **Chemistry: The Central Science**, 7th ed. Pearson Education, Inc.
9. Burns. R. A. **Fundamentals of Chemistry**. 4th ed.
http://wps.prenhall.com/esm_burns_chemistry_4/
10. Chang R., Goldsby K. A. 2013. **Chemistry**. 11th ed. McGraw-Hill.
11. Hill J. W., Petrucci R. H., McCreary T. W., Perry S. S., **General Chemistry**, 4th ed.,
(http://wps.prenhall.com/esm_hillpetrucci_genchem_4/)
12. McMurry J., Castellion M., Ballantine D. S., Hoeger C. A. Peterson V. E. 2010. **Fundamentals of General, Organic, and Biological Chemistry**. Pearson Education, Inc.
13. Petrucci R. H., Geoffrey F., Herring, Madura J. D. Bissonnette C. 2010. **General Chemistry: Principles and Modern Applications**. 10th ed. Pearson Prentice Hall.
14. Silberberg M. S. 2013. **Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change**. McGraw-Hill.
15. Silberberg M. S. 2013. **Principle of General Chemistry**. McGraw-Hill.

บรรณานุกรม

1. โครงการตำราวิทยาศาสตร์และคณิตศาสตร์มูลนิธิ สวอน. 2547. **เคมี 1 (เคมีคำนวณ อะตอม ตารางธาตุ พันธะเคมี)**. กรุงเทพฯ: บริษัทด้านสุทธาการพิมพ์ จำกัด.
2. โครงการตำราวิทยาศาสตร์และคณิตศาสตร์มูลนิธิ สวอน. 2549. **เคมี 2 (ธาตุเรฟิเชนเททีฟ กลุ่ม S ธาตุเรฟิเชนเททีฟ กลุ่ม P ธาตุทรานซิชัน แลนทาไนด์และแอคติไนด์ ของแข็ง)**. กรุงเทพฯ: บริษัทด้านสุทธาการพิมพ์ จำกัด.
3. โครงการตำราวิทยาศาสตร์และคณิตศาสตร์มูลนิธิ สวอน. 2550. **เคมี 3 (แก๊ส เทอร์โมไดนามิกส์ สมดุลเคมี ไฟฟ้าเคมี จลนศาสตร์เคมี)**. กรุงเทพฯ: บริษัทด้านสุทธาการพิมพ์ จำกัด.
4. ชัยวัฒน์ เจนวนิชย์. 2546. **หลักเคมี 1 (ฉบับปรับปรุง)**. พิมพ์ครั้งที่ 5. กรุงเทพฯ: โอเดียนสโตร์.
5. นกตล ไชยคำ, พีรพรรณ พันธนาวัน และลัดดาวัลย์ ผดุงทรัพย์. 2545. **เคมี 1**. กรุงเทพฯ: แมคกรอฮิล.
6. รานี สุวรรณพุกษ์. 2553. **เคมีทั่วไป สำหรับสาขาวิศวกรรมศาสตร์ เล่ม 1**. พิมพ์ครั้งที่ 3. กรุงเทพฯ: บริษัทวิทยพัฒน์ จำกัด.
7. ลัดดา มีสุข. 2545. **เคมีทั่วไป เล่ม1 ฉบับรวบรัด**. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์มหาวิทยาลัยเกษตรศาสตร์.
8. ทวีศักดิ์ สดุดยอดสุข. 2557. **เคมีโคออร์ดิเนชันเบื้องต้น**. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
9. วัชร ชาดกิตติคุณวงศ์. 2540. **ทฤษฎีและตัวอย่างโจทย์ เคมีพื้นฐาน**. กรุงเทพฯ: แมคกรอฮิล อินเทอร์เน็ตชั่นแนล เอ็นเตอร์ไพรส์ อิงค์.
10. อภิสิทธิ์ สงสะเสน, สรณันรินทร์ บังเกิดผล และอาทิตย์ สกุดตันติเมธา. 2554. **เคมีทั่วไปสำหรับวิศวกร**. กรุงเทพฯ: บริษัททริฟเฟิล กรุ๊ป จำกัด.
11. อินทรา หาญพงษ์พันธ์ และบัญชา พูลโกคา. 2554. **เคมีทั่วไป สำหรับนิสิตวิศวกรรมศาสตร์ (ฉบับปรับปรุง)**. พิมพ์ครั้งที่ 9. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
12. อินทรา หาญพงษ์พันธ์. 2547. **วิเคราะห์โจทย์เคมีด้วยตนเอง สำหรับนิสิตวิศวกรรมศาสตร์**. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
13. Averil B. A. **Principles of General Chemistry**. (Online). <http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
<http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html>
14. Brown L. S., Holme T. A. 2010. **Chemistry for Engineering Students**, 2nd ed. Canada: Thomson Brook Cole.
15. Brown T. L., LeMay H. E., Bursten B. E., Murphy C. J., Woodward P. 2009. **Chemistry: The Central Science**, 7th ed. New Jersey: Pearson Education, Inc.
16. Burns. R. A. **Fundamentals of Chemistry**. 4th ed. (Online). http://wps.prenhall.com/esm_burns_chemistry_4/
17. Chang R., Goldsby K. A. 2013. **Chemistry**. 11th ed. New York: McGraw-Hill.
18. Hill J. W., Petrucci R. H., McCreary T. W., Perry S. S., **General Chemistry**, 4th ed., (Online). http://wps.prenhall.com/esm_hillpetrucci_genchem_4/
19. McMurry J., Castellion M., Ballantine D. S., Hoeger C. A. Peterson V. E. 2010. **Fundamentals of General, Organic, and Biological Chemistry**. New Jersey: Pearson Education, Inc.

20. Petrucci R. H., Geoffrey F., Herring, Madura J. D. Bissonnette C. 2010. **General Chemistry: Principles and Modern Applications**. 10th ed. New Jersey: Pearson Prentice Hall.
21. Silberberg M. S. 2013. **Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change**. New York: McGraw-Hill.
22. Silberberg M. S. 2013. **Principle of General Chemistry**. New York: McGraw-Hill.

ลิขสิทธิ์โดย
พศ.ดร.วรวิทย์ จันทร์สุพรรณ
มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร