



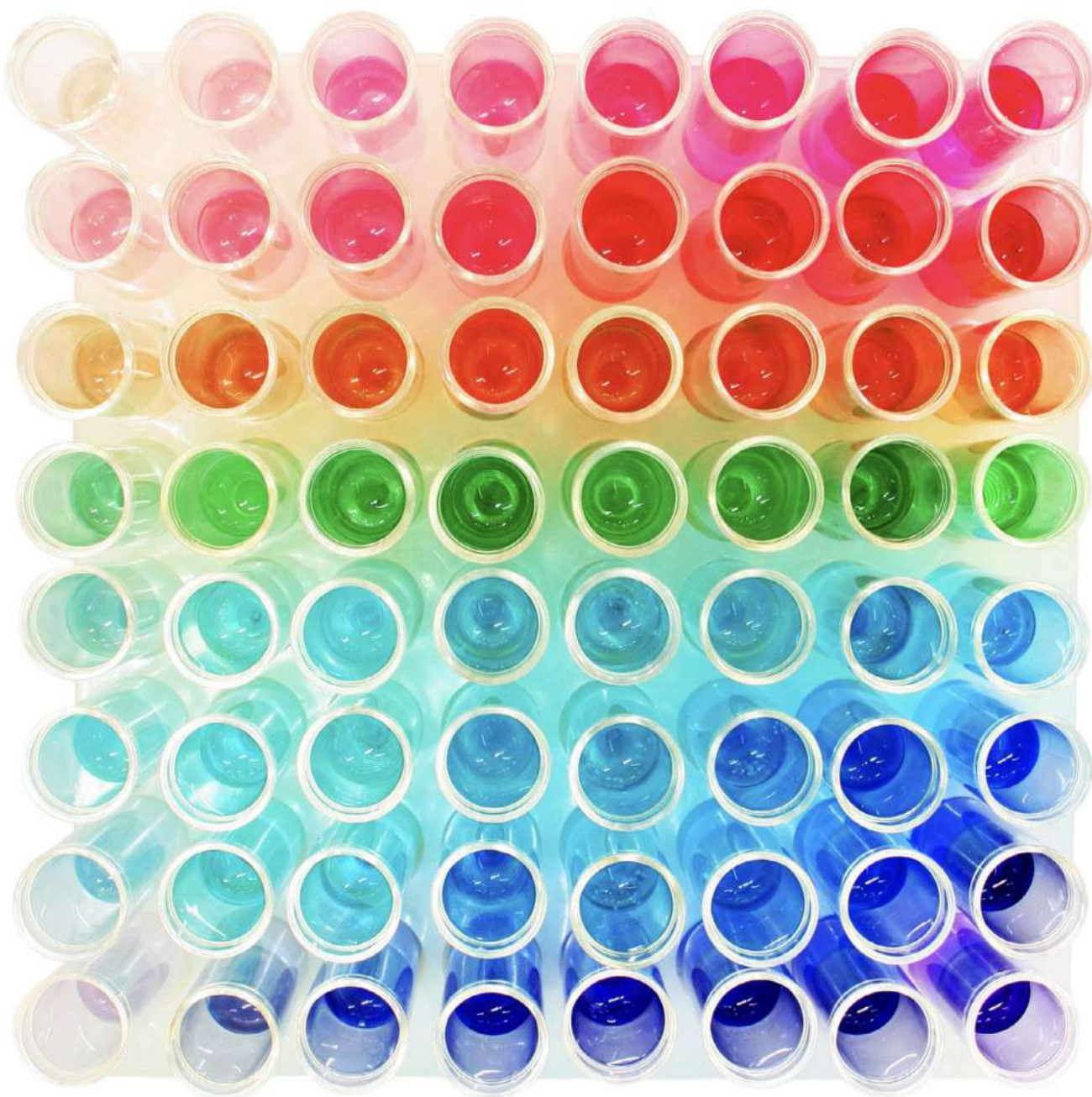
# เคมี เล่ม ๔

ตามผลการเรียนรู้

กลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (ฉบับปรับปรุง พ.ศ. ๒๕๖๐)

ตามหลักสูตรแกนกลางการศึกษาขั้นพื้นฐาน พุทธศักราช ๒๕๕๑

# ๕



# ตารางธาตุ

1 IA

18

VIIIA

1 H hydrogen 1.01	2 He helium 4.00												
3 Li lithium 6.94	4 Be beryllium 9.01												
11 Na sodium 22.99	12 Mg magnesium 24.30												
19 K potassium 39.10	20 Ca calcium 40.08												
37 Rb rubidium 85.47	38 Sr strontium 87.62												
55 Cs caesium 132.91	56 Ba barium 137.33												
87 Fr francium	88 Ra radium												
		3 III B	4 IV B	5 V B	6 VI B	7 VII B	8 VIII B	9 VIII B	10 VIII B	11 IB	12 IIB		
		13 Al aluminum 26.98	14 Si silicon 28.08	15 P phosphorus 30.97	16 S sulfur 32.06	17 Cl chlorine 35.45	18 Ar argon 39.95						
		31 Ga gallium 69.72	32 Ge germanium 72.63	33 As arsenic 74.92	34 Se selenium 78.97	35 Br bromine 79.90	36 Kr krypton 83.80						
		49 In indium 114.82	50 Sn tin 118.71	51 Sb antimony 121.76	52 Te tellurium 127.60	53 I iodine 126.90	54 Xe xenon 131.29						
		81 Tl thallium 204.38	82 Pb lead 207.20	83 Bi bismuth 208.98	84 Po polonium	85 At astatine	86 Rn radon						
		113 Nh nihonium	114 Fl flerovium	115 Mc moscovium	116 Lv livermorium	117 Ts tennessine	118 Og oganeson						

โลหะ  
 อโลหะ  
 กึ่งโลหะ

57 La lanthanum 138.91	58 Ce cerium 140.12	59 Pr praseodymium 140.91	60 Nd neodymium 144.24	61 Pm promethium	62 Sm samarium 150.36	63 Eu europium 151.96	64 Gd gadolinium 157.25	65 Tb terbium 158.93	66 Dy dysprosium 162.50	67 Ho holmium 164.93	68 Er erbium 167.26	69 Tm thulium 168.93	70 Yb ytterbium 173.05	71 Lu lutetium 174.97
89 Ac actinium	90 Th thorium 232.04	91 Pa protactinium 231.04	92 U uranium 238.03	93 Np neptunium	94 Pu plutonium	95 Am americium	96 Cm curium	97 Bk berkelium	98 Cf californium	99 Es einsteinium	100 Fm fermium	101 Md mendelevium	102 No nobelium	103 Lr lawrencium

**กลุ่มธาตุ**  
**\*แลนทานอยด์**

**กลุ่มธาตุ**  
**\*\*แอกทิโนอยด์**





หนังสือเรียน

---

# รายวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์ และเทคโนโลยี

---

## เคมี

ชั้น

---

## มัธยมศึกษาปีที่ ๕ เล่ม ๔

ตามผลการเรียนรู้  
กลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (ฉบับปรับปรุง พ.ศ. ๒๕๖๐)  
ตามหลักสูตรแกนกลางการศึกษาขั้นพื้นฐาน พุทธศักราช ๒๕๕๑

จัดทำโดย

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี กระทรวงศึกษาธิการ

จัดทำเป็นฉบับ e-book ครั้งที่ ๑ พ.ศ. ๒๕๖๓

มีลิขสิทธิ์ตามพระราชบัญญัติ

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (สสวท.) ได้จัดทำหนังสือเรียนฉบับ e-book นี้ขึ้น โดยมีเนื้อหาเช่นเดียวกับหนังสือเรียน สสวท. ฉบับสิ่งพิมพ์ที่ได้จัดทำตาม มาตรฐานหลักสูตรแกนกลางการศึกษาขั้นพื้นฐาน พุทธศักราช ๒๕๕๑ (ฉบับปรับปรุง พ.ศ. ๒๕๖๐) ทุกประการ เพื่ออำนวยความสะดวกในการเข้าถึงหนังสือเรียน สสวท. ผ่านเทคโนโลยี ดิจิทัลเพื่อให้นักเรียน ครู ผู้ปกครอง นักวิชาการ และ ผู้สนใจทั่วไปเข้าถึงได้ง่ายและสะดวก รวดเร็ว รวมทั้งสามารถเลือกใช้ตามความเหมาะสมกับจุดประสงค์ต่างๆ ทั้งนี้ สสวท. ขอสงวน สิทธิในหนังสือเรียนฉบับ e-book นี้ตามกฎหมายลิขสิทธิ์ ห้ามผู้ใดทำซ้ำ คัดลอก ดัดแปลง เลียนแบบ จำหน่าย หรือ เผยแพร่โดยมิได้รับอนุญาต

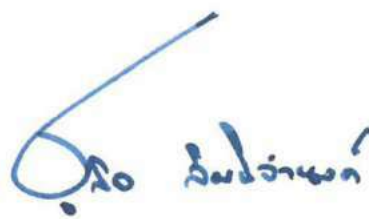


# คำชี้แจง

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (สสวท.) ได้จัดทำตัวชี้วัดและสาระการเรียนรู้แกนกลาง กลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (ฉบับปรับปรุง พ.ศ. ๒๕๖๐) ตามหลักสูตรแกนกลางการศึกษาขั้นพื้นฐานพุทธศักราช ๒๕๕๑ โดยมีจุดเน้นเพื่อพัฒนาผู้เรียนให้มีความรู้ความสามารถที่ทัดเทียมกับนานาชาติ ได้เรียนรู้วิทยาศาสตร์ที่เชื่อมโยงความรู้กับกระบวนการ ใช้กระบวนการสืบเสาะหาความรู้และแก้ปัญหาที่หลากหลาย มีการทำกิจกรรมด้วยการลงมือปฏิบัติเพื่อให้ผู้เรียนได้ใช้ทักษะกระบวนการทางวิทยาศาสตร์และทักษะแห่งศตวรรษที่ ๒๑ ซึ่งในปีการศึกษา ๒๕๖๑ เป็นต้นไป โรงเรียนจะต้องใช้หลักสูตรกลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (ฉบับปรับปรุง พ.ศ. ๒๕๖๐) สสวท. จึงได้จัดทำหนังสือเรียนที่เป็นไปตามมาตรฐานหลักสูตรเพื่อให้โรงเรียนได้ใช้สำหรับจัดการเรียนการสอนในชั้นเรียน

หนังสือเรียนรายวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี เคมี ชั้นมัธยมศึกษาปีที่ ๕ เล่ม ๔ มีผลการเรียนรู้และสาระการเรียนรู้เพิ่มเติมที่ครอบคลุมเนื้อหาบางส่วนที่ปรากฏตามตัวชี้วัดรายวิชาพื้นฐานวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี วิทยาศาสตร์กายภาพ เล่ม ๑ โดยเมื่อผู้เรียนเรียนรายวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี เคมี เล่ม ๑ – เล่ม ๖ ครบทุกชั้นปีในชั้นมัธยมศึกษาปีที่ ๔ – ๖ แล้วก็สามารถบรรลุผลสัมฤทธิ์ตามตัวชี้วัดของรายวิชาพื้นฐานวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี วิทยาศาสตร์กายภาพ เล่ม ๑ ได้ และในขณะเดียวกันก็สามารถต่อยอดเนื้อหาจากรายวิชาพื้นฐานไปสู่เนื้อหาในรายวิชาเพิ่มเติมได้โดยไม่ต้องเสียเวลาเรียนซ้ำซ้อน ทั้งนี้หนังสือเรียนรายวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี เคมี เล่ม ๔ นี้มีเนื้อหาที่จำเป็นที่ต้องเรียนประกอบด้วย เรื่อง กรด-เบส และเคมีไฟฟ้า ซึ่งเป็นพื้นฐานที่สำคัญสำหรับการศึกษาต่อในระดับอุดมศึกษาในด้านวิทยาศาสตร์หรือประกอบอาชีพในสาขาที่ใช้วิทยาศาสตร์เป็นฐาน เช่น แพทย์ ทันตแพทย์ สัตวแพทย์ เทคโนโลยีชีวภาพ เทคนิคการแพทย์ วิศวกรรม สถาปัตยกรรม วัสดุศาสตร์ อุตุนิยมวิทยา ธรณีวิทยา ฯลฯ โดยเน้นกระบวนการคิด วิเคราะห์และการแก้ปัญหา เชื่อมโยงความรู้สู่การนำไปใช้ในชีวิตจริงผู้เรียนจะได้ทำกิจกรรมที่เป็นพื้นฐานที่สำคัญ รวมทั้งกิจกรรมที่ผู้เรียนสามารถคิดค้นและออกแบบการทดลองด้วยตนเอง มีแบบตรวจสอบความรู้ ความเข้าใจก่อนเรียน มีแบบฝึกหัดเพื่อให้ตรวจทานความรู้หลังจากที่เรียนไปแล้ว รวมทั้งสรุปความรู้ในแต่ละบทด้วย ในการจัดทำหนังสือเรียนเล่มนี้ได้รับความร่วมมือเป็นอย่างดีจากผู้ทรงคุณวุฒิ นักวิชาการอิสระ คณาจารย์ทั้งหลาย รวมทั้งครูผู้สอน นักวิชาการ จากสถาบัน และสถานศึกษาทั้งภาครัฐและเอกชน จึงขอขอบคุณไว้ ณ ที่นี้

สสวท. หวังเป็นอย่างยิ่งว่าหนังสือเรียนรายวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี เคมี เล่ม ๔ นี้จะเป็นประโยชน์แก่ผู้เรียน และผู้ที่เกี่ยวข้องทุกฝ่าย ที่จะช่วยให้การจัดการศึกษาด้านวิทยาศาสตร์มีประสิทธิภาพ และประสิทธิผล หากมีข้อเสนอแนะใดที่จะทำให้หนังสือเรียนเล่มนี้ มีความสมบูรณ์ยิ่งขึ้น โปรดแจ้ง สสวท. ทราบด้วย จะขอบคุณยิ่ง



(ศาสตราจารย์ชูกิจ ลิมปิจำนงค์)

ผู้อำนวยการสถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

กระทรวงศึกษาธิการ

## ข้อเสนอแนะทั่วไปในการใช้หนังสือเรียน

หนังสือเรียนเป็นเอกสารที่จัดทำขึ้นเพื่อให้ผู้เรียนได้ใช้ในการศึกษาเนื้อหาที่สำคัญ และเกิดทักษะที่จำเป็นที่สอดคล้องกับมาตรฐานและสาระการเรียนรู้ รวมทั้งยังมีสื่อที่ช่วยเสริมการเรียนรู้ของนักเรียน โดยสามารถเชื่อมต่อไปยังหน้าเว็บไซต์รายการสื่อได้จาก QR code หรือ URL ที่อยู่ประจำแต่ละบท การทำความเข้าใจเกี่ยวกับสัญลักษณ์หรือข้อความตามหัวข้อต่าง ๆ ที่ปรากฏในหนังสือเรียน จะช่วยให้ผู้เรียนใช้หนังสือเรียนได้อย่างมีประสิทธิภาพ ซึ่งสัญลักษณ์หรือข้อความตามหัวข้อต่าง ๆ ที่ปรากฏในหนังสือเรียน มีดังนี้

### คำถามสำคัญ



คำถามประจำบทที่นักเรียนต้องอาศัยความรู้ทั้งหมดในบทเรียนในการตอบคำถาม ซึ่งนักเรียนควรตอบได้หลังจากได้เรียนรู้ในบทนั้นแล้ว

### จุดประสงค์การเรียนรู้



เป้าหมายของการจัดการเรียนรู้ที่ต้องการให้นักเรียนเกิดความรู้หรือทักษะหลังจากผ่านกิจกรรมการจัดการเรียนรู้ในแต่ละหัวข้อ ซึ่งนักเรียนควรศึกษาทำความเข้าใจก่อนเริ่มเรียนรู้ในแต่ละหัวข้อ

### ตรวจสอบความรู้ก่อนเรียน



ชุดคำถามที่ใช้ในการตรวจสอบความรู้ก่อนเรียน ซึ่งนักเรียนควรตอบคำถามให้ถูกต้องทั้งหมด หากไม่ถูกต้องควรทบทวนเนื้อหา นั้นก่อนเริ่มการเรียนรู้เรื่องใหม่ในแต่ละบท

### ชวนคิด



คำถามระหว่างเรียนที่เชื่อมโยงหรือต่อยอดความรู้เดิมที่ศึกษาแล้วกับความรู้ใหม่หรือความรู้ในศาสตร์อื่น เพื่อให้นักเรียนเห็นความสัมพันธ์หรือความต่อเนื่องของเนื้อหา

### ตรวจสอบความเข้าใจ



คำถามระหว่างเรียนที่ช่วยประเมินการเรียนรู้ ซึ่งนักเรียนสามารถใช้ตรวจสอบว่า ตนเองมีความรู้ความเข้าใจในเนื้อหาแล้วหรือยัง

### แบบฝึกหัด



คำถามระหว่างเรียนที่ช่วยเสริมให้เกิดทักษะและความรู้ในบทเรียน ซึ่งนักเรียนสามารถใช้ตรวจสอบความเข้าใจของเนื้อหาและฝึกฝนตนเองให้มีทักษะที่จำเป็นตามจุดประสงค์การเรียนรู้ได้



## ข้อเสนอแนะทั่วไปในการใช้หนังสือเรียน

### กิจกรรม



การปฏิบัติที่ช่วยในการเรียนรู้เนื้อหาหรือฝึกฝนให้เกิดทักษะตามจุดประสงค์การเรียนรู้ของบทเรียน โดยอาจเป็นการทดลอง การสืบค้นข้อมูล หรือกิจกรรมอื่น ๆ ซึ่งนักเรียนควรลงมือปฏิบัติกิจกรรมด้วยตนเอง

### ตัวอย่าง



การแสดงแนวทางการตอบคำถามหรือการแก้โจทย์ปัญหา ซึ่งนักเรียนสามารถศึกษาเพื่อเพิ่มความเข้าใจในเนื้อหาบทเรียนมากขึ้น

### ความรู้เพิ่มเติม



ความรู้ที่เพิ่มเติมจากเนื้อหาในบทเรียน เพื่อให้ให้นักเรียนมีความรู้ความเข้าใจมากขึ้น โดยไม่มีการวัดและประเมินผล

### รู้หรือไม่



ความรู้ที่เชื่อมโยงให้เห็นความสอดคล้องของเนื้อหาบทเรียนกับปรากฏการณ์หรือสถานการณ์ในชีวิตประจำวัน

### ศัพท์น่ารู้



ความหมายของคำศัพท์ต่าง ๆ ที่เพิ่มเติม และสอดคล้องกับเนื้อหาภายในบทเรียน

### สรุปเนื้อหาภายในบทเรียน



การสรุปเนื้อหาสำคัญภายในบทเรียน เพื่อช่วยให้เห็นภาพรวมของเนื้อหาทั้งหมด

### แบบฝึกหัดท้ายบท



คำถามท้ายบทเรียนสำหรับให้นักเรียนตรวจสอบความเข้าใจหลังจากเรียนจบบทเรียนแล้ว ซึ่งนักเรียนสามารถใช้เป็นข้อมูลในการทบทวนเนื้อหาที่ยังไม่เข้าใจได้



10

pH

กรด-เบส

<b>บทที่ 10</b> กรด-เบส	1
10.1 ทฤษฎีกรด-เบส	4
10.2 คู่กรด-เบส	9
10.3 การแตกตัวของกรด เบส และน้ำ	14
10.4 สมบัติกรด-เบสของเกลือ	30
10.5 pH ของสารละลายกรดและเบส	33
10.6 ปฏิกิริยาเคมีระหว่างกรดและเบส	49
10.7 การไทเทรตกรด-เบส	51
10.8 สารละลายบัฟเฟอร์	64
10.9 การประยุกต์ใช้ความรู้เกี่ยวกับกรด-เบส	70
แบบฝึกหัดท้ายบท	75

11



เคมีไฟฟ้า

<b>บทที่ 11</b> เคมีไฟฟ้า	79
11.1 เลขออกซิเดชันและปฏิกิริยารีดอกซ์	83
11.2 การดุลสมการรีดอกซ์	94
11.3 เซลล์เคมีไฟฟ้า	107
11.4 ประโยชน์ของเซลล์เคมีไฟฟ้า	128
11.5 เทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเคมีไฟฟ้า	149
แบบฝึกหัดท้ายบท	153

## สารบัญ

### ภาคผนวก

คำศัพท์ในหนังสือเรียน เคมี เล่ม 4	156
ชื่อธาตุ	158
บรรณานุกรม	161
ที่มาของรูป	162
คณะกรรมการจัดทำหนังสือเรียน	163





บทที่



ipst.me/8878

## 10

| กรด-เบส



พืชหรือดอกไม้บางชนิด เช่น ดอกอัญชัน มีสารสีที่สามารถเปลี่ยนสีได้เมื่ออยู่ในสารละลายที่มีสมบัติกรด-เบส หรือสารละลายที่มี pH ต่างกัน สารสกัดจากพืชหรือดอกไม้บางชนิด จึงใช้เป็นอินดิเคเตอร์บ่งบอก pH ของสารละลายได้



### คำถามสำคัญ

1. การระบุว่าสารเป็นกรดหรือเบสพิจารณาได้อย่างไร
2. ความสามารถในการแตกตัวของกรดและเบสแต่ละชนิดแตกต่างกันหรือไม่
3. ค่า pH สัมพันธ์กับความเป็นกรด-เบสของสารละลายอย่างไร
4. ปฏิกริยาเคมีระหว่างกรดและเบสให้เกลือที่มีสมบัติเป็นอย่างไร
5. การไทเทรตกรด-เบสมีวิธีการอย่างไร และนำไปใช้ประโยชน์ใดได้บ้าง
6. สารละลายบัฟเฟอร์คืออะไร ทำหน้าที่ควบคุม pH ได้อย่างไร
7. ความรู้เกี่ยวกับกรด-เบสสามารถนำไปใช้ประโยชน์หรือการแก้ปัญหาในชีวิตประจำวันได้อย่างไร



### จุดประสงค์การเรียนรู้

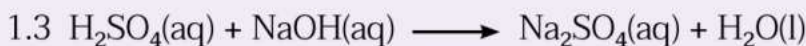
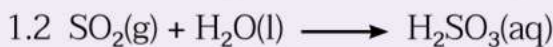
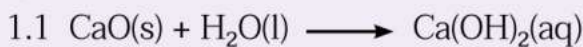
1. ระบุและอธิบายว่าสารเป็นกรดหรือเบส โดยใช้ทฤษฎีกรด-เบสของอาร์เรเนียส เบรินสเตด-ลาวรี และลิวอิส
2. ระบุคู่กรด-เบสของสารตามทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี
3. บอกความหมายและระบุว่าสารเป็นกรดแก่ เบสแก่ กรดอ่อน และเบสอ่อน
4. คำนวณความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนและไฮดรอกไซด์ไอออน ร้อยละการแตกตัว และค่าคงที่การแตกตัวของกรดและเบส
5. เปรียบเทียบความสามารถในการแตกตัวหรือความแรงของกรดและเบส
6. อธิบายการเกิดไฮโดรลิซิสของเกลือและเขียนสมการเคมีแสดงปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสของเกลือ
7. ระบุความเป็นกรด-เบสของสารละลายเกลือ
8. คำนวณความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน หรือไฮดรอกไซด์ไอออนของสารละลายกรดและเบส
9. คำนวณค่า pH ของสารละลายกรดและเบส
10. บอกความเป็นกรด-เบสของสารละลายจากช่วง pH ของอินดิเคเตอร์
11. เขียนสมการเคมีแสดงปฏิกิริยาสะเทิน
12. ระบุความเป็นกรด-เบสของสารละลายหลังการสะเทิน

13. ทดลองและอธิบายหลักการการไทเทรต
14. เลือกใช้อินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมสำหรับการไทเทรตกรด-เบส
15. คำนวณปริมาณสารหรือความเข้มข้นของสารละลายกรดหรือเบสจากการไทเทรต
16. อธิบายสมบัติ องค์ประกอบ และประโยชน์ของสารละลายบัฟเฟอร์
17. สืบค้นข้อมูลและนำเสนอตัวอย่างการใช้ประโยชน์และการแก้ปัญหาโดยใช้ความรู้เกี่ยวกับกรด-เบส



### ตรวจสอบความรู้ก่อนเรียน

#### 1. ดุลสมการเคมีต่อไปนี้



#### 2. ใส่เครื่องหมาย หน้าข้อความที่ถูกต้อง และเครื่องหมาย หน้าข้อความที่ไม่ถูกต้อง

..... 2.1 สารละลายที่มี pH 3.5 เป็นสารละลายกรด

..... 2.2 เมื่อนำน้ำทะเลไปทดสอบด้วยกระดาษลิตมัสพบว่าเปลี่ยนจากสีแดงเป็นน้ำเงิน แสดงว่าน้ำทะเลเป็นเบส

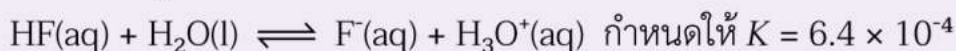
..... 2.3 สารละลาย NaCl มีสมบัติเป็นกลางและมี pH 7

..... 2.4  $\text{MgSO}_4$  เมื่อละลายน้ำแตกตัวได้  $\text{Mg}^{2+}$  และ  $\text{SO}_4^{2-}$

..... 2.5  $\text{CaCl}_2$  1 โมล เมื่อละลายน้ำ แตกตัวให้  $\text{Ca}^{2+}$  และ  $\text{Cl}^-$  อย่างละ 1 โมล

..... 2.6  $\text{HCl}$  1.0 mol/L ปริมาตร 150 mL มี  $\text{HCl}$  1.50 mol

#### 3. พิจารณาปฏิกิริยาต่อไปนี้



3.1 เขียนค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาในรูปอัตราส่วนความเข้มข้นของสาร

3.2 ถ้าที่สมดุลมีความเข้มข้นของ  $\text{HF}$  0.10 mol/L และความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  เท่ากับ  $\text{F}^-$  จงคำนวณความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$



สารในชีวิตประจำวันหลายชนิดอาจมีสมบัติเป็นกรดหรือเบส เช่น ผลไม้ที่มีรสเปรี้ยว น้ำส้มสายชู และน้ำอัดลมเป็นกรด ส่วนสบู่ ยาลดกรด และปุ๋ยยูเรียเป็นเบส สารเหล่านี้มีสมบัติทางเคมีที่แตกต่างกันดังจะได้ศึกษาต่อไปในบทเรียนนี้

สารละลายกรดนำไฟฟ้า มีรสเปรี้ยว มีฤทธิ์กัดกร่อน ทำปฏิกิริยากับโลหะบางชนิดให้แก๊สไฮโดรเจน เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากน้ำเงินเป็นแดง และมี pH น้อยกว่า 7 กรดแบ่งเป็น 2 ประเภทตามธาตุองค์ประกอบ คือ

1. กรดทวิภาค (binary acids) เป็นกรดที่ประกอบด้วยธาตุไฮโดรเจนกับธาตุอโลหะอีกชนิดหนึ่ง ชื่อกรดส่วนใหญ่ขึ้นต้นด้วยคำว่า “ไฮโดร-” เช่น กรดไฮโดรฟลูออริก (HF) กรดไฮโดรคลอริก (HCl) กรดไฮโดรซัลฟิวริก (H<sub>2</sub>S)

2. กรดออกซี (oxyacids) เป็นกรดที่ประกอบด้วยธาตุไฮโดรเจน ออกซิเจน และธาตุอโลหะ เช่น กรดแอสिटิก (CH<sub>3</sub>COOH) กรดคาร์บอนิก (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) กรดฟอสฟอริก (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>)

สารละลายเบสนำไฟฟ้า มีรสฝาด มีฤทธิ์กัดกร่อน รู้สึกลื่นมือเมื่อสัมผัส เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากแดงเป็นน้ำเงิน และมี pH มากกว่า 7 เบสที่พบได้บ่อยและควรรู้จัก เช่น แอมโมเนีย (NH<sub>3</sub>) โซดาไฟหรือโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) ปูนขาวหรือแคลเซียมไฮดรอกไซด์ (Ca(OH)<sub>2</sub>) โซดาซักผ้าหรือโซเดียมคาร์บอเนต (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) เบคกิ้งโซดาหรือหรือโซเดียมไฮโดรเจนคาร์บอเนต (NaHCO<sub>3</sub>)

นอกจากสมบัติข้างต้นแล้ว การระบุว่าสารเป็นกรดหรือเบสพิจารณาได้อย่างไร

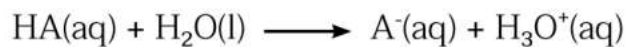
## 10.1 ทฤษฎีกรด-เบส

### 10.1.1 ทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียส

ในปี พ.ศ. 2430 อาร์เรเนียส, สวันเต เอกุสต์ (Arrhenius, Svante August) ได้ศึกษาสมบัติและสูตรเคมีของสารที่แสดงสมบัติกรดและเบส และตั้งเป็นทฤษฎีที่มีชื่อว่า **ทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียส (Arrhenius theory)** ซึ่งกำหนดว่า กรดคือสารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน (H<sup>+</sup>) เบสคือสารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH<sup>-</sup>) เขียนสมการเคมีได้ดังนี้

กรด	เบส
สมการทั่วไป $HA \longrightarrow H^+ + A^-$	สมการทั่วไป $BOH \longrightarrow B^+ + OH^-$
ตัวอย่าง $HCl(aq) \longrightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$ $CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H^+(aq)$	ตัวอย่าง $NaOH(s) \longrightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$ $Ca(OH)_2(s) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$

ไฮโดรเจนไอออน ( $H^+$ ) ไม่ได้อยู่เป็นอิสระในน้ำ แต่จะรวมตัวกับน้ำเกิดเป็นไฮโดรเนียมไอออน ( $H_3O^+$ ) การแตกตัวเป็นไอออนของกรดในน้ำจึงสามารถเขียนสมการเคมีได้ดังนี้



ดังนั้นจากกล่าวได้ว่า กรดตามทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียสคือสารที่เมื่อละลายน้ำจะเพิ่มความเข้มข้นของ  $H_3O^+$  ส่วนเบสคือสารที่เมื่อละลายน้ำจะเพิ่มความเข้มข้นของ  $OH^-$



### ศัพท์น่ารู้

**โปรตอน (proton)** เป็นชื่อเรียกอีกชื่อหนึ่งของไฮโดรเจนไอออน ( $H^+$ ) ที่อยู่ในน้ำหรือสารละลาย

**ไฮดรอกโซเนียมไอออน (hydroxonium ion)** เป็นชื่อเรียกอีกชื่อหนึ่งของไฮโดรเนียมไอออน ( $H_3O^+$ )



### ตรวจสอบความเข้าใจ

จงเติมข้อมูลในช่องว่างให้สมบูรณ์

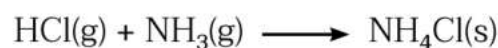
สมการเคมี	กรด/เบส
$\text{HClO}_4(\text{aq}) \longrightarrow \dots\dots\dots (\text{aq}) + \dots\dots\dots (\text{aq})$	กรด
$\text{LiOH}(\text{aq}) \longrightarrow \dots\dots\dots (\text{aq}) + \dots\dots\dots (\text{aq})$	เบส
$\dots\dots\dots (\text{aq}) + \dots\dots\dots (\text{l}) \longrightarrow \text{HSO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	
$\dots\dots\dots (\text{aq}) \longrightarrow \text{Sr}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	
$\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \dots\dots\dots (\text{aq}) + \dots\dots\dots (\text{aq})$	

เนื่องจากทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียสกำหนดว่า สารที่เป็นกรดหรือเบสต้องเป็นสารที่ละลายในน้ำเท่านั้น ดังนั้นสารที่ไม่ละลายน้ำหรือปฏิกิริยาเคมีที่ไม่ได้เกิดขึ้นในน้ำ จะไม่สามารถระบุได้ว่าเป็นกรดหรือเบสตามทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียส จึงเกิดทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี ซึ่งให้นิยามกรดและเบสที่กว้างขึ้นและไม่จำเป็นต้องมีน้ำเป็นตัวทำละลาย

#### 10.1.2 ทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี

ในปี พ.ศ. 2466 เบรินสเตด, โยฮันเนส นีโคเลาส์ (Brønsted, Johannes Nicolaus) และ ลาวรี, ทอมัส มาร์ติน (Lowry, Thomas Martin) ได้เสนอ ทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี (Brønsted – Lowry theory) โดยให้นิยามว่า กรดคือสารที่ให้โปรตอน และเบสคือสารที่รับโปรตอน ทฤษฎีนี้พิจารณาความเป็นกรดและเบสของสารจากการถ่ายโอนโปรตอน เช่น

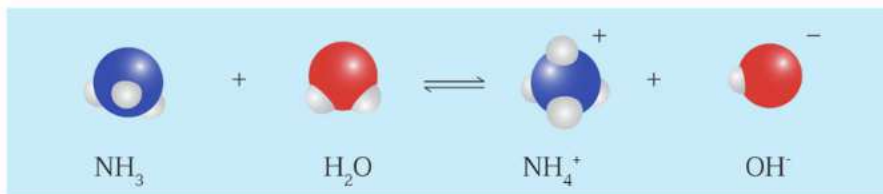
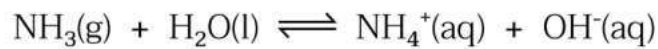
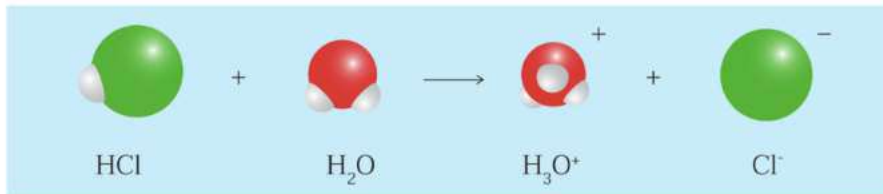
ปฏิกิริยาของแก๊สไฮโดรเจนคลอไรด์กับแก๊สแอมโมเนีย ซึ่งเป็นปฏิกิริยาเคมีที่ไม่ได้เกิดขึ้นในน้ำสามารถเขียนสมการเคมี ได้ดังนี้



ในปฏิกิริยานี้ HCl ให้โปรตอนกับ  $\text{NH}_3$  เกิดเป็น  $\text{Cl}^-$  และ  $\text{NH}_4^+$  ซึ่งยึดเหนี่ยวกันด้วยพันธะไอออนิกเกิดเป็น  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ดังนั้น HCl เป็นกรด และ  $\text{NH}_3$  เป็นเบสตามทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี



นอกจากนี้ทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรียังสามารถใช้พิจารณาความเป็นกรด-เบสของสารที่เกิดปฏิกิริยาในน้ำได้ด้วย เช่น

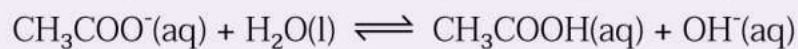
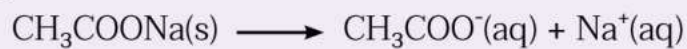


จากปฏิกิริยาข้างต้นแสดงว่า HCl เป็นกรด เพราะให้โปรตอนกับ  $\text{H}_2\text{O}$  ส่วน  $\text{NH}_3$  เป็นเบส เพราะรับโปรตอนจาก  $\text{H}_2\text{O}$



### ตรวจสอบความเข้าใจ

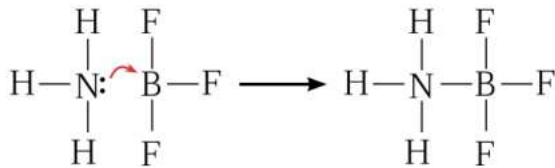
พิจารณาปฏิกิริยาเคมีต่อไปนี้



ตามทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี สารละลายโซเดียมแอสีเตต ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ) มีสมบัติเป็นกรดหรือเบส เพราะเหตุใด

### 10.1.3 ทฤษฎีกรด-เบสลิวอิส

ในปี พ.ศ. 2466 ลิวอิส, กิลเบิร์ต นิวตัน (Lewis, Gilbert Newton) ได้เสนอทฤษฎีกรด-เบสลิวอิส (Lewis theory) โดยให้นิยามว่า กรดคือสารที่รับคู่อิเล็กตรอน และเบสคือสารที่ให้คู่อิเล็กตรอน ทฤษฎีนี้พิจารณาความเป็นกรดและเบสของสารจากการให้และรับคู่อิเล็กตรอนในปฏิกิริยาที่เกิดพันธะเคมีขึ้นใหม่ เช่น ปฏิกิริยาระหว่างแอมโมเนีย ( $\text{NH}_3$ ) กับโบรอนไตรฟลูออไรด์ ( $\text{BF}_3$ )



ก  
ฮ

ศัพท์น่ารู้

**กรดลิวอิส** (Lewis acid) คือสารที่รับคู่อิเล็กตรอน

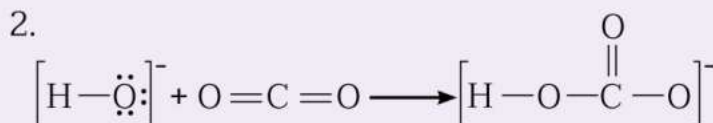
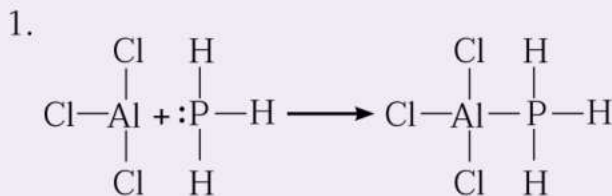
**เบสลิวอิส** (Lewis base) คือสารที่ให้คู่อิเล็กตรอน

ในปฏิกิริยานี้  $\text{NH}_3$  ใช้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวในการเกิดพันธะเคมีร่วมกับ  $\text{BF}_3$  จึงถือว่า  $\text{NH}_3$  ให้คู่อิเล็กตรอน ดังนั้น  $\text{NH}_3$  จึงเป็นเบส ส่วน  $\text{BF}_3$  รับคู่อิเล็กตรอนจึงเป็นกรดตามทฤษฎีกรด-เบสลิวอิส



ตรวจสอบความเข้าใจ

พิจารณาปฏิกิริยาต่อไปนี้ พร้อมระบุว่าสารใดเป็นกรดและสารใดเป็นเบสตามทฤษฎีกรด-เบสลิวอิส

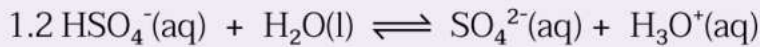
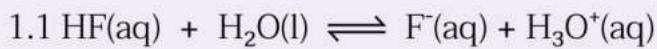




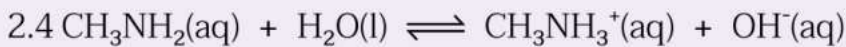
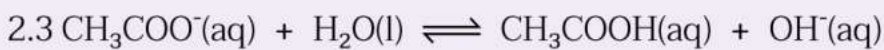
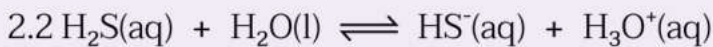
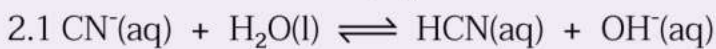
## แบบฝึกหัด 10.1

พิจารณาปฏิกิริยาไปข้างหน้าและตอบคำถามต่อไปนี้

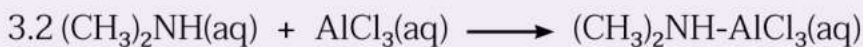
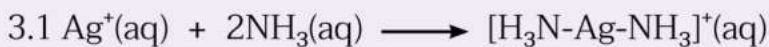
1. สารตั้งต้นใดเป็นกรดตามทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียส



2. สารตั้งต้นใดเป็นเบสตามทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี

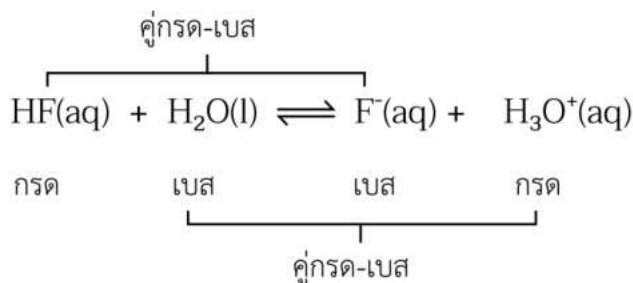


3. สารตั้งต้นใดเป็นกรดตามทฤษฎีกรด-เบสลิวอิส

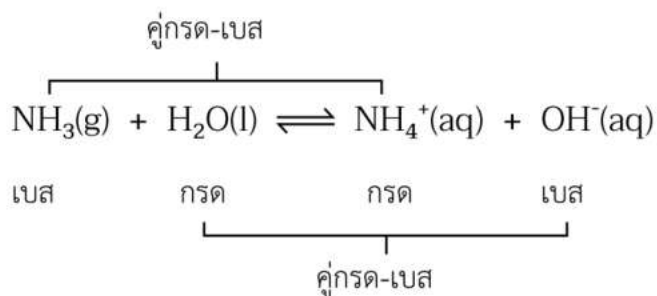
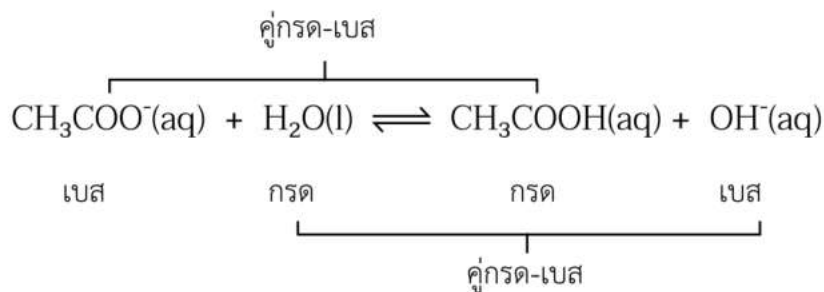


## 10.2 คู่กรด-เบส

ตามทฤษฎีกรด-เบสของเบรินสเตด-ลาวรี เมื่อสารทำปฏิกิริยากันจะมีการถ่ายโอนโปรตอนให้กัน สารตั้งต้นชนิดหนึ่งทำหน้าที่เป็นกรด อีกชนิดหนึ่งทำหน้าที่เป็นเบสเกิดผลิตภัณฑ์ซึ่งเป็นโมเลกุลหรือไอออนที่เป็นคู่กรด-เบส (conjugate acid-base pairs) ของสารตั้งต้นนั้น การระบุคู่กรด-เบสของสารที่ทำปฏิกิริยากันพิจารณาได้จากตัวอย่างปฏิกิริยาของกรดไฮโดรฟลูออริก (HF) ในน้ำ ดังนี้



ในปฏิกิริยาไปข้างหน้า HF เป็นกรดเพราะให้โปรตอนกับน้ำ เกิดเป็น  $F^-$  โดยจะเรียก  $F^-$  ว่าเป็นคู่เบสของกรด HF ส่วนปฏิกิริยาย้อนกลับ  $F^-$  เป็นเบส เพราะรับโปรตอนจาก  $H_3O^+$  เกิดเป็น HF โดยเรียก HF ว่าเป็นคู่กรดของเบส  $F^-$  ดังนั้น HF กับ  $F^-$  จึงเป็นคู่กรด-เบสกัน สำหรับคู่กรด-เบสของ  $H_2O$  กับ  $H_3O^+$  ก็สามารถอธิบายได้ในทำนองเดียวกัน ตัวอย่างการระบุคู่กรด-เบสของสารในปฏิกิริยาเคมีอื่น ๆ ดังแสดง



### ตรวจสอบความเข้าใจ

ระบุคู่กรด-เบสของสารในปฏิกิริยาต่อไปนี้

1.  $\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$
2.  $\text{NH}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
3.  $\text{HCOOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCOO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
4.  $\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$



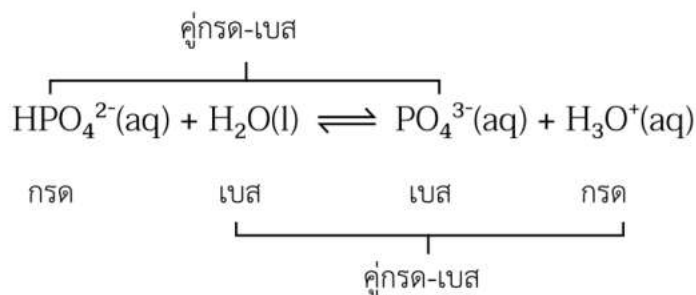
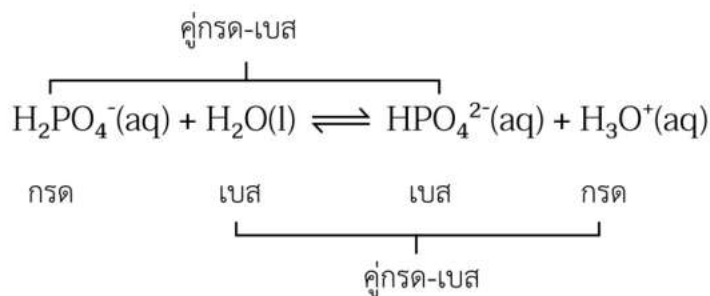
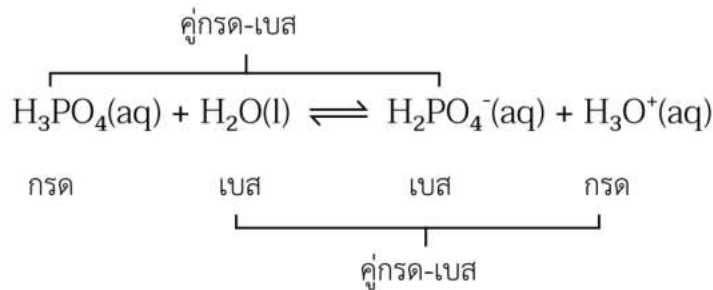


## ศัพท์น่ารู้

**กรดมอนอโปรติก** (monoprotic acid) คือกรดที่แตกตัวให้ 1 โปรตอนต่อ 1 โมเลกุล เช่น HF HCOOH

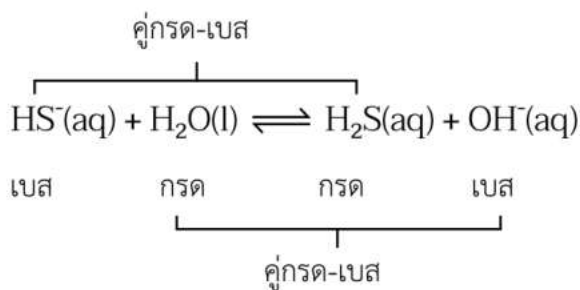
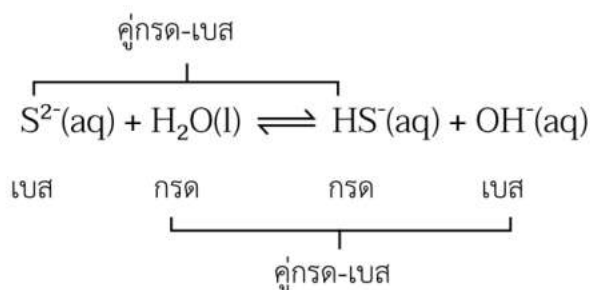
**กรดพอลิโปรติก** (polyprotic acid) คือกรดที่แตกตัวให้โปรตอนมากกว่า 1 โปรตอนต่อ 1 โมเลกุล เช่น  $\text{H}_2\text{S}$   $\text{H}_3\text{PO}_4$

สารบางชนิดสามารถให้หรือรับโปรตอนได้มากกว่า 1 โปรตอนต่อ 1 โมเลกุล ในแต่ละขั้นของปฏิกิริยาการแตกตัวจะมีคู่กรด-เบสเกิดขึ้น เช่น กรดฟอสฟอริก ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) แตกตัวในน้ำให้ 3 โปรตอน การระบุคู่กรด-เบสในแต่ละขั้น แสดงดังสมการเคมี





ซัลไฟด์ไอออน ( $S^{2-}$ ) รับโปรตอนจากน้ำได้ 2 โปรตอน การระบุคู่กรด-เบสในแต่ละขั้น แสดงดังสมการเคมี



จากปฏิกิริยาที่กล่าวมาข้างต้น จะเห็นว่าสารที่เป็นคู่กรด-เบสกันจะมีโปรตอนต่างกัน 1 โปรตอน โดยคู่กรดมีโปรตอนมากกว่าเบส 1 โปรตอน และคู่เบสมีโปรตอนน้อยกว่ากรด 1 โปรตอน



ตรวจสอบความเข้าใจ

จากตัวอย่างปฏิกิริยาการแตกตัวของ  $H_3PO_4$  และ  $S^{2-}$  ในน้ำ จงระบุคู่กรดและคู่เบสของสารต่อไปนี้

คู่กรด	สาร	คู่เบส
-	$H_3PO_4$	
	$H_2PO_4^{-}$	
-	$H_2S$	
	$HS^{-}$	

จากปฏิกิริยาเคมีของ  $\text{H}_3\text{PO}_4$  และ  $\text{S}^{2-}$  ในน้ำ จะเห็นว่าสารบางชนิด เช่น  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$   $\text{HS}^-$  สามารถเป็นได้ทั้งกรดและเบสขึ้นอยู่กับปฏิกิริยา เรียกสารประเภทนี้ว่า สารแอมโฟเทอริก (amphoteric substances) ซึ่งสารแอมโฟเทอริกมีทั้งคู่กรดและคู่เบส



### ชวนคิด

จากตัวอย่างปฏิกิริยาการแตกตัวของ  $\text{H}_3\text{PO}_4$  และ  $\text{S}^{2-}$  ในน้ำ นอกจาก  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  และ  $\text{HS}^-$  แล้วยังมีสารใดที่เป็นสารแอมโฟเทอริก

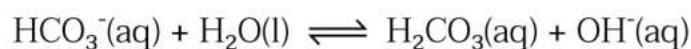


### ตัวอย่าง 1

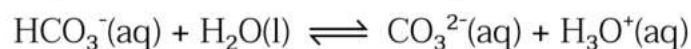
เขียนสมการเคมีของปฏิกิริยาของไฮโดรเจนคาร์บอเนตไอออน ( $\text{HCO}_3^-$ ) ในน้ำ เพื่อแสดงว่า  $\text{HCO}_3^-$  เป็นสารแอมโฟเทอริก พร้อมทั้งระบุคู่กรดและคู่เบสของ  $\text{HCO}_3^-$

วิธีทำ

คู่กรดของ  $\text{HCO}_3^-$  คือ  $\text{H}_2\text{CO}_3$  สมการเคมีของปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเป็นดังนี้



ส่วนคู่เบสของ  $\text{HCO}_3^-$  คือ  $\text{CO}_3^{2-}$  สมการเคมีของปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเป็นดังนี้

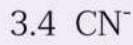
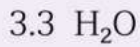
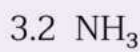
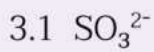


### แบบฝึกหัด 10.2

1. เขียนสมการเคมีและแผนภาพแสดงคู่กรด-เบสของสารต่อไปนี้ในน้ำ
  - 1.1 แอมโมเนีย ( $\text{NH}_3$ )
  - 1.2 กรดแอสिटิก ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ )
2. เขียนคู่เบสของสารต่อไปนี้
 

2.1 $\text{H}_2\text{SO}_3$	2.2 $\text{HC}_2\text{O}_4^-$
2.3 $\text{NH}_4^+$	2.4 $\text{H}_2\text{O}$

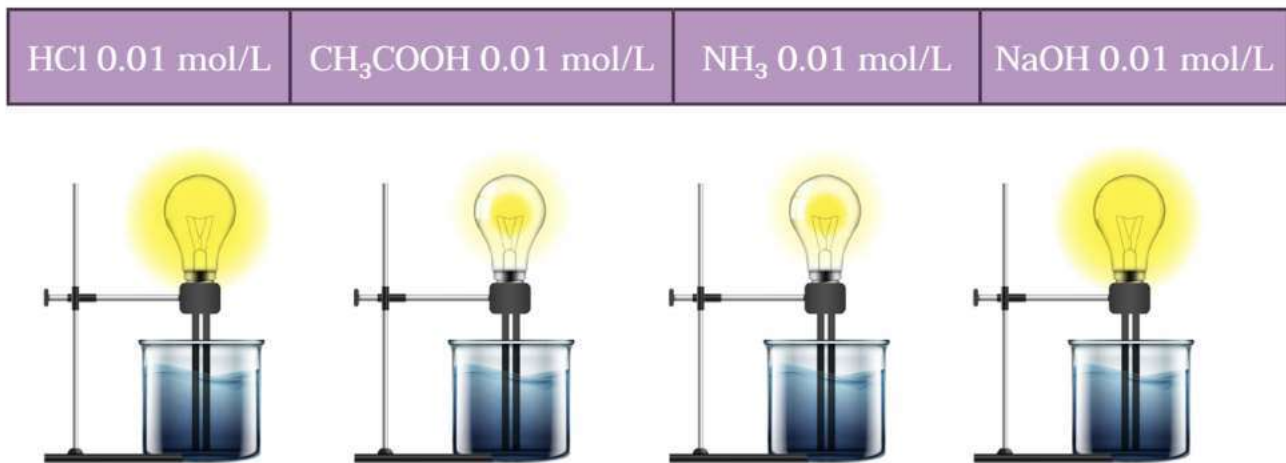
3. จงเขียนคู่กรดของสารต่อไปนี้



4. เขียนสมการเคมีแสดงการแตกตัวของน้ำ เพื่อแสดงว่าน้ำเป็นสารแอมโฟเทอริก พร้อมทั้งระบุคู่กรดและคู่เบส

### 10.3 การแตกตัวของกรด เบส และน้ำ

จากที่ทราบแล้วว่ากรดและเบสส่วนใหญ่แตกตัวได้ในน้ำ ให้ผลิตภัณฑ์เป็นไอออนจึงทำให้สารละลายนำไฟฟ้าได้ ซึ่งกรดและเบสแต่ละชนิดแตกตัวเป็นไอออนได้ไม่เท่ากัน สำหรับสารละลายที่มีความเข้มข้นเท่ากัน กรดหรือเบสที่แตกตัวได้ดีกว่าจะนำไฟฟ้าได้ดีกว่า โดยอาจสังเกตจากความสว่างของหลอดไฟ ดังรูป



รูป 10.1 การนำไฟฟ้าของสารละลายบางชนิดที่มีความเข้มข้นเท่ากัน

จากรูป 10.1 สังเกตว่าในสารละลายกรด HCl นำไฟฟ้าได้ดีกว่า แสดงว่าแตกตัวได้ดีกว่า  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ในทำนองเดียวกันในสารละลายเบส NaOH ก็แตกตัวได้ดีกว่า  $\text{NH}_3$  นอกจากความสามารถในการนำไฟฟ้าแล้ว ยังอาจใช้ค่า pH ในการเปรียบเทียบความสามารถในการแตกตัวของกรดและเบสในสารละลายที่มีความเข้มข้นเท่ากันได้ โดยกรดที่แตกตัวได้ดีกว่าจะมี pH ต่ำกว่า และเบสที่แตกตัวได้ดีกว่าจะมี pH สูงกว่า

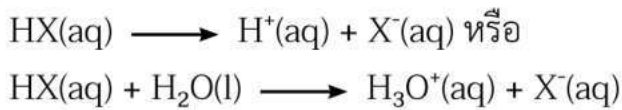
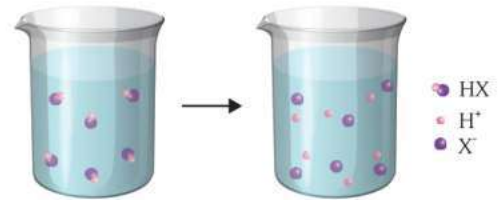


## ตรวจสอบความเข้าใจ

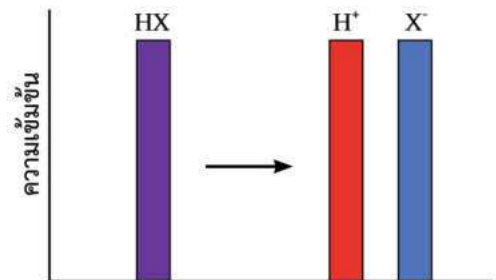
เรียงลำดับสารละลายในรูป 10.1 ที่มีค่า pH จากน้อยไปหามาก

## 10.3.1 การแตกตัวของกรดแก่และเบสแก่

กรดแก่สามารถแตกตัวเป็นไอออนในน้ำได้มากจนถือว่าสมบูรณ์ เช่น กรดแก่ HX เมื่อแตกตัวเป็นไอออน ในสารละลายจะมี  $H^+$  และ  $X^-$  โดยไม่มี HX เหลืออยู่ ดังรูป 10.2 ซึ่งสามารถเขียนสมการเคมีในรูปทั่วไปได้ดังนี้



ตัวอย่างการแตกตัวเป็นไอออนของกรดแก่ เช่น สารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) 1.0 mol/L แตกตัวให้คลอไรด์ไอออน ( $Cl^-$ ) 1.0 mol/L ไฮโดรเจนไอออน ( $H^+$ ) 1.0 mol/L ดังนี้



รูป 10.2 ความเข้มข้นของสารจากการแตกตัวของกรดแก่ HX

ความเข้มข้น (mol/L)	HCl(aq) $\longrightarrow$	$H^+(aq)$	+	$Cl^-(aq)$
เริ่มต้น	1.0	0.0		0.0
สุดท้าย	0.0	1.0		1.0

เบสแก่ (BOH) สามารถแตกตัวเป็นไอออนในน้ำได้มากจนถือว่าสมบูรณ์เช่นเดียวกับกรดแก่ ในสารละลายจะมี  $B^+$  และ  $OH^-$  โดยไม่มี BOH เหลืออยู่ ซึ่งสามารถเขียนสมการเคมีในรูปทั่วไปได้ดังนี้





ตัวอย่างการแตกตัวเป็นไอออนของเบสแก่ เช่น สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) 0.1 mol/L แตกตัวให้โซเดียมไอออน ( $\text{Na}^+$ ) 0.1 mol/L และไฮดรอกไซด์ไอออน ( $\text{OH}^-$ ) 0.1 mol/L ดังนี้

ความเข้มข้น (mol/L)	$\text{NaOH(aq)} \longrightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$		
เริ่มต้น	0.1	0.0	0.0
สุดท้าย	0.0	0.1	0.1

สารละลายแบเรียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{Ba(OH)}_2$ ) 1.0 mol/L แตกตัวให้แบเรียมไอออน ( $\text{Ba}^{2+}$ ) 1.0 mol/L และไฮดรอกไซด์ไอออน ( $\text{OH}^-$ ) 2.0 mol/L ดังนี้

ความเข้มข้น (mol/L)	$\text{Ba(OH)}_2(\text{aq}) \longrightarrow \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$		
เริ่มต้น	1.0	0.0	0.0
สุดท้าย	0.0	1.0	2.0



#### ตรวจสอบความเข้าใจ

เขียนแผนภูมิแท่งแสดงความสัมพันธ์ระหว่างความเข้มข้นและการแตกตัวของสารละลายแบเรียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{Ba(OH)}_2$ ) ในลักษณะเดียวกับรูป 10.2

กรดทวิภาคของธาตุแฮโลเจนและกรดออกซีหลายชนิดเป็นกรดแก่ ส่วนไฮดรอกไซด์ของโลหะหมู่ IA และ IIA ส่วนใหญ่เป็นเบสแก่ ตัวอย่างดังตาราง 10.1

เนื่องจากกรดแก่และเบสแก่แตกตัวเป็นไอออน  
ในน้ำได้มากจนถือว่าสมบูรณ์ จึงสามารถคำนวณ  
ความเข้มข้นของสารชนิดต่าง ๆ ที่เกี่ยวข้องได้ ดัง  
ตัวอย่างต่อไปนี้

ตาราง 10.1 กรดแก่และเบสแก่บางชนิด

กรดแก่	เบสแก่
HCl HBr HI	LiOH NaOH
HNO <sub>3</sub> HClO <sub>4</sub>	KOH Ca(OH) <sub>2</sub>
	Sr(OH) <sub>2</sub> Ba(OH) <sub>2</sub>



### ตัวอย่าง 2

ถ้าต้องการสารละลายที่มีความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออน (H<sup>+</sup>) และโบรมൈด์ไอออน (Br<sup>-</sup>) ชนิด  
ละ 0.60 โมลต่อลิตร จะต้องใช้แก๊สไฮโดรเจนโบรมൈด์ (HBr) กี่โมล ละลายในน้ำจนได้สารละลาย  
ปริมาตร 2.0 ลิตร

#### วิธีทำ

เมื่อนำ HBr ซึ่งเป็นกรดแก่มาละลายในน้ำจะแตกตัวเป็นไอออนได้สมบูรณ์ ดังสมการเคมี



ถ้าต้องการสารละลายที่มีความเข้มข้นของ H<sup>+</sup> และ Br<sup>-</sup> ชนิดละ 0.60 mol/L แสดงว่า  
ความเข้มข้นเริ่มต้นของแก๊ส HBr จะเท่ากับ 0.60 mol/L ด้วย จำนวนโมลของ HBr ในสารละลาย 2 L  
คำนวณได้ดังนี้

$$\begin{aligned} \text{จำนวนโมลของ HBr} &= \frac{0.60 \text{ mol HBr}}{1 \text{ L sol}^{\text{n}}} \times 2.0 \text{ L sol}^{\text{n}} \\ &= 1.2 \text{ mol HBr} \end{aligned}$$

ดังนั้น ต้องใช้แก๊สไฮโดรเจนโบรมൈด์ 1.2 โมล



## ตัวอย่าง 3

สารละลายสตรอนเชียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ) ปริมาตร 0.40 ลิตร มีความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน ( $\text{OH}^-$ ) 1.0 โมลต่อลิตร ถ้าเติมน้ำลงไปจนได้สารละลายปริมาตร 2.00 ลิตร จงคำนวณจำนวนโมลและความเข้มข้นของสตรอนเชียมไอออน ( $\text{Sr}^{2+}$ ) และไฮดรอกไซด์ไอออน ( $\text{OH}^-$ )

## วิธีทำ

**คำนวณจำนวนโมลของ  $\text{Sr}^{2+}$  และ  $\text{OH}^-$**

$\text{Sr}(\text{OH})_2$  แตกตัวให้  $\text{Sr}^{2+}$  และ  $\text{OH}^-$  ดังนี้



จากความเข้มข้นของ  $\text{OH}^-$  สามารถนำไปคำนวณจำนวนโมลเริ่มต้นของ  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  ได้ดังนี้

$$\begin{aligned} \text{จำนวนโมลของ } \text{Sr}(\text{OH})_2 &= \frac{1.0 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ L sol}^n} \times 0.40 \text{ L sol}^n \times \frac{1 \text{ mol Sr}(\text{OH})_2}{2.00 \text{ mol OH}^-} \\ &= 0.20 \text{ mol Sr}(\text{OH})_2 \end{aligned}$$

นั่นคือ ในสารละลายปริมาตร 0.40 ลิตร มี  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  0.20 โมล

จากสมการเคมีจะเห็นว่า  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  1 โมล แตกตัวให้  $\text{Sr}^{2+}$  1 โมล และ  $\text{OH}^-$  2 โมล ดังนั้น  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  0.20 โมล จะแตกตัวให้  $\text{Sr}^{2+}$  0.20 โมล และ  $\text{OH}^-$  0.40 โมล

**คำนวณความเข้มข้นของ  $\text{Sr}^{2+}$  และ  $\text{OH}^-$**

จากที่ทราบแล้วว่าสารละลายปริมาตร 0.40 ลิตร มี  $\text{Sr}^{2+}$  0.20 โมล และ  $\text{OH}^-$  0.40 โมล และเมื่อเติมน้ำลงไปจนได้สารละลายปริมาตรรวมเป็น 2.00 ลิตร แต่จำนวนโมลของไอออนแต่ละชนิดยังคงเท่าเดิม ดังนั้นความเข้มข้นของ  $\text{Sr}^{2+}$  และ  $\text{OH}^-$  คำนวณได้ดังนี้

$$\text{ความเข้มข้นของ } \text{Sr}^{2+} = \frac{0.20 \text{ mol Sr}^{2+}}{2.00 \text{ L sol}^n} = 0.10 \text{ mol Sr}^{2+}/\text{L sol}^n$$

$$\text{ความเข้มข้นของ } \text{OH}^- = \frac{0.40 \text{ mol OH}^-}{2.00 \text{ L sol}^n} = 0.20 \text{ mol OH}^-/\text{L sol}^n$$

ดังนั้น ในสารละลายปริมาตร 2.00 ลิตร มีความเข้มข้นของสตรอนเชียมไอออน 0.10 โมลต่อลิตร และไฮดรอกไซด์ไอออน 0.20 โมลต่อลิตร



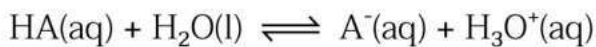
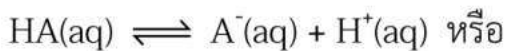
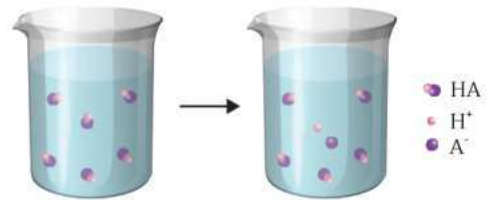


## ตรวจสอบความเข้าใจ

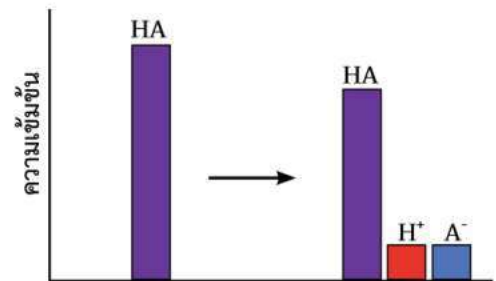
1. สารละลายกรดไฮโดรไอโอดิก (HI) ปริมาตร 500 มิลลิลิตร มีไอโอดด์ไอออน ( $I^-$ ) เข้มข้น 0.2 โมลต่อลิตร จะมีไฮโดรเนียมไอออน ( $H_3O^+$ ) กี่โมล
2. ถ้าต้องการเตรียมสารละลายโพแทสเซียมไฮดรอกไซด์ (KOH) ที่มีความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน ( $OH^-$ ) ในสารละลายเท่ากับ 0.50 โมลต่อลิตร ปริมาตร 250.00 มิลลิลิตร จะต้องใช้โพแทสเซียมไฮดรอกไซด์กี่กรัม

## 10.3.2 การแตกตัวของกรดอ่อน

กรดอ่อนเมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็นไอออนได้บางส่วน ถ้า HA เป็นกรดอ่อน เมื่อ HA แตกตัว ในสารละลายจะมี  $H^+$  และ  $A^-$  โดยยังมี HA เหลืออยู่ ดังรูป 10.3 และมีภาวะสมดุลเกิดขึ้น ซึ่งสามารถเขียนสมการการแตกตัวในรูปทั่วไปได้ดังนี้



เนื่องจากกรดอ่อนแตกตัวเป็นไอออนได้เพียงบางส่วน การคำนวณความเข้มข้นของไอออนในสารละลาย จึงต้องทราบปริมาณของกรดที่แตกตัว เช่น สารละลายกรดอ่อน HA เข้มข้น 1.00 mol/L แตกตัวได้ร้อยละ 5 หมายความว่า ในสารละลายปริมาตร 1 L มีกรด HA อยู่ 1.00 mol เมื่อแตกตัวแล้ว ที่สมดุลจะมี  $A^-$  และ  $H^+$  อย่างละ 0.05 mol นอกจากนี้ ยังมี HA เหลืออยู่ 0.95 mol ดังนี้



รูป 10.3 ความเข้มข้นของสารจากการแตกตัวของกรดอ่อน HA

ความเข้มข้น (mol/L)	HA(aq)	$\rightleftharpoons$	$A^-(aq)$	+	$H^+(aq)$
เริ่มต้น	1.00		0		0
เปลี่ยนไป	0.05		+0.05		+0.05
สมดุล	0.95		0.05		0.05

ในทางกลับกันถ้าทราบจำนวนโมลของกรดอ่อนที่แตกตัวหรือทราบจำนวนโมลของไอออนที่เกิดขึ้น ก็สามารถคำนวณร้อยละการแตกตัวของกรดอ่อนได้ ดังตัวอย่าง

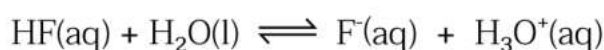


#### ตัวอย่าง 4

สารละลายกรดไฮโดรฟลูออริก (HF) 0.5 โมลต่อลิตร แตกตัวให้ไฮโดรเนียมไอออน ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) 0.02 โมลต่อลิตร จงคำนวณร้อยละการแตกตัวของกรด HF

#### วิธีทำ

สมการเคมีแสดงการแตกตัวของ HF เป็นดังนี้

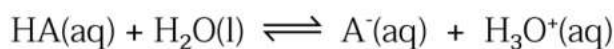


$$\text{ร้อยละการแตกตัวของ HF} = \frac{0.02 \text{ mol/L}}{0.5 \text{ mol/L}} \times 100$$

$$= 4$$

ดังนั้น กรดไฮโดรฟลูออริกแตกตัวร้อยละ 4

เนื่องจากการแตกตัวของกรดอ่อนในน้ำมีสมดุลเกิดขึ้น จึงมีค่าคงที่สมดุลที่เรียกว่า **ค่าคงที่การแตกตัวของกรด** (acid dissociation constant;  $K_a$ ) ดังนี้



$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

ค่าคงที่การแตกตัวของกรดบอกให้ทราบว่ากรดนั้นแตกตัวได้มากหรือน้อยเพียงใด โดยกรดที่มีค่า  $K_a$  มากกว่าจะแตกตัวได้มากกว่าและเป็นกรดที่แรงกว่า ซึ่งค่า  $K_a$  และความแรงเป็นสมบัติเฉพาะของกรดที่ไม่ขึ้นกับความเข้มข้น ค่าคงที่การแตกตัวของกรดบางชนิดแสดงดังตาราง 10.2

ตาราง 10.2 ค่าคงที่การแตกตัวของกรดบางชนิด ที่อุณหภูมิ 25°C

กรด	สมการเคมี	$K_a$
กรดซัลฟิวริก*(H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> )	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (aq) + H <sub>2</sub> O(l) → HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq) HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (aq) + H <sub>2</sub> O(l) ⇌ SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)	$K_{a_1} \gg 1$ $K_{a_2} = 1.0 \times 10^{-2}$
กรดไนทริก (HNO <sub>2</sub> )	HNO <sub>2</sub> (aq) + H <sub>2</sub> O(l) ⇌ NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)	$5.62 \times 10^{-4}$
กรดไฮโดรฟลูออริก (HF)	HF(aq) + H <sub>2</sub> O(l) ⇌ F <sup>-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)	$6.31 \times 10^{-4}$
กรดฟอร์มิก (HCOOH)	HCOOH(aq) + H <sub>2</sub> O(l) ⇌ HCOO <sup>-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)	$1.78 \times 10^{-4}$
กรดแอสติก (CH <sub>3</sub> COOH)	CH <sub>3</sub> COOH(aq) + H <sub>2</sub> O(l) ⇌ CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)	$1.80 \times 10^{-5}$
กรดเบนโซอิก (C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH)	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH(aq) + H <sub>2</sub> O(l) ⇌ C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COO <sup>-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)	$5.75 \times 10^{-5}$
กรดไฮโดรซัลฟิวริก (H <sub>2</sub> S)	H <sub>2</sub> S(aq) + H <sub>2</sub> O(l) ⇌ HS <sup>-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq) HS <sup>-</sup> (aq) + H <sub>2</sub> O(l) ⇌ S <sup>2-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)	$K_{a_1} = 8.91 \times 10^{-8}$ $K_{a_2} < 10^{-14}$
กรดซัลฟิวรัส (H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> )	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> (aq) + H <sub>2</sub> O(l) ⇌ HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq) HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (aq) + H <sub>2</sub> O(l) ⇌ SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)	$K_{a_1} = 1.41 \times 10^{-2}$ $K_{a_2} = 6.31 \times 10^{-8}$
กรดคาร์บอนิก (H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> )	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (aq) + H <sub>2</sub> O(l) ⇌ HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq) HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (aq) + H <sub>2</sub> O(l) ⇌ CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)	$K_{a_1} = 4.47 \times 10^{-7}$ $K_{a_2} = 4.68 \times 10^{-11}$
กรดฟอสฟอริก (H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> )	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (aq) + H <sub>2</sub> O(l) ⇌ H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq) H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (aq) + H <sub>2</sub> O(l) ⇌ HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq) HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (aq) + H <sub>2</sub> O(l) ⇌ PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> (aq) + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)	$K_{a_1} = 6.92 \times 10^{-3}$ $K_{a_2} = 6.17 \times 10^{-8}$ $K_{a_3} = 4.79 \times 10^{-13}$

\* การแตกตัวของกรด H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ในขั้นที่ 1 จัดเป็นกรดแก่

อ้างอิงข้อมูลจาก section 8 ใน CRC Handbook of Chemistry & Physics. 91<sup>st</sup> ed. (2010)

จากตารางสังเกตว่า กรดที่ให้โปรตอนได้มากกว่า 1 โปรตอนต่อ 1 โมเลกุล มีค่าคงที่การแตกตัวมากกว่า 1 ค่า และค่าคงที่การแตกตัวขั้นแรกสูงกว่าการแตกตัวขั้นต่อไปตามลำดับเสมอ เช่น กรดซัลฟิวรัส (H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>) มีการแตกตัว 2 ขั้น โดยขั้นที่ 1 มีค่าคงที่การแตกตัว ( $K_{a_1} = 1.41 \times 10^{-2}$ ) มากกว่าขั้นที่ 2 ( $K_{a_2} = 6.31 \times 10^{-8}$ )





## ตรวจสอบความเข้าใจ

สารละลายกรดซัลฟิวริก ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) 1 โมลต่อลิตร ที่สมดุลมีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) เท่ากับ 2 โมลต่อลิตร ใช่หรือไม่ เพราะเหตุใด

นอกจากนี้ค่า  $K_a$  และร้อยละการแตกตัวยังใช้คำนวณความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  ในสารละลายกรดอ่อนได้ ดังตัวอย่าง

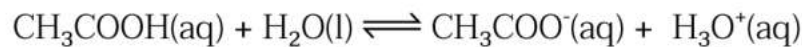


## ตัวอย่าง 5

สารละลายกรดแอสिटิก ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) 0.50 โมลต่อลิตร มีไฮโดรเนียมไอออน ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) เข้มข้นเท่าใด

วิธีทำ

สมการเคมีแสดงการแตกตัวของ  $\text{CH}_3\text{COOH}$  เป็นดังนี้



กำหนดให้  $\Delta[\text{CH}_3\text{COOH}] = -x \text{ mol/L}$  ซึ่งนำไปคำนวณความเข้มข้นที่สมดุลได้ ดังตาราง

ความเข้มข้น (mol/L)	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$			
เริ่มต้น	0.50	-	0	0
เปลี่ยนไป	-x	-	+x	+x
สมดุล	$0.50 - x$	-	x	x

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\text{แทนค่า } 1.80 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{0.50 - x}$$

$$(0.50 \times 1.80 \times 10^{-5}) - (1.80 \times 10^{-5})x = x^2$$

$$x^2 + (1.80 \times 10^{-5})x - 9.0 \times 10^{-6} = 0$$

เนื่องจากสมการนี้อยู่ในรูป  $ax^2 + bx + c = 0$  ซึ่งสามารถคำนวณค่า  $x$  ได้ดังนี้

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

แทนค่า  $a = 1$   $b = 1.80 \times 10^{-5}$  และ  $c = -9.0 \times 10^{-6}$

$$\begin{aligned} x &= \frac{-1.80 \times 10^{-5} \pm \sqrt{(1.80 \times 10^{-5})^2 - 4(1)(-9.0 \times 10^{-6})}}{2(1)} \\ &= \frac{(-1.80 \times 10^{-5}) \pm (6.0 \times 10^{-3})}{2} \\ &= 3.0 \times 10^{-3} \text{ และ } -3.0 \times 10^{-3} \end{aligned}$$

เมื่อแทนค่า  $x$  เท่ากับ  $-3.0 \times 10^{-3}$  จะทำให้  $[\text{CH}_3\text{COOH}]$  มากกว่าความเข้มข้นเริ่มต้น ซึ่งเป็นไปไม่ได้  $x$  จึงมีค่าเท่ากับ  $3.0 \times 10^{-3}$

ดังนั้น ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนเป็น  $3.0 \times 10^{-3}$  โมลต่อลิตร

จากการคำนวณข้างต้นจะเห็นว่าความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  ( $3.0 \times 10^{-3}$  mol/L) น้อยมากเมื่อเทียบกับความเข้มข้นเริ่มต้นของ  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (0.50 mol/L) ดังนั้นอาจประมาณได้ว่า  $0.50 - x \approx 0.5$  ซึ่งเมื่อนำไปแทนค่าในสมการค่าคงที่สมดุลจะได้ ดังนี้

$$\begin{aligned} K_a &= \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \\ 1.8 \times 10^{-5} &= \frac{(x)(x)}{0.50} \end{aligned}$$

$$x^2 = 0.50 \times 1.8 \times 10^{-5}$$

$$x = 3.0 \times 10^{-3}$$

ค่า  $x$  ที่ได้จากการคำนวณโดยวิธีการประมาณนี้มีค่าเท่ากับค่า  $x$  ที่คำนวณโดยตรงที่ไม่มีการประมาณค่า ซึ่งการคำนวณเกี่ยวกับการแตกตัวของกรดอ่อนที่มีความเข้มข้นเริ่มต้นของกรด ( $C$ ) มากกว่าค่าคงที่การแตกตัว ( $K$ ) 1000 เท่า ( $\frac{C}{K} > 1000$ ) นิยมใช้วิธีการประมาณนี้

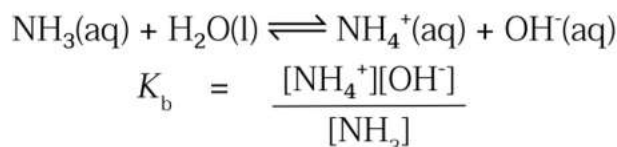


### ตรวจสอบความเข้าใจ

สารละลายกรดอ่อน HA  $1.00 \times 10^{-3}$  โมลต่อลิตร มีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) เท่าใด กำหนดให้ค่าคงที่การแตกตัวของกรดนี้เท่ากับ  $1.00 \times 10^{-5}$

### 10.3.3 การแตกตัวของเบสอ่อน

เบสอ่อนเมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็นไอออนได้เพียงบางส่วน เช่น แอมโมเนีย ( $\text{NH}_3$ ) เมื่อ  $\text{NH}_3$  ละลายน้ำ ในสารละลายจะมี  $\text{NH}_4^+$  และ  $\text{OH}^-$  และที่สมดุลยังมี  $\text{NH}_3$  เหลืออยู่ ดังนั้น **ค่าคงที่การแตกตัวของเบส** (base dissociation constant;  $K_b$ ) เช่น ค่า  $K_b$  ของ  $\text{NH}_3$  สามารถพิจารณาได้จากสมการเคมีต่อไปนี้



ในการทำงานเดียวกับกรดอ่อน ค่า  $K_b$  สามารถใช้เปรียบเทียบความแรงของเบสอ่อน โดยเบสที่มีค่า  $K_b$  มากกว่าจะเป็นเบสที่แรงกว่า ค่าคงที่การแตกตัวของเบสบางชนิดแสดงในตาราง 10.3

ตาราง 10.3 ค่าคงที่การแตกตัวของเบสบางชนิด ที่อุณหภูมิ 25 °C

เบส	สมการเคมี	$K_b$
เอทิลเอมีน ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ )	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	$4.47 \times 10^{-4}$
เมทิลเอมีน ( $\text{CH}_3\text{NH}_2$ )	$\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	$4.57 \times 10^{-4}$
แอมโมเนีย ( $\text{NH}_3$ )	$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	$1.80 \times 10^{-5}$
ฟีนิลเอมีน ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ )	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	$7.41 \times 10^{-10}$

อ้างอิงข้อมูลจาก chapter 8 ใน CRC Handbook of Chemistry & Physics. 91<sup>st</sup> ed. (2010)

นอกจากนี้ค่า  $K_b$  และร้อยละการแตกตัวยังใช้คำนวณความเข้มข้นของ  $\text{OH}^-$  ในสารละลายเบสอ่อนได้ ดังตัวอย่าง





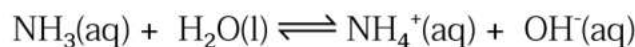
## ตัวอย่าง 6

สารละลายแอมโมเนีย ( $\text{NH}_3$ ) 0.20 โมลต่อลิตร มีร้อยละการแตกตัวเท่าใด

## วิธีทำ

**ขั้นที่ 1** คำนวณความเข้มข้น  $\text{OH}^-$  ในสารละลาย  $\text{NH}_3$  0.20 mol/L

สมการเคมีแสดงการแตกตัวของ  $\text{NH}_3$  เป็นดังนี้



กำหนดให้  $\Delta\text{NH}_3 = -x$  mol/L ซึ่งนำไปคำนวณความเข้มข้นที่สมดุลได้ดังตาราง

ความเข้มข้น (mol/L)	$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$			
เริ่มต้น	0.20	-	0	0
เปลี่ยนไป	-x	-	+x	+x
สมดุล	$0.20 - x$	-	x	x

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

แทนค่า  $1.80 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{0.20 - x}$

เนื่องจาก  $\frac{C}{K} = \frac{0.20}{1.80 \times 10^{-5}} = 1.1 \times 10^4$  ซึ่งมากกว่า 1000 ดังนั้นจึงถือว่า  $0.20 - x \approx 0.20$

ดังนั้น  $x^2 = 3.6 \times 10^{-6}$

$x = 1.9 \times 10^{-3}$

ดังนั้น สารละลายแอมโมเนียมีไฮดรอกไซด์ไอออน  $1.9 \times 10^{-3}$  โมลต่อลิตร

**ขั้นที่ 2** คำนวณร้อยละการแตกตัวของ  $\text{NH}_3$

จากขั้นที่ 1 พบว่า  $\text{NH}_3$  0.20 mol/L แตกตัวให้  $\text{OH}^-$   $1.9 \times 10^{-3}$  mol/L

จึงสามารถคำนวณร้อยละการแตกตัวของ  $\text{NH}_3$  ได้ดังนี้

$$\begin{aligned} \text{ร้อยละการแตกตัวของ } \text{NH}_3 &= \frac{1.9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}}{0.20 \text{ mol/L}} \times 100 \\ &= 0.95 \end{aligned}$$

ดังนั้น ร้อยละการแตกตัวของแอมโมเนียเท่ากับ 0.95

ค่าคงที่การแตกตัวของกรดและเบสเป็นค่าเฉพาะไม่ขึ้นกับความเข้มข้นซึ่งใช้ในการเปรียบเทียบความแรงของกรดและเบสได้ ในขณะที่ร้อยละการแตกตัวของกรดและเบสเปลี่ยนแปลงตามความเข้มข้น ความเข้มข้นของสารส่งผลต่อร้อยละการแตกตัวของกรดหรือเบสอย่างไร ศึกษาได้จากกิจกรรมต่อไปนี้



### กิจกรรม 10.1 ร้อยละการแตกตัวของกรดและเบส

#### จุดประสงค์ของกิจกรรม

1. คำนวณและเปรียบเทียบร้อยละการแตกตัวของกรดอ่อนหรือเบสอ่อนในสารละลายที่มีความเข้มข้นเท่ากัน
2. คำนวณและเปรียบเทียบร้อยละการแตกตัวของกรดอ่อนหรือเบสอ่อนในสารละลายที่มีความเข้มข้นแตกต่างกัน

#### วิธีทำกิจกรรม

##### ตอนที่ 1

คำนวณและเปรียบเทียบร้อยละการแตกตัวของเอทิลเอมีน ( $C_2H_5NH_2$ ) แอมโมเนีย ( $NH_3$ ) และฟีนิลเอมีน ( $C_6H_5NH_2$ ) ในสารละลายที่มีความเข้มข้นชนิดละ  $0.50 \text{ mol/L}$

##### ตอนที่ 2

1. คำนวณร้อยละการแตกตัวของกรดแอสติก ( $CH_3COOH$ ) ในสารละลายที่มีความเข้มข้น  $0.050$   $0.10$   $0.50$  และ  $1.0 \text{ mol/L}$
2. เขียนกราฟแสดงร้อยละการแตกตัวกับความเข้มข้นของ  $CH_3COOH$  ที่มีความเข้มข้น  $0.050$   $0.10$   $0.50$  และ  $1.0 \text{ mol/L}$

#### คำถามท้ายกิจกรรม

1. ร้อยละการแตกตัวของเบสในสารละลายมีแนวโน้มเดียวกับค่า  $K_b$  หรือไม่ อย่างไร
2. ร้อยละการแตกตัวของกรดในสารละลายขึ้นกับความเข้มข้นของกรดหรือไม่ อย่างไร

จากกิจกรรมจะเห็นว่า ร้อยละการแตกตัวมีความสัมพันธ์กับค่าคงที่การแตกตัวและความเข้มข้นของสารละลาย โดยกรดหรือเบสที่มีค่าคงที่การแตกตัวมากกว่า จะมีร้อยละการแตกตัวมากกว่า และเมื่อความเข้มข้นของสารละลายเพิ่มขึ้น ร้อยละการแตกตัวของกรดหรือเบสจะลดลง

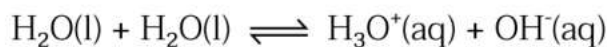


### ตรวจสอบความเข้าใจ

สารละลายกรด HA 0.20 โมลต่อลิตร แตกตัวได้ร้อยละ 10 สารละลายกรด HB 0.020 โมลต่อลิตร แตกตัวได้ร้อยละ 20 HB เป็นกรดที่แรงกว่า HA ใช่หรือไม่ เพราะเหตุใด

#### 10.3.4 การแตกตัวของน้ำ

น้ำเป็นโมเลกุลโคเวเลนต์มีขั้ว ซึ่งแตกตัวให้  $\text{H}_3\text{O}^+$  และ  $\text{OH}^-$  น้อยมาก ดังสมการเคมี



ดังนั้น ค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ (water dissociation constant;  $K_w$ ) แสดงได้ดังสมการ

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

จากการทดลองพบว่า  $K_w$  ที่อุณหภูมิ 25 องศาเซลเซียส เท่ากับ  $1.0 \times 10^{-14}$  และมีค่ามากขึ้นเมื่ออุณหภูมิสูงขึ้น จากสมการการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำจะเห็นว่าน้ำแตกตัวให้  $\text{H}_3\text{O}^+$  และ  $\text{OH}^-$  ในจำนวนโมลที่เท่ากัน จึงทำให้ความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  และ  $\text{OH}^-$  มีค่าเท่ากัน ดังนั้น

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = [\text{OH}^-]^2$$

หรือ  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w}$

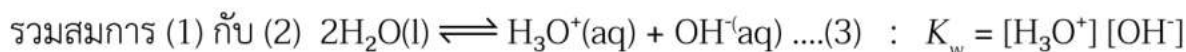
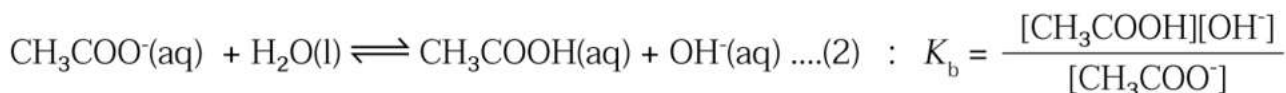
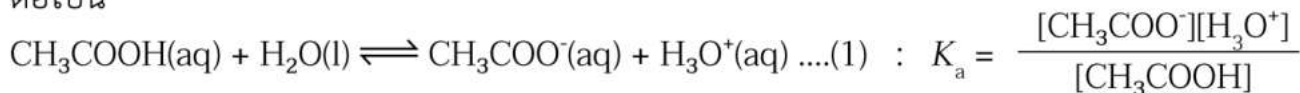
$$\begin{aligned} \text{ที่อุณหภูมิ } 25^\circ\text{C} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] &= [\text{OH}^-] = \sqrt{1.0 \times 10^{-14}} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

แสดงว่าที่อุณหภูมิ 25 องศาเซลเซียส น้ำมีความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  และ  $\text{OH}^-$  เท่ากันคือ  $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$



10.3.5 ความสัมพันธ์ระหว่าง  $K_a$ ,  $K_b$  และ  $K_w$

ค่าคงที่การแตกตัวของคูกรด-เบส ( $K_a$  และ  $K_b$ ) มีความสัมพันธ์กับค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ ( $K_w$ ) ซึ่งสามารถพิจารณาได้จากค่าคงที่การแตกตัวของ  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  และ  $\text{H}_2\text{O}$  ดังต่อไปนี้



สังเกตว่าสมการการแตกตัวของน้ำได้จากผลรวมสมการการแตกตัวของ  $\text{CH}_3\text{COOH}$  และ  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  เข้าด้วยกัน ดังนั้น  $K_w$  มีค่าเท่ากับผลคูณของ  $K_a$  และ  $K_b$  ดังนี้

$$K_w = K_a \times K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \times \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

ถ้าทราบค่า  $K_a$  ของกรดจะสามารถคำนวณค่า  $K_b$  ของคู่เบสได้ ในทางกลับกันถ้าทราบค่า  $K_b$  ของเบสจะสามารถคำนวณค่า  $K_a$  ของคูกรดได้ โดยอาศัยความสัมพันธ์ต่อไปนี้

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} \quad \text{หรือ} \quad K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

ค่าคงที่การแตกตัวของคูกรด-เบสบางชนิดแสดงในตาราง 10.4

ตาราง 10.4 ค่าคงที่การแตกตัวของคูกรด-เบสบางชนิด

กรด	$K_a$	คู่เบส	$K_b$
$\text{NH}_4^+$	$5.56 \times 10^{-10}$	$\text{NH}_3$	$1.80 \times 10^{-5}$
$\text{H}_3\text{PO}_4$	$6.92 \times 10^{-3}$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$1.45 \times 10^{-12}$
$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$6.17 \times 10^{-8}$	$\text{HPO}_4^{2-}$	$1.62 \times 10^{-7}$
$\text{HPO}_4^{2-}$	$4.79 \times 10^{-13}$	$\text{PO}_4^{3-}$	$2.09 \times 10^{-2}$
$\text{CH}_3\text{COOH}$	$1.80 \times 10^{-5}$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	$5.56 \times 10^{-10}$
$\text{HCOOH}$	$1.78 \times 10^{-4}$	$\text{HCOO}^-$	$5.62 \times 10^{-11}$
$\text{H}_2\text{CO}_3$	$4.47 \times 10^{-7}$	$\text{HCO}_3^-$	$2.24 \times 10^{-8}$
$\text{HCO}_3^-$	$4.68 \times 10^{-11}$	$\text{CO}_3^{2-}$	$2.14 \times 10^{-4}$

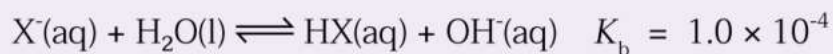


จากตาราง 10.4 จะเห็นว่า กรดที่มีค่า  $K_a$  มากกว่าคู่เบสจะมีค่า  $K_b$  น้อยกว่า เช่น กรด HCOOH มีค่า  $K_a$  เท่ากับ  $1.78 \times 10^{-4}$  ซึ่งมากกว่า  $K_a$  ของกรด  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ที่มีค่าเท่ากับ  $1.80 \times 10^{-5}$  ในขณะที่  $\text{HCOO}^-$  (คู่เบสของ HCOOH) มีค่า  $K_b$  เท่ากับ  $5.62 \times 10^{-11}$  ซึ่งน้อยกว่า  $K_b$  ของ  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  (คู่เบสของ  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) ที่มีค่าเท่ากับ  $5.56 \times 10^{-10}$



### แบบฝึกหัด 10.3

1. ในการเตรียมสารละลายปริมาตร 100.0 มิลลิลิตร ที่มีความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน ( $\text{OH}^-$ ) 1.0 โมลต่อลิตร ต้องใช้เบเรียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ) กี่กรัม
2. สารละลายกรดซัลฟิวรัส ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) มีค่าคงที่การแตกตัวของกรด 2 ค่า คือ  $K_{a_1} = 1.41 \times 10^{-2}$  และ  $K_{a_2} = 6.31 \times 10^{-8}$  จงเปรียบเทียบความเข้มข้นของไอออนต่าง ๆ ในสารละลาย
3. ถ้าสารละลายกรดไนทริก ( $\text{HNO}_2$ ) และกรดไฮโดรฟลูออริก ( $\text{HF}$ ) มีความเข้มข้นและปริมาตรเท่ากัน สารละลายใดมีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) มากกว่า เพราะเหตุใด
4.  $\text{NaX}$  แตกตัวให้  $\text{X}^-$  ในจำนวนโมลที่เท่ากัน ซึ่ง  $\text{X}^-$  สามารถทำปฏิกิริยากับน้ำได้ ดังสมการเคมี



สารละลาย  $\text{NaX}$  2.0 โมลต่อลิตร จะมีความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน ( $\text{OH}^-$ ) เท่าใด

5. สารละลายเมทิลเอมีน ( $\text{CH}_3\text{NH}_2$ ) 0.50 โมลต่อลิตร จะมีความเข้มข้นของเมทิลแอมโมเนียมไอออน ( $\text{CH}_3\text{NH}_3^+$ ) เท่าใด และร้อยละการแตกตัวของเมทิลเอมีนเป็นเท่าใด
6. คำนวณและเปรียบเทียบร้อยละการแตกตัวของกรดเบนโซอิก ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ ) ในสารละลายที่มีความเข้มข้น 0.25 โมลต่อลิตร และ 0.40 โมลต่อลิตร
7. คำนวณค่าคงที่การแตกตัวของกรด HA 0.80 โมลต่อลิตร ซึ่งมีร้อยละการแตกตัวเท่ากับ 0.42

8. สารละลายกรด HY มีค่า  $K_a = 2.0 \times 10^{-6}$  จงระบุค่าเบสของกรด HY และค่า  $K_b$  ของเบสนี้เป็นเท่าใด
9. สารละลายเบสอ่อนชนิดหนึ่งมีค่า  $K_b = 5.0 \times 10^{-10}$  จงคำนวณค่า  $K_a$  ของคู่กรด

#### 10.4 สมบัติกรด-เบสของเกลือ

เมื่อเกลือละลายน้ำ ไอออนบวกหรือไอออนลบของเกลือบางชนิดสามารถทำปฏิกิริยากับน้ำได้ โดยอาจให้หรือรับโปรตอนจากน้ำ เกิดเป็นสารละลายเกลือที่มีสมบัติเป็นกรดหรือเบส เรียกปฏิกิริยานี้ว่า **ปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสของเกลือ** (salt hydrolysis) ดังจะได้ศึกษาจากกิจกรรมต่อไปนี้



#### กิจกรรม 10.2 การทดลองสมบัติกรด-เบสของสารละลายเกลือ

##### จุดประสงค์การทดลอง

1. ทดลองเพื่อศึกษาสมบัติกรด-เบสของสารละลายเกลือ
2. ระบุสมบัติกรด-เบสของสารละลายเกลือจากอินดิเคเตอร์
3. ระบุชนิดของไอออนที่ส่งผลต่อสมบัติกรด-เบสของสารละลายเกลือ

##### วัสดุ อุปกรณ์ และสารเคมี

1. โซเดียมคลอไรด์ (NaCl)
2. แอมโมเนียมคลอไรด์ ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ )
3. โซเดียมแอสีเตต ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ )
4. ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์
5. ช้อนตักสารเบอร์ 1
6. หลอดทดลองขนาดกลาง
7. แท่งแก้วคน
8. กระจกตวงขนาด 10 mL
9. หลอดหยด

### วิธีการทดลอง

- นำ  $\text{NaCl}$   $\text{NH}_4\text{Cl}$  และ  $\text{CH}_3\text{COONa}$  ใส่ลงในหลอดทดลอง หลอดละ 1 ชนิด ปริมาณ 1 ซ้อนเบอร์ 1 จากนั้นเติมน้ำปริมาตร 5 mL ลงในแต่ละหลอด คนสารด้วยแท่งแก้วคนจนได้เป็นสารละลายเนื้อเดียว
- หยดยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ลงไปหลอดละ 1 หยด เขย่า สังเกตสีของสารละลายแล้วเปรียบเทียบกับแถบสีของยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ที่ pH ต่าง ๆ ดังรูป พร้อมบันทึก pH ของสารละลายเกลือแต่ละชนิด

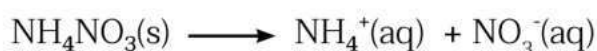


### คำถามท้ายการทดลอง

- สารละลายเกลือแต่ละชนิดมีสมบัติกรด-เบสเป็นอย่างไร
- เกลือทั้งสามชนิดเมื่อละลายน้ำให้ไอออนใดบ้าง
- ไอออนใดทำให้สมบัติกรด-เบสของสารละลายเกลือ  $\text{NaCl}$  กับ  $\text{NH}_4\text{Cl}$  แตกต่างกัน
- ไอออนใดทำให้สมบัติกรด-เบสของสารละลายเกลือ  $\text{NaCl}$  กับ  $\text{CH}_3\text{COONa}$  แตกต่างกัน

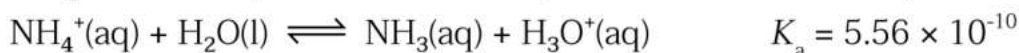
จากกิจกรรมเมื่อนำสารละลายเกลือทั้งสามชนิดมาวัด pH โดยใช้ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ พบว่าสารละลายเกลือที่ได้มีสมบัติกรด-เบสต่างกัน ซึ่งความเป็นกรด-เบสของสารละลายเกลือชนิดอื่น ๆ อธิบายได้โดยอาศัยค่า  $K_a$  และ  $K_b$  ของไอออนที่ได้จากการแตกตัว ดังตัวอย่างต่อไปนี้

- แอมโมเนียมไนเตรต ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็น  $\text{NH}_4^+$  และ  $\text{NO}_3^-$   
ดังสมการเคมี





$\text{NO}_3^-$  ไม่สามารถรับโปรตอนจากน้ำเปลี่ยนเป็น  $\text{HNO}_3$  ได้ เนื่องจาก  $\text{HNO}_3$  เป็นกรดแก่ ส่วน  $\text{NH}_4^+$  เป็นคู่กรดของ  $\text{NH}_3$  ซึ่งเป็นเบสอ่อน  $\text{NH}_4^+$  จึงให้โปรตอนกับน้ำได้  $\text{H}_3\text{O}^+$  ดังสมการเคมี

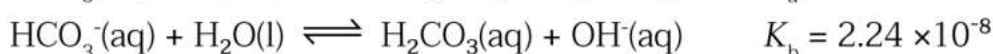
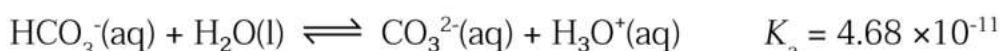


สารละลาย  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  จึงเป็นกรด

- โซเดียมไฮโดรเจนคาร์บอเนต ( $\text{NaHCO}_3$ ) เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็น  $\text{Na}^+$  และ  $\text{HCO}_3^-$  ดังสมการเคมี



$\text{Na}^+$  ไม่สามารถให้หรือรับโปรตอนจากน้ำได้ ส่วน  $\text{HCO}_3^-$  เป็นคู่เบสของ  $\text{H}_2\text{CO}_3$  ซึ่งเป็นกรดอ่อน  $\text{HCO}_3^-$  จึงให้โปรตอนกับน้ำ หรือรับโปรตอนจากน้ำก็ได้ ดังสมการเคมี

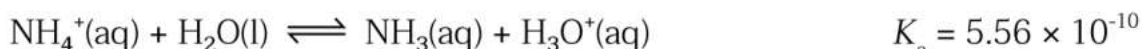


เมื่อพิจารณาค่าคงที่การแตกตัวของปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสทั้งสองจะเห็นว่า  $K_b$  มีค่ามากกว่า  $K_a$  ดังนั้น  $\text{HCO}_3^-$  จึงรับโปรตอนจากน้ำให้  $\text{OH}^-$  ได้ดีกว่า สารละลาย  $\text{NaHCO}_3$  จึงเป็นเบส

- แอมโมเนียมแอสซิเตต ( $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ) เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็น  $\text{NH}_4^+$  และ  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ดังสมการเคมี



$\text{NH}_4^+$  เป็นคู่กรดของ  $\text{NH}_3$  ซึ่งเป็นเบสอ่อน  $\text{NH}_4^+$  จึงให้โปรตอนกับน้ำได้  $\text{H}_3\text{O}^+$  ส่วน  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  เป็นคู่เบสของกรด  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ซึ่งเป็นกรดอ่อน  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  จึงรับโปรตอนจากน้ำให้  $\text{OH}^-$  ดังสมการเคมี



เมื่อพิจารณาค่าคงที่การแตกตัวของปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสทั้งสองจะเห็นว่าค่า  $K_a$  ของ  $\text{NH}_4^+$  เท่ากับ  $K_b$  ของ  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  สารละลาย  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  จึงเป็นกลาง

จากตัวอย่างข้างต้น ไอออนที่สามารถให้หรือรับโปรตอนจากน้ำเป็นไอออนที่เป็นคู่กรด-เบสของกรดอ่อนหรือเบสอ่อน และสามารถระบุความเป็นกรด-เบสของสารละลายเกลือได้จากค่า  $K_a$  หรือ  $K_b$  ของไอออนที่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส ดังนี้

1.  $K_a > K_b$  สารละลายมีสมบัติเป็นกรด
2.  $K_b > K_a$  สารละลายมีสมบัติเป็นเบส
3.  $K_a \approx K_b$  สารละลายมีสมบัติเป็นกลาง





### ตรวจสอบความเข้าใจ

จากกิจกรรม 10.2 ไอออนที่ได้จากการละลายของเกลือแต่ละชนิดในน้ำทำปฏิกิริยากับน้ำแตกต่างกันอย่างไร และสอดคล้องกับสมบัติกรด-เบสของสารละลายเกลืออย่างไร



### แบบฝึกหัด 10.4

- ไอออนใดในสารประกอบของเกลือต่อไปนี้สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสได้
  - KCN
  - $\text{CH}_3\text{COOLi}$
  - $\text{NaClO}_4$
  - $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
  - $\text{Na}_2\text{CO}_3$
  - $\text{KNO}_3$
- เขียนสมการเคมีแสดงปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสของเกลือต่อไปนี้ พร้อมระบุความเป็นกรด-เบสของสารละลายเกลือ
  - โพแทสเซียมฟอร์มเมต ( $\text{HCOOK}$ )
  - แอมโมเนียมไนไตรต์ ( $\text{NH}_4\text{NO}_2$ )
  - แอมโมเนียมไฮโดรเจนคาร์บอเนต ( $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ )

### 10.5 pH ของสารละลายกรดและเบส

ความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  ในสารละลายมีหลายค่าตั้งแต่เข้มข้นมากจนถึงเข้มข้นน้อย เช่น  $10 \text{ mol/L}$   $2.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$   $1.0 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$  เพื่อความสะดวกในการเปรียบเทียบความเป็นกรดหรือเบสของสารละลาย นิยมแปลงค่าความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  ในรูปของ pH (power of hydrogen) ดังสมการ

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$



### ความรู้เพิ่มเติม

สัญลักษณ์  $p$  หมายถึงการแปลงค่าให้อยู่ในรูป  $p$ -scale ซึ่งเป็นค่าลบของลอการิทึมฐานสิบของจำนวนที่ต้องการรายงาน เช่น  $pOH$   $pK_a$   $pK_b$

#### 10.5.1 การคำนวณเกี่ยวกับ pH และ pOH ของสารละลาย

จากที่ทราบแล้วว่าน้ำมีความเข้มข้นของ  $H_3O^+$  และ  $OH^-$  เท่ากันคือ  $1.0 \times 10^{-7}$  mol/L ดังนั้น pH ของน้ำคำนวณได้ดังนี้

$$\begin{aligned} pH &= -\log [H_3O^+] \\ &= -\log (1.0 \times 10^{-7}) \\ &= 7.00^1 \end{aligned}$$

เนื่องจากน้ำมีสมบัติเป็นกลาง ดังนั้นสารละลายที่เป็นกลางจึงมี pH เท่ากับ 7.00 ในทำนองเดียวกัน ค่า pOH สามารถคำนวณได้จาก  $[OH^-]$  ดังสมการ

$$pOH = -\log [OH^-]$$

และเนื่องจากน้ำมีความเข้มข้นของ  $OH^-$  เท่ากับ  $1.0 \times 10^{-7}$  mol/L ดังนั้นน้ำจึงมีค่า pOH เท่ากับ 7.00 ด้วย นอกจากนี้ยังสามารถใช้ค่าคงที่การแตกตัวของน้ำหาความสัมพันธ์ของ pH และ pOH ได้ดังนี้

$$\begin{aligned} K_w &= [H_3O^+][OH^-] \\ -\log K_w &= -\log ([H_3O^+][OH^-]) \\ -\log K_w &= (-\log [H_3O^+]) + (-\log [OH^-]) \\ -\log (1.0 \times 10^{-14}) &= pH + pOH \\ 14.00 &= pH + pOH \end{aligned}$$

หรือ

$$pH = 14.00 - pOH$$

โดยทั่วไปการระบุความเป็นกรด-เบสนิยมใช้ค่า pH มากกว่า pOH สารละลายที่พบในชีวิตประจำวันอาจมีค่า pH แตกต่างกันได้และอาจวัดได้โดยใช้การเทียบสีกับยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ โดยสารละลายที่เป็นกรดมีค่า  $pH < 7$  ( $pOH > 7$ ) สารละลายที่เป็นกลางมีค่า  $pH = 7$  ( $pOH = 7$ ) และสารละลายที่เป็นเบสมี  $pH > 7$  ( $pOH < 7$ ) ดังรูป 10.4

<sup>1</sup>ค่าที่ได้จากลอการิทึมมีจำนวนตัวเลขหลังจุดทศนิยมเท่ากับจำนวนเลขนัยสำคัญของค่าเดิมก่อนคำนวณค่า  $\log$



รูป 10.4 pH ของสารละลายที่พบในชีวิตประจำวัน

การคำนวณเกี่ยวกับ pH และ pOH ของสารละลายแสดงได้ดังตัวอย่างต่อไปนี้



## ตัวอย่าง 7

สารละลายกรดแอสติก ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) 0.50 โมลต่อลิตร มีค่า pH เท่าใด

วิธีทำ

จากการคำนวณในตัวอย่าง 5  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0.50 mol/L มีความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  เท่ากับ  $3.0 \times 10^{-3}$  mol/L สามารถนำไปคำนวณ pH ได้ดังนี้

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log (3.0 \times 10^{-3}) \\ &= 2.52 \end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลายกรดแอสติกมี pH เท่ากับ 2.52



## ตัวอย่าง 8

สารละลายของยาลดกรดในกระเพาะอาหาร pH 10.00 มีความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน ( $\text{OH}^-$ ) เป็นเท่าใด

วิธีทำ



### คำนวณ pOH ของสารละลายกรดในกระเพาะอาหาร

$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} &= 14.00 \\ 10.00 + \text{pOH} &= 14.00 \\ \text{pOH} &= 14.00 - 10.00 \\ &= 4.00 \end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลายของกรดในกระเพาะอาหาร มี pOH 4.00

### คำนวณความเข้มข้นของ $\text{OH}^-$

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-] \\ 4.00 &= -\log [\text{OH}^-] \\ [\text{OH}^-] &= 1.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลายของกรดในกระเพาะอาหารมีความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออนเท่ากับ  $1.0 \times 10^{-4}$  โมลต่อลิตร



### ตัวอย่าง 9

สารละลาย A B และ C มีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) และไฮดรอกไซด์ไอออน ( $\text{OH}^-$ ) ดังนี้

$$\text{สารละลาย A : } [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{สารละลาย B : } [\text{OH}^-] = 2.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{สารละลาย C : } [\text{H}_3\text{O}^+] = 5.0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$

จงระบุความเป็นกรด-เบสของสารละลายทั้งสามชนิดและเปรียบเทียบค่า pH ของสารละลาย A B และ C

### วิธีทำ

#### คำนวณ pH ของสารละลาย A

สารละลาย A มี  $\text{H}_3\text{O}^+$   $2.0 \times 10^{-2}$  mol/L นำไปคำนวณ pH จากสมการ

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log (2.0 \times 10^{-2}) \\ &= 1.70 \end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลาย A มี pH เท่ากับ 1.70 และเป็นกรด

#### คำนวณ pH ของสารละลาย B

สารละลาย B มี  $\text{OH}^-$   $2.0 \times 10^{-2}$  mol/L นำไปคำนวณ pOH จากสมการ

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-] \\ &= -\log (2.0 \times 10^{-2}) \\ &= 1.70 \end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลาย B มี pOH เท่ากับ 1.70 และนำไปคำนวณ pH จากสมการ

$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} &= 14.00 \\ \text{pH} &= 14.00 - 1.70 \\ &= 12.30 \end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลาย B มี pH เท่ากับ 12.30 และเป็นเบส

### คำนวณ pH ของสารละลาย C

สารละลาย C มี  $\text{H}_3\text{O}^+$   $5.0 \times 10^{-9}$  mol/L นำไปคำนวณ pH จากสมการ

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log (5.0 \times 10^{-9}) \\ &= 8.30 \end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลาย C มี pH เท่ากับ 8.30 และเป็นเบส

เมื่อเปรียบเทียบ pH สารละลายทั้งสามชนิด pH ของสารละลาย A < สารละลาย C < สารละลาย B



### ตรวจสอบความเข้าใจ

- เรียงลำดับ pH ของสารละลายกรดไนตริก ( $\text{HNO}_2$ ) กรดไนตริก ( $\text{HNO}_3$ ) และกรดแอสติก ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) ที่มีความเข้มข้น 0.10 โมลต่อลิตร เท่ากัน จากน้อยไปมาก
- คำนวณ pH ของสารละลายเมทิลเอมีน ( $\text{CH}_3\text{NH}_2$ ) และแอมโมเนีย ( $\text{NH}_3$ ) ที่มีความเข้มข้น 1.0 โมลต่อลิตร เท่ากัน



### ตัวอย่าง 10

คำนวณ pH ของสารละลายกรดไฮโดรคลอริก ( $\text{HCl}$ ) pH 2.00 ปริมาตร 100 มิลลิลิตร เมื่อเติมสารต่อไปนี้

- สารละลายกรดไฮโดรคลอริก pH 1.00 ปริมาตร 100 มิลลิลิตร
- น้ำปริมาตร 100 มิลลิลิตร

## วิธีทำ

## 1. เติมน้ำ HCl pH 1.00 ปริมาตร 100 mL

คำนวณจำนวนโมลของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  ใน HCl pH 2.00 ปริมาตร 100 mL

คำนวณความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ 2.00 &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}\end{aligned}$$

คำนวณจำนวนโมลของ  $\text{H}_3\text{O}^+$

$$\begin{aligned}\text{จำนวนโมลของ } \text{H}_3\text{O}^+ &= \frac{1.0 \times 10^{-2} \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^+}{1000 \text{ mL sol}^n} \times 100 \text{ mL sol}^n \\ &= 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^+\end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลายกรดไฮโดรคลอริก pH 2.00 มีไฮโดรเนียมไอออน  $1.0 \times 10^{-3}$  โมล

คำนวณจำนวนโมลของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  ใน HCl pH 1.00 ปริมาตร 100 mL

คำนวณความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ 1.00 &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= 1.0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}\end{aligned}$$

คำนวณจำนวนโมลของ  $\text{H}_3\text{O}^+$

$$\begin{aligned}\text{จำนวนโมลของ } \text{H}_3\text{O}^+ &= \frac{1.0 \times 10^{-1} \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^+}{1000 \text{ mL sol}^n} \times 100 \text{ mL sol}^n \\ &= 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^+\end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลายกรดไฮโดรคลอริก pH 1.00 มีไฮโดรเนียมไอออน  $1.0 \times 10^{-2}$  โมล

คำนวณจำนวนโมลรวมของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  หลังผสม

$$\begin{aligned}\text{จำนวนโมลรวมของ } \text{H}_3\text{O}^+ &= 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol} + 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol} \\ &= 1.1 \times 10^{-2} \text{ mol}\end{aligned}$$

ดังนั้น จำนวนโมลรวมของไฮโดรเนียมไอออนหลังผสมเท่ากับ  $1.1 \times 10^{-2}$  โมล



**คำนวณความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  หลังผสม**

$$\begin{aligned}\text{ความเข้มข้นของ } \text{H}_3\text{O}^+ &= \frac{1.1 \times 10^{-2} \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^+}{(100 + 100) \text{ mL sol}^{\text{a}}} \times \frac{1000 \text{ mL sol}^{\text{a}}}{1 \text{ L sol}^{\text{a}}} \\ &= 5.5 \times 10^{-2} \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^+/\text{L sol}^{\text{a}}\end{aligned}$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนหลังผสมเท่ากับ  $5.5 \times 10^{-2}$  โมลต่อลิตร

**คำนวณ pH ของสารละลายหลังผสม**

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log (5.5 \times 10^{-2}) \\ &= 1.26\end{aligned}$$

ดังนั้น pH ของสารละลายกรดไฮโดรคลอริกหลังผสมเท่ากับ 1.26

**2. เติมน้ำปริมาตร 100 mL****คำนวณจำนวนโมลของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  ในน้ำ pH 7.00 ปริมาตร 100 mL**

จากข้อ 1 จำนวนโมลของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  ใน HCl pH 2.00 เท่ากับ  $1.0 \times 10^{-3}$  mol และเนื่องจากน้ำ pH 7 มีความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  เท่ากับ  $1.0 \times 10^{-7}$  mol/L ดังนั้น

$$\begin{aligned}\text{จำนวนโมลของ } \text{H}_3\text{O}^+ &= \frac{1.0 \times 10^{-7} \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^+}{1000 \text{ mL sol}^{\text{a}}} \times 100 \text{ mL sol}^{\text{a}} \\ &= 1.0 \times 10^{-8} \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^+\end{aligned}$$

ดังนั้น น้ำมีไฮโดรเนียมไอออน  $1.0 \times 10^{-8}$  โมล

**คำนวณจำนวนโมลรวมของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  หลังผสม**

$$\begin{aligned}\text{จำนวนโมลรวมของ } \text{H}_3\text{O}^+ &= 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol} + 1.0 \times 10^{-8} \text{ mol} \\ &= 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol}\end{aligned}$$

ซึ่งจะเห็นว่า  $1.0 \times 10^{-8}$  มีค่าน้อยมากจนถือว่าตัดทิ้งได้ ดังนั้นจำนวนโมลรวมของไฮโดรเนียมไอออนเท่ากับ  $1.0 \times 10^{-3}$  โมล

**คำนวณความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  หลังผสม**

$$\text{ความเข้มข้นของ } \text{H}_3\text{O}^+ = \frac{1.0 \times 10^{-3} \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^+}{(100 + 100) \text{ mL sol}^{\text{a}}} \times \frac{1000 \text{ mL sol}^{\text{a}}}{1 \text{ L sol}^{\text{a}}}$$

$$= 5.0 \times 10^{-3} \text{ mol H}_3\text{O}^+/\text{L sol}^{\text{a}}$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนหลังผสมเท่ากับ  $5.0 \times 10^{-3}$  โมลต่อลิตร

### คำนวณ pH ของสารละลายหลังผสม

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log (5.0 \times 10^{-3}) \\ &= 2.30 \end{aligned}$$

ดังนั้น pH ของสารละลายกรดไฮโดรคลอริกหลังผสมเท่ากับ 2.30



### ตัวอย่าง 11

ถ้าต้องการเตรียมสารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) pH 3.00 ปริมาตร 1 ลิตร จากสารละลายกรดไฮโดรคลอริก pH 5.00 ปริมาตร 400 มิลลิลิตร จะต้องเติมสารละลายกรดไฮโดรคลอริก 0.10 โมลต่อลิตร ลงไปเท่าใด

#### วิธีทำ

คำนวณจำนวนโมลของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  ใน HCl pH 3.00 ปริมาตร 1 L

คำนวณความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ 3.00 &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

คำนวณจำนวนโมลของ  $\text{H}_3\text{O}^+$

$$\begin{aligned} \text{จำนวนโมลของ } \text{H}_3\text{O}^+ &= \frac{1.0 \times 10^{-3} \text{ mol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ L sol}^{\text{a}}} \times 1 \text{ L sol}^{\text{a}} \\ &= 1.00 \times 10^{-3} \text{ mol H}_3\text{O}^+ \end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลายกรดไฮโดรคลอริก pH 3.00 มีไฮโดรเนียมไอออนเท่ากับ  $1.0 \times 10^{-3}$  โมล

คำนวณจำนวนโมลของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  ใน HCl pH 5.00 ปริมาตร 400 มิลลิลิตร

ความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ 5.00 &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= 1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

คำนวณจำนวนโมลของ  $\text{H}_3\text{O}^+$

$$\begin{aligned} \text{จำนวนโมลของ } \text{H}_3\text{O}^+ &= \frac{1.0 \times 10^{-5} \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^+}{1000 \text{ mL sol}^n} \times 400 \text{ mL sol}^n \\ &= 4.0 \times 10^{-6} \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^+ \end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลายกรดไฮโดรคลอริก pH 5.00 มีไฮโดรเนียมไอออนเท่ากับ  $4.0 \times 10^{-6}$  โมล

คำนวณจำนวนโมลของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  ที่ต้องเติมลงไป

$$\begin{aligned} \text{จำนวนโมลของ } \text{H}_3\text{O}^+ \text{ ที่ต้องเติมลงไป} &= 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol} - 4.0 \times 10^{-6} \text{ mol} \\ &= 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol} \end{aligned}$$

จะเห็นว่า  $4.0 \times 10^{-6}$  มีค่าน้อยมากจนถือว่าตัดทิ้งได้ ดังนั้น จำนวนโมลของไฮโดรเนียมไอออนที่ต้องเติมลงไปเท่ากับ  $1.0 \times 10^{-3}$  โมล ซึ่งมาจากการเติม HCl 0.10 โมลต่อลิตร

คำนวณปริมาตรของ HCl 0.10 mol/L ที่ต้องเติมลงไป

$$\begin{aligned} \text{ปริมาตร HCl} &= \frac{1000 \text{ mL sol}^n}{0.10 \text{ mol HCl}} \times 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^+ \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^+} \\ &= 10 \text{ mL HCl sol}^n \end{aligned}$$

ดังนั้น ต้องเติมสารละลายกรดไฮโดรคลอริก 0.10 โมลต่อลิตร ปริมาตร 10 มิลลิลิตร



### ตัวอย่าง 12

ถ้าต้องการเตรียมสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) ให้มี pH 10.00 จากสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ pH 12.00 ปริมาตร 10 มิลลิลิตร จะต้องเติมน้ำลงไปเท่าใด

วิธีทำ

คำนวณจำนวนโมลของ  $\text{OH}^-$  ใน NaOH pH 10.00

กำหนดให้ ปริมาตรของสารละลายที่ต้องการเท่ากับ a mL

คำนวณความเข้มข้นของ  $\text{OH}^-$

NaOH pH 10.00 มี pOH =  $14.00 - 10.00 = 4.00$

จาก  $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

$$4.00 = -\log [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$



คำนวณจำนวนโมลของ  $\text{OH}^-$

$$\begin{aligned}\text{จำนวนโมลของ } \text{OH}^- &= \frac{1.0 \times 10^{-4} \text{ mol OH}^-}{1000 \text{ mL sol}^n} \times a \text{ mL sol}^n \\ &= 1.0 \times 10^{-7} a \text{ mol OH}^-\end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ pH 10.00 มีไฮดรอกไซด์ไอออน  $1.0 \times 10^{-7} a$  โมล

**คำนวณจำนวนโมลของ  $\text{OH}^-$  ใน NaOH pH 12.00 ปริมาตร 10 mL**

คำนวณความเข้มข้นของ  $\text{OH}^-$

NaOH pH 12.00 มี pOH =  $14.00 - 12.00 = 2.00$

จาก  $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

$$2.00 = -\log [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

คำนวณจำนวนโมลของ  $\text{OH}^-$

$$\begin{aligned}\text{จำนวนโมลของ } \text{OH}^- &= \frac{1.0 \times 10^{-2} \text{ mol OH}^-}{1000 \text{ mL sol}^n} \times 10 \text{ mL sol}^n \\ &= 1.0 \times 10^{-4} \text{ mol OH}^-\end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ pH 12.00 มีไฮดรอกไซด์ไอออน  $1.0 \times 10^{-4}$  โมล

**คำนวณจำนวนโมลของ  $\text{OH}^-$  ในน้ำ**

น้ำมีความเข้มข้นของ  $\text{OH}^-$  เท่ากับ  $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$  และปริมาตรน้ำที่เติมลงไปเท่ากับ  $a - 10 \text{ mL}$  ดังนั้น

$$\begin{aligned}\text{จำนวนโมลของ } \text{OH}^- &= \frac{1.0 \times 10^{-7} \text{ mol OH}^-}{1000 \text{ mL sol}^n} \times (a - 10) \text{ mL sol}^n \\ &= 1.0 \times 10^{-10} (a - 10) \text{ mol OH}^-\end{aligned}$$

ดังนั้น น้ำมีจำนวนโมลของไฮดรอกไซด์ไอออนเท่ากับ  $1.0 \times 10^{-10} (a - 10)$  โมล

**คำนวณจำนวนโมลรวมของ  $\text{OH}^-$  ใน NaOH pH 12.00 ที่เติมน้ำ**

$$\begin{aligned}\text{จำนวนโมลรวมของ } \text{OH}^- &= 1.0 \times 10^{-4} \text{ mol} + 1.0 \times 10^{-10} (a - 10) \text{ mol} \\ &= 1.0 \times 10^{-4} \text{ mol}\end{aligned}$$

ซึ่งจะเห็นว่า  $1.0 \times 10^{-10} (a - 10)$  มีค่าน้อยมากจนถือว่าตัดทิ้งได้ ดังนั้นจำนวนโมลรวมของไฮดรอกไซด์ไอออนเท่ากับ  $1.0 \times 10^{-4}$  โมล

### คำนวณปริมาตรน้ำที่เติมลงไป

เนื่องจากจำนวนโมลรวมของ  $\text{OH}^-$  ใน  $\text{NaOH}$  pH 12.00 ที่เติมน้ำ มีค่าเท่ากับจำนวนโมลของ  $\text{OH}^-$  ใน  $\text{NaOH}$  pH 10.00

จำนวนโมลของ  $\text{OH}^-$  ใน  $\text{NaOH}$  pH 10.00 = จำนวนโมลรวมของ  $\text{OH}^-$  ใน  $\text{NaOH}$  pH 12.00 ที่เติมน้ำ

$$1.0 \times 10^{-7}a = 1.0 \times 10^{-4}$$

$$a = 1000$$

แสดงว่า ปริมาตรของสารละลายที่ต้องการเท่ากับ 1000 มิลลิลิตร

$$\text{ปริมาตรน้ำที่ต้องเติมน้ำลงไป} = a - 10$$

$$= 1000 - 10$$

$$= 990$$

ดังนั้น ปริมาตรน้ำที่ต้องเติมลงไปเท่ากับ 990 มิลลิลิตร



### ตรวจสอบความเข้าใจ

เมื่อเติมสารละลายกรดไฮโดรคลอริก ( $\text{HCl}$ ) pH 3.00 ปริมาตร 100 มิลลิลิตร ลงในสารละลายกรดไฮโดรคลอริก pH 2.00 ปริมาตร 100 มิลลิลิตร สารละลายที่ได้จะมี pH เป็นเท่าใด

### 10.5.2 การวัด pH ในสารละลายกรดและเบส

การตรวจสอบความเป็นกรด-เบสของสารละลายสามารถทำได้หลายวิธี เช่น สังเกตการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ อ่านค่าจากพีเอชมิเตอร์ (pH meter) ดังรูป 10.5



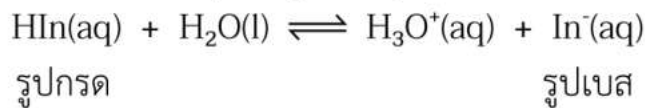
(ก) หยดยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์และเทียบสีของสารละลายกับแถบสีที่ pH ต่าง ๆ



(ข) อ่านค่าจากพีเอชมิเตอร์

รูป 10.5 การวัด pH ในน้ำส้มสายชู

นอกจากกระดาษลิตมัส และยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์แล้ว ยังมีสารอีกหลายชนิดที่มีสีในรูปกรด และรูปเบสแตกต่างกัน ซึ่งสามารถนำมาใช้เป็นอินดิเคเตอร์แสดงการเปลี่ยนสีตาม pH ได้ โดยสารเหล่านี้เป็นกรดอ่อนหรือเบสอ่อนที่มีโครงสร้างซับซ้อน จึงนิยมเขียนแทนด้วยสูตรโมเลกุลในรูปกรด เป็น HIn และในรูปเบสเป็น In<sup>-</sup> ซึ่งทั้งสองรูปนี้อยู่ในสมดุลที่มีน้ำเป็นตัวทำละลาย ดังสมการเคมี



ค่าคงที่การแตกตัวของรูปกรด ( $K_a$ ) ของอินดิเคเตอร์ ใช้สัญลักษณ์  $K_{\text{In}}$  แทน  $K_a$  ซึ่งสัมพันธ์กับความเข้มข้นของ HIn  $\text{H}_3\text{O}^+$  และ In<sup>-</sup> ดังนี้

$$K_{\text{In}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_{\text{In}} \times \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]}$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_{\text{In}} + \left(-\log \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]}\right)$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{In}} - \log \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]}$$

จากสมการข้างต้นแสดงว่า ความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  หรือ pH ของสารละลาย มีผลต่ออัตราส่วน ความเข้มข้นของ HIn และ In<sup>-</sup> โดยทั่วไปถ้าอัตราส่วนความเข้มข้น HIn/In<sup>-</sup> มีค่ามากกว่า 10 สีที่สังเกตได้จะเป็นสีของ HIn แต่ถ้าอัตราส่วนความเข้มข้น In<sup>-</sup>/HIn มีค่ามากกว่า 10 สีที่สังเกตได้จะเป็นสีของ In<sup>-</sup> ดังนั้นเมื่อแทนค่า  $\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} = 10$  และค่า  $\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} = 0.1$  จะได้ช่วง pH การเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ อยู่ในช่วง  $\text{p}K_{\text{In}} \pm 1$  เช่น โบรโมไทมอลบลูมีค่า  $K_{\text{In}} \approx 1 \times 10^{-7}$  จะมีช่วง pH การเปลี่ยนสีประมาณ 6.0 – 8.0 ซึ่งใกล้เคียงกับช่วง pH การเปลี่ยนสีที่ได้จากการทดลอง คือ 6.0 – 7.6

เนื่องจากรูป HIn ของโบรโมไทมอลบลู มีสีเหลือง และรูป In<sup>-</sup> มีสีน้ำเงิน ดังนั้นเมื่อหยด โบรโมไทมอลบลูลงในสารละลายที่มี pH 6.0 หรือต่ำกว่าจะได้สีเหลือง แต่ถ้าสารละลายมี pH 7.6 หรือสูงกว่าจะได้สีน้ำเงิน และถ้าสารละลายมี pH ระหว่าง 6.0 – 7.6 จะได้สีผสมระหว่างสีเหลืองกับสีน้ำเงิน ดังรูป 10.6





(ก) สารละลาย pH 4



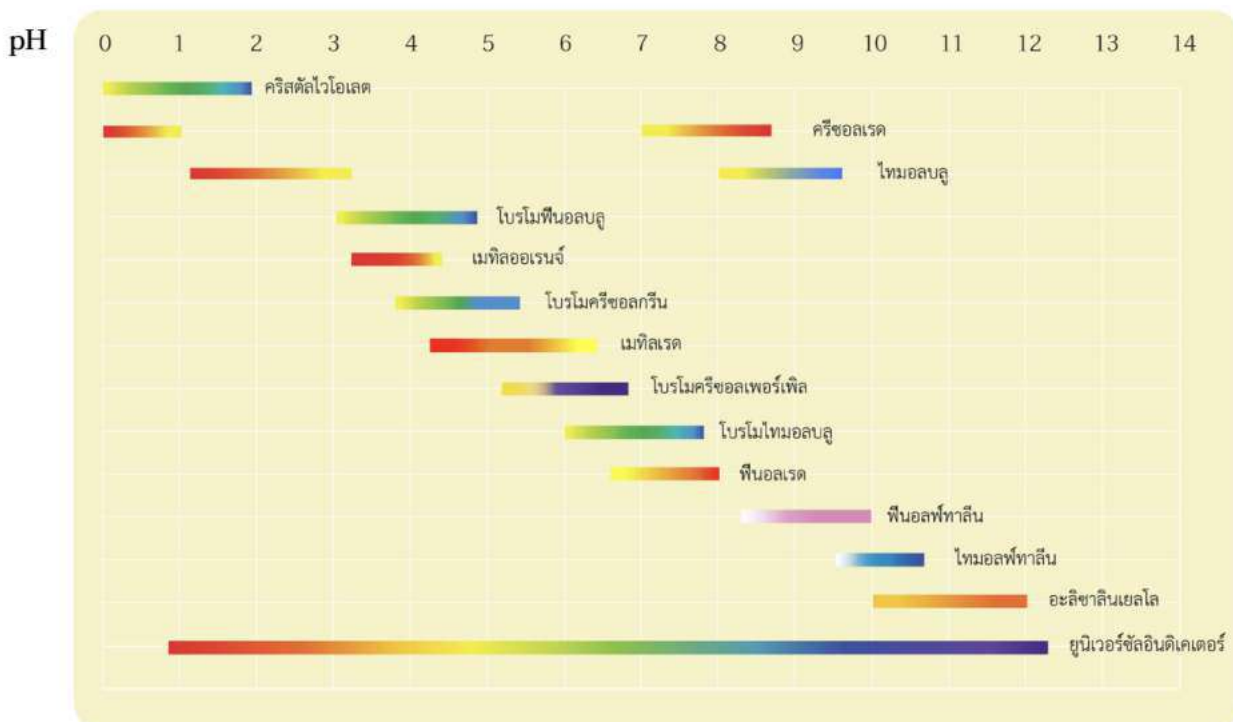
(ข) สารละลาย pH 7



(ค) สารละลาย pH 10

รูป 10.6 สีของโบรโมไทมอลบลูเมื่ออยู่ในสารละลาย pH ต่าง ๆ

อินดิเคเตอร์ที่ใช้ในห้องปฏิบัติการส่วนใหญ่อยู่ในรูปสารละลายที่มีน้ำหรือแอลกอฮอล์เป็นตัวทำละลาย ปกติใช้เพียงเล็กน้อยก็สามารถสังเกตการเปลี่ยนสีได้อย่างชัดเจน อินดิเคเตอร์แต่ละชนิดและช่วง pH การเปลี่ยนสีแสดงดังรูป 10.7



รูป 10.7 สีของอินดิเคเตอร์บางชนิดและช่วง pH การเปลี่ยนสี

จากรูป 10.7 จะเห็นว่าอินดิเคเตอร์แต่ละชนิดเปลี่ยนสีในช่วง pH ที่แตกต่างกัน และการใช้อินดิเคเตอร์แต่ละชนิดจะประมาณค่า pH ได้ค่อนข้างแม่นยำเฉพาะในช่วงที่มีการเปลี่ยนสี นอกจากนี้ อาจใช้อินดิเคเตอร์หลายชนิดร่วมกัน เพื่อเพิ่มความแม่นยำในการประมาณค่า pH ดังตัวอย่าง



## ตัวอย่าง 13

สารละลาย A และ B เมื่อนำไปหยดด้วยอินดิเคเตอร์ 3 ชนิด ให้สีที่ปรากฏดังตาราง สารละลายแต่ละชนิดมี pH เท่าใด

อินดิเคเตอร์	ช่วง pH ที่เปลี่ยนสี	สีที่ปรากฏ	
		สารละลาย A	สารละลาย B
เมทิลออเรนจ์	3.2 – 4.4 (แดง – เหลือง)	เหลือง	เหลือง
โบรโมไทมอลบลู	6.0 – 7.6 (เหลือง – น้ำเงิน)	เหลือง	น้ำเงิน
ฟีนอล์ฟทาลีน	8.3 – 10.0 (ไม่มีสี – ชมพู)	ไม่มีสี	ไม่มีสี

## วิธีทำ

สารละลาย A เมื่อทดสอบด้วยเมทิลออเรนจ์ได้สีเหลือง แสดงว่า  $\text{pH} > 4.4$  เมื่อทดสอบด้วยโบรโมไทมอลบลูได้สีเหลือง แสดงว่า  $\text{pH} < 6.0$  และเมื่อทดสอบด้วยฟีนอล์ฟทาลีนปรากฏว่าไม่มีสี แสดงว่า  $\text{pH} < 8.3$  ดังนั้นสารละลาย A มี pH อยู่ในช่วง 4.4 – 6.0

สารละลาย B เมื่อทดสอบด้วยเมทิลออเรนจ์ได้สีเหลือง แสดงว่า  $\text{pH} > 4.4$  เมื่อทดสอบด้วยโบรโมไทมอลบลูได้สีน้ำเงิน แสดงว่า  $\text{pH} > 7.6$  และเมื่อทดสอบด้วยฟีนอล์ฟทาลีนปรากฏว่าไม่มีสี แสดงว่า  $\text{pH} < 8.3$  ดังนั้นสารละลาย B มี pH อยู่ในช่วง 7.6 – 8.3



## ตรวจสอบความเข้าใจ

จากตัวอย่าง 13 ถ้าหยดเมทิลเรดลงในสารละลาย A และ B สารละลายแต่ละชนิดจะมีสีใด



รูป 10.8 การเปลี่ยนสีของอัญชัน  
เมื่อเติมลงในน้ำมะนาว

จากหลักการข้างต้น จึงมีการนำอินดิเคเตอร์หลายชนิดมาผสมกันในสัดส่วนที่เหมาะสม ได้ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ (universal indicator) ที่มีการเปลี่ยนสีในช่วง pH หลายช่วง และใช้ประมาณค่า pH ได้กว้างขึ้นดังรูป 10.4 นอกจากนี้ในธรรมชาติยังมีพืชบางชนิดที่สามารถนำมาสกัดเอาสารที่เป็นอินดิเคเตอร์ได้ เช่น ดอกอัญชัน (แดง-ม่วง) ดังรูป 10.8

การวัด pH สามารถทำได้แม่นยำยิ่งขึ้นโดยใช้พีเอชมิเตอร์ (pH meter) ดังรูป 10.9 ซึ่งเป็นอุปกรณ์ไฟฟ้าที่วัดค่าความต่างศักย์ที่เกิดจากความแตกต่างระหว่างความเข้มข้นของ  $H_3O^+$  ในสารละลายที่ต้องการวัด เทียบกับสารละลายภายในหัววัด แล้วคำนวณออกมาเป็นค่า pH ก่อนการใช้พีเอชมิเตอร์ทุกครั้งต้องปรับเทียบค่า pH ที่อ่านได้จากเครื่องให้ตรงกับค่า pH ของสารละลายมาตรฐานที่ทราบค่า pH แน่นอน และเมื่อใช้เสร็จต้องล้างหัววัดให้สะอาดด้วยน้ำกลั่นแล้วแช่ในสารละลายอิเล็กโทรไลต์สำหรับเก็บหัววัดโดยเฉพาะเพื่อให้มีปริมาณไอออนเพียงพอต่อการวัดศักย์ไฟฟ้าและป้องกันหัววัดแห้ง



รูป 10.9 พีเอชมิเตอร์





## แบบฝึกหัด 10.5

1. คำนวณค่า pH และ pOH ของสารละลายที่มีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) หรือไฮดรอกไซด์ไอออน ( $\text{OH}^-$ ) ต่อไปนี้ พร้อมระบุสมบัติกรด-เบสของสารละลาย

ข้อ	ความเข้มข้น (mol/L)	pH	pOH	สมบัติกรด-เบส
1.1	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.0 \times 10^{-4}$			
1.2	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.0 \times 10^{-8}$			
1.3	$[\text{OH}^-] = 1.1 \times 10^{-11}$			
1.4	$[\text{OH}^-] = 5.0 \times 10^{-7}$			

2. การเตรียมน้ำปูนใส โดยละลายแคลเซียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) 0.20 กรัม และปรับจนมีปริมาตรเท่ากับ 200 มิลลิลิตร น้ำปูนใสที่เตรียมได้มี pH เท่าใด
3. สารละลายกรดไฮโดรคลอริก ( $\text{HCl}$ ) 12 โมลต่อลิตร ปริมาตร 10 มิลลิลิตร เมื่อเติมน้ำจันมีปริมาตร 500 มิลลิลิตร จงคำนวณ pH ของสารละลาย
4. ผสมสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{NaOH}$ ) pH 11.0 ปริมาตร 500 มิลลิลิตรกับสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ pH 10.0 ปริมาตร 100 มิลลิลิตร pH ของสารละลายหลังผสมเป็นเท่าใด
5. นำสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{NaOH}$ ) 0.10 โมลต่อลิตร ปริมาตร 10 มิลลิลิตร มาเติมน้ำจันมีปริมาตรเป็น 500 มิลลิลิตร สารละลายนี้จะมีค่าความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน และ pH เท่าใด

6. สารละลาย A B และ C เมื่อนำไปหยดด้วยอินดิเคเตอร์ 4 ชนิด ให้สีที่ปรากฏดังตาราง

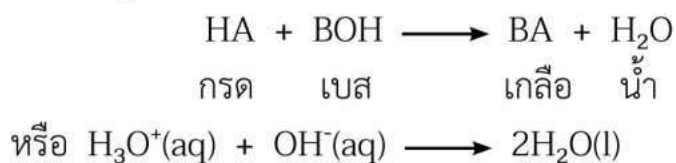
อินดิเคเตอร์	ช่วง pH ที่เปลี่ยนสี	สีที่ปรากฏ		
		สารละลาย A	สารละลาย B	สารละลาย C
เมทิลออเรนจ์	3.2 – 4.4 (แดง – เหลือง)	ส้ม	เหลือง	เหลือง
เมทิลเรด	4.2 – 6.3 (แดง – เหลือง)	ส้ม	เหลือง	เหลือง
ฟีนอลเรด	6.8 – 8.4 (เหลือง – แดง)	เหลือง	ส้ม	แดง
ฟีนอล์ฟทาลีน	8.3 – 10.0 (ไม่มีสี – ชมพู)	ไม่มีสี	ไม่มีสี	ชมพู

6.1 สารละลายแต่ละชนิดมีช่วง pH เท่าใด

6.2 สารละลายใดเป็นกรด

## 10.6 ปฏิกิริยาเคมีระหว่างกรดและเบส

ปฏิกิริยาเคมีระหว่างสารละลายกรดและเบสที่พอดีกัน เรียกว่า **ปฏิกิริยาสะเทิน** (neutralization reaction) ซึ่งอาจเขียนในรูปสมการเคมีทั่วไปได้ดังนี้



น้ำซึ่งมีสมบัติเป็นกลาง เป็นผลิตภัณฑ์ที่เกิดจากไฮโดรเนียมไอออน ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) จากกรดทำปฏิกิริยากับไฮดรอกไซด์ไอออน ( $\text{OH}^-$ ) จากเบส ส่วนผลิตภัณฑ์ที่เป็นเกลือ (BA) อาจมีสมบัติเป็นกลาง กรดหรือเบส ขึ้นอยู่กับชนิดของกรดและเบสที่ทำปฏิกิริยากัน ซึ่งพิจารณาได้จากตัวอย่างปฏิกิริยาต่อไปนี้

- **ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่**

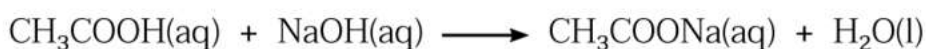
เมื่อนำสารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) และสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) มาทำปฏิกิริยากัน เขียนสมการเคมีได้ดังนี้



ผลิตภัณฑ์เกลือที่เกิดขึ้นคือโซเดียมคลอไรด์ (NaCl) ซึ่งมีสมบัติเป็นกลาง

- **ปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่**

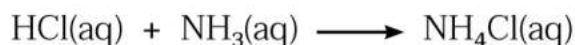
ปฏิกิริยาระหว่างสารละลายกรดแอสติก ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) และสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) เขียนสมการเคมีได้ดังนี้



ผลิตภัณฑ์เกลือที่เกิดขึ้นคือ เกลือโซเดียมแอสเตต ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ) ซึ่งมีสมบัติเป็นเบส เนื่องจาก  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสได้  $\text{OH}^-$

- **ปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน**

ปฏิกิริยาระหว่างสารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) และสารละลายแอมโมเนีย ( $\text{NH}_3$ ) เขียนสมการเคมีได้ดังนี้



ผลิตภัณฑ์เกลือที่เกิดขึ้นคือ แอมโมเนียมคลอไรด์ ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) ซึ่งมีสมบัติเป็นกรด เนื่องจาก  $\text{NH}_4^+$  สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสได้  $\text{H}_3\text{O}^+$



แบบฝึกหัด 10.6

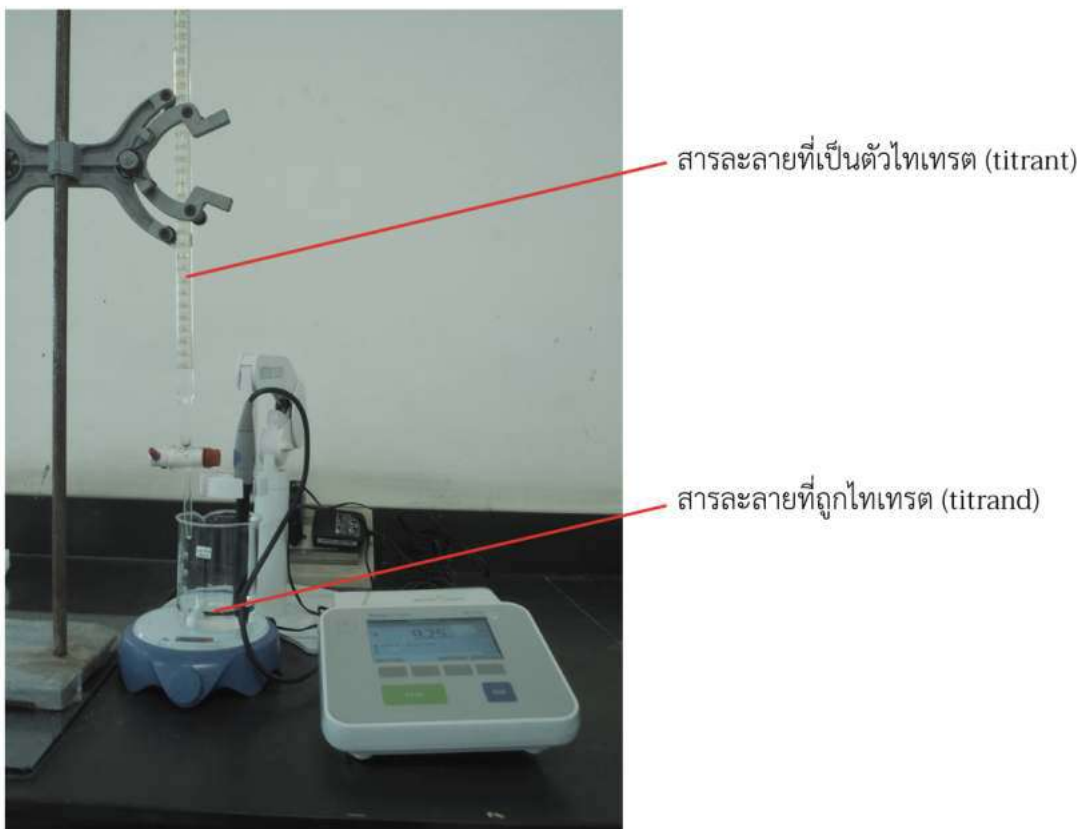
เขียนสมการเคมีแสดงปฏิกิริยาสะเทินระหว่างกรดและเบสต่อไปนี้ พร้อมทั้งระบุความเป็นกรด-เบสของสารละลายหลังการสะเทิน

1. HBr และ LiOH
2.  $\text{HNO}_2$  และ NaOH
3.  $\text{H}_2\text{CO}_3$  และ  $\text{Ca(OH)}_2$
4. HCl และ  $\text{Ba(OH)}_2$
5.  $\text{HNO}_3$  และ  $\text{NH}_3$



### 10.7 การไทเทรตกรด-เบส

ปฏิกิริยาสะเทินระหว่างกรดและเบสสามารถนำมาใช้หาความเข้มข้นของสารละลายที่ไม่ทราบความเข้มข้น โดยใช้วิธีการที่เรียกว่า **การไทเทรต** (titration) ซึ่งเป็นการติดตามปริมาณสารชนิดใดชนิดหนึ่งที่เติมลงไปทำปฏิกิริยากับสารอีกชนิดหนึ่ง จนถึงจุดที่สารทั้งสองทำปฏิกิริยาพอดีกัน ซึ่งเรียกว่า **จุดสมมูล** (equivalent point) โดยใช้**สารละลายมาตรฐาน** (standard solution) ที่ทราบปริมาณหรือความเข้มข้นที่แน่นอนทำปฏิกิริยากับสารละลายอีกชนิดหนึ่งที่ต้องการหาความเข้มข้น การไทเทรตสารละลายอาจติดตามปริมาตรสารละลายมาตรฐานที่ทราบความเข้มข้นแน่นอนหรือปริมาตรสารละลายที่ต้องการหาความเข้มข้นก็ได้



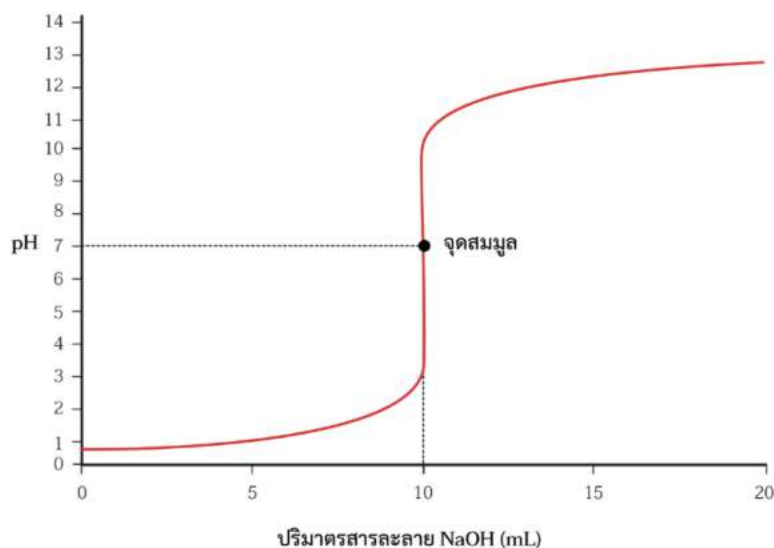
### 10.10 การไทเทรตสารละลายกรด-เบส

จุดสมมูลของการไทเทรตกรด-เบส คือจุดที่จำนวนโมลของไฮโดรเจนไอออน ( $H^+$ ) พอดีกับจำนวนโมลของไฮดรอกไซด์ ( $OH^-$ ) ซึ่งหาได้จากการติดตามค่า pH แล้วนำมาเขียนกราฟความสัมพันธ์ระหว่าง pH กับปริมาตรของสารละลายที่เป็นตัวไทเทรต (titrant) ซึ่งเรียกว่า **กราฟการไทเทรต** (titration curve)

กราฟการไทเทรตและการคำนวณความเข้มข้นของสารละลายที่ต้องการทราบความเข้มข้นศึกษาได้จากตัวอย่างการไทเทรตกรด-เบสคู่ต่าง ๆ ดังต่อไปนี้

### 10.7.1 การไทเทรตกรดแก่กับเบสแก่

การไทเทรตกรดแก่กับเบสแก่ เช่น สารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) กับสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) กราฟที่ได้จากการไทเทรต HCl ที่ต้องการทราบความเข้มข้น ปริมาตร 10.00 มิลลิลิตร ด้วย NaOH 0.200 โมลต่อลิตร โดยติดตามปริมาตร NaOH ที่เติมลงไป และการเปลี่ยนแปลง pH แสดงดังรูป 10.11



รูป 10.11 กราฟการไทเทรตระหว่าง HCl กับ NaOH

จากกราฟการไทเทรต HCl เริ่มต้นมี pH  $\approx 1$  เมื่อเติม NaOH มีผลทำให้ pH ของสารละลายค่อย ๆ เพิ่มขึ้นจนถึงบริเวณที่ pH ของสารละลายเพิ่มขึ้นอย่างรวดเร็วและเริ่มคงที่ที่ pH  $> 12$  โดยจุดสมมูลที่ได้จากกราฟการไทเทรตคือจุดกึ่งกลางของบริเวณที่ pH เพิ่มขึ้นอย่างรวดเร็ว ในที่นี้คือ pH = 7 สอดคล้องกับความเป็นกลางของสารละลายผลิตภัณฑ์เกลือ NaCl เมื่อลากเส้นตรงจากจุดสมมูลลงมาตัดแกน X จะทำให้ทราบปริมาตรของ NaOH ที่ทำปฏิกิริยาพอดีกับ HCl ซึ่งในกราฟนี้คือ 10.00 มิลลิลิตร ซึ่งสามารถใช้ปริมาตรนี้ในการคำนวณความเข้มข้นของ HCl ได้ดังนี้

จากสมการเคมี



จะเห็นว่า HCl 1 โมล ทำปฏิกิริยาพอดีกับ NaOH 1 โมล

คำนวณจำนวนโมลของ NaOH

$$\begin{aligned} \text{จำนวนโมลของ NaOH} &= \frac{0.200 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL sol}^n} \times 10.00 \text{ mL sol}^n \\ &= 2.00 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH} \end{aligned}$$

ดังนั้น จำนวนโมลของ NaOH เท่ากับ  $2.00 \times 10^{-3}$  โมล ซึ่งเท่ากับจำนวนโมลของ HCl ปริมาตร 10.00 มิลลิลิตร ด้วย

$$\begin{aligned} \text{จำนวนความเข้มข้นของ HCl} \\ \text{ความเข้มข้นของ HCl} &= \frac{2.00 \times 10^{-3} \text{ mol HCl}}{10.00 \text{ mL sol}^n} \times \frac{1000 \text{ mL sol}^n}{1 \text{ L sol}^n} \\ &= 0.200 \text{ mol HCl/L sol}^n \end{aligned}$$

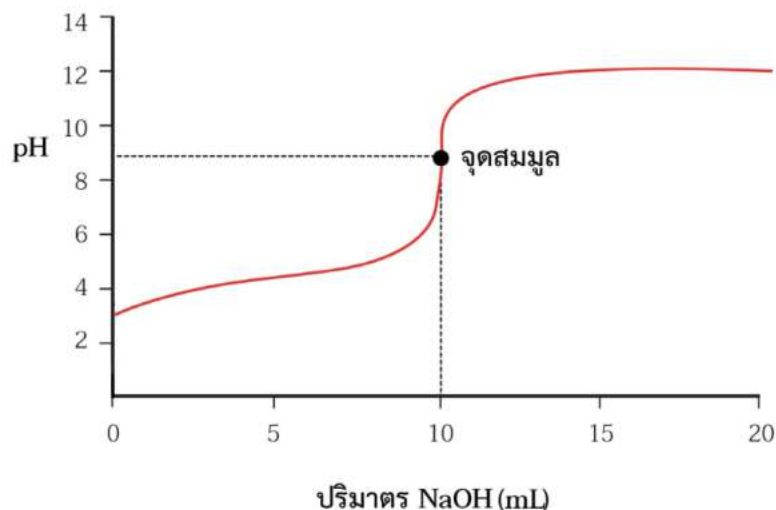
หรืออาจคำนวณความเข้มข้นของ HCl ได้ดังนี้

$$\begin{aligned} \text{ความเข้มข้นของ HCl} &= \frac{0.200 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL NaOH sol}^n} \times 10.00 \text{ mL NaOH sol}^n \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \\ &\quad \times \frac{1}{10.00 \text{ mL HCl sol}^n} \times \frac{1000 \text{ mL HCl sol}^n}{1 \text{ L HCl sol}^n} \\ &= 0.200 \text{ mol HCl/L HCl sol}^n \end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลายกรดไฮโดรคลอริกเข้มข้น 0.200 โมลต่อลิตร

### 10.7.2 การไทเทรตกรดอ่อนกับเบสแก่

การไทเทรตกรดอ่อนกับเบสแก่ เช่น สารละลายกรดแอสिटิก ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) กับสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) กราฟที่ได้จากการไทเทรต  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ที่ต้องการทราบความเข้มข้น ปริมาตร 10.00 มิลลิลิตร ด้วย NaOH 0.200 โมลต่อลิตร โดยติดตามปริมาตร NaOH ที่เติมลงไป และการเปลี่ยนแปลง pH แสดงดังรูป 10.12

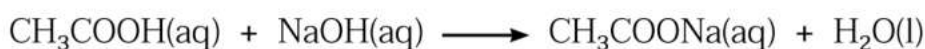


รูป 10.12 กราฟการไทเทรตระหว่าง  $\text{CH}_3\text{COOH}$  กับ NaOH



จากกราฟการไทเทรต สารละลาย  $\text{CH}_3\text{COOH}$  เริ่มต้นมี  $\text{pH} \approx 3$  เมื่อเติม  $\text{NaOH}$  มีผลทำให้  $\text{pH}$  ของสารละลายค่อย ๆ เพิ่มขึ้นจนถึงบริเวณที่  $\text{pH}$  ของสารละลายเพิ่มขึ้นอย่างรวดเร็วและเริ่มคงที่ที่  $\text{pH} > 12$  โดยจุดสมมูลที่ได้จากกราฟการไทเทรตคือจุดกึ่งกลางของบริเวณที่  $\text{pH}$  เพิ่มขึ้นอย่างรวดเร็ว ในที่นี้คือ  $\text{pH} = 9$  สอดคล้องกับความเป็นเบสของสารละลายผลิตภัณฑ์เกลือ  $\text{CH}_3\text{COONa}$  เมื่อลากเส้นตรงจากจุดสมมูลลงมาตัดแกน X จะทำให้ทราบปริมาตรของ  $\text{NaOH}$  ที่ทำปฏิกิริยาพอดีกับ  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ซึ่งในกราฟนี้คือ 10.00 มิลลิลิตร ซึ่งสามารถใช้ปริมาตรนี้ในการคำนวณความเข้มข้นของ  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ได้ดังนี้

จากสมการเคมี

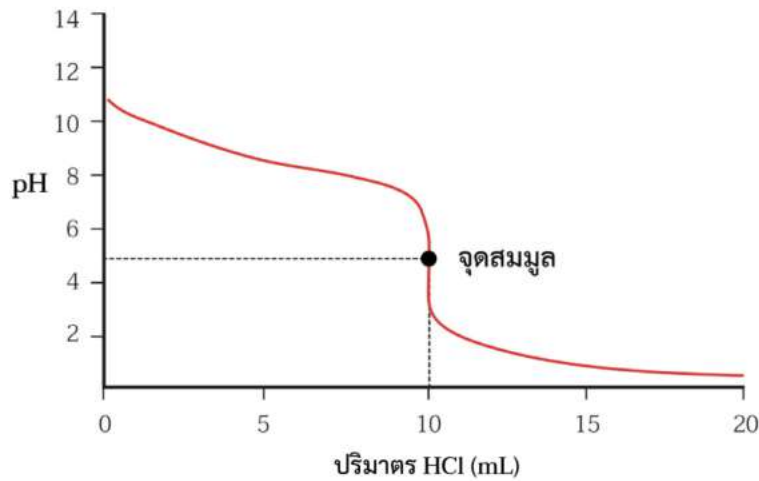


$$\begin{aligned} \text{ความเข้มข้นของ } \text{CH}_3\text{COOH} &= \frac{0.200 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL NaOH sol}^\text{a}} \times 10.00 \text{ mL NaOH sol}^\text{a} \\ &\times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \times \frac{1}{10.00 \text{ mL CH}_3\text{COOH sol}^\text{a}} \\ &\times \frac{1000 \text{ mL CH}_3\text{COOH sol}^\text{a}}{1 \text{ L CH}_3\text{COOH sol}^\text{a}} \\ &= 0.200 \text{ mol CH}_3\text{COOH/L CH}_3\text{COOH sol}^\text{a} \end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลายกรดแอสติกเข้มข้น 0.200 โมลต่อลิตร

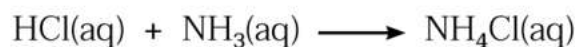
### 10.7.3 การไทเทรตกรดแก่กับเบสอ่อน

การไทเทรตกรดแก่กับเบสอ่อน เช่น สารละลายกรดไฮโดรคลอริก ( $\text{HCl}$ ) กับสารละลายแอมโมเนีย ( $\text{NH}_3$ ) กราฟที่ได้จากการไทเทรต  $\text{NH}_3$  ที่ต้องการทราบความเข้มข้น ปริมาตร 10.00 มิลลิลิตร ด้วย  $\text{HCl}$  0.200 โมลต่อลิตร โดยติดตามปริมาตร  $\text{HCl}$  ที่เติมลงไป และการเปลี่ยนแปลง  $\text{pH}$  แสดงดังรูป 10.13

รูป 10.13 กราฟการไทเทรตระหว่าง  $\text{NH}_3$  กับ  $\text{HCl}$ 

จากกราฟการไทเทรต  $\text{NH}_3$  เริ่มต้นมี  $\text{pH} \approx 11$  เมื่อเติม  $\text{HCl}$  มีผลทำให้  $\text{pH}$  ของสารละลายค่อย ๆ ลดลงจนถึงบริเวณที่  $\text{pH}$  ของสารละลายลดลงอย่างรวดเร็วและเริ่มคงที่ที่  $\text{pH} < 1$  โดยจุดสมมูลที่ได้จากกราฟการไทเทรตคือจุดกึ่งกลางของบริเวณที่  $\text{pH}$  เพิ่มขึ้นอย่างรวดเร็ว ในที่นี้คือค่า  $\text{pH} = 5$  สอดคล้องกับความเป็นกรดของสารละลายผลิตภัณฑ์เกลือ  $\text{NH}_4\text{Cl}$  และเมื่อลากเส้นตรงจากจุดสมมูลลงมาตัดแกน X จะทำให้ทราบปริมาตรของ  $\text{HCl}$  ที่ทำปฏิกิริยาพอดีกับ  $\text{NH}_3$  ซึ่งในกราฟนี้คือ 10.00 มิลลิลิตร ซึ่งสามารถใช้ปริมาตรนี้ในการคำนวณความเข้มข้นของ  $\text{NH}_3$  ได้ดังนี้

จากสมการเคมี



$$\begin{aligned} \text{ความเข้มข้นของ } \text{NH}_3 &= \frac{0.200 \text{ mol } \cancel{\text{HCl}}}{1000 \text{ mL } \cancel{\text{HCl sol}^{\text{M}}}} \times 10.00 \text{ mL } \cancel{\text{HCl sol}^{\text{M}}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \cancel{\text{HCl}}} \\ &\quad \times \frac{1}{10.00 \text{ mL } \cancel{\text{NH}_3 \text{ sol}^{\text{M}}}} \times \frac{1000 \text{ mL } \cancel{\text{NH}_3 \text{ sol}^{\text{M}}}}{1 \text{ L } \text{NH}_3 \text{ sol}^{\text{M}}} \\ &= 0.200 \text{ mol } \text{NH}_3/\text{L } \text{NH}_3 \text{ sol}^{\text{M}} \end{aligned}$$

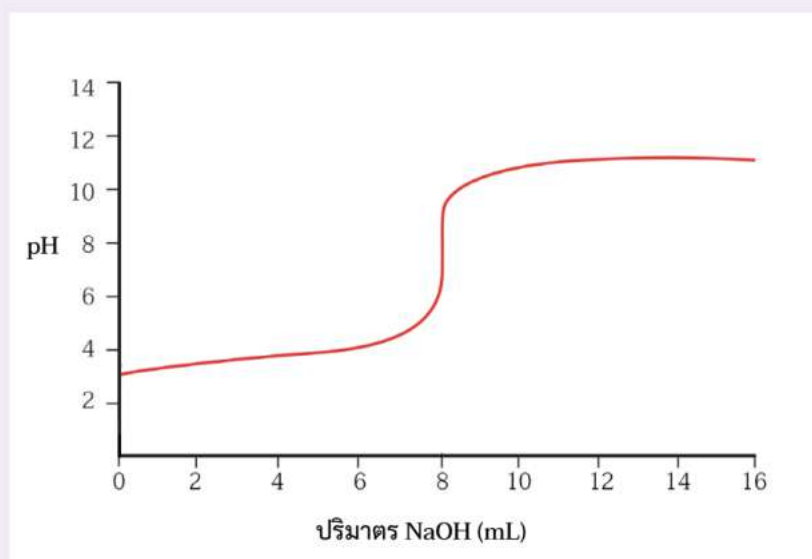
ดังนั้น สารละลายแอมโมเนียเข้มข้น 0.200 โมลต่อลิตร

จากกราฟการไทเทรตข้างต้นสรุปได้ว่า จุดสมมูลของการไทเทรตกรด-เบสมี  $\text{pH}$  แตกต่างกันขึ้นอยู่กับความแรงของกรดและเบสที่นำมาทำปฏิกิริยากัน คือกรดแก่-เบสแก่มีจุดสมมูลที่  $\text{pH} = 7$  กรดอ่อน-เบสแก่มีจุดสมมูลที่  $\text{pH} > 7$  และกรดแก่-เบสอ่อนมีจุดสมมูลที่  $\text{pH} < 7$  และปริมาตรของสารละลายที่ใช้ไทเทรต ณ จุดสมมูล สามารถนำไปคำนวณหาความเข้มข้นหรือปริมาณสารได้ ส่วนกรดอ่อน-เบสอ่อนไม่นิยมนำมาไทเทรต



### ตรวจสอบความเข้าใจ

การไทเทรตกรดอ่อนมาตรฐาน HA ชนิดหนึ่ง ซึ่งมีมวลต่อโมล 204.22 กรัมต่อโมล โดยการละลายกรดอ่อนนี้ 0.204 กรัม ในน้ำปริมาตร 12 มิลลิลิตร แล้วนำมาไทเทรตกับสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) ที่ไม่ทราบความเข้มข้นพบว่าได้กราฟการไทเทรตดังรูป



จงแสดงตำแหน่งของจุดสมมูลและคำนวณความเข้มข้นของสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์

#### 10.7.4 จุดยุติและการเลือกใช้อินดิเคเตอร์

การใช้พีเอชมิเตอร์ติดตามการเปลี่ยนแปลงค่า pH เพื่อหาจุดสมมูลอาจทำได้ไม่สะดวกเนื่องจากไม่มีเครื่องมือหรือขาดทักษะการใช้ ในทางปฏิบัติการไทเทรตจึงนิยมใช้วิธีการเติมอินดิเคเตอร์ที่มีช่วง pH ของการเปลี่ยนสีใกล้เคียงกับจุดสมมูล ซึ่งจุดที่เกิดการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ระหว่างการไทเทรตเรียกว่า **จุดยุติ (end point)** ดังจะได้ศึกษาจากกิจกรรมต่อไปนี้





### กิจกรรม 10.3 การทดลองการไทเทรตกรด-เบสโดยใช้อินดิเคเตอร์

#### จุดประสงค์การทดลอง

1. ทดลองเพื่อศึกษาการไทเทรตกรด-เบสโดยใช้อินดิเคเตอร์
2. เปรียบเทียบจุดยุติของอินดิเคเตอร์แต่ละชนิด
3. อธิบายการเลือกอินดิเคเตอร์ให้ได้จุดยุติใกล้เคียงกับจุดสมมูล

#### วัสดุ อุปกรณ์ และสารเคมี

1. สารละลายกรดแอสติก ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) 0.10 mol/L
2. สารละลายมาตรฐานโซเดียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{NaOH}$ ) 0.10 mol/L
3. เมทิลออเรนจ์
4. ฟีนอล์ฟทาลีน
5. ปิเปตต์ขนาด 10 mL
6. บิวเรตต์ขนาด 50 mL
7. ขวดรูปกรวยขนาด 125 mL
8. บีกเกอร์ขนาด 100 mL
9. หลอดหยด
10. กรวยกรอง
11. ขาดั่งพร้อมที่จับ
12. ลูกยางปิเปตต์
13. ขวดน้ำกลั่น

#### วิธีทดลอง

1. ปิเปตต์  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0.10 mol/L ใส่ขวดรูปกรวย 3 ขวด ขวดละ 10.00 mL แล้วหยดเมทิลออเรนจ์ 2 หยด ลงในแต่ละขวด ซึ่งสารละลายจะมีสีแดง
2. บรรจุ  $\text{NaOH}$  0.100 mol/L ปริมาตรประมาณ 40–50 mL ลงในบิวเรตต์ และปรับระดับของสารละลายให้สามารถอ่านค่าได้ แล้วบันทึกปริมาตรไว้

3. ไซบิวเรตต์ให้ NaOH ไหลลงใน  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ที่อยู่ในขวดรูปกรวยอย่างช้า ๆ พร้อมกับเขย่าขวดให้สารละลายผสมกันตลอดเวลา เมื่อสีเหลืองที่เกิดขึ้นบริเวณที่หยดสารละลายจากบิวเรตต์เปลี่ยนกลับเป็นสีแดงได้ช้าลง ให้ปรับบิวเรตต์จนสารละลายหยุดลงในขวดรูปกรวยที่ละหยด พร้อมกับเขย่าขวด และหยุดการไทเทรตเมื่อสารละลายเปลี่ยนเป็นสีเหลืองอย่างถาวร ให้บันทึกปริมาตรของ NaOH
4. ทดลองซ้ำข้อ 3–4 โดยใช้สารละลายที่เตรียมไว้ในข้อ 1 อีก 2 ครั้ง จากนั้นคำนวณปริมาตรเฉลี่ยของ NaOH ที่ใช้ทำปฏิกิริยาพอดีกับ  $\text{CH}_3\text{COOH}$  โดยถ้าข้อมูลครั้งใดมีความคลาดเคลื่อนหรือแตกต่างจากการทดลองที่เหลือมากกว่า 0.20 mL ให้ตัดผลครั้งนั้นทิ้งแล้วทำการทดลองเพิ่มอีก 1 ครั้ง
5. ทำการทดลองซ้ำข้อ 1 – 4 แต่เปลี่ยนอินดิเคเตอร์เป็นฟีนอล์ฟทาลีน ซึ่งสารละลายจะเปลี่ยนจากไม่มีสีเป็นสีชมพู



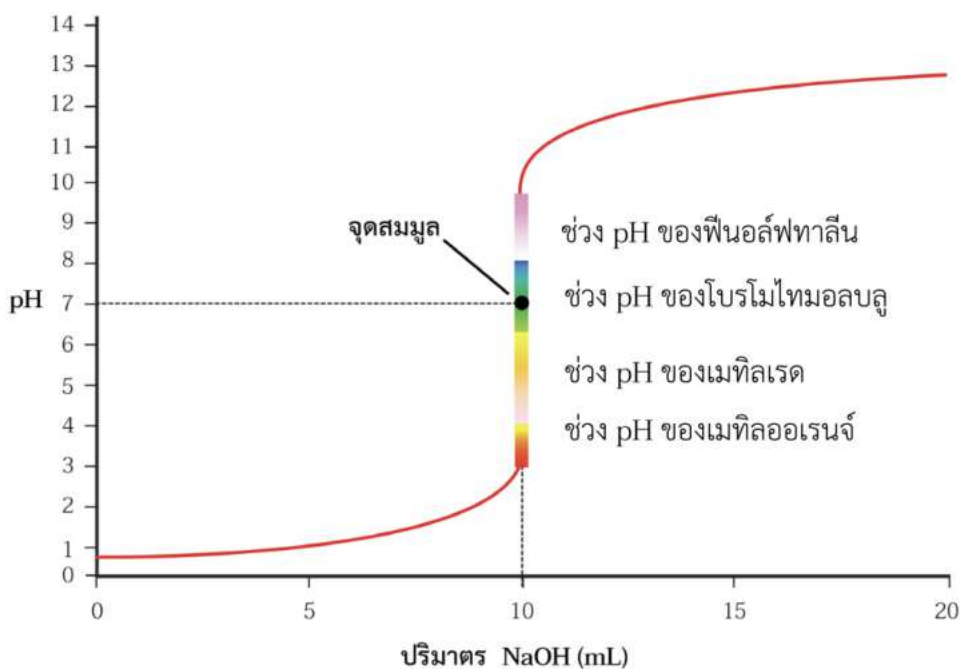
การไทเทรต

### คำถามท้ายการทดลอง

1. ปริมาตรของ NaOH ที่ใช้ในการไทเทรตจนถึงจุดยุติของอินดิเคเตอร์แต่ละชนิดแตกต่างกันหรือไม่ อย่างไร
2. ปริมาตรของ NaOH ที่ควรใช้ในการไทเทรตเพื่อให้ทำปฏิกิริยาพอดีกับ  $\text{CH}_3\text{COOH}$  เป็นเท่าใด
3. อินดิเคเตอร์ใดให้ปริมาตรของ NaOH ที่จุดยุติใกล้เคียงกับปริมาตรของ NaOH ที่จุดสมมูล
4. ช่วง pH การเปลี่ยนสีของเมทิลออเรนจ์และฟีนอล์ฟทาลีน ในรูป 10.7 มีความสัมพันธ์กับการเลือกอินดิเคเตอร์ให้ได้จุดยุติใกล้เคียงกับจุดสมมูลอย่างไร

จากกิจกรรมจะเห็นว่า การเลือกอินดิเคเตอร์ส่งผลต่อการบอกจุดยุติของการไทเทรต โดยอินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมควรมีช่วง pH การเปลี่ยนสีหรือจุดยุติใกล้เคียงกับจุดสมมูลมากที่สุด ถ้าเลือกอินดิเคเตอร์ไม่เหมาะสมอาจทำให้จุดยุติห่างจากจุดสมมูล ซึ่งทำให้ปริมาตรของสารละลายที่ใช้ในการไทเทรตคลาดเคลื่อนจากปริมาตรที่สารทำปฏิกิริยาพอดีกัน

สำหรับการไทเทรตกรดแก่-เบสแก่ จากกราฟการไทเทรตในรูป 10.11 จะเห็นว่า มีช่วงที่ pH เปลี่ยนแปลงอย่างรวดเร็วตั้งแต่ pH 3 ถึง 11 ซึ่งเป็นช่วงที่กว้าง และมีอินดิเคเตอร์หลายชนิดที่มีช่วง pH การเปลี่ยนสีอยู่ในช่วงดังกล่าว จุดยุติของอินดิเคเตอร์เหล่านี้ให้ปริมาตรของสารละลายที่ใช้ในการไทเทรตใกล้เคียงกับปริมาตร ณ จุดสมมูล ดังรูป 10.14



รูป 10.14 กราฟการไทเทรตกรดแก่-เบสแก่เทียบกับช่วง pH การเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์บางชนิด





### ตรวจสอบความเข้าใจ

อินดิเคเตอร์ใดบ้างที่เหมาะสมสำหรับการไทเทรตระหว่างสารละลายแอมโมเนีย ( $\text{NH}_3$ ) กับ สารละลายกรดไฮโดรคลอริก ( $\text{HCl}$ ) โดยพิจารณาจากกราฟการไทเทรตในรูป 10.13 และช่วง pH การเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ในรูป 10.14

การไทเทรตกรด-เบส โดยใช้อินดิเคเตอร์บอกจุดยุติ เป็นวิธีการที่สะดวกในการนำไปใช้วิเคราะห์หาความเข้มข้นของสารละลายตัวอย่าง ดังกิจกรรมต่อไปนี้



### กิจกรรม 10.4 การทดลองหาความเข้มข้นของสารละลายจากการไทเทรตกรด-เบส โดยใช้อินดิเคเตอร์บอกจุดยุติ

#### จุดประสงค์การทดลอง

1. ทดลองเพื่อหาความเข้มข้นของสารละลายจากการไทเทรตกรด-เบส โดยใช้อินดิเคเตอร์บอกจุดยุติ
2. คำนวณความเข้มข้นของสารละลายตัวอย่าง

#### วัสดุ อุปกรณ์ และสารเคมี

1. สารละลายตัวอย่างกรดไฮโดรคลอริก ( $\text{HCl}$ )
2. สารละลายมาตรฐานโซเดียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{NaOH}$ )
3. เมทิลเรด
4. โบรโมไทมอลบลู
5. ฟีนอล์ฟทาลีน
6. ปิเปตต์ขนาด 10 mL
7. บิวเรตต์ขนาด 50 mL
8. ขวดรูปกรวยขนาด 100 mL
9. ปีกเกอร์ขนาด 100 mL

10. หลอดหยด
11. กรวยกรอง
12. ขาดังพร้อมที่จับ
13. ลูกยางปิเปตต์
14. ขวดน้ำกลั่น

### วิธีทดลอง

1. ปิเปตต์สารละลายตัวอย่าง HCl ใส่ขวดรูปกรวย 3 ขวด ขวดละ 10.00 mL แล้วหยดอินดิเคเตอร์ที่เลือกมา 1 ชนิด จำนวน 2 หยด ลงในแต่ละขวด สังเกตสีของสารละลาย
2. บรรจุ NaOH 0.100 mol/L ในบิวเรตต์ แล้วทำการไทเทรตจนกระทั่งถึงจุดยุติ บันทึกปริมาตรของ NaOH ที่ใช้ในแต่ละขวด
3. คำนวณปริมาตรเฉลี่ยของ NaOH และความเข้มข้นของสารละลายตัวอย่าง HCl

### คำถามท้ายการทดลอง

ความเข้มข้นของสารละลายตัวอย่าง HCl เป็นเท่าใด

จากกิจกรรมจะเห็นว่า การไทเทรตกรด-เบสเป็นกระบวนการที่ใช้วิเคราะห์หาความเข้มข้นหรือปริมาณของกรดหรือเบสในสารละลายตัวอย่าง โดยเลือกใช้อินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมซึ่งมี pH ที่จุดยุติใกล้เคียงกับจุดสมมูลและมีการเปลี่ยนสีที่ชัดเจน



## แบบฝึกหัด 10.7

1. ในการไทเทรตสารละลายกรดไนตริก ( $\text{HNO}_3$ ) ปริมาตร 25.00 มิลลิลิตร พบว่าทำปฏิกิริยาพอดีกับสารละลายโพแทสเซียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{KOH}$ ) 0.10 โมลต่อลิตร ปริมาตร 20.00 มิลลิลิตร สารละลายกรดไนตริกมีความเข้มข้นเท่าใด
2. ในการทดลองหาค่าสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{NaOH}$ ) 1.0 โมลต่อลิตร ลงในสารละลายกรดไฮโดรคลอริก ( $\text{HCl}$ ) 0.0020 โมลต่อลิตร ปริมาตร 100 มิลลิลิตร จงคำนวณความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนขณะใช้สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ 1 หยด 4 หยด และ 6 หยด ตามลำดับ (1 มิลลิลิตร เท่ากับ 20 หยด)
3. ในการไทเทรตสารละลายแอมโมเนีย ( $\text{NH}_3$ ) ปริมาตร 25.00 มิลลิลิตร กับสารละลายกรดไฮโดรคลอริก ( $\text{HCl}$ ) 0.50 โมลต่อลิตร โดยใช้เมทิลเรดเป็นอินดิเคเตอร์ ปริมาตรสารละลายกรดไฮโดรคลอริกที่ใช้เท่ากับ 32.40 มิลลิลิตร สารละลายแอมโมเนียมีความเข้มข้นร้อยละเท่าใดโดยมวลต่อปริมาตร
4. วิตามินซีมีกรดแอสคอร์บิก ( $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ ) เป็นส่วนประกอบสำคัญ กรดนี้ทำปฏิกิริยากับโซเดียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{NaOH}$ ) ดังสมการเคมี



ถ้านำวิตามินซีชนิดเม็ดตัวอย่างหนึ่ง 0.10 กรัม มาละลายน้ำ แล้วไทเทรตกับสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ 0.020 โมลต่อลิตร พบว่าต้องใช้สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ 15.20 มิลลิลิตร วิตามินซีตัวอย่างนี้มีกรดแอสคอร์บิกร้อยละโดยมวลเท่าใด



## 5. พิจารณาข้อมูลต่อไปนี้

อินดิเคเตอร์	ช่วง pH ที่เปลี่ยนสี	สีที่เปลี่ยน
มทิลเรด	4.2 – 6.3	แดง – เหลือง
โบรโมไทมอลบลู	6.0 – 7.6	เหลือง – น้ำเงิน
ฟีนอล์ฟทาลีน	8.3 – 10.0	ไม่มีสี – ชมพู

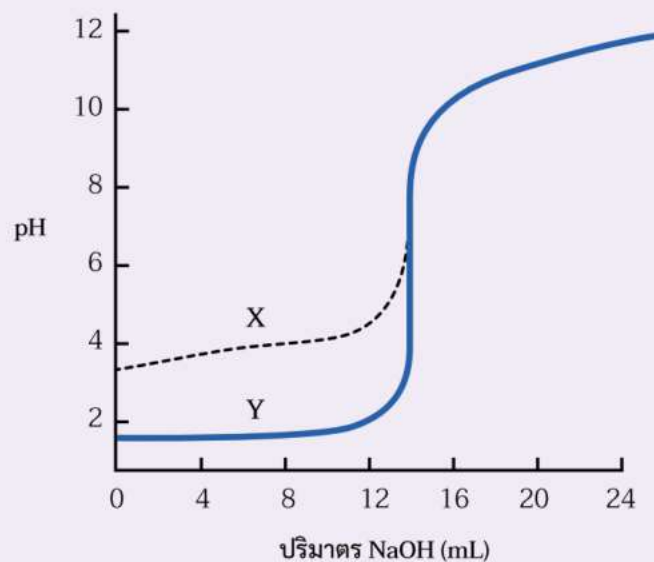
อินดิเคเตอร์ใดบ้างที่เหมาะสมสำหรับการไทเทรตระหว่างสารละลายกรด-เบสที่มีความเข้มข้นเท่ากันต่อไปนี้

5.1  $\text{HNO}_3$  และ  $\text{NH}_3$

5.2  $\text{HF}$  และ  $\text{NaOH}$

5.3  $\text{HCl}$  และ  $\text{LiOH}$

6. กราฟของการไทเทรตระหว่างสารละลายกรดมอนอโปรติกสองชนิด X และ Y มีความเข้มข้นและปริมาตรเท่ากัน กับ สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{NaOH}$ ) เป็นดังรูป



6.1 pH ที่จุดสมมูลของการไทเทรตสาร X และ Y มีค่าเท่าใด

6.2 จงเปรียบเทียบความแรงของกรด X และ Y

6.3 ในการไทเทรตสารละลาย X ด้วยสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ จะเลือกใช้อินดิเคเตอร์ใดได้บ้าง จึงจะบอกจุดยุติที่ใกล้เคียงกับจุดสมมูล

### 10.8 สารละลายบัฟเฟอร์

การเติมกรดหรือเบสลงในน้ำหรือสารละลายทั่วไปมีผลทำให้ pH ของน้ำหรือสารละลายนั้นเปลี่ยนแปลงไป เนื่องจากการเปลี่ยนแปลงของความเข้มข้น  $H_3O^+$  ในน้ำ อย่างไรก็ตามมีสารละลายบางชนิดที่ pH เปลี่ยนแปลงน้อยมากเมื่อเติมกรดหรือเบสลงไปเล็กน้อย ซึ่งการเปลี่ยนแปลง pH ของน้ำและสารละลายที่มีสมบัติดังกล่าว ศึกษาได้จากกิจกรรมต่อไปนี้



กิจกรรม 10.5 การทดลองการเปลี่ยนแปลง pH ของน้ำและสารละลายผสมระหว่างกรดแอสिटิกและโซเดียมแอสिटเตต

#### จุดประสงค์การทดลอง

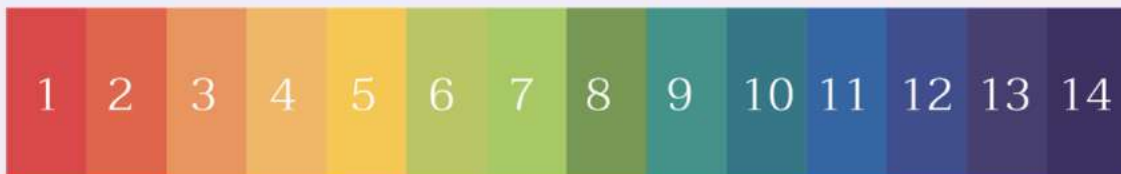
1. ทดลองเพื่อศึกษาการเปลี่ยนแปลง pH ของน้ำและสารละลายผสมระหว่างกรดแอสिटิกและโซเดียมแอสिटเตต
2. เปรียบเทียบการเปลี่ยนแปลง pH ของน้ำและสารละลายผสมระหว่างกรดแอสिटิกและโซเดียมแอสिटเตต

#### วัสดุ อุปกรณ์ และสารเคมี

1. น้ำกลั่น
2. สารละลายกรดแอสिटิก ( $CH_3COOH$ ) 0.10 mol/L
3. สารละลายโซเดียมแอสिटเตต ( $CH_3COONa$ ) 0.10 mol/L
4. ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์
5. สารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) 0.10 mol/L
6. สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) 0.10 mol/L
7. หลอดทดลองขนาดเล็ก
8. หลอดหยด
9. กระจกตวงขนาด 10 mL

## วิธีทดลอง

1. ใส่สารละลายลงในหลอดทดลอง 4 หลอด ดังนี้  
หลอดที่ 1 และ 2 ใส่น้ำกลั่นหลอดละ 2 mL  
หลอดที่ 3 และ 4 ใส่สารละลายผสมของ  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0.10 mol/L ปริมาตร 1 mL และ  $\text{CH}_3\text{COONa}$  0.10 mol/L ปริมาตร 1 mL ลงไปทั้งสองหลอด
2. หยดยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ลงไปทุกหลอด หลอดละ 1 หยด เขย่าและสังเกตสีของสารละลาย แล้วเปรียบเทียบกับแถบสีของยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ที่ pH ต่าง ๆ ดังรูปพร้อมบันทึก pH ในแต่ละหลอด
3. หยด  $\text{HCl}$  0.10 mol/L ลงในหลอดที่ 1 และ 3 หลอดละ 1 หยด บันทึกสีของสารละลายและค่า pH ในแต่ละหลอด
4. หยด  $\text{NaOH}$  0.10 mol/L ลงในหลอดที่ 2 และ 4 หลอดละ 1 หยด บันทึกสีของสารละลายและค่า pH ในแต่ละหลอด



## คำถามท้ายการทดลอง

1. เมื่อเติม  $\text{HCl}$  ค่า pH ของสารละลายหลอดที่ 1 และ 3 เปลี่ยนแปลงเหมือนหรือต่างกันอย่างไร
2. เมื่อเติม  $\text{NaOH}$  ค่า pH ของสารละลายหลอดที่ 2 และ 4 เปลี่ยนแปลงเหมือนหรือต่างกันอย่างไร



จากกิจกรรมจะเห็นว่า สารละลายบางชนิดมีการเปลี่ยนแปลง pH น้อยมากหรือรักษาค่า pH ได้ดีกว่าเมื่อเทียบกับน้ำ เมื่อมีการเติมกรดหรือเบสลงไปเล็กน้อย ดังรูป 10.15 เรียกสารละลายที่มีสมบัติดังกล่าวว่า **สารละลายบัฟเฟอร์** (buffer solution) สารละลายบัฟเฟอร์ประกอบด้วยกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อน หรือเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อนซึ่งเป็นคู่กรด-เบสกัน ดังแสดงในตาราง 10.5



(ก) ก่อนหยด NaOH

(ข) หลังหยด NaOH

รูป 10.15 สีของยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ในสารละลายบัฟเฟอร์ pH 4 และ น้ำ pH 7

### ตาราง 10.5 ตัวอย่างสารละลายบัฟเฟอร์

สารละลายบัฟเฟอร์	คู่กรด-เบส
1. สารละลายผสม $\text{CH}_3\text{COOH}$ กับ $\text{CH}_3\text{COONa}$	$\text{CH}_3\text{COOH}$ กับ $\text{CH}_3\text{COO}^-$
2. สารละลายผสม $\text{H}_3\text{PO}_4$ กับ $\text{NaH}_2\text{PO}_4$	$\text{H}_3\text{PO}_4$ กับ $\text{H}_2\text{PO}_4^-$
3. สารละลายผสม $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ กับ $\text{Na}_2\text{HPO}_4$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$ กับ $\text{HPO}_4^{2-}$
4. สารละลายผสม $\text{H}_2\text{CO}_3$ กับ $\text{NaHCO}_3$	$\text{H}_2\text{CO}_3$ กับ $\text{HCO}_3^-$
5. สารละลายผสม $\text{NaHCO}_3$ กับ $\text{Na}_2\text{CO}_3$	$\text{HCO}_3^-$ กับ $\text{CO}_3^{2-}$
6. สารละลายผสม $\text{NH}_4\text{Cl}$ กับ $\text{NH}_3$	$\text{NH}_4^+$ กับ $\text{NH}_3$

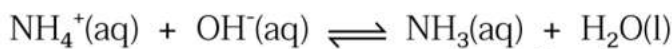
สำหรับน้ำและสารละลายทั่วไป การเติมกรดมีผลทำให้  $\text{H}_3\text{O}^+$  ในสารละลายเพิ่มขึ้น ส่วนการเติมเบสมิผลทำให้  $\text{OH}^-$  ในสารละลายเพิ่มขึ้นใกล้เคียงกับปริมาณที่เติมลงไป ในขณะที่สารละลายบัฟเฟอร์มีคู่กรด-เบสที่ทำปฏิกิริยากับกรดหรือเบสที่เติมลงไปจึงช่วยควบคุมไม่ให้ความเข้มข้นของ

$\text{H}_3\text{O}^+$  หรือ  $\text{OH}^-$  เปลี่ยนแปลงไปมากนัก เช่น สารละลายบัฟเฟอร์ที่เป็นสารละลายผสมของแอมโมเนีย ( $\text{NH}_3$ ) และเกลือแอมโมเนียมคลอไรด์ ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) ซึ่งมี  $\text{NH}_3$  และ  $\text{NH}_4^+$  ในสารละลาย เมื่อมีการเติมกรดลงไป  $\text{H}_3\text{O}^+$  ที่เติมลงไปจะทำปฏิกิริยากับ  $\text{NH}_3$  ในระบบ เขียนสมการเคมีได้ดังนี้



ดังนั้น ความเข้มข้นของ  $\text{H}_3\text{O}^+$  ในสารละลายจึงเพิ่มขึ้นเพียงเล็กน้อย และ pH ของสารละลายมีค่าค่อนข้างคงที่

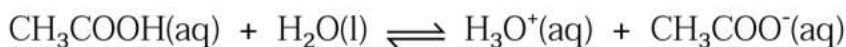
ในทางตรงกันข้ามการเติมเบสลงไปเล็กน้อย  $\text{OH}^-$  ที่เติมลงไปจะทำปฏิกิริยากับ  $\text{NH}_4^+$  ในระบบ เขียนสมการเคมีได้ดังนี้



ดังนั้น ความเข้มข้นของ  $\text{OH}^-$  ในสารละลายจึงเพิ่มขึ้นเพียงเล็กน้อย และ pH ของสารละลายมีค่าค่อนข้างคงที่

จากหลักการควบคุม pH ที่อธิบายข้างต้น สารละลายบัฟเฟอร์ที่ควบคุม pH ได้ดี ควรมีอัตราส่วนความเข้มข้นของคู่กรด-เบสเท่ากับ 1 อย่างไรก็ตาม อัตราส่วนความเข้มข้นของคู่กรด-เบสอาจปรับให้อยู่ระหว่าง 0.1 – 10 ได้ เพื่อให้ได้สารละลายบัฟเฟอร์ที่มี pH ตามต้องการ นอกจากนี้สารละลายบัฟเฟอร์ที่มีความเข้มข้นสูงจะควบคุม pH ได้ดีกว่าสารละลายบัฟเฟอร์ที่มีความเข้มข้นต่ำ เนื่องจากมีปริมาณคู่กรด-เบสมากกว่า

หากพิจารณาสารละลายบัฟเฟอร์  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$  ซึ่งมี  $\text{CH}_3\text{COOH}$  และ  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  อยู่ในสมดุล ดังสมการเคมี



$$\text{จาก} \quad K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$\text{ดังนั้น} \quad \text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

จากสมการจะเห็นว่าค่า pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ขึ้นอยู่กับค่า  $K_a$  และอัตราส่วนความเข้มข้นของกรดต่อความเข้มข้นของเกลือโดยหากความเข้มข้นของกรดและเกลือเท่ากัน ค่า pH ของสารละลายบัฟเฟอร์เท่ากับค่า  $\text{p}K_a$  ส่วนสารละลายบัฟเฟอร์ที่มีความเข้มข้นของกรดมากกว่าเกลือจะมีค่า pH ต่ำกว่าค่า  $\text{p}K_a$  ในทางตรงกันข้าม หากความเข้มข้นของเกลือมากกว่ากรด สารละลายจะมีค่า pH สูงกว่าค่า  $\text{p}K_a$  จากสมการยังเห็นได้ว่าสารละลายบัฟเฟอร์จะสามารถรักษาค่า pH ได้ ก็ต่อเมื่อกรดหรือเบสที่เติมลงไปมีปริมาณน้อยเมื่อเทียบกับความเข้มข้นของกรดและเกลือที่อยู่ในสารละลายบัฟเฟอร์



นอกจากนี้ จะเห็นว่า การเติมน้ำซึ่งมีผลทำให้ความเข้มข้นของกรดและเกลือลดลงแต่อัตราส่วนความเข้มข้นของกรดต่อเกลือยังมีค่าคงเดิม จึงไม่มีผลต่อการเปลี่ยนแปลงค่า pH ของสารละลายบัฟเฟอร์



### ตรวจสอบความเข้าใจ

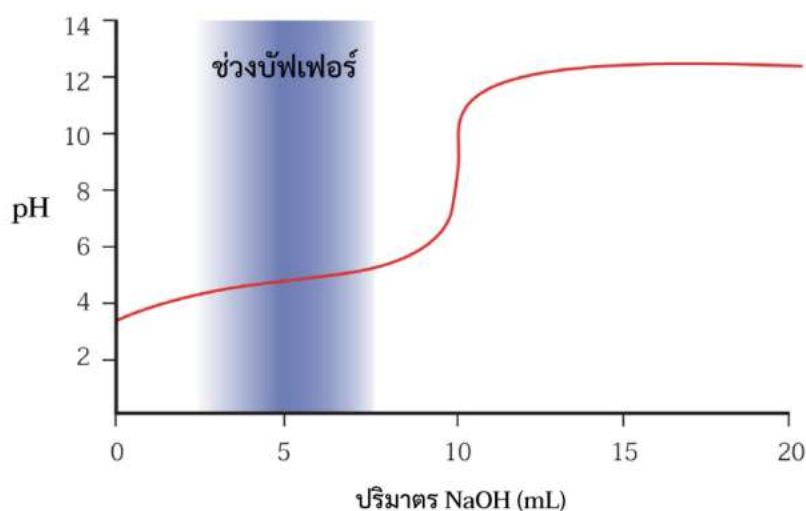
1. สารละลายบัฟเฟอร์  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$  ควบคุม pH ของสารละลาย เมื่อมีการเติมกรดหรือเบสเล็กน้อย ได้อย่างไร พร้อมเขียนสมการเคมีที่เกี่ยวข้องประกอบการอธิบาย
2. สารละลายใดต่อไปนี้ควบคุม pH ได้ดีที่สุด
  - 2.1 สารละลายผสมที่มี  $\text{HCl}$  0.50 mol/L และ  $\text{NaOH}$  0.50 mol/L
  - 2.2 สารละลายผสมที่มี  $\text{NaHCO}_3$  0.10 mol/L และ  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  0.10 mol/L
  - 2.3 สารละลายผสมที่มี  $\text{CH}_3\text{COONa}$  0.10 mol/L และ  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0.10 mol/L
  - 2.4 สารละลายผสมที่มี  $\text{H}_3\text{PO}_4$  0.50 mol/L และ  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  0.50 mol/L
3. pH ของสารละลายบัฟเฟอร์  $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$  สัมพันธ์กับค่า  $\text{p}K_a$  ของ  $\text{NH}_4^+$  และ อัตราส่วนความเข้มข้นของ  $\text{NH}_4^+$  และ  $\text{NH}_3$  อย่างไร

การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์ นอกจากได้จากการผสมสารละลายกรดอ่อนและสารละลายเกลือของกรดอ่อน หรือการผสมสารละลายเบสอ่อนกับสารละลายเกลือของเบสอ่อนแล้ว ยังอาจเตรียมได้จากการนำกรดอ่อนมาทำปฏิกิริยากับเบสแก่ หรือเบสอ่อนทำปฏิกิริยากับกรดแก่ เพื่อให้เกิดเป็นสารละลายผสมของคู่กรด-เบส เช่น การเตรียมสารละลายบัฟเฟอร์โดยการนำสารละลาย  $\text{CH}_3\text{COOH}$  มาทำปฏิกิริยากับ  $\text{NaOH}$  ซึ่งจะเกิดปฏิกิริยาดังสมการเคมี



จากสมการเคมี เพื่อให้ในสารละลายมีทั้ง  $\text{CH}_3\text{COOH}$  และ  $\text{CH}_3\text{COONa}$  ควรใช้  $\text{NaOH}$  ในจำนวนโมลที่น้อยกว่าจำนวนโมลของ  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ที่มีอยู่ในสารละลายเริ่มต้น เพื่อให้ได้อัตราส่วนความเข้มข้นของ  $\text{CH}_3\text{COOH}$  และ  $\text{CH}_3\text{COONa}$  ที่เหมาะสม เช่น ถ้าเริ่มต้นจาก  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0.1 mol/L ปริมาตร 10 mL แล้วเติม  $\text{NaOH}$  0.1 mol/L ปริมาตร 5 mL  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ครึ่งหนึ่งจะทำปฏิกิริยากับ  $\text{NaOH}$  เกิดเป็น  $\text{CH}_3\text{COONa}$  ในสารละลายจึงมีทั้ง  $\text{CH}_3\text{COOH}$  และ  $\text{CH}_3\text{COONa}$  อยู่ด้วยกันในอัตราส่วนความเข้มข้นที่เท่ากัน ทำให้สารละลายมีสมบัติเป็นบัฟเฟอร์ ซึ่งหากพิจารณาจากกราฟการไทเทรตในรูป 10.16 จะเห็นว่าช่วงที่สารละลายมีสมบัติเป็นบัฟเฟอร์คือช่วงที่มีการเติมสารละลาย  $\text{NaOH}$  ลงไปก่อนถึงจุดสมมูล ซึ่งมีการเปลี่ยนแปลง pH เพียงเล็กน้อย





รูป 10.16 กราฟการไทเทรตระหว่าง  $\text{CH}_3\text{COOH}$  กับ  $\text{NaOH}$   
และช่วงที่สารละลายมีสมบัติเป็นสารละลายบัฟเฟอร์



### ตรวจสอบความเข้าใจ

สารละลายผสมคู่ใดต่อไปนี้จะควบคุม pH ได้ดีที่สุด

1.  $\text{H}_3\text{PO}_4$  0.10 mol/L ปริมาตร 10 mL และ  $\text{NaOH}$  0.10 mol/L ปริมาตร 5 mL
2.  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0.10 mol/L ปริมาตร 10 mL และ  $\text{NaOH}$  0.10 mol/L ปริมาตร 10 mL
3.  $\text{NH}_3$  0.10 mol/L ปริมาตร 10 mL และ  $\text{HCl}$  0.10 mol/L ปริมาตร 10 mL
4.  $\text{HCl}$  0.50 mol/L ปริมาตร 10 mL กับ  $\text{NaOH}$  0.50 mol/L ปริมาตร 10 mL



## แบบฝึกหัด 10.8

1. สารละลายแต่ละชนิดมีความเข้มข้นและปริมาตรเท่ากัน เมื่อผสมสารละลายเข้าด้วยกัน ดังตาราง สารละลายผสมในข้อใดเป็นสารละลายบัฟเฟอร์

ข้อ	สารละลายที่ 1	สารละลายที่ 2
1.1	$C_6H_5COOH$	$C_6H_5COONa$
1.2	$NaF$	$HF$
1.3	$Ca(OH)_2$	$Ca(NO_3)_2$
1.4	$H_3PO_4$	$Na_3PO_4$
1.5	$HCOOH$	$HCOOK$
1.6	$Na_2HPO_4$	$Na_3PO_4$

2. ถ้าผสมสารละลายกรดไนตริก ( $HNO_2$ ) 0.10 โมลต่อลิตร ปริมาตร 25.00 มิลลิลิตร กับ สารละลายโพแทสเซียมไฮดรอกไซด์ ( $KOH$ ) 0.050 โมลต่อลิตร ปริมาตร 10.00 มิลลิลิตร
- 2.1 หลังปฏิกิริยาลิ้นสุดมีสารใดบ้างอยู่ในสารละลาย
- 2.2 สารละลายหลังปฏิกิริยาลิ้นสุดเป็นสารละลายบัฟเฟอร์หรือไม่อย่างไร
- 2.3 สารละลายหลังปฏิกิริยาลิ้นสุด มีสมบัติเป็นกรด เบส หรือ เป็นกลาง

## 10.9 การประยุกต์ใช้ความรู้เกี่ยวกับกรด-เบส

ความรู้เกี่ยวกับปฏิกิริยาระหว่างกรดและเบส การไทเทรตกรด-เบส และสารละลายบัฟเฟอร์ สามารถนำไปประยุกต์ใช้ในชีวิตประจำวันได้ ดังตัวอย่างต่อไปนี้

## การแก้ปัญหาดินเปรี้ยว

ดินเปรี้ยวหรือดินกรด (acid soil) เป็นดินที่มีค่า pH ต่ำ ถ้าค่าต่ำกว่า 4 จะเรียกว่า ดินเปรี้ยวจัด หรือดินกรดจัด ซึ่งไม่เหมาะสมกับการเพาะปลูก ดินประเภทนี้มีกรดซัลฟิวริก ( $H_2SO_4$ ) ผสมอยู่บางครั้ง จึงเรียกว่า ดินกรดกำมะถัน (acid sulfate soil) ในทางปฏิบัติ การแก้ปัญหาดินเปรี้ยวทำได้โดยการ โรยผงแคลเซียมคาร์บอเนต ( $CaCO_3$ ) หรือที่รู้จักกันทั่วไปว่า ปูนมาร์ล เพื่อให้ทำปฏิกิริยากับ  $H_2SO_4$  ส่งผลให้ดินเป็นกรดลดลง เขียนสมการเคมีได้ดังนี้





### รู้หรือไม่

โครงการ “แก้งดิน” เป็นโครงการอันเนื่องมาจากพระราชดำริของพระบาทสมเด็จพระบรมชนกาธิเบศร มหาภูมิพลอดุลยเดชมหาราช บรมนาถบพิตร เป็นโครงการปรับปรุงดินเปรี้ยวในพื้นที่พรุซึ่งมีสภาพเป็นกรดไม่เหมาะสมสำหรับเพาะปลูกจนสามารถเพาะปลูกได้ โดยการปรับปรุงดินเปรี้ยวอาศัยความรู้เรื่องกรด-เบส

### การวิเคราะห์ปริมาณกรดในอาหาร

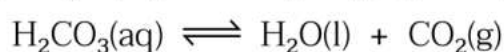
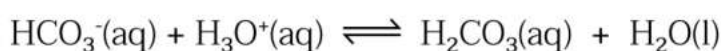
ในอุตสาหกรรมอาหารจะมีการวิเคราะห์ปริมาณกรดที่มีอยู่ในอาหารในรูปแบบที่แตกต่างกัน เช่น วิเคราะห์ปริมาณกรดแลกติกในน้ำนม วิเคราะห์ปริมาณกรดซิตริกในผักและผลไม้ วิเคราะห์ปริมาณกรดมาลิกในแอปเปิ้ลหรือน้ำแอปเปิ้ล วิเคราะห์ปริมาณกรดแอสิติกในน้ำส้มสายชู การไทเทรตกรด-เบสเป็นวิธีหนึ่งที่ใช้วิเคราะห์ปริมาณกรดในอาหาร เช่น การวิเคราะห์ปริมาณกรดซิตริกในน้ำผักหรือผลไม้โดยนำมาไทเทรตกับสารละลายมาตรฐาน NaOH ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นแสดงดังสมการเคมี



ดังนั้นถ้าทราบปริมาตรสารละลาย NaOH ที่ใช้ไทเทรต ก็สามารถคำนวณปริมาณกรดซิตริกในน้ำผักหรือน้ำผลไม้ตัวอย่างได้

### การควบคุม pH ของสารละลายในร่างกายและในธรรมชาติ

ความเป็นกรด-เบสมีผลต่อการทำงานของเอนไซม์และสารเคมีต่าง ๆ ในร่างกาย ดังนั้นของเหลวต่าง ๆ ในร่างกายจึงต้องมีการควบคุม pH โดยสารละลายบัฟเฟอร์ธรรมชาติหลายชนิด เช่น ไบคาร์บอเนตบัฟเฟอร์  $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$  ควบคุม pH ในเลือดให้อยู่ที่ 7.3 - 7.4 เมื่อร่างกายมีปริมาณกรดเพิ่มขึ้นซึ่งอาจเกิดระหว่างการออกกำลังกาย หรือการรับประทานอาหารที่เป็นกรดสูง  $\text{HCO}_3^-$  ในเลือดจะทำปฏิกิริยากับ  $\text{H}_3\text{O}^+$  ที่เพิ่มขึ้น ดังสมการเคมี



แก๊ส  $\text{CO}_2$  ที่เกิดขึ้นจะถูกขับออกโดยการหายใจออก นอกจากนี้ pH ของเลือดยังถูกควบคุมด้วย



ฟอสเฟตบัฟเฟอร์ ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ ) โดยเมื่อเลือดที่มีความเป็นกรดสูงผ่านเข้ามาในไต  $\text{H}_3\text{O}^+$  บางส่วนจะผ่านเข้าไปทำปฏิกิริยากับ  $\text{HPO}_4^{2-}$  ที่อยู่ในของเหลวในไต ดังสมการเคมี

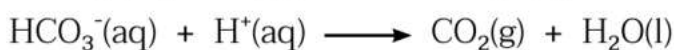


$\text{H}_2\text{PO}_4^-$  ที่เกิดขึ้นจะถูกขับออกมาทางปัสสาวะ กระบวนการทำงานของสารละลายบัฟเฟอร์ข้างต้นทำให้ pH ของเลือดในร่างกายค่อนข้างคงที่

นอกจากสารละลายบัฟเฟอร์ที่พบในร่างกายแล้ว ยังพบสารละลายบัฟเฟอร์ในน้ำทะเล ซึ่งควบคุม pH ของน้ำทะเลให้มีค่าประมาณ 8.2 – 8.4 โดยไอออนที่มีบทบาทสำคัญในการควบคุม pH คือ  $\text{HCO}_3^-$  และ  $\text{CO}_3^{2-}$

### กระบวนการกำจัดแก๊สซัลเฟอร์ไดออกไซด์

ในกระบวนการเผาไหม้ เช่น ถ่านหินในโรงไฟฟ้า มีแก๊สซัลเฟอร์ไดออกไซด์ ( $\text{SO}_2$ ) เกิดขึ้น ซึ่ง  $\text{SO}_2$  เป็นแก๊สพิษและเป็นสาเหตุของการเกิดฝนกรด ทำให้โรงไฟฟ้าต้องมีกระบวนการกำจัดแก๊ส  $\text{SO}_2$  (flue gas desulfurization; FGD) โดยโรงไฟฟ้าที่ตั้งอยู่ใกล้ทะเลอาจใช้น้ำทะเลซึ่งมี  $\text{HCO}_3^-$  และ  $\text{CO}_3^{2-}$  ในกระบวนการ FGD ทำให้ได้ผลิตภัณฑ์สุดท้ายที่มีสมบัติเป็นกลาง เขียนสมการเคมีได้ดังนี้



### ตรวจสอบความเข้าใจ

เมื่อนำน้ำทะเลมาหยดกรดแก่หรือเบสแก่ลงไปเล็กน้อยพบว่าค่า pH ค่อนข้างคงที่ เพราะเหตุใด เขียนสมการเคมีประกอบคำอธิบาย

นอกจากตัวอย่างข้างต้นยังมีการประยุกต์ใช้ความรู้เกี่ยวกับกรด-เบส ในด้านอื่น ๆ อีกมาก ซึ่งสามารถศึกษาเพิ่มเติมได้จากกิจกรรมต่อไปนี้



### กิจกรรม 10.6 สืบค้นข้อมูลการประยุกต์ใช้ความรู้เกี่ยวกับกรด-เบส

#### จุดประสงค์ของกิจกรรม

สืบค้นข้อมูลและนำเสนอตัวอย่างการนำความรู้เกี่ยวกับกรด-เบสไปใช้ประโยชน์หรือแก้ปัญหาในชีวิตประจำวัน

#### วิธีทำกิจกรรม

1. สืบค้นข้อมูลการนำความรู้เกี่ยวกับกรด-เบสไปใช้ประโยชน์หรือแก้ปัญหาในชีวิตประจำวัน
2. นำเสนอข้อมูล และอภิปรายเพื่อแลกเปลี่ยนความรู้ในห้องเรียน



### สรุปเนื้อหาภายในบทเรียน

สารในชีวิตประจำวันหลายชนิดมีสมบัติเป็นกรดหรือเบส การระบุว่าสารใดเป็นกรดหรือเบสสามารถพิจารณาโดยใช้ทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียส เบรินสเตด-ลาวรี หรือลิวอิส และการพิจารณาคู่กรด-เบสใช้ทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี

กรดแก่หรือเบสแก่เมื่อละลายน้ำถือว่าแตกตัวได้สมบูรณ์ ส่วนกรดอ่อนหรือเบสอ่อนแตกตัวได้บางส่วน ความสามารถในการแตกตัวหรือความแรงของกรดหรือเบสพิจารณาจากค่าคงที่การแตกตัวหรือร้อยละการแตกตัว นอกจากนี้เกลือบางชนิดสามารถแตกตัวในน้ำและเกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสได้ ทำให้ได้สารละลายที่มีสมบัติเป็นกรดหรือเบส ความเป็นกรด-เบสของสารละลายพิจารณาจากความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนหรือไฮดรอกไซด์ไอออน ซึ่งใช้ในการคำนวณ pH ของสารละลาย

ปฏิกิริยาเคมีระหว่างสารละลายกรดและเบสที่พอดีกัน เรียกว่า ปฏิกิริยาสะเทิน ซึ่งให้ผลิตภัณฑ์เป็นเกลือที่อาจมีสมบัติเป็นกรด กลาง หรือเบส ทั้งนี้ขึ้นอยู่กับชนิดของกรดและเบสที่ทำปฏิกิริยากัน

จุดที่สารทำปฏิกิริยาพอดีกันเรียกว่า จุดสมมูล สำหรับปฏิกิริยาระหว่างกรดและเบส อาจสังเกตจุดสมมูลได้จากการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมระหว่างการไทเทรตที่เรียกว่า จุดยุติ ซึ่งใกล้เคียงกับจุดสมมูล ข้อมูลจากการไทเทรตสามารถนำมาใช้คำนวณความเข้มข้นหรือปริมาณของสารที่เกี่ยวข้องในปฏิกิริยาได้

สารละลายบัฟเฟอร์มีสมบัติในการควบคุม pH ของสารละลายไม่ให้เปลี่ยนแปลงมากนัก เมื่อมีการเติมกรด เบส หรือน้ำลงไปเล็กน้อย ความรู้เกี่ยวกับกรด-เบสสามารถนำไปใช้ประโยชน์หรือการแก้ปัญหาในชีวิตประจำวันได้

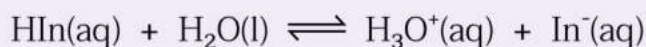




## แบบฝึกหัดท้ายบท

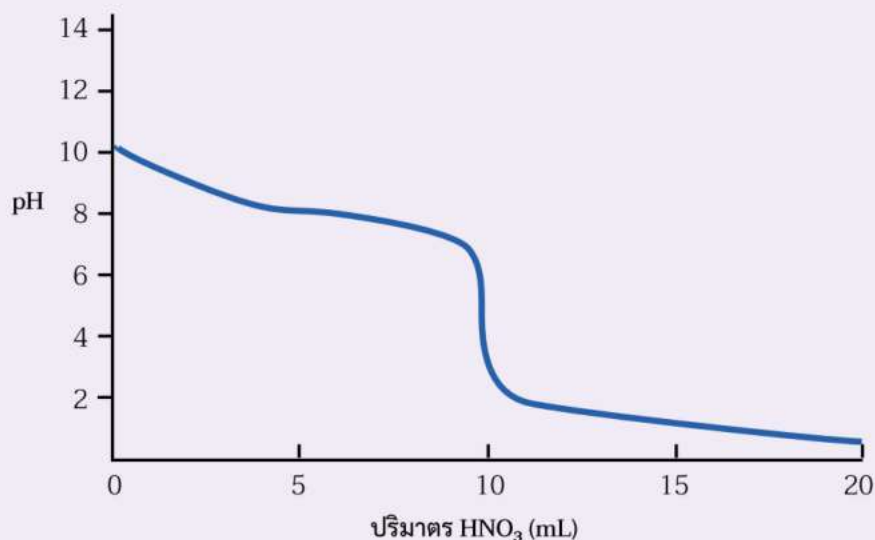
1. ระบุความแตกต่างของนิยามกรดและเบสตามทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียส ทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี และทฤษฎีกรด-เบสลิวอิส
2. จงคำนวณร้อยละการแตกตัวและค่าคงที่การแตกตัวของสารต่อไปนี้
  - 2.1 กรดฟอร์มิก ( $\text{HCOOH}$ ) 23 กรัม ละลายอยู่ในสารละลายปริมาตร 10 ลิตร และที่สมดุลมีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน ( $\text{H}_3\text{O}^+$ )  $3.0 \times 10^{-3}$  โมลต่อลิตร
  - 2.2 แก๊สแอมโมเนีย ( $\text{NH}_3$ ) 4.3 กรัม ละลายในน้ำ ได้สารละลายปริมาตร 250 มิลลิลิตร และที่สมดุลมีความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน ( $\text{OH}^-$ )  $4.2 \times 10^{-3}$  โมลต่อลิตร
3. คำนวณความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) ไฮดรอกไซด์ไอออน ( $\text{OH}^-$ ) pH และ pOH ของสารละลายกรดเบนโซอิก ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ ) และสารละลายฟีนิลเอมีน ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ ) เข้มข้นชนิดละ 0.20 โมลต่อลิตร
4. น้ำส้มสายชูเป็นสารละลายของกรดแอสติกในน้ำ มี pH 2.45 จงหาร้อยละโดยมวลต่อปริมาตรของกรดแอสติกในน้ำส้มสายชู
5. สารประกอบประเภทเกลือที่กำหนดให้ต่อไปนี้ เมื่อนำมาละลายน้ำ สารละลายจะมีสมบัติเป็นกรด เป็นเบส หรือเป็นกลาง เพราะเหตุใด
  - 5.1  $\text{CaCl}_2$
  - 5.2  $\text{K}_2\text{CO}_3$
  - 5.3  $\text{LiCN}$
  - 5.4  $\text{NH}_4\text{NO}_3$
  - 5.5  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
6. เติมสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{NaOH}$ ) 0.10 โมลต่อลิตร ปริมาตร 25.00 มิลลิลิตร ลงในสารละลายกรดไฮโดรคลอริก ( $\text{HCl}$ ) 0.10 โมลต่อลิตร ปริมาตร 20.00 มิลลิลิตร สารละลายที่ได้จะมี pH เท่าใด

7. HIn เป็นอินดิเคเตอร์ที่มีสมบัติเป็นกรดอ่อน มีช่วง pH ของการเปลี่ยนสี 3.8 – 5.4 โดยเปลี่ยนจากสีเหลืองเป็นสีน้ำเงิน เมื่ออยู่ในสารละลายจะเกิดสมดุลดังสมการ



- 7.1 สารละลาย A มีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน ( $\text{H}_3\text{O}^+$ )  $1.0 \times 10^{-5}$  โมลต่อลิตร เมื่อหยด HIn ลงในสารละลาย A จะปรากฏสีใด
- 7.2 เมื่อหยด HIn ลงในสารละลาย B พบว่าสารละลายมีสีน้ำเงิน สารละลาย B มี pH เป็นเท่าใด
- 7.3 เมื่อหยด HIn ลงในสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{NaOH}$ )  $1.0 \times 10^{-3}$  โมลต่อลิตร อินดิเคเตอร์จะปรากฏสีใด
8. ยาลดกรดที่มีขายทั่วไปในตลาดมักมีแคลเซียมคาร์บอเนต ( $\text{CaCO}_3$ ) แมกนีเซียมคาร์บอเนต ( $\text{MgCO}_3$ ) แมกนีเซียมออกไซด์ ( $\text{MgO}$ ) หรือ แมกนีเซียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{Mg(OH)}_2$ ) เป็นส่วนประกอบ จงเขียนสมการเคมีแสดงปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นระหว่างสารประกอบเหล่านี้กับกรดไฮโดรคลอริก ( $\text{HCl}$ ) และถ้ายาลดกรดเหล่านี้มีราคาต่อกรัมเท่ากัน ควรจะเลือกซื้อยาลดกรดชนิดใดจึงจะเสียเงินน้อยที่สุด
9. คำนวณปริมาตรของสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{NaOH}$ ) 0.10 โมลต่อลิตร ที่ใช้ทำปฏิกิริยาพอดีกับสารละลายกรดซัลฟิวริก ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) 0.040 โมลต่อลิตร ปริมาตร 50 มิลลิลิตร
10. กรดเบนโซอิก ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ ) 1.24 กรัม ละลายในน้ำเป็นสารละลาย 50 มิลลิลิตร นำสารละลายนี้ไปไทเทรตกับสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{NaOH}$ ) 0.18 โมลต่อลิตร ณ จุดสมมูลจะต้องใช้สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ปริมาตรเท่าใด พร้อมระบุสมบัติกรด-เบสของสารละลาย

11. ยาลดกรดชนิดหนึ่งมีแมกนีเซียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ) ผสมแป้ง ถ้านำยาลดกรดชนิดนี้ 0.10 กรัม มาไทเทรตด้วยสารละลายกรดไฮโดรคลอริก ( $\text{HCl}$ ) 0.10 โมลต่อลิตร เมื่อถึงจุดยุติปรากฏว่าต้องใช้กรดไฮโดรคลอริก 10 มิลลิลิตร จงคำนวณว่าในยาลดกรดนี้มีแมกนีเซียมไฮดรอกไซด์ผสมอยู่ร้อยละโดยมวลเท่าใด
12. สารละลายที่ประกอบด้วยสารต่อไปนี้ เป็นสารละลายบัฟเฟอร์หรือไม่ เพราะเหตุใด
  - 12.1 โซเดียมไฮดรอกไซด์ ( $\text{NaOH}$ ) กับโซเดียมคลอไรด์ ( $\text{NaCl}$ )
  - 12.2 แอมโมเนีย ( $\text{NH}_3$ ) กับโซเดียมคลอไรด์ ( $\text{NaCl}$ )
  - 12.3 กรดไฮโดรไซยานิก ( $\text{HCN}$ ) กับโซเดียมไซยาไนด์ ( $\text{NaCN}$ )
  - 12.4 กรดไฮโดรซัลฟิวริก ( $\text{H}_2\text{S}$ ) กับโซเดียมไฮโดรเจนซัลไฟด์ ( $\text{NaHS}$ )
13. เขียนสมการเคมีแสดงปฏิกิริยาการควบคุม pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ในข้อ 12 เมื่อเติมกรดหรือเบสลงไป
14. กราฟการไทเทรตสารละลายกรดไนตริก ( $\text{HNO}_3$ ) 0.100 โมลต่อลิตร กับสารละลายแอมโมเนีย ( $\text{NH}_3$ ) ปริมาตร 10.00 มิลลิลิตร แสดงดังรูป



จงตอบคำถามต่อไปนี้

- 14.1 สารใดบรรจู่ในขวดรูปกรวย และมีสมบัติเป็นกรดหรือเบส
- 14.2 สารใดเป็นสารละลายมาตรฐาน และมี pH เท่าใด
- 14.3 ที่จุดสมมูลมีสารใดเกิดขึ้น และมี pH เท่าใด



14.4 เมื่อเติมสารละลายกรดไนตริก ( $\text{HNO}_3$ ) ปริมาตร 7.00 มิลลิลิตร สารละลายที่ได้ เป็นสารละลายบัฟเฟอร์หรือไม่

14.5 เมื่อเติมสารละลายกรดไนตริก ( $\text{HNO}_3$ ) ปริมาตร 15.00 มิลลิลิตร สารละลาย ที่ได้มี pH เท่าใด และเป็นสารละลายบัฟเฟอร์หรือไม่

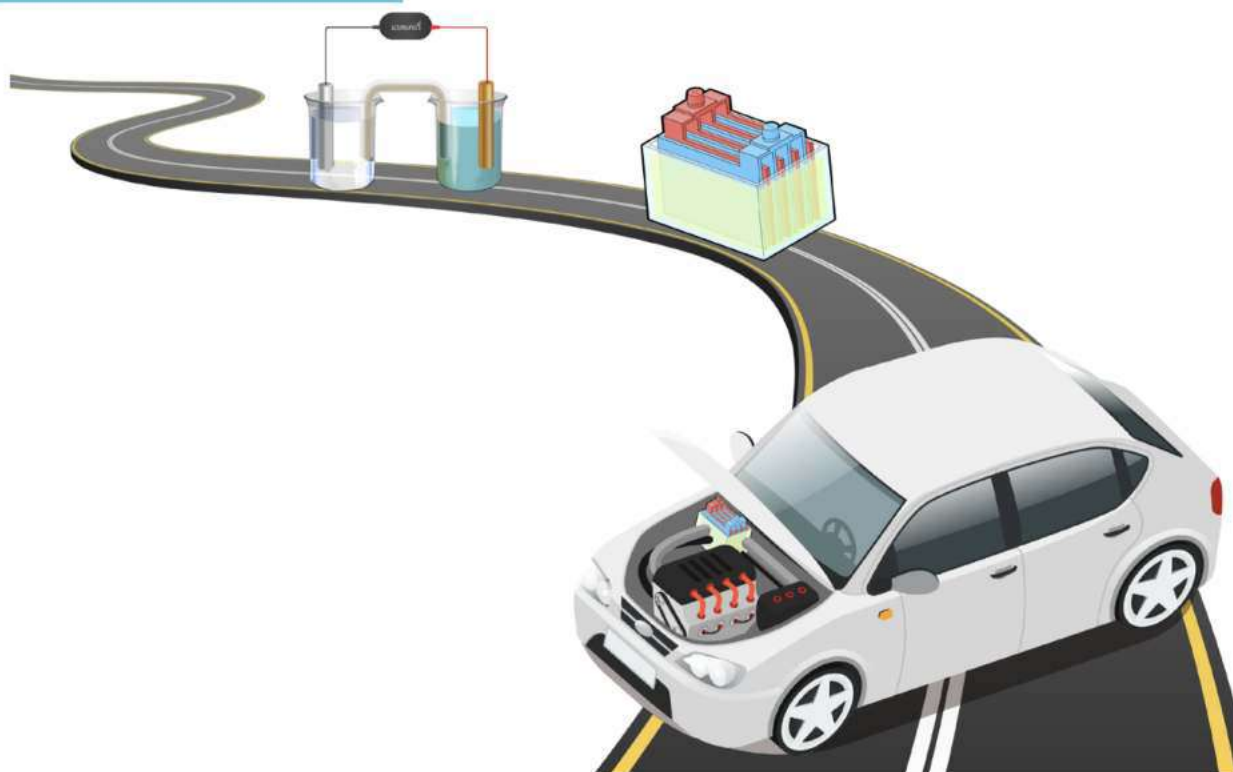
บทที่



ipst.me/8879

## 11

| เคมีไฟฟ้า



ปฏิกิริยาเคมีไฟฟ้านำไปใช้ประโยชน์ในชีวิตประจำวันได้หลากหลาย เช่น แบตเตอรี่ที่ใช้ในอุปกรณ์ไฟฟ้าและรถยนต์ การชุบโลหะ การแยกสลายสารเคมีด้วยไฟฟ้า เทคโนโลยีทางด้านเซลล์เคมีไฟฟ้ามีความก้าวหน้าอย่างมากที่จะนำไปสู่นวัตกรรมด้านพลังงานที่เป็นมิตรต่อสิ่งแวดล้อม



### คำถามสำคัญ

1. ปฏิกิริยาเคมีภายในเซลล์เคมีไฟฟ้าเกิดขึ้นได้อย่างไร
2. ถ้าผ่านกระแสไฟฟ้าเข้าไปในสารเคมีจะทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมีอย่างไร



### จุดประสงค์การเรียนรู้

1. คำนวณเลขออกซิเดชันของธาตุในสารประกอบและไอออนต่าง ๆ
2. อธิบายความหมายของปฏิกิริยารีดอกซ์ และระบุปฏิกิริยาที่เป็นปฏิกิริยารีดอกซ์จากเลขออกซิเดชันของสารในปฏิกิริยา
3. อธิบายความหมายของครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน ครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน ตัวรีดิวซ์ และตัวออกซิไดส์
4. วิเคราะห์การเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน และระบุตัวรีดิวซ์และตัวออกซิไดส์ รวมทั้งเขียนครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและครึ่งปฏิกิริยารีดักชันของปฏิกิริยารีดอกซ์
5. ทดลองและเปรียบเทียบความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์หรือตัวออกซิไดส์ และเขียนแสดงปฏิกิริยารีดอกซ์
6. ดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีเลขออกซิเดชันและวิธีครึ่งปฏิกิริยา
7. ระบุองค์ประกอบของเซลล์เคมีไฟฟ้า
8. เขียนสมการเคมีของปฏิกิริยาที่แอโนด แคโทด และปฏิกิริยารวม
9. เขียนแผนภาพครึ่งเซลล์และแผนภาพเซลล์
10. ทดลองหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์
11. เปรียบเทียบความสามารถในการเป็นตัวออกซิไดส์และตัวรีดิวซ์โดยพิจารณาจากค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์รีดักชัน
12. ระบุขั้วไฟฟ้า และเขียนปฏิกิริยาออกซิเดชัน ปฏิกิริยารีดักชัน และปฏิกิริยารีดอกซ์
13. คำนวณค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์ และระบุประเภทของเซลล์เคมีไฟฟ้า
14. อธิบายความหมายของเซลล์ปฐมภูมิและเซลล์ทุติยภูมิ
15. อธิบายหลักการทำงานและเขียนสมการเคมีแสดงปฏิกิริยาของเซลล์ปฐมภูมิและเซลล์ทุติยภูมิ



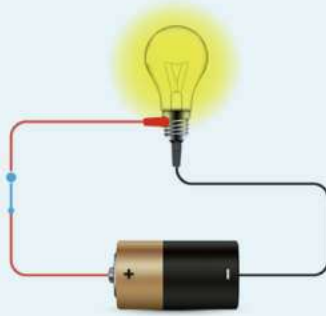
16. อธิบายสาเหตุหรือภาวะที่ทำให้โลหะเกิดการผุกร่อนจากสมการแสดงปฏิกิริยาเคมีที่เกี่ยวข้อง และวิธีการป้องกันการกัดกร่อนของโลหะ
17. ทดลองและอธิบายหลักการชุบโลหะโดยใช้เซลล์อิเล็กโทรลิติก
18. ทดลองและอธิบายหลักการแยกสลายสารเคมีด้วยไฟฟ้า
19. อธิบายหลักการทำให้โลหะให้บริสุทธิ์
20. สืบค้นข้อมูลและนำเสนอตัวอย่างความก้าวหน้าทางเทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเซลล์เคมีไฟฟ้า



### ตรวจสอบความรู้ก่อนเรียน

1. ข้อใดดุลสมการได้ถูกต้อง
  - 1.1  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
  - 1.2  $\text{Cu}(\text{s}) + \text{FeSO}_4(\text{aq}) \longrightarrow \text{CuSO}_4(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s})$
  - 1.3  $\text{Mg}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
  - 1.4  $\text{AlCl}_3(\text{aq}) + 3\text{AgNO}_3(\text{aq}) \longrightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3(\text{aq}) + 3\text{AgCl}(\text{s})$
  - 1.5  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + 2\text{NH}_3(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{aq})$
2. ใส่เครื่องหมาย ✓ หน้าข้อความที่ถูกต้อง และเครื่องหมาย ✗ หน้าข้อความที่ไม่ถูกต้อง
  - .....2.1 ธาตุในหมู่ IA มีค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 น้อยกว่าธาตุในหมู่ VIIA ที่อยู่ในคาบเดียวกัน
  - .....2.2 Ca มีค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 มากกว่า Mg
  - .....2.3 ธาตุฟลูออรีน (F) มีค่าอิเล็กโทรเนกาติวิตีมากที่สุดรองลงมาก็คือธาตุออกซิเจน (O) และธาตุไนโตรเจน (N) ตามลำดับ
  - .....2.4 ธาตุไฮโดรเจน (H) เป็นธาตุที่มี 1 เวเลนซ์อิเล็กตรอน ทำให้มีสมบัติบางประการเหมือนธาตุหมู่ IA และเมื่อรับอิเล็กตรอนเพิ่มอีก 1 อิเล็กตรอน จะมีสมบัติเหมือนธาตุฮีเลียม (He) ซึ่งเป็นแก๊สมีสกุล จึงมีสมบัติบางประการเหมือนธาตุหมู่ VIIA

3. เขียนสมการไอออนิกสุทธิของปฏิกิริยาเคมีเมื่อผสมสารละลายซิลเวอร์ไนเตรต ( $\text{AgNO}_3$ ) กับสารละลายโพแทสเซียมฟอสเฟต ( $\text{K}_3\text{PO}_4$ ) พร้อมทั้งระบุชื่อตะกอนที่เกิดขึ้น
4. พิจารณารูปและตอบคำถามต่อไปนี้



- 4.1 ระบุทิศทางการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอน พร้อมอธิบายว่ามีความสัมพันธ์กับค่าศักย์ไฟฟ้าอย่างไร
- 4.2 ระบุทิศทางการเคลื่อนที่ของกระแสไฟฟ้า พร้อมอธิบายว่ามีความสัมพันธ์กับทิศทางการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนอย่างไร
5. พิจารณาแผนภาพวงจรไฟฟ้าดังรูป



- 5.1 ระบุทิศทางการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนและกระแสไฟฟ้า
- 5.2 สารละลายที่เมื่อเติมลงในบีกเกอร์แล้วทำให้หลอดไฟสว่างควรเป็นสารละลายประเภทใด ยกตัวอย่างสารละลายประเภทนี้มา 2 ชนิด

ปัจจุบันความต้องการใช้พลังงานไฟฟ้ามีปริมาณเพิ่มมากขึ้นและมีความสำคัญต่อการดำรงชีวิตของมนุษย์ ซึ่งพลังงานไฟฟ้าอาจได้มาจากแหล่งต่าง ๆ เช่น เครื่องกำเนิดไฟฟ้าซึ่งอาศัยพลังงานกลเปลี่ยนเป็นพลังงานไฟฟ้า แบตเตอรี่ซึ่งอาศัยปฏิกิริยาเคมีเปลี่ยนเป็นพลังงานไฟฟ้า การศึกษาเกี่ยวกับการเกิดปฏิกิริยาเคมีและพลังงานไฟฟ้า เรียกว่า **เคมีไฟฟ้า** (electrochemistry) ในบทนี้จะกล่าวถึงหลักการเบื้องต้นทางเคมีไฟฟ้า เพื่อให้ทราบว่าปฏิกิริยาเคมีเกี่ยวข้องกับพลังงานไฟฟ้าได้อย่างไร

### 11.1 เลขออกซิเดชันและปฏิกิริยารีดอกซ์

พลังงานไฟฟ้าเกิดจากการถ่ายโอนอิเล็กตรอน ปฏิกิริยาเคมีที่มีการถ่ายโอนอิเล็กตรอนระหว่างสารเรียกว่า **ปฏิกิริยารีดอกซ์** (redox reaction) การถ่ายโอนอิเล็กตรอนระหว่างสารพิจารณาได้จากการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันของธาตุในสารที่ทำปฏิกิริยาเคมีนั้น

จากที่นักเรียนศึกษาเรื่องพันธะเคมีทำให้ทราบว่า เลขออกซิเดชันเป็นค่าที่แสดงประจุไฟฟ้าสมมติของไอออนหรืออะตอมของธาตุ โดยมีข้อกำหนดดังนี้

1. อะตอมของธาตุอิสระทุกชนิดที่อยู่ในรูปอะตอมหรือโมเลกุล เช่น Ca Fe He O<sub>2</sub> S<sub>8</sub> อะตอมของธาตุเหล่านี้คือ Ca Fe He O และ S มีเลขออกซิเดชันเท่ากับ 0
2. ไอออนของธาตุมีเลขออกซิเดชันเท่ากับประจุของไอออนนั้น เช่น
 

Na <sup>+</sup> มีเลขออกซิเดชันเท่ากับ +1	Mg <sup>2+</sup> มีเลขออกซิเดชันเท่ากับ +2
Cl <sup>-</sup> มีเลขออกซิเดชันเท่ากับ -1	S <sup>2-</sup> มีเลขออกซิเดชันเท่ากับ -2
3. ในสารประกอบ เลขออกซิเดชันของธาตุหมู่หลักมีค่าดังนี้
  - ฟลูออรีน มีเลขออกซิเดชันเป็น -1 เสมอ
  - ธาตุโลหะหมู่ IA (หมู่ 1) มีเลขออกซิเดชันเป็น +1 เสมอ
  - ธาตุโลหะหมู่ IIA (หมู่ 2) มีเลขออกซิเดชันเป็น +2 เสมอ
  - ธาตุหมู่ IIIA (หมู่ 3) มีเลขออกซิเดชันเป็น +3 เสมอ (ยกเว้น TI มีเลขออกซิเดชันเป็น +3 หรือ +1 ก็ได้)
  - ไฮโดรเจน มีเลขออกซิเดชันเป็น +1 เมื่อเกิดพันธะกับธาตุโลหะ เช่น H<sub>2</sub>O NaOH และมีเลขออกซิเดชันเป็น -1 เมื่อเกิดพันธะกับธาตุโลหะ เช่น NaH CaH<sub>2</sub>
  - ออกซิเจน มีเลขออกซิเดชันเท่ากับ -2 ในสารประกอบส่วนใหญ่ เช่น H<sub>2</sub>O NaOH
4. สารประกอบมีผลรวมของเลขออกซิเดชันเท่ากับ 0 เช่น NaCl โซเดียมมีเลขออกซิเดชันเป็น +1 ดังนั้นคลอรีนมีเลขออกซิเดชันเป็น -1
5. กลุ่มไอออนมีผลรวมของเลขออกซิเดชันเท่ากับประจุของกลุ่มไอออนนั้น เช่น ฟอสเฟตไอออน (PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>) มีผลรวมของเลขออกซิเดชันของธาตุทุกตัวในกลุ่มไอออนเท่ากับ -3



จากข้อกำหนดข้างต้นสามารถนำมาใช้ในการคำนวณเลขออกซิเดชันของธาตุชนิดอื่นที่ยังไม่ทราบเลขออกซิเดชันในสารประกอบและกลุ่มไอออน ดังตัวอย่างต่อไปนี้



### ตัวอย่าง 1

หาเลขออกซิเดชันของธาตุทั้งหมดในสารที่กำหนดให้ต่อไปนี้

1. ซัลเฟอร์ไดออกไซด์ ( $\text{SO}_2$ )
2. ฟอสเฟตไอออน ( $\text{PO}_4^{3-}$ )

#### วิธีทำ

1. หาเลขออกซิเดชันของธาตุทั้งหมดในซัลเฟอร์ไดออกไซด์ ( $\text{SO}_2$ )

จากข้อกำหนด

O มีเลขออกซิเดชันเท่ากับ -2 ในสารประกอบส่วนใหญ่

เนื่องจากผลรวมเลขออกซิเดชันของธาตุทั้งหมดใน  $\text{SO}_2$  เท่ากับ 0 สามารถหาเลขออกซิเดชันของ S ได้ดังนี้

$$[\text{เลขออกซิเดชันของ S}] + [2 \times (-2)] = 0$$

$$\text{เลขออกซิเดชันของ S} = +4$$

ดังนั้น เลขออกซิเดชันของกำมะถันเท่ากับ +4 และเลขออกซิเดชันของออกซิเจนเท่ากับ -2

2. หาเลขออกซิเดชันของธาตุทั้งหมดในฟอสเฟตไอออน ( $\text{PO}_4^{3-}$ )

จากข้อกำหนด

O มีเลขออกซิเดชันเท่ากับ -2 ในสารประกอบส่วนใหญ่

เนื่องจากผลรวมเลขออกซิเดชันของธาตุทั้งหมดใน  $\text{PO}_4^{3-}$  เท่ากับ -3 สามารถหาเลขออกซิเดชันของ P ได้ดังนี้

$$[\text{เลขออกซิเดชันของ P}] + [4 \times (-2)] = -3$$

$$\text{เลขออกซิเดชันของ P} = +5$$

ดังนั้น เลขออกซิเดชันของฟอสฟอรัสเท่ากับ +5 และเลขออกซิเดชันของออกซิเจนเท่ากับ -2



## ตัวอย่าง 2

หาเลขออกซิเดชันของ O ใน  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{KO}_2$  และ  $\text{OF}_2$

## วิธีทำ

หาเลขออกซิเดชันของ O ใน  $\text{H}_2\text{O}_2$

$$[2 \times \text{เลขออกซิเดชันของ H}] + [2 \times \text{เลขออกซิเดชันของ O}] = 0$$

แทนค่าได้เป็น  $[2 \times (+1)] + [2 \times \text{เลขออกซิเดชันของ O}] = 0$

$$\text{เลขออกซิเดชันของ O} = -1$$

ดังนั้น เลขออกซิเดชันของ O ใน  $\text{H}_2\text{O}_2$  มีค่าเท่ากับ -1

หาเลขออกซิเดชันของ O ใน  $\text{KO}_2$

$$[\text{เลขออกซิเดชันของ K}] + [2 \times \text{เลขออกซิเดชันของ O}] = 0$$

แทนค่าได้เป็น  $(+1) + [2 \times \text{เลขออกซิเดชันของ O}] = 0$

$$\text{เลขออกซิเดชันของ O} = -\frac{1}{2}$$

ดังนั้น เลขออกซิเดชันของ O ใน  $\text{KO}_2$  มีค่าเท่ากับ  $-\frac{1}{2}$

หาเลขออกซิเดชันของ O ใน  $\text{OF}_2$

$$[\text{เลขออกซิเดชันของ O}] + [2 \times \text{เลขออกซิเดชันของ F}] = 0$$

แทนค่าได้เป็น  $[\text{เลขออกซิเดชันของ O}] + [2 \times (-1)] = 0$

$$\text{เลขออกซิเดชันของ O} = +2$$

ดังนั้น เลขออกซิเดชันของ O ใน  $\text{OF}_2$  มีค่าเท่ากับ +2



## ตรวจสอบความเข้าใจ

เลขออกซิเดชันของโครเมียม (Cr) ในโครเมียม(II)ออกไซด์ ( $\text{CrO}$ ) และโครเมตไอออน ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ) มีค่าเป็นเท่าใด

จากตัวอย่าง 2 พบว่า ธาตุออกซิเจนมีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า นอกจากนี้ยังมีธาตุอื่นอีกหลายธาตุที่มีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า ดังตาราง 11.1

ตาราง 11.1 เลขออกซิเดชันของธาตุในสารประกอบบางชนิด

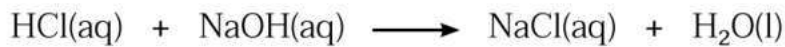
หมู่	ธาตุ	สารประกอบ (เลขออกซิเดชัน)
IVA	C	CH <sub>4</sub> (-4) CCl <sub>4</sub> (+4) CO (+2) CO <sub>2</sub> (+4)
	Si	Ca <sub>2</sub> Si (-4) SiCl <sub>4</sub> (+4) SiO <sub>2</sub> (+4)
VA	N	NH <sub>3</sub> (-3) NCl <sub>3</sub> (+3) N <sub>2</sub> O (+1) NO (+2) N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (+3) NO <sub>2</sub> (+4) N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (+5)
	P	PH <sub>3</sub> (-3) PCl <sub>3</sub> (+3) PCl <sub>5</sub> (+5) P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (+3) P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (+5)
VIA	O	H <sub>2</sub> O (-2) Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (-1)
	S	H <sub>2</sub> S (-2) SCl <sub>2</sub> (+2) SO <sub>2</sub> (+4) SO <sub>3</sub> (+6)
VIIA	Cl	HCl (-1) Cl <sub>2</sub> O (+1) Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> (+7) KClO <sub>2</sub> (+3) KClO <sub>3</sub> (+5) KClO <sub>4</sub> (+7)
VIIIB	Mn	MnO (+2) Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (+3) MnO <sub>2</sub> (+4) Mn <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (+5) K <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub> (+6) KMnO <sub>4</sub> (+7)
VIB	Cr	CrO (+2) CrCl <sub>3</sub> (+3) CrI <sub>4</sub> (+4) CrF <sub>5</sub> (+5) CrO <sub>3</sub> (+6)

จากตาราง 11.1 ธาตุหมู่ IVA VA VIA VIIA (ยกเว้นฟลูออรีน) และโลหะทรานซิชันส่วนใหญ่มีเลขออกซิเดชันได้หลายค่า อย่างไรก็ตามเลขออกซิเดชันมีค่าได้สูงสุดเท่ากับเลขหมู่หรือจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนของธาตุนั้น

เมื่อทราบเลขออกซิเดชันของธาตุทำให้สามารถระบุได้ว่าปฏิกิริยาใดเป็นปฏิกิริยารีดอกซ์ โดยพิจารณาจากการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันของธาตุในสารที่ทำปฏิกิริยาเคมีกัน เช่น



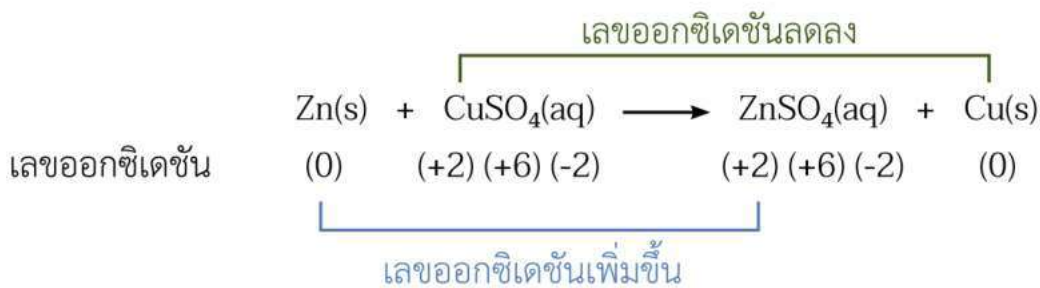
ปฏิกิริยาเคมีระหว่างสารละลายกรดไฮโดรคลอริกกับสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์



เลขออกซิเดชัน (+1)(-1) (+1)(-2)(+1) (+1)(-1) (+1)(-2)

ปฏิกิริยานี้ไม่เป็นปฏิกิริยารีดอกซ์ เนื่องจากธาตุทุกชนิดในปฏิกิริยาเคมีไม่มีการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน

ปฏิกิริยาเคมีระหว่างโลหะสังกะสีกับสารละลายคอปเปอร์(II)ซัลเฟต



ปฏิกิริยานี้เป็นปฏิกิริยารีดอกซ์ เนื่องจากมีธาตุที่มีการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน โดย Zn มีเลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้น ส่วน Cu มีเลขออกซิเดชันลดลง



### ตรวจสอบความเข้าใจ

ปฏิกิริยาใดต่อไปนี้เป็นปฏิกิริยารีดอกซ์

1.  $2\text{H}_2\text{S(g)} + 3\text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow 2\text{SO}_2\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{O(g)}$
2.  $\text{HCO}_3^-\text{(aq)} + \text{OH}^-\text{(aq)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O(l)} + \text{CO}_3^{2-}\text{(aq)}$
3.  $\text{CH}_4\text{(g)} + 2\text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{O(g)}$

นักเรียนจะทราบได้อย่างไรว่ามีปฏิกิริยารีดอกซ์เกิดขึ้น ศึกษาได้จากปฏิกิริยาระหว่างโลหะสังกะสี (Zn) กับสารละลายคอปเปอร์(II)ซัลเฟต ( $\text{CuSO}_4$ ) ในกิจกรรม 11.1



## กิจกรรม 11.1 การทดลองการเกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ระหว่างโลหะกับไอออนของโลหะ

### จุดประสงค์การทดลอง

1. ทดลองการเกิดปฏิกิริยารีดอกซ์
2. อธิบายการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นจากการถ่ายโอนอิเล็กตรอนของปฏิกิริยารีดอกซ์ระหว่างโลหะกับไอออนของโลหะ

### วัสดุ อุปกรณ์ และสารเคมี

1. สารละลายคอปเปอร์(II)ซัลเฟต ( $\text{CuSO}_4$ ) 0.10 mol/L
2. แผ่นโลหะสังกะสี (Zn) ขนาด 2 cm × 5 cm
3. บีกเกอร์ ขนาด 50 mL
4. กระจกตวง ขนาด 25 mL
5. แท่งแก้วคน
6. กระดาษทราย ขนาด 3 cm × 3 cm

### วิธีทดลอง

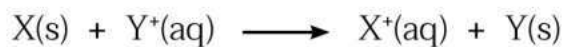
1. ขัดแผ่นโลหะ Zn ด้วยกระดาษทราย
2. ใส่  $\text{CuSO}_4$  0.10 mol/L ปริมาตร 25 mL ลงในบีกเกอร์ สังเกตสีของสารละลาย
3. จุ่มแผ่นโลหะ Zn ลงในบีกเกอร์ สังเกตการเปลี่ยนแปลง
4. ตั้งไว้ 1–2 นาที สังเกตการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นทั้งที่สารละลายและแผ่นโลหะ ถ้ามีสารมาเกาะบนแผ่นโลหะให้ใช้แท่งแก้วคนเขี่ยออก และสังเกตแผ่นโลหะอีกครั้ง

### คำถามท้ายการทดลอง

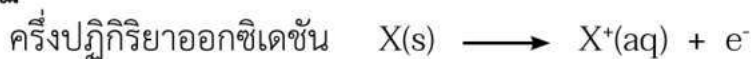
การเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นเป็นการถ่ายโอนอิเล็กตรอนของปฏิกิริยารีดอกซ์ระหว่างโลหะสังกะสี (Zn) กับสารละลายคอปเปอร์(II)ซัลเฟต ( $\text{CuSO}_4$ ) อย่างไร

ในปฏิกิริยารีดอกซ์ สารที่มีเลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้น ซึ่งเกิดจากการให้อิเล็กตรอน เรียกว่า **ตัวรีดิวซ์** (reducing agent) ส่วนสารที่มีเลขออกซิเดชันลดลง ซึ่งเกิดจากการรับอิเล็กตรอน เรียกว่า **ตัวออกซิไดส์** (oxidizing agent)

ถ้ากำหนดให้ X เป็นตัวรีดิวซ์ และ Y<sup>+</sup> เป็นตัวออกซิไดส์ในปฏิกิริยารีดอกซ์ สามารถเขียนสมการเคมีของปฏิกิริยารีดอกซ์ได้ดังนี้



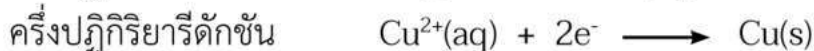
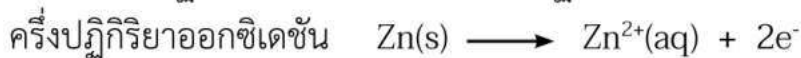
ปฏิกิริยารีดอกซ์สามารถแบ่งได้เป็น 2 ครึ่งปฏิกิริยา คือ ครึ่งปฏิกิริยาที่ให้อิเล็กตรอนเรียกว่า **ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน** (oxidation half-reaction) และครึ่งปฏิกิริยาที่รับอิเล็กตรอนเรียกว่า **ครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน** (reduction half-reaction) เขียนแสดงได้ดังนี้



ดังนั้น เมื่อพิจารณาปฏิกิริยารีดอกซ์ระหว่างโลหะสังกะสีกับสารละลายคอปเปอร์(II)ซัลเฟต ดังสมการ



สามารถเขียนครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน ได้ดังนี้



จะเห็นว่า สารที่ไม่มีการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันของธาตุองค์ประกอบจะไม่นำมาเขียนในครึ่งปฏิกิริยา ในที่นี้จึงไม่เขียน  $SO_4^{2-}$  เนื่องจากทั้ง S และ O ไม่มีการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน เมื่อรวมครึ่งปฏิกิริยาทั้งสองจะได้เป็นสมการไอออนิกสุทธิของปฏิกิริยารีดอกซ์ ดังนี้







### ตรวจสอบความเข้าใจ

ระบุตัวรีดิวซ์และตัวออกซิไดส์ พร้อมทั้งเขียนแสดงครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและครึ่งปฏิกิริยารีดักชันของปฏิกิริยารีดอกซ์ต่อไปนี้

- $\text{Cu(s)} + 2\text{Ag}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Ag(s)}$
- $2\text{Al(s)} + 6\text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{H}_2(\text{g})$

การเปลี่ยนแปลงในปฏิกิริยารีดอกซ์ ที่ทำให้ทราบได้ว่าสารใดทำหน้าที่เป็นตัวรีดิวซ์หรือตัวออกซิไดส์ อาจนำมาใช้ในการศึกษาเปรียบเทียบความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์และตัวออกซิไดส์ของสารได้ ดังตัวอย่างการทดลองในกิจกรรม 11.2



### กิจกรรม 11.2 การทดลองเปรียบเทียบความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์และตัวออกซิไดส์ของโลหะและไอออนของโลหะ

#### จุดประสงค์การทดลอง

- ทดลองปฏิกิริยารีดอกซ์ระหว่างโลหะและไอออนของโลหะคู่ต่าง ๆ
- เปรียบเทียบความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์ของโลหะ และตัวออกซิไดส์ของไอออนของโลหะ

#### วัสดุ อุปกรณ์ และสารเคมี

- สารละลายคอปเปอร์(II)ซัลเฟต ( $\text{CuSO}_4$ ) 0.10 mol/L
- สารละลายซิงค์ซัลเฟต ( $\text{ZnSO}_4$ ) 0.10 mol/L
- สารละลายแมกนีเซียมซัลเฟต ( $\text{MgSO}_4$ ) 0.10 mol/L
- แผ่นโลหะแมกนีเซียม (Mg) ขนาด 0.5 cm × 11 cm
- แผ่นโลหะสังกะสี (Zn) ขนาด 0.5 cm × 11 cm
- แผ่นโลหะทองแดง (Cu) ขนาด 0.5 cm × 11 cm
- หลอดทดลองขนาดเล็ก

8. กระบอกตวง ขนาด 10 mL
9. แท่งแก้วคน
10. กระดาษทราย ขนาด 3 cm × 3 cm

### วิธีทดลอง

1. ชัดแผ่นโลหะ Mg Zn และ Cu ด้วยกระดาษทราย
2. ใส่  $\text{CuSO}_4$  0.10 mol/L ลงในหลอดทดลองขนาดเล็ก 2 หลอด หลอดละ 5 mL กำหนดให้เป็นหลอดที่ 1 และ 2 สังเกตสีของสารละลาย
3. จุ่มแผ่นโลหะ Mg ลงในหลอดที่ 1 และแผ่นโลหะ Zn ลงในหลอดที่ 2
4. ตั้งไว้ 1–2 นาที สังเกตการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นทั้งที่สารละลายและแผ่นโลหะ ถ้ามีสารมาเกาะบนแผ่นโลหะให้เขี่ยออกโดยใช้แท่งแก้วคน และสังเกตแผ่นโลหะอีกครั้ง
5. ทำการทดลองเช่นเดียวกับข้อ 1–4 โดยเปลี่ยนจาก  $\text{CuSO}_4$  เป็น  $\text{ZnSO}_4$  0.10 mol/L และใช้โลหะ Mg และ Cu
6. ทำการทดลองเช่นเดียวกับข้อ 1–4 โดยเปลี่ยนจาก  $\text{CuSO}_4$  เป็น  $\text{MgSO}_4$  0.10 mol/L และใช้โลหะ Zn และ Cu

### คำถามท้ายการทดลอง

1. โลหะและไอออนของโลหะคู่ใดที่เกิดปฏิกิริยาเคมี ทราบได้อย่างไร
2. สารใดเป็นตัวรีดิวซ์และสารใดเป็นตัวออกซิไดส์ของแต่ละปฏิกิริยาในข้อ 1
3. เขียนสมการเคมีของปฏิกิริยารีดอกซ์ที่เกิดขึ้นทั้งหมด
4. เรียงลำดับความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์ของโลหะ
5. เรียงลำดับความสามารถในการเป็นตัวออกซิไดส์ของไอออนของโลหะ

จากการทดลอง พบว่าความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์และตัวออกซิไดส์ของสารชนิดต่าง ๆ สามารถพิจารณาเปรียบเทียบได้จากการทดลองทำปฏิกิริยารีดอกซ์ระหว่างคู่สารที่สนใจ ซึ่งลำดับความสามารถการเป็นตัวรีดิวซ์หรือตัวออกซิไดส์ของธาตุและไอออนของธาตุ แสดงดังตาราง 11.2

ตาราง 11.2 ความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์หรือตัวออกซิไดส์ของธาตุและไอออนของธาตุบางชนิดที่ภาวะเดียวกัน

ธาตุ		ไอออน	
<p>ความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์</p>	ดี	K	K <sup>+</sup>
		Ca	Ca <sup>2+</sup>
		Na	Na <sup>+</sup>
		Mg	Mg <sup>2+</sup>
		Al	Al <sup>3+</sup>
		Zn	Zn <sup>2+</sup>
		Fe	Fe <sup>2+</sup>
		Ni	Ni <sup>2+</sup>
		Pb	Pb <sup>2+</sup>
		H <sub>2</sub>	H <sup>+</sup>
		Cu	Cu <sup>2+</sup>
		Hg	Hg <sup>2+</sup>
		Ag	Ag <sup>+</sup>
ไม่ดี	Au	Au <sup>3+</sup>	ดี
			<p>ความสามารถในการเป็นตัวออกซิไดส์</p>

จากตาราง 11.2 จะเห็นว่าธาตุโลหะหมู่หลักเป็นตัวรีดิวซ์ที่ดีกว่าธาตุโลหะทรานซิชัน ในขณะที่ไอออนของธาตุโลหะทรานซิชันเป็นตัวออกซิไดส์ที่ดีกว่าไอออนของธาตุโลหะหมู่หลัก



ตรวจสอบความเข้าใจ

1. จากตาราง 11.2 โลหะใดบ้างเมื่อจุ่มลงในสารละลายกรดแล้วเกิดปฏิกิริยาให้แก๊สไฮโดรเจน (H<sub>2</sub>)
2. ถ้าใส่สร้อยคอทองคำ (Au) ลงในสารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) ทองคำจะเกิดการออกซิไดส์กลายเป็นไอออนหรือไม่ เพราะเหตุใด





### ชวนคิด

สร้อยคอทองคำ (Au) ทำปฏิกิริยากับสารละลายกรดกัดทอง (aqua regia) ซึ่งเป็นสารละลายผสมของกรดไฮโดรคลอริก (HCl) และกรดไนตริก (HNO<sub>3</sub>) เข้มข้น ดังสมการเคมี

$$\text{Au(s)} + 3\text{HNO}_3(\text{aq}) + 4\text{HCl}(\text{aq}) \longrightarrow \text{HAuCl}_4(\text{aq}) + 3\text{NO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

ปฏิกิริยานี้สารใดเป็นตัวออกซิไดส์ เพราะเหตุใด



### แบบฝึกหัด 11.1

- คำนวณเลขออกซิเดชันของธาตุในสารที่กำหนดให้ต่อไปนี้
  - ธาตุแคลเซียม (Ca) ในแคลเซียมคลอไรด์ (CaCl<sub>2</sub>)
  - ธาตุคลอรีน (Cl) ในเปอร์คลอเรตไอออน (ClO<sub>4</sub><sup>-</sup>)
  - ธาตุไนโตรเจน (N) ในแอมโมเนียมคลอไรด์ (NH<sub>4</sub>Cl)
  - ธาตุกำมะถัน (S) ในเตตระไทโอเนตไอออน (S<sub>4</sub>O<sub>6</sub><sup>2-</sup>)
- ปฏิกิริยาใดต่อไปนี้ เป็นปฏิกิริยารีดอกซ์
  - $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{CuS}(\text{s})$
  - $\text{N}_2\text{H}_4(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
  - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
  - $2\text{HCl}(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- ระบุตัวรีดิวซ์และตัวออกซิไดส์ พร้อมทั้งเขียนสมการแสดงครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน และครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน จากปฏิกิริยารีดอกซ์ที่กำหนดให้ต่อไปนี้
  - $\text{Ni}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
  - $\text{Pb}(\text{s}) + 2\text{Ag}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Ag}(\text{s})$
  - $2\text{Br}^-(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{aq}) \longrightarrow \text{Br}_2(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq})$

4. เขียนสมการแสดงปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นจากข้อความต่อไปนี้ และพิจารณาว่าเป็นปฏิกิริยารีดอกซ์หรือไม่ เพราะเหตุใด
  - 4.1 ผสมสารละลายเลด(II)ไนเตรต ( $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ) กับสารละลายโพแทสเซียมไอโอไดด์ (KI) เกิดตะกอนสีเหลือง
  - 4.2 จุ่มลวดแมกนีเซียม (Mg) ลงในสารละลายซิงค์ซัลเฟต ( $\text{ZnSO}_4$ ) เกิดสารสีเทาเงินที่ลวดแมกนีเซียมตรงบริเวณที่จุ่มในสารละลาย เมื่อเคาะสารสีเทาเงินออกพบว่าลวดแมกนีเซียมกร่อนไป
  
5. โลหะแมกนีเซียม (Mg) ทำปฏิกิริยากับสารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) และสารละลายซิงค์ซัลเฟต ( $\text{ZnSO}_4$ ) ส่วนโลหะสังกะสี (Zn) ทำปฏิกิริยากับสารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) แต่ไม่ทำปฏิกิริยากับสารละลายแมกนีเซียมซัลเฟต ( $\text{MgSO}_4$ )
  - 5.1 เขียนสมการแสดงปฏิกิริยารีดอกซ์ที่เกิดขึ้น
  - 5.2 เรียงลำดับความสามารถในการเป็นตัวออกซิไดส์ของ  $\text{H}^+(\text{aq})$ ,  $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$  และ  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$  และความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์ของ  $\text{H}_2(\text{g})$ ,  $\text{Mg}(\text{s})$  และ  $\text{Zn}(\text{s})$

## 11.2 การดุลสมการรีดอกซ์

การดุลสมการรีดอกซ์มีหลักการเกี่ยวกับการดุลสมการเคมีทั่วไป คือเติมเลขสัมประสิทธิ์หน้าสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์เพื่อให้ผลรวมของจำนวนอะตอมของธาตุแต่ละชนิด และประจุไฟฟ้ารวมในด้านซ้ายเท่ากับด้านขวาของสมการ แต่สำหรับปฏิกิริยารีดอกซ์ที่มีความซับซ้อน ควรใช้วิธีเฉพาะสำหรับการดุลสมการรีดอกซ์ซึ่งมี 2 วิธี คือ วิธีเลขออกซิเดชันและวิธีครึ่งปฏิกิริยา ดังนี้

### 11.2.1 การดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีเลขออกซิเดชัน

การดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีเลขออกซิเดชันศึกษาได้จากตัวอย่างต่อไปนี้



## ตัวอย่าง 3

ดุลสมการรีดอกซ์ต่อไปนี้



## วิธีทำ

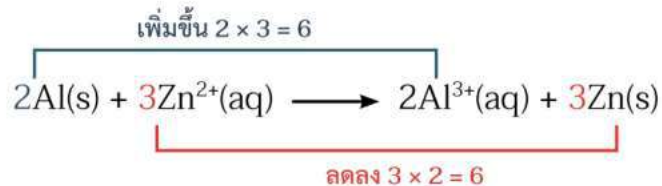
ขั้นที่ 1 พิจารณาเลขออกซิเดชันที่เปลี่ยนแปลง



เลขออกซิเดชัน            0    +2                            +3       0

Al มีเลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้น 3 ส่วน Zn มีเลขออกซิเดชันลดลง 2

ขั้นที่ 2 ดุลเลขออกซิเดชันที่เพิ่มขึ้นให้เท่ากับเลขออกซิเดชันที่ลดลง โดยเติมเลขสัมประสิทธิ์หน้าสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์

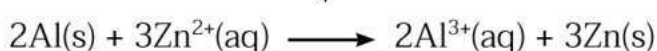


ขั้นที่ 3 ดุลจำนวนอะตอมของธาตุที่ไม่เปลี่ยนเลขออกซิเดชัน ซึ่งในที่นี้ไม่มีธาตุที่ไม่เปลี่ยนเลขออกซิเดชัน

ตรวจสอบความถูกต้อง โดยนับผลรวมของจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุและประจุไฟฟ้าทางด้านซ้ายและด้านขวาของสมการ ซึ่งต้องได้จำนวนเท่ากัน

	$2\text{Al(s)} + 3\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$	$2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{Zn(s)}$
จำนวน Al	2	2
จำนวน Zn	3	3
ผลรวมประจุไฟฟ้า	$0 + 3(2+) = 6+$	$2(3+) + 0 = 6+$

ดังนั้น สมการรีดอกซ์ที่ดุลแล้ว เป็นดังนี้

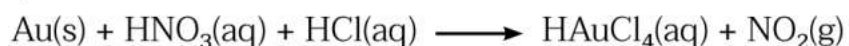






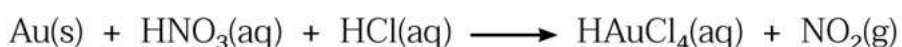
## ตัวอย่าง 4

ดุลสมการรีดอกซ์ต่อไปนี้



## วิธีทำ

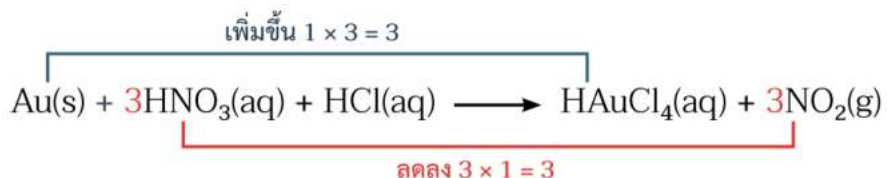
ขั้นที่ 1 พิจารณาเลขออกซิเดชันที่เปลี่ยนแปลง



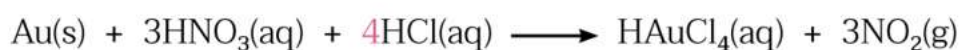
เลขออกซิเดชัน     0         +5                                 +3                 +4

Au มีเลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้น 3 ส่วน N มีเลขออกซิเดชันลดลง 1

ขั้นที่ 2 ดุลเลขออกซิเดชันที่เพิ่มขึ้นให้เท่ากับเลขออกซิเดชันที่ลดลงโดยเติมเลขสัมประสิทธิ์หน้าสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์



ขั้นที่ 3 ดุลจำนวนอะตอมของธาตุที่ไม่เปลี่ยนเลขออกซิเดชัน และไม่ใช่อะตอม O และ H ในที่นี้คือ Cl



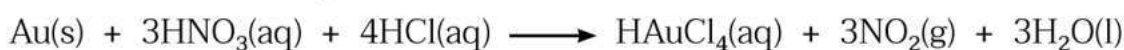
ดุลจำนวนอะตอม O ด้วย  $\text{H}_2\text{O}$  โดยเติม  $3\text{H}_2\text{O}$  และดุลอะตอม H ซึ่งในที่นี้เท่ากันทั้งสองด้านของสมการแล้ว เพื่อทำให้จำนวนอะตอมของ O เป็น 9 และ H เป็น 7 เท่ากันทั้งสองข้างของสมการ



ตรวจสอบความถูกต้อง โดยนับผลรวมของจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุและประจุไฟฟ้าทางด้านซ้ายและด้านขวาของสมการ ซึ่งต้องได้จำนวนเท่ากัน

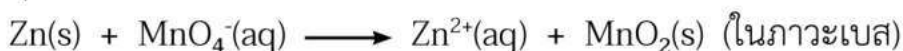
	$\text{Au(s)} + 3\text{HNO}_3\text{(aq)} + 4\text{HCl(aq)}$	$\text{HAuCl}_4\text{(aq)} + 3\text{NO}_2\text{(g)} + 3\text{H}_2\text{O(l)}$
จำนวน Au	1	1
จำนวน N	3	3
จำนวน Cl	4	4
จำนวน O	9	9
จำนวน H	7	7
ผลรวมประจุไฟฟ้า	$0 + 0 + 0 = 0$	$0 + 0 + 0 = 0$

ดังนั้น สมการรีดอกซ์ที่ดุลแล้ว เป็นดังนี้



### ตัวอย่าง 5

ดุลสมการรีดอกซ์ต่อไปนี้



### วิธีทำ

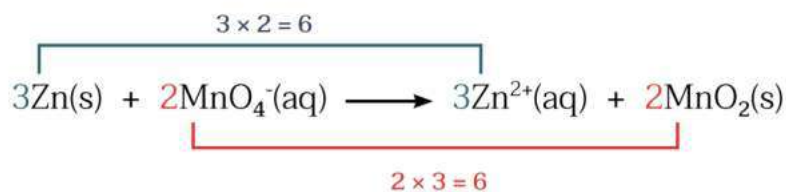
**ขั้นที่ 1** พิจารณาเลขออกซิเดชันที่เปลี่ยนแปลง



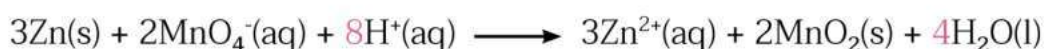
เลขออกซิเดชัน      0            +7                            +2            +4

Zn มีเลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้น 2 ส่วน Mn มีเลขออกซิเดชันลดลง 3

**ขั้นที่ 2** ดุลเลขออกซิเดชันที่เพิ่มขึ้นให้เท่ากับเลขออกซิเดชันที่ลดลง โดยเติมเลขสัมประสิทธิ์หน้าสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์



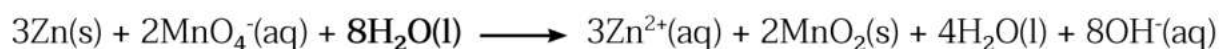
**ขั้นที่ 3** ดุลจำนวนอะตอมของธาตุที่ไม่เปลี่ยนเลขออกซิเดชัน ซึ่งในที่นี้ต้องดุลจำนวนอะตอม O โดยเติม  $4\text{H}_2\text{O}$  และดุลอะตอม H โดยเติม  $8\text{H}^+$  เพื่อให้จำนวนอะตอมของ O เป็น 8 และ H เป็น 8 เท่ากันทั้งสองข้างของสมการ



เนื่องจากปฏิกิริยานี้เกิดในภาวะเบส จึงเติม OH<sup>-</sup> จำนวนเท่ากับ H<sup>+</sup> ซึ่งในที่นี้เติม 8OH<sup>-</sup> ทั้งสองด้านของสมการ



รวม OH<sup>-</sup> กับ H<sup>+</sup> ให้เป็น H<sub>2</sub>O



หักล้าง H<sub>2</sub>O ในสองด้านของสมการ



ตรวจสอบความถูกต้อง โดยนับผลรวมของจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุและประจุไฟฟ้าทางด้านซ้ายและด้านขวาของสมการ ซึ่งต้องได้จำนวนเท่ากัน

	3Zn(s) + 2MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (aq) + 4H <sub>2</sub> O(l)	3Zn <sup>2+</sup> (aq) + 2MnO <sub>2</sub> (s) + 8OH <sup>-</sup> (aq)
จำนวน Zn	3	3
จำนวน Mn	2	2
จำนวน O	12	12
จำนวน H	8	8
ผลรวมประจุไฟฟ้า	0 + 2(1-) + 0 = 2-	3(2+) + 0 + 8(1-) = 2-

ดังนั้น สมการรีดอกซ์ที่ดุลแล้ว เป็นดังนี้



จากตัวอย่างข้างต้นสามารถสรุปขั้นตอนการดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีเลขออกซิเดชันได้ดังนี้

1. พิจารณาเลขออกซิเดชันที่เปลี่ยนแปลง
2. ดุลเลขออกซิเดชันที่เพิ่มขึ้นให้เท่ากับเลขออกซิเดชันที่ลดลง
3. ดุลจำนวนอะตอมของธาตุที่ไม่เปลี่ยนเลขออกซิเดชัน
  - ดุลจำนวนอะตอมที่ไม่ใช่ O และ H
  - ดุลจำนวนอะตอม O โดยเติม H<sub>2</sub>O และดุลอะตอม H โดยเติม H<sup>+</sup>
  - สำหรับปฏิกิริยาในภาวะเบส ให้เติม OH<sup>-</sup> จำนวนเท่ากับ H<sup>+</sup> ทั้งสองด้านของสมการ รวม H<sup>+</sup> กับ OH<sup>-</sup> เป็น H<sub>2</sub>O และหักล้าง H<sub>2</sub>O ที่ปรากฏทั้งสองด้านของสมการ





### ตรวจสอบความเข้าใจ

ดุลสมการรีดอกซ์ต่อไปนี้โดยวิธีเลขออกซิเดชันทั้งในภาวะกรดและเบส

- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{S}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{S}(\text{s})$
- $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + \text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

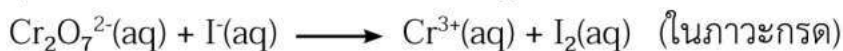
### 11.2.2 การดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีครึ่งปฏิกิริยา

การดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีครึ่งปฏิกิริยาศึกษาได้จากตัวอย่างต่อไปนี้



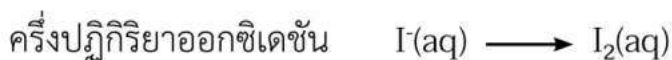
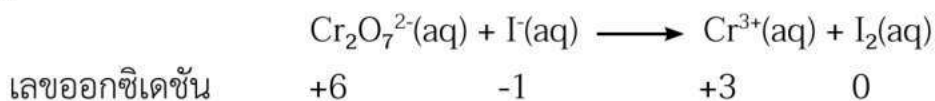
### ตัวอย่าง 6

ดุลสมการรีดอกซ์ต่อไปนี้โดยวิธีครึ่งปฏิกิริยา



#### วิธีทำ

พิจารณาการเปลี่ยนเลขออกซิเดชันของธาตุเพื่อกำหนดครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน



**ขั้นที่ 1** ดุลจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุและผลรวมประจุไฟฟ้าในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา โดยมีลำดับดังนี้

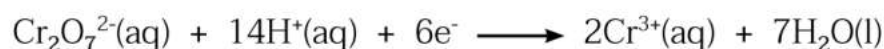
ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน	
ดุลจำนวนอะตอมที่ไม่ใช่ O และ H	$2\text{I}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{I}_2(\text{aq})$
ดุลจำนวนอะตอม O โดยเติม $\text{H}_2\text{O}$	ไม่มี O จึงไม่ต้องเติม $\text{H}_2\text{O}$
ดุลจำนวนอะตอม H โดยเติม $\text{H}^+$	ไม่มี H จึงไม่ต้องเติม $\text{H}^+$
ดุลจำนวนประจุไฟฟ้า โดยเติม $e^-$	$2\text{I}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{I}_2(\text{aq}) + 2e^-$
ครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน	
ดุลจำนวนอะตอมที่ไม่ใช่ O และ H	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$
ดุลจำนวนอะตอม O โดยเติม $\text{H}_2\text{O}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
ดุลจำนวนอะตอม H โดยเติม $\text{H}^+$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
ดุลจำนวนประจุไฟฟ้า โดยเติม $e^-$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6e^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

ขั้นที่ 2 ทำจำนวนอิเล็กตรอนในแต่ละครึ่งปฏิกิริยาให้เท่ากัน โดยคูณด้วยตัวเลขที่เหมาะสม ซึ่งเป็นตัวเลขจำนวนเต็มที่น้อยที่สุด

ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน คูณด้วย 3 เพื่อให้มี  $6e^-$  เท่ากับครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน



ครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน



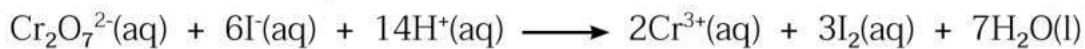
ขั้นที่ 3 รวมสองครึ่งปฏิกิริยาเข้าด้วยกันแล้วหักล้างจำนวนอิเล็กตรอน โมเลกุล หรือไอออนที่เหมือนกัน ออกทั้งสองด้านด้วยจำนวนที่เท่ากัน



ตรวจสอบความถูกต้อง โดยนับผลรวมของจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุและประจุไฟฟ้าทางด้านซ้ายและด้านขวาของสมการ ซึ่งต้องได้จำนวนเท่ากัน

	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 6\text{I}^-(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq})$	$2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{I}_2(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
จำนวน Cr	2	2
จำนวน I	6	6
จำนวน O	7	7
จำนวน H	14	14
ผลรวมประจุไฟฟ้า	$(2-) + 6(1-) + 14(1+) = 6+$	$2(3+) + 0 + 0 = 6+$

ดังนั้น สมการรีดอกซ์ที่ดุลแล้ว เป็นดังนี้



### ตัวอย่าง 7

ดุลสมการรีดอกซ์ต่อไปนี้โดยวิธีครึ่งปฏิกิริยา



### วิธีทำ

พิจารณาการเปลี่ยนเลขออกซิเดชันของธาตุเพื่อกำหนดครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน



เลขออกซิเดชัน      +7                      -1                      +4                      0

ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน  $\text{I}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{I}_2(\text{aq})$

ครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน  $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s})$

**ขั้นที่ 1** ดุลจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุและผลรวมประจุไฟฟ้าในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา โดยมีลำดับดังนี้



ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน	
ดุลจำนวนอะตอมที่ไม่ใช่ O และ H	$2\text{I}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{I}_2(\text{aq})$
ดุลจำนวนอะตอม O โดยเติม $\text{H}_2\text{O}$	ไม่มี O จึงไม่ต้องเติม $\text{H}_2\text{O}$
ดุลจำนวนอะตอม H โดยเติม $\text{H}^+$	ไม่มี H จึงไม่ต้องเติม $\text{H}^+$
ดุลจำนวนประจุไฟฟ้า โดยเติม $e^-$	$2\text{I}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{I}_2(\text{aq}) + 2e^-$
ครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน	
ดุลจำนวนอะตอมที่ไม่ใช่ O และ H	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s})$
ดุลจำนวนอะตอม O โดยเติม $\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
ดุลจำนวนอะตอม H โดยเติม $\text{H}^+$	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
ดุลจำนวนประจุไฟฟ้า โดยเติม $e^-$	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 3e^- \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

**ขั้นที่ 2** ทำจำนวนอิเล็กตรอนในแต่ละครึ่งปฏิกิริยาให้เท่ากัน โดยคูณด้วยตัวเลขที่เหมาะสม ซึ่งเป็นตัวเลขจำนวนเต็มที่น้อยที่สุด

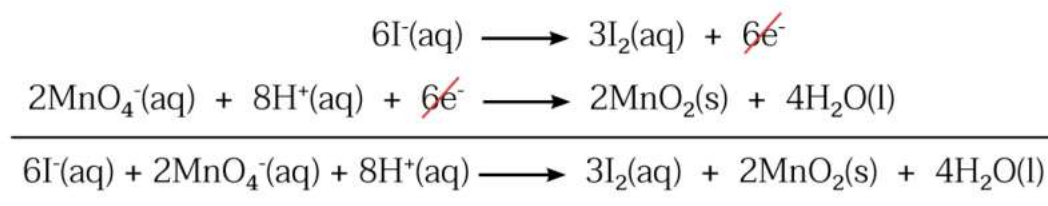
**ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน** คูณด้วย 3 เพื่อให้มี  $6e^-$  เท่ากับครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน



**ครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน** คูณด้วย 2 เพื่อให้มี  $6e^-$  เท่ากับครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน



**ขั้นที่ 3** รวมสองครึ่งปฏิกิริยาเข้าด้วยกันแล้วหักล้างจำนวนอิเล็กตรอน โมเลกุล หรือไอออนที่เหมือนกัน ออกทั้งสองด้านด้วยจำนวนที่เท่ากัน

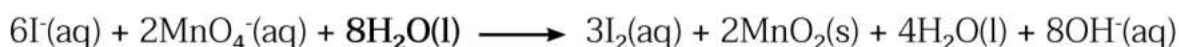


เนื่องจากปฏิกิริยานี้เกิดในภาวะเบส จึงเติม  $\text{OH}^-$  จำนวนเท่ากับ  $\text{H}^+$  ซึ่งในที่นี้เติม  $8\text{OH}^-$  ทั้งสองด้านของสมการ



สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

รวม  $\text{OH}^-$  กับ  $\text{H}^+$  ให้เป็น  $\text{H}_2\text{O}$



หักล้าง  $\text{H}_2\text{O}$  ในสองด้านของสมการ



ตรวจสอบความถูกต้อง โดยนับผลรวมของจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุและประจุไฟฟ้าทางด้านซ้ายและด้านขวาของสมการ ซึ่งต้องได้จำนวนเท่ากัน

	$6\text{I}^-(\text{aq}) + 2\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$3\text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{MnO}_2(\text{s}) + 8\text{OH}^-(\text{aq})$
จำนวน I	6	6
จำนวน Mn	2	2
จำนวน O	12	12
จำนวน H	8	8
ผลรวมประจุไฟฟ้า	$6(1-) + 2(1-) + 0 = 8-$	$0 + 0 + 8(1-) = 8-$

ดังนั้น สมการรีดอกซ์ที่ดุลแล้ว เป็นดังนี้



### ตัวอย่าง 8

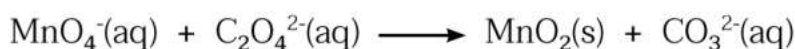
เขียนและดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีครึ่งปฏิกิริยาเมื่อเปอร์แมงกาเนตไอออน ( $\text{MnO}_4^-$ ) ทำปฏิกิริยากับออกซาลेटไอออน ( $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ) ในสารละลายเบส ได้แมงกานีส(IV)ออกไซด์ ( $\text{MnO}_2$ ) และคาร์บอเนตไอออน ( $\text{CO}_3^{2-}$ )

#### วิธีทำ

จากโจทย์เขียนสมการได้ดังนี้



พิจารณาการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันของธาตุเพื่อกำหนดครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน



เลขออกซิเดชัน      +7                      +3                                      +4                      +4



**ขั้นที่ 1** ดุลจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุและผลรวมประจุไฟฟ้าในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา โดยมีลำดับดังนี้

ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน	
ดุลจำนวนอะตอมที่ไม่ใช่ O และ H	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-} (\text{aq}) \longrightarrow 2\text{CO}_3^{2-} (\text{aq})$
ดุลจำนวนอะตอม O โดยเติม $\text{H}_2\text{O}$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-} (\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow 2\text{CO}_3^{2-} (\text{aq})$
ดุลจำนวนอะตอม H โดยเติม $\text{H}^+$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-} (\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow 2\text{CO}_3^{2-} (\text{aq}) + 4\text{H}^+ (\text{aq})$
ดุลจำนวนประจุไฟฟ้า โดยเติม $e^-$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-} (\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow 2\text{CO}_3^{2-} (\text{aq}) + 4\text{H}^+ (\text{aq}) + 2e^-$
ครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน	
ดุลจำนวนอะตอมที่ไม่ใช่ O และ H	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) \longrightarrow \text{MnO}_2 (\text{s})$
ดุลจำนวนอะตอม O โดยเติม $\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) \longrightarrow \text{MnO}_2 (\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{l})$
ดุลจำนวนอะตอม H โดยเติม $\text{H}^+$	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 4\text{H}^+ (\text{aq}) \longrightarrow \text{MnO}_2 (\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{l})$
ดุลจำนวนประจุไฟฟ้า โดยเติม $e^-$	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 4\text{H}^+ (\text{aq}) + 3e^- \longrightarrow \text{MnO}_2 (\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{l})$

**ขั้นที่ 2** ทำจำนวนอิเล็กตรอนในแต่ละครึ่งปฏิกิริยาให้เท่ากัน โดยคูณด้วยตัวเลขที่เหมาะสม ซึ่งเป็นตัวเลขจำนวนเต็มที่น้อยที่สุด

ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน คูณด้วย 3 เพื่อให้มี  $6e^-$  เท่ากับครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน

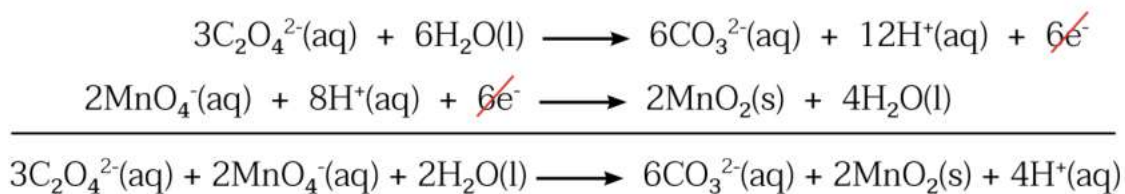


ครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน คูณด้วย 2 เพื่อให้มี  $6e^-$  เท่ากับครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน

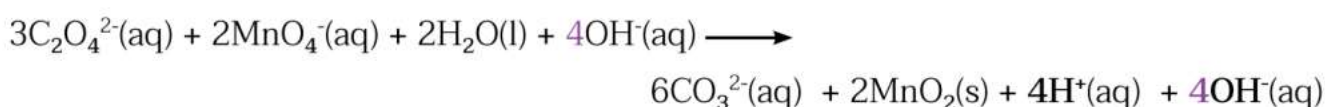




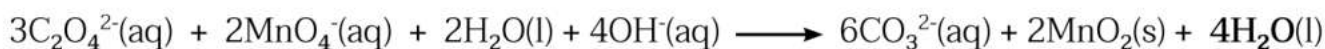
ขั้นที่ 3 รวมสองครึ่งปฏิกิริยาเข้าด้วยกันแล้วหักล้างจำนวนอิเล็กตรอน โมเลกุล หรือไอออนที่เหมือนกัน ออกทั้งสองด้านด้วยจำนวนที่เท่ากัน



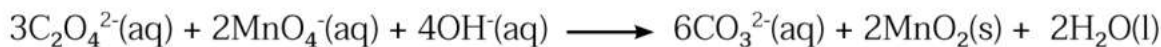
เนื่องจากปฏิกิริยานี้เกิดในภาวะเบส จึงเติม  $\text{OH}^-$  จำนวนเท่ากับ  $\text{H}^+$  ซึ่งในที่นี้เติม  $4\text{OH}^-$  ทั้งสองด้านของสมการ



รวม  $\text{OH}^-$  กับ  $\text{H}^+$  ให้เป็น  $\text{H}_2\text{O}$



หักล้าง  $\text{H}_2\text{O}$  ในสองด้านของสมการ



ตรวจสอบความถูกต้อง โดยนับผลรวมของจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุและประจุไฟฟ้าทางด้านซ้ายและด้านขวาของสมการ ซึ่งต้องได้จำนวนเท่ากัน

	$3\text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq}) + 2\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 4\text{OH}^-(\text{aq})$	$6\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + 2\text{MnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
จำนวน C	6	6
จำนวน Mn	2	2
จำนวน O	24	24
จำนวน H	4	4
ผลรวมประจุไฟฟ้า	$3(2-) + 2(1-) + 4(1-) = 12-$	$6(2-) + 0 + 0 = 12-$

ดังนั้น สมการรีดอกซ์ที่ดุลแล้ว เป็นดังนี้



จากตัวอย่างข้างต้นสามารถสรุปขั้นตอนการดุลสมการรีดอกซ์โดยวิธีครึ่งปฏิกิริยาได้ดังนี้

1. ดุลจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุและผลรวมประจุไฟฟ้าในแต่ละครึ่งปฏิกิริยา โดยมีลำดับดังนี้
  - ดุลจำนวนอะตอมที่ไม่ใช่ O และ H
  - ดุลจำนวนอะตอม O โดยการเติม  $H_2O$
  - ดุลจำนวนอะตอม H โดยการเติม  $H^+$
  - ดุลจำนวนประจุไฟฟ้า โดยการเติม  $e^-$
2. ทำจำนวน  $e^-$  ในแต่ละครึ่งปฏิกิริยาให้เท่ากัน
3. รวมสองครึ่งปฏิกิริยาเข้าด้วยกัน และหักล้างจำนวนอิเล็กตรอน โมเลกุล หรือไอออนที่เหมือนกันในสองด้านของสมการ สำหรับปฏิกิริยาในภาวะเบส ให้เติม  $OH^-$  จำนวนเท่ากับ  $H^+$  ทั้งสองด้านของสมการ รวม  $H^+$  กับ  $OH^-$  เป็น  $H_2O$  และหักล้าง  $H_2O$  ที่ปรากฏทั้งสองด้านของสมการ



### ตรวจสอบความเข้าใจ

ดุลสมการรีดอกซ์ในตัวอย่าง 3–5 โดยวิธีครึ่งปฏิกิริยา



### แบบฝึกหัด 11.2

1. ดุลสมการรีดอกซ์ต่อไปนี้โดยวิธีเลขออกซิเดชัน
  - 1.1  $Al(s) + H^+(aq) \longrightarrow Al^{3+}(aq) + H_2(g)$
  - 1.2  $Cu(s) + NO_3^-(aq) \longrightarrow Cu^{2+}(aq) + NO(g)$  (ในภาวะกรด)
  - 1.3  $Cr_2O_7^{2-}(aq) + H^+(aq) + Cl^-(aq) \longrightarrow Cr^{3+}(aq) + Cl_2(g) + H_2O(l)$
  - 1.4  $Zn(s) + MnO_4^-(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + MnO_2(s)$  (ในภาวะเบส)
2. ดุลสมการรีดอกซ์ต่อไปนี้โดยวิธีครึ่งปฏิกิริยา
  - 2.1  $MnO_2(s) + Fe^{2+}(aq) + H^+(aq) \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + Fe^{3+}(aq) + H_2O(l)$
  - 2.2  $Cl_2(g) + SO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow SO_4^{2-}(aq) + Cl^-(aq) + H^+(aq)$
  - 2.3  $MnO_4^-(aq) + S^{2-}(aq) \longrightarrow MnO_2(s) + S(s)$  (ในภาวะเบส)
  - 2.4  $Cr(OH)_3(s) + ClO^-(aq) \longrightarrow CrO_4^{2-}(aq) + Cl^-(aq)$  (ในภาวะเบส)

- เขียนและดุลสมการรีดอกซ์เมื่อเติมสารละลายโซเดียมซัลไฟด์ ( $\text{Na}_2\text{S}$ ) ลงในสารละลายของไดโครเมตไอออน ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) ซึ่งมีสีส้มในภาวะกรด พบว่าสารละลายเปลี่ยนจากสีส้มเป็นสีเขียวของโครเมียม(III)ไอออน ( $\text{Cr}^{3+}$ ) และมีตะกอนสีขาวเกิดขึ้น เมื่อตั้งไว้สีขาวของตะกอนเปลี่ยนไปเป็นสีเหลืองอ่อนของกำมะถัน (S)
- เขียนและดุลสมการรีดอกซ์เมื่อเติมสารละลายของไอโอดีนไอออน ( $\text{I}^-$ ) ลงในสารละลายเปอร์แมงกาเนตไอออน ( $\text{MnO}_4^-$ ) ซึ่งมีสีม่วงแดงในภาวะเบส พบว่าสีม่วงแดงจางหายไป เกิดตะกอนสีดำของแมงกานีส(IV)ออกไซด์ ( $\text{MnO}_2$ ) และไอโอดีนไอออน ( $\text{IO}_3^-$ )

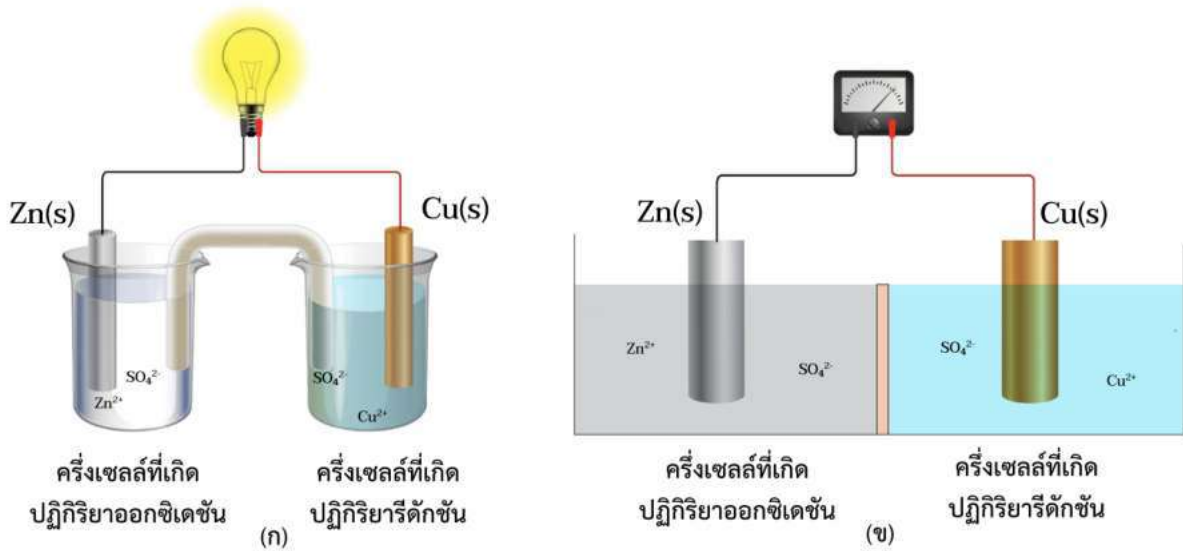
### 11.3 เซลล์เคมีไฟฟ้า

เนื่องจากปฏิกิริยารีดอกซ์เป็นปฏิกิริยาที่มีการถ่ายโอนอิเล็กตรอนระหว่างสาร ดังนั้นปฏิกิริยารีดอกซ์จึงสามารถนำมาใช้ในการผลิตพลังงานไฟฟ้าได้ โดยแยกให้ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและครึ่งปฏิกิริยารีดักชันเกิดขึ้นที่แต่ละขั้วไฟฟ้าในเซลล์เคมีไฟฟ้า (electrochemical cell) ทำให้การถ่ายโอนอิเล็กตรอนไม่ได้เกิดขึ้นโดยตรงที่ผิวสัมผัสของคู่สารที่ทำปฏิกิริยารีดอกซ์ จึงสามารถนำอุปกรณ์ไฟฟ้า เช่น หลอดไฟฟ้า โวลต์มิเตอร์ มาต่อระหว่างขั้วไฟฟ้าเพื่อใช้ประโยชน์จากกระแสไฟฟ้าหรือวัดค่าความต่างศักย์ได้ ซึ่งปฏิกิริยารีดอกซ์ที่เกี่ยวข้องกับพลังงานไฟฟ้าเรียกว่าปฏิกิริยาเคมีไฟฟ้า (electrochemical reaction)

#### 11.3.1 องค์ประกอบของเซลล์เคมีไฟฟ้า

ปฏิกิริยารีดอกซ์ระหว่างโลหะสังกะสี (Zn) กับสารละลายของคอปเปอร์(II)ไอออน ( $\text{Cu}^{2+}$ ) สามารถทำให้เป็นเซลล์เคมีไฟฟ้าได้ โดยการแยกครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันของโลหะสังกะสีกับครึ่งปฏิกิริยารีดักชันของคอปเปอร์(II)ไอออนให้เกิดขึ้นที่ต่างขั้วไฟฟ้ากันใน 2 ครึ่งเซลล์ ดังรูป 11.1





รูป 11.1 เซลล์เคมีไฟฟ้าที่สารทำปฏิกิริยากันแล้วให้พลังงานไฟฟ้า

จากรูป 11.1 แต่ละครึ่งเซลล์ประกอบด้วยขั้วไฟฟ้าและอิเล็กโทรไลต์ ในที่นี้โลหะสังกะสี (Zn) ทำหน้าที่เป็นขั้วไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน เรียกว่า **แอโนด** (anode) โดยมีสารละลายซิงค์ซัลเฟต ( $ZnSO_4$ ) เป็นอิเล็กโทรไลต์ ส่วนโลหะทองแดง (Cu) ทำหน้าที่เป็นขั้วไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน เรียกว่า **แคโทด** (cathode) โดยมีสารละลายคอปเปอร์(II)ซัลเฟต ( $CuSO_4$ ) เป็นอิเล็กโทรไลต์

ในขณะที่ปฏิกิริยารีดอกซ์ของ Zn และ  $Cu^{2+}$  ดำเนินไป ความเข้มข้นของ  $Zn^{2+}$  ในครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันจะเพิ่มขึ้น ส่วนความเข้มข้นของ  $Cu^{2+}$  ในครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยารีดักชันจะลดลง ทำให้ปริมาณไอออนบวกและไอออนลบในแต่ละครึ่งเซลล์ไม่สมดุลกัน ส่งผลให้ความสามารถในการเกิดปฏิกิริยาในแต่ละครึ่งเซลล์ลดลงอย่างรวดเร็ว จึงมีการใช้วัสดุที่มีอิเล็กโทรไลต์เข้มข้นเชื่อมต่อระหว่างครึ่งเซลล์เรียกว่า **สะพานเกลือ** (salt bridge) หรือใช้เยื่อ (membrane) ที่ยอมให้ไอออนแพร่ผ่านได้ คั่นระหว่างอิเล็กโทรไลต์ ซึ่งการเคลื่อนที่ของไอออนจากสะพานเกลือหรือผ่านเยื่อคั่น สามารถช่วยรักษาสมดุลระหว่างไอออนบวกกับไอออนลบในแต่ละครึ่งเซลล์ได้

ดังนั้นองค์ประกอบสำคัญของเซลล์เคมีไฟฟ้าคือ ขั้วไฟฟ้าที่เป็นแอโนดและแคโทด อิเล็กโทรไลต์ และอาจเชื่อมต่อกันด้วยสะพานเกลือหรือเยื่อคั่น โดยที่แอโนดเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน และแคโทดเกิดปฏิกิริยารีดักชัน ซึ่งเมื่อทำให้ครบวงจร อิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่จากแอโนดไปยังแคโทด



### ความรู้เพิ่มเติม

สะพานเกลืออาจทำจากกระดาษกรองชุบสารละลายอิเล็กโทรไลต์ของเกลือบางชนิด เช่น  $KCl$   $KNO_3$   $NH_4NO_3$  หรือเกลือชนิดอื่น ๆ ที่ไม่ทำปฏิกิริยากับอิเล็กโทรไลต์ในครึ่งเซลล์ทั้งสอง และไอออนบวกกับไอออนลบของสารละลายที่ใช้ทำสะพานเกลือควรมีความสามารถในการเคลื่อนที่ในสารละลายใกล้เคียงกัน นอกจากนี้อาจใช้วัสดุผสมกับสารละลายของเกลือดังกล่าวบรรจุในหลอดแก้วรูปตัวยูก็ได้



### ตรวจสอบความเข้าใจ

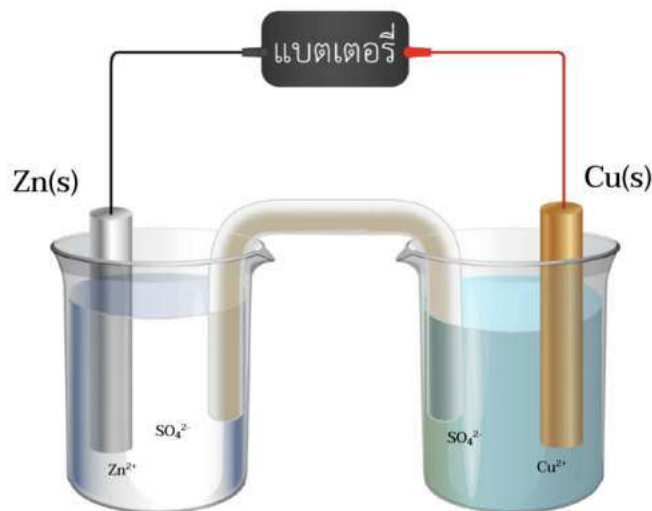
จากเซลล์เคมีไฟฟ้าในรูป 11.1 จงตอบคำถามต่อไปนี้

1. โลหะใดทำหน้าที่เป็นขั้วไฟฟ้าที่ไม่เกิดปฏิกิริยาเคมี และโลหะใดทำหน้าที่เป็นขั้วไฟฟ้าที่เกิดปฏิกิริยาเคมีด้วย
2. ไอออนใดเป็นอิเล็กโทรไลต์ที่ไม่เกิดปฏิกิริยาเคมี และไอออนใดเป็นอิเล็กโทรไลต์ที่เกิดปฏิกิริยาเคมีด้วย
3. เมื่อเวลาผ่านไป ขั้วโลหะใดร้อนและขั้วโลหะใดหนาขึ้น
4. เขียนสมการรีดอกซ์ที่เกิดขึ้น
5. เมื่อต่อเซลล์เคมีไฟฟ้าครบวงจร โดยใช้สะพานเกลือที่มีสารละลายโพแทสเซียมไนเตรต ( $KNO_3$ ) เข้มข้น จงระบุว่าไอออนแต่ละชนิดในสะพานเกลือมีทิศทางการเคลื่อนที่อย่างไร เพราะเหตุใด พร้อมวาดรูปประกอบ
6. เมื่อต่อเซลล์เคมีไฟฟ้าครบวงจร ไอออนใดจะทำหน้าที่รักษาสมดุลของประจุไฟฟ้าในสารละลายและมีทิศทางการเคลื่อนที่ผ่านเยื่อคั้นเซลล์อย่างไร พร้อมวาดรูปประกอบ
7. เพราะเหตุใดเมื่อต่อเซลล์เคมีไฟฟ้าครบวงจรเป็นเวลานาน กระแสไฟฟ้าจึงลดลง



เซลล์เคมีไฟฟ้าที่ให้พลังงานไฟฟ้าเรียกว่า **เซลล์กัลวานิก** (galvanic cell) หรือ **เซลล์โวลตาอิก** (voltaic cell) โดยมีแอโนดเป็นขั้วลบ แคโทดเป็นขั้วบวก และอิเล็กตรอนเคลื่อนที่ผ่านวงจรภายนอกเซลล์จากแอโนดไปยังแคโทด ปฏิกิริยาเคมีในเซลล์กัลวานิกเป็นปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นได้เอง (spontaneous reaction)

นอกจากเซลล์กัลวานิกแล้วยังมีเซลล์เคมีไฟฟ้าอีกประเภทหนึ่งซึ่งเรียกว่า **เซลล์อิเล็กโทรลิติก** (electrolytic cell) ซึ่งเป็นเซลล์ที่ต้องให้กระแสไฟฟ้าหรือพลังงานไฟฟ้าเพื่อทำให้เกิดปฏิกิริยาเคมี เนื่องจากเป็นปฏิกิริยาที่ไม่สามารถเกิดขึ้นได้เอง (non spontaneous reaction) และปฏิกิริยารีดอกซ์ที่เกิดขึ้นในเซลล์อิเล็กโทรลิติกจะเป็นปฏิกิริยาย้อนกลับของปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นในเซลล์กัลวานิก เช่น เมื่อนำเซลล์กัลวานิกในรูป 11.1 มาต่อเข้ากับขั้วไฟฟ้าของแหล่งกำเนิดไฟฟ้าที่ทำให้เกิดความต่างศักย์ระหว่างขั้วมากพอ โดยให้โลหะทองแดง (Cu) ต่อเข้ากับขั้วบวก และโลหะสังกะสี (Zn) ต่อเข้ากับขั้วลบ ดังรูป 11.2

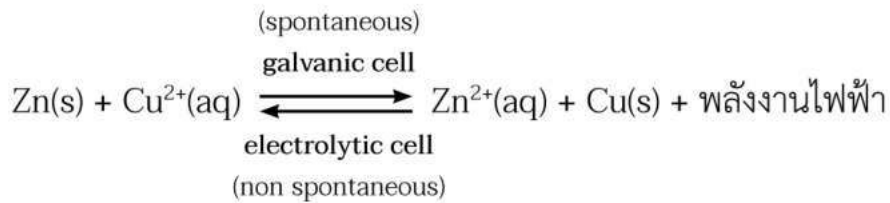


รูป 11.2 ตัวอย่างเซลล์อิเล็กโทรลิติก

จากรูป 11.2 ที่ขั้วลบ  $Zn^{2+}$  จะรับอิเล็กตรอนที่แคโทดเกิดเป็น Zn ส่วน Cu ที่ขั้วบวกจะให้อิเล็กตรอนที่แอโนดเปลี่ยนเป็น  $Cu^{2+}$  ซึ่งเป็นปฏิกิริยาย้อนกลับของปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นในเซลล์กัลวานิก โดยแหล่งกำเนิดไฟฟ้าที่จะทำให้เกิดปฏิกิริยาในเซลล์อิเล็กโทรลิติกต้องทำให้เกิดความต่างศักย์มากกว่าค่าความต่างศักย์ที่เกิดจากปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นในเซลล์กัลวานิกของสารเดียวกัน จะเห็นว่าเซลล์เคมีไฟฟ้าทั้งในเซลล์กัลวานิกและเซลล์อิเล็กโทรลิติก ขั้วไฟฟ้าที่เกิดปฏิกิริยารีดอกซ์เรียกว่า แคโทด ส่วนขั้วไฟฟ้าที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันเรียกว่า แอโนด เสมอ และเนื่องจากปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นในเซลล์



อิเล็กโทรลิติกเป็นปฏิกิริยาย้อนกลับของปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นในเซลล์กัลวานิก เขียนแสดงความสัมพันธ์ของปฏิกิริยาในเซลล์ทั้งสองได้ดังนี้



### ตรวจสอบความเข้าใจ

จากเซลล์เคมีไฟฟ้าในรูป 11.1 และ 11.2 จงตอบคำถามต่อไปนี้

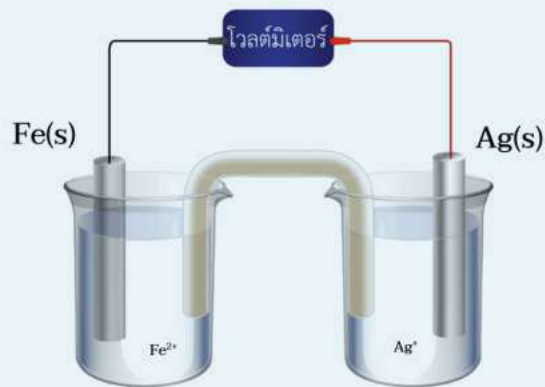
1. เปรียบเทียบความเหมือนและความแตกต่างระหว่างเซลล์กัลวานิกและเซลล์อิเล็กโทรลิติก
2. จากรูป 11.2 หากสลับให้ขั้วบวกของแหล่งกำเนิดไฟฟ้าต่อเข้ากับโลหะสังกะสีและขั้วลบต่อเข้ากับโลหะทองแดง จะมีปฏิกิริยาเคมีเกิดขึ้นที่ขั้วโลหะทั้งสองหรือไม่ อย่างไร



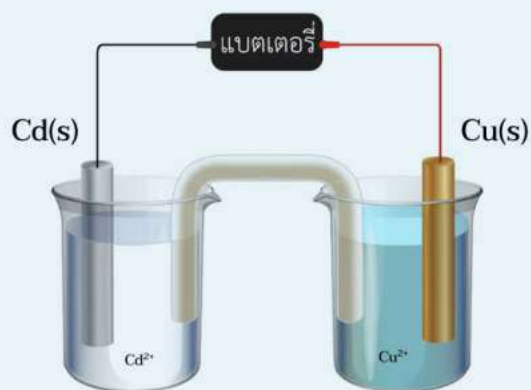
## แบบฝึกหัด 11.3

1. เพราะเหตุใดจึงไม่ทำเซลล์กัลวานิกโดยการจุ่มขั้วโลหะทองแดง (Cu) และสังกะสี (Zn) ลงในสารละลายผสมของคอปเปอร์(II)ซัลเฟต ( $\text{CuSO}_4$ ) และซิงค์ซัลเฟต ( $\text{ZnSO}_4$ ) ในภาชนะเดียวกัน
2. ระบุว่าครึ่งเซลล์ใดเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน ครึ่งเซลล์ใดเกิดปฏิกิริยารีดักชัน พร้อมทั้งเขียนสมการแสดงปฏิกิริยา และปฏิกิริยารวมของเซลล์ จากเซลล์เคมีไฟฟ้าที่กำหนดให้ต่อไปนี้

2.1



2.2



### 11.3.2 แผนภาพเซลล์

องค์ประกอบและหน้าที่ของสารที่เกี่ยวข้องในปฏิกิริยาเคมีของเซลล์เคมีไฟฟ้าสามารถแสดงได้ด้วยแผนภาพเซลล์ (cell notation) ซึ่งเขียนครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันหรือครึ่งเซลล์ออกซิเดชันไว้ทางด้านซ้าย และครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยารีดักชันหรือครึ่งเซลล์รีดักชันไว้ทางด้านขวา โดยมีเส้นคู่ขนาน (||) แสดงการแยกกันระหว่างอิเล็กโทรไลต์ของแต่ละครึ่งเซลล์ ในแต่ละครึ่งเซลล์ใช้เส้นเดี่ยว (|) คั่นระหว่างสารที่ไม่ผสมเป็นเนื้อเดียวกัน เช่น

เซลล์กัลวานิกในรูป 11.1 เขียนแสดงแผนภาพเซลล์ได้ดังนี้



แผนภาพครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน :  $\text{Zn(s)}|\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$

แผนภาพครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน :  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu(s)}$

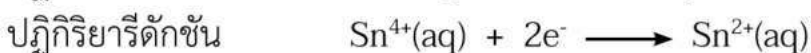
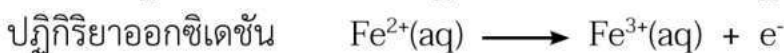
เซลล์อิเล็กโทรลิติกในรูป 11.2 เขียนแสดงแผนภาพเซลล์ได้ดังนี้



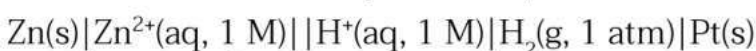
แผนภาพครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน :  $\text{Cu(s)}|\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$

แผนภาพครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน :  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})|\text{Zn(s)}$

ในกรณีที่สารในครึ่งเซลล์ผสมเป็นเนื้อเดียวกัน จะคั่นด้วยเครื่องหมายจุลภาค (,) เช่น  $\text{Pt(s)}|\text{Fe}^{2+}(\text{aq}), \text{Fe}^{3+}(\text{aq})||\text{Sn}^{4+}(\text{aq}), \text{Sn}^{2+}(\text{aq})|\text{Pt(s)}$  เป็นแผนภาพเซลล์ที่มีโลหะแพลทินัมเป็นขั้วไฟฟ้าซึ่งไม่ทำปฏิกิริยารีดอกซ์ โดยมีปฏิกิริยาออกซิเดชันและปฏิกิริยารีดักชันของเซลล์ เป็นดังนี้



แผนภาพเซลล์ที่สมบูรณ์ควรระบุความเข้มข้นของสารละลาย และความดันของแก๊ส เช่น



นอกจากนี้ เซลล์เคมีไฟฟ้าที่ไม่มีสะพานเกลือหรือเยื่อเชื่อมต่อกันระหว่างครึ่งเซลล์ เขียนแสดงแผนภาพได้ เช่น  $\text{Zn(s)}|\text{Zn}^{2+}(\text{aq})|\text{Zn(s)}$



จะเห็นว่าแผนภาพเซลล์มีแอโนดอยู่ทางด้านซ้ายมือและแคโทดอยู่ทางด้านขวามือเสมอทั้งในเซลล์กัลวานิกและเซลล์อิเล็กโทรลิติก ซึ่งแผนภาพเซลล์สามารถบอกรายละเอียดเกี่ยวกับเซลล์เคมีไฟฟ้าได้จากแผนภาพเซลล์สามารถเขียนสมการแสดงปฏิกิริยาออกซิเดชัน ปฏิกิริยารีดักชัน และปฏิกิริยาของเซลล์ได้ และจากปฏิกิริยาของเซลล์สามารถเขียนแผนภาพเซลล์ได้ดังตัวอย่าง



## ตัวอย่าง 9

เขียนแผนภาพเซลล์กัลวานิกจากปฏิกิริยาที่กำหนดให้ต่อไปนี้  
 ปฏิกิริยาออกซิเดชัน (แอโนด)  $\text{Sn(s)} \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$   
 ปฏิกิริยารีดักชัน (แคโทด)  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu(s)}$

## วิธีทำ

แผนภาพครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน :  $\text{Sn(s)}|\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$

แผนภาพครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน :  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu(s)}$

ดังนั้น เขียนแผนภาพเซลล์ได้เป็น :  $\text{Sn(s)}|\text{Sn}^{2+}(\text{aq})||\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu(s)}$



## ตัวอย่าง 10

เขียนแผนภาพเซลล์กัลวานิกจากปฏิกิริยาที่กำหนดให้ต่อไปนี้  
 $\text{Mg(s)} + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$

## วิธีทำ

แผนภาพครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน :  $\text{Mg(s)}|\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$

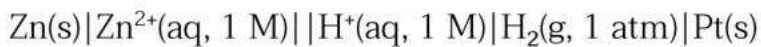
แผนภาพครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน :  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}), \text{Fe}^{2+}(\text{aq})|\text{Pt(s)}$

ดังนั้น เขียนแผนภาพเซลล์ได้เป็น :  $\text{Mg(s)}|\text{Mg}^{2+}(\text{aq})||\text{Fe}^{3+}(\text{aq}), \text{Fe}^{2+}(\text{aq})|\text{Pt(s)}$

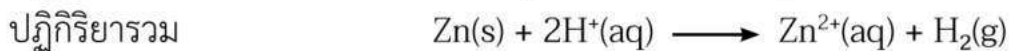
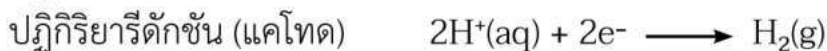
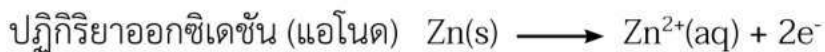


## ตัวอย่าง 11

เขียนสมการแสดงปฏิกิริยาที่แอโนด แคโทด และปฏิกิริยารวมของเซลล์ จากแผนภาพเซลล์ที่กำหนดให้ต่อไปนี้

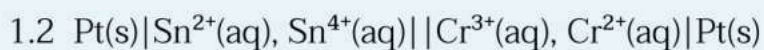


## วิธีทำ

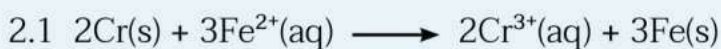


## แบบฝึกหัด 11.4

- จากแผนภาพเซลล์กัลวานิกที่กำหนดให้ จงเขียนสมการเคมีของปฏิกิริยาที่แอโนด แคโทด และปฏิกิริยารวมของเซลล์



- เขียนแผนภาพเซลล์จากปฏิกิริยาที่กำหนดให้ต่อไปนี้



### 11.3.3 ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์

เนื่องจากกระแสไฟฟ้าเคลื่อนที่จากขั้วบวกซึ่งมีศักย์ไฟฟ้าสูงกว่าไปยังขั้วลบซึ่งมีศักย์ไฟฟ้าต่ำกว่า ส่วนอิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่ในทิศทางตรงกันข้ามกับกระแสไฟฟ้าเสมอ ดังนั้นในเซลล์กัลวานิกของ  $\text{Zn(s)}|\text{Zn}^{2+}(\text{aq})||\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu(s)}$  ซึ่งมีอิเล็กตรอนเคลื่อนที่จากขั้วโลหะสังกะสี (Zn) ไปยังขั้วโลหะทองแดง (Cu) แสดงว่าขั้วโลหะสังกะสี (Zn) มีศักย์ไฟฟ้าต่ำกว่าขั้วโลหะทองแดง (Cu) ผลต่างระหว่างศักย์ไฟฟ้าของขั้วไฟฟ้าหรือความต่างศักย์ระหว่างขั้วไฟฟ้าทั้งสองเรียกว่า **ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์** (cell potential,  $E_{\text{cell}}$ ) มีหน่วยเป็นโวลต์ (Volt หรือ V) สามารถวัดได้โดยใช้โวลต์มิเตอร์ ดังจะได้ศึกษาจากกิจกรรมต่อไปนี้



#### กิจกรรม 11.3 การทดลองวัดค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์เคมีไฟฟ้า

##### จุดประสงค์การทดลอง

1. ทดลองวัดค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์กัลวานิก
2. ระบุครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันและปฏิกิริยารีดักชันจากทิศทางการถ่ายโอนอิเล็กตรอน

##### วัสดุ อุปกรณ์ และสารเคมี

1. สารละลายคอปเปอร์(II)ซัลเฟต ( $\text{CuSO}_4$ ) 1.0 mol/L
2. สารละลายซิงค์ซัลเฟต ( $\text{ZnSO}_4$ ) 1.0 mol/L
3. สารละลายอิมตัวของโพแทสเซียมไนเตรต ( $\text{KNO}_3$ )
4. แผ่นโลหะสังกะสี (Zn) ขนาด 1.5 cm × 5 cm
5. แผ่นโลหะทองแดง (Cu) ขนาด 1.5 cm × 5 cm
6. มิเตอร์ความต่างศักย์ของขั้วไฟฟ้าชนิดที่มีเลขศูนย์อยู่ตรงกลาง (ไมโครแอมมิเตอร์-โวลต์มิเตอร์)
7. บีกเกอร์ ขนาด 50 mL
8. กระบอกตวง ขนาด 10 mL
9. กระดาษกรอง ขนาด 1.0 cm × 10 cm
10. กระดาษทราย ขนาด 3 cm × 3 cm
11. กระดาษเยื่อ



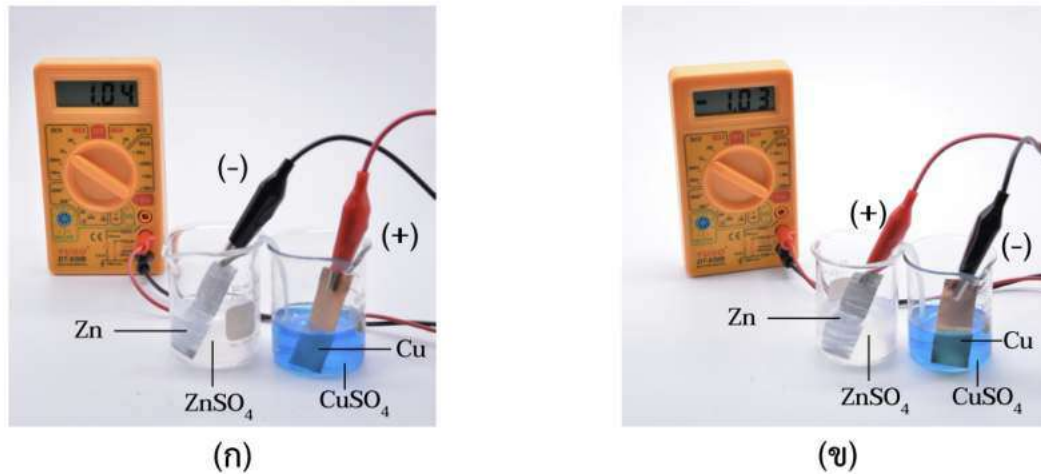
### วิธีทดลอง

1. ขัดแผ่นโลหะ Cu และโลหะ Zn ด้วยกระดาษทราย ใช้กระดาษเยื่อเช็ดเศษโลหะที่ติดอยู่กับแผ่นโลหะออก
2. จุ่มแผ่นโลหะ Cu ลงในปิกเกอร์ที่มี  $\text{CuSO}_4$  ปริมาตร 20 mL และจุ่มแผ่นโลหะ Zn ลงในปิกเกอร์ที่มี  $\text{ZnSO}_4$  ปริมาตร 20 mL
3. นำปิกเกอร์ที่มีโลหะจุ่มอยู่ในสารละลายที่เตรียมไว้ในข้อ 2 มาวางชิดกัน ใช้กระดาษกรองที่ชุบสารละลายอิมตัวของ  $\text{KNO}_3$  เป็นสะพานเกลือ โดยวางพาดปิกเกอร์ทั้งสองให้ปลายกระดาษจุ่มในสารละลายของแต่ละปิกเกอร์
4. ต่อแผ่นโลหะ Cu และแผ่นโลหะ Zn เข้ากับมิเตอร์ (โหมวัดความต่างศักย์) หรือโวลต์มิเตอร์ สังเกตทิศทางการเบนของเข็มมิเตอร์และอ่านค่าความต่างศักย์ที่ได้
5. สลับขั้วของมิเตอร์ สังเกตทิศทางการเบนของเข็มและอ่านค่าความต่างศักย์ที่ได้

### คำถามท้ายการทดลอง

1. เขียนแผนภาพครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันและครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน และแผนภาพเซลล์
2. ระบุทิศทางการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนและกระแสไฟฟ้า
3. ทิศทางการเบนของเข็มมิเตอร์สอดคล้องกับทิศทางการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนหรือกระแสไฟฟ้า
4. ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์มีค่าเท่าใด พร้อมทั้งระบุว่าขั้วใดมีศักย์ไฟฟ้าสูงกว่า และสูงกว่าอยู่เท่าใด

จากกิจกรรมเมื่อนำสองครึ่งเซลล์ต่างชนิดมาต่อกันด้วยสะพานเกลือ และต่อกับโวลต์มิเตอร์ จะสามารถวัดความต่างศักย์หรือศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ได้ โดยอิเล็กตรอนเคลื่อนที่จากขั้วโลหะที่มีศักย์ไฟฟ้าต่ำ ไปยังขั้วที่มีศักย์ไฟฟ้าสูงกว่า ถ้าเปลี่ยนโวลต์มิเตอร์เป็นแบบดิจิทัลและต่อขั้วที่มีศักย์ไฟฟ้าสูงกว่าเข้ากับขั้วบวกและต่อขั้วที่มีศักย์ไฟฟ้าต่ำกว่าเข้ากับขั้วลบของโวลต์มิเตอร์ ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ที่วัดได้จะเป็นบวก แต่ถ้าต่อสลับขั้วศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ที่วัดได้จะเป็นลบ



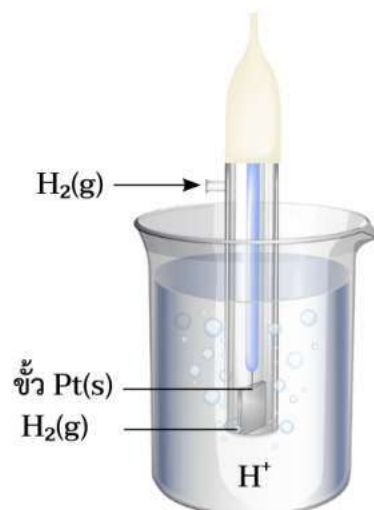
รูป 11.3 การต่อเซลล์เคมีไฟฟ้ากับโวลต์มิเตอร์ดิจิทัล

(ก) ต่อทองแดงกับขั้วบวกและสังกะสีกับขั้วลบ

(ข) ต่อทองแดงกับขั้วลบและสังกะสีกับขั้วบวก

ค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ขึ้นอยู่กับชนิดของสารที่เกิดปฏิกิริยาและภาวะที่ทำการวัด ซึ่งได้มีการกำหนดภาวะมาตรฐานสำหรับการวัดคือ ความเข้มข้นของสารละลายอิเล็กโทรไลต์เป็น 1.0 โมลต่อลิตร ความดัน 1 บรรยากาศ ที่อุณหภูมิ 25 องศาเซลเซียส

ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์เป็นค่าความต่างศักย์ของ 2 ครึ่งเซลล์ซึ่งสามารถวัดได้โดยใช้โวลต์มิเตอร์ แต่ค่าศักย์ไฟฟ้าของแต่ละครึ่งเซลล์ไม่สามารถวัดได้โดยตรง ดังนั้นนักวิทยาศาสตร์จึงกำหนดครึ่งเซลล์อ้างอิงที่มีศักย์ไฟฟ้าเป็น 0 โวลต์ โดยใช้ครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยารีดักชันของไฮโดรเจนไอออน ( $\text{H}^+$ ) ได้แก๊สไฮโดรเจน ( $\text{H}_2$ ) บนขั้วแพลทินัม (Pt) ดังรูป 11.4 เรียกว่า ครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนมาตรฐาน (standard hydrogen half cell) นิยมเรียกกันทั่วไปว่า ขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนมาตรฐาน (standard hydrogen electrode, SHE)



รูป 11.4 ครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนมาตรฐาน

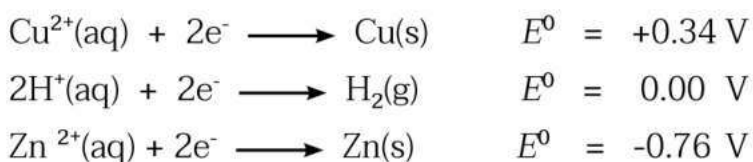


เมื่อนำครึ่งเซลล์ที่ต้องการทราบศักย์ไฟฟ้าต่อเข้ากับ SHE ที่ภาวะมาตรฐาน โดยต่อขั้วโลหะในครึ่งเซลล์ที่สนใจเข้ากับขั้วบวกของโวลต์มิเตอร์ ค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ที่วัดได้จะเรียกว่า **ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์รีดักชัน** (standard reduction potential;  $E^0$ ) เช่น เมื่อนำครึ่งเซลล์  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu}(\text{s})$  ต่อกับ SHE และอ่านค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ได้เป็น 0.34 โวลต์ แสดงว่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu}(\text{s})$  มีค่าสูงกว่าครึ่งเซลล์ SHE แต่เมื่อนำ  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})|\text{Zn}(\text{s})$  ต่อกับ SHE และอ่านค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ได้เป็น -0.76 โวลต์ แสดงว่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})|\text{Zn}(\text{s})$  มีศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานต่ำกว่าครึ่งเซลล์ SHE ดังรูป 11.5



รูป 11.5 การต่อครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนมาตรฐานกับ  
(ก) ครึ่งเซลล์ทองแดงมาตรฐาน (ข) ครึ่งเซลล์สังกะสีมาตรฐาน

ในการวัดค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์โดยให้ขั้วบวกของโวลต์มิเตอร์ต่อเข้ากับขั้วโลหะที่สนใจเป็นการกำหนดให้ขั้วดังกล่าวเป็นแคโทด ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์จึงเป็นค่าที่กำหนดให้ครึ่งเซลล์นั้นจะเกิดปฏิกิริยารีดักชัน ตามสมการเคมีดังนี้



จากค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์รีดักชัน ทำให้เรียงลำดับความสามารถการเป็นตัวออกซิไดส์ได้ดังนี้  $\text{Cu}^{2+} > \text{H}^+ > \text{Zn}^{2+}$  ซึ่งสอดคล้องกับข้อมูลในตาราง 11.2 ดังนั้นเมื่อนำครึ่งเซลล์  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu}(\text{s})$  ต่อกับ SHE  $\text{Cu}^{2+}$  จะเกิดปฏิกิริยารีดักชันตามที่กำหนด แต่เมื่อต่อครึ่งเซลล์  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})|\text{Zn}(\text{s})$  กับ SHE ได้ค่าความต่างศักย์ไฟฟ้าเป็นลบ แสดงว่า  $\text{Zn}^{2+}$  ไม่ได้เกิดปฏิกิริยารีดักชันตามที่กำหนด แต่โลหะสังกะสีเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน ดังสมการ







### ตรวจสอบความเข้าใจ

จากรูป 11.5 (ข) หากต้องการให้ศักย์ไฟฟ้าที่อ่านได้จากการต่อครึ่งเซลล์สังกะสีมาตรฐาน กับ SHE มีค่าเป็นบวก ควรต่อกับโวลต์มิเตอร์อย่างไร

ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์รีดักชันอื่น ๆ แสดงดังตาราง 11.3

ตาราง 11.3 ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์รีดักชัน

ปฏิกิริยาครึ่งเซลล์รีดักชัน	$E^0$ (V)
$F_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2F^-(aq)$	+2.87
$O_3(g) + 2H^+ + 2e^- \longrightarrow O_2(g) + H_2O(l)$	+2.07
$S_2O_8^{2-}(aq) + 2e^- \longrightarrow 2SO_4^{2-}(aq)$	+2.01
$Co^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow Co^{2+}(aq)$	+1.82
$H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2e^- \longrightarrow 2H_2O(l)$	+1.77
$PbO_2(s) + 4H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) + 2e^- \longrightarrow PbSO_4(s) + 2H_2O(l)$	+1.70
$Ce^{4+}(aq) + e^- \longrightarrow Ce^{3+}(aq)$	+1.61
$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$	+1.51
$Au^{3+}(aq) + 3e^- \longrightarrow Au(s)$	+1.50
$PbO_2(s) + 4H^+(aq) + 2e^- \longrightarrow Pb^{2+}(aq) + 2H_2O(l)$	+1.46
$Cl_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-(aq)$	+1.36
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+(aq) + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l)$	+1.33
$MnO_2(s) + 4H^+(aq) + 2e^- \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 2H_2O(l)$	+1.23
$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \longrightarrow 2H_2O(l)$	+1.23
$Br_2(l) + 2e^- \longrightarrow 2Br^-(aq)$	+1.07

ปฏิกิริยาครีงเซลล์รีดักชัน	$E^0$ (V)
$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0.96
$2\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Hg}_2^{2+}(\text{aq})$	+0.92
$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Hg}(\text{l})$	+0.85
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0.80
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0.77
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	+0.68
$\text{MnO}_4^-(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{OH}^-(\text{aq})$	+0.59
$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$	+0.53
$\text{Cu}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0.52
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^- \longrightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq})$	+0.40
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0.34
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Hg}(\text{s}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq})$	+0.27
$\text{AgCl}(\text{s}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}(\text{s}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$	+0.22
$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+0.20
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^+(\text{aq})$	+0.15
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+0.13
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0.00
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0.04
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0.13
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0.14
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0.25
$\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Co}(\text{s})$	-0.28
$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	-0.31
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cd}(\text{s})$	-0.40

ปฏิกิริยาครีงเซลล์รีดักชัน	$E^0$ (V)
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0.44
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Cr}(\text{s})$	-0.74
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0.76
$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	-0.83
$\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}(\text{s})$	-1.18
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1.66
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2.37
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2.71
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ca}(\text{s})$	-2.87
$\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ba}(\text{s})$	-2.90
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{K}(\text{s})$	-2.93
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3.05



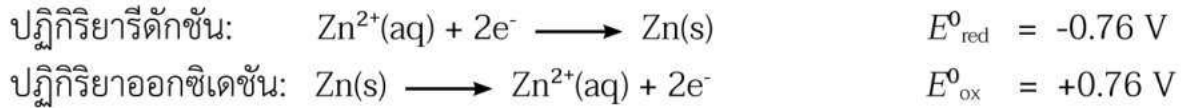
### ตรวจสอบความเข้าใจ

พิจารณาดารง 11.3 และตอบคำถามต่อไปนี้

- ลำดับความสามารถในการเป็นตัวออกซิไดส์จากมากไปน้อยของ  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$  และ  $\text{Ag}^+$  เป็นอย่างไร
- ลำดับความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์จากมากไปน้อยของ Sn, Na, Au, Mg และ Zn เป็นอย่างไร



เนื่องจากข้อมูลในตาราง 11.3 ซึ่งแสดงค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์รีดักชัน หากต้องการระบุค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์ออกซิเดชัน ซึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันที่เป็นปฏิกิริยาย้อนกลับของปฏิกิริยารีดักชันนั้นจะเป็นตัวเลขเดิมแต่มีเครื่องหมายตรงกันข้าม เช่น



เมื่อนำสองครึ่งเซลล์ใด ๆ มาต่อกัน สามารถคำนวณค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ได้จาก ผลต่างของค่าศักย์ไฟฟ้ารีดักชันที่แคโทด ( $E_{\text{cathode}}$ ) และแอโนด ( $E_{\text{anode}}$ ) ดังนี้

ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ = ศักย์ไฟฟ้ารีดักชันที่แคโทด - ศักย์ไฟฟ้ารีดักชันที่แอโนด

$$E_{\text{cell}} = E_{\text{cathode}} - E_{\text{anode}}$$



### ความรู้เพิ่มเติม

ตามนิยามของ IUPAC คำว่าขั้วไฟฟ้า (electrode) ซึ่งในเซลล์เคมีไฟฟ้าหมายถึงแคโทดและแอโนด มีสองความหมายได้แก่ (1) เฉพาะตัวนำไฟฟ้าซึ่งส่วนใหญ่เป็นโลหะที่จุ่มอยู่ในสารละลาย หรือ (2) ส่วนประกอบทั้งหมดของครึ่งเซลล์

ในกรณีที่มีการคำนวณใช้ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์รีดักชัน ( $E^{\circ}$ ) จากตาราง 11.3 จะได้ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์ ( $E^{\circ}_{\text{cell}}$ ) ดังนี้

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}}$$

สำหรับเซลล์  $\text{Zn}(\text{s})|\text{Zn}^{2+}(\text{aq})||\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu}(\text{s})$  สามารถคำนวณค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์ได้ดังนี้

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = 0.34\text{V} - (-0.76)\text{V}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = +1.10\text{ V}$$

ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์  $\text{Zn(s)}|\text{Zn}^{2+}(\text{aq})||\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu(s)}$  คือ 1.10 โวลต์ ซึ่งมีค่าเป็นบวก แสดงว่าปฏิกิริยาสามารถเกิดขึ้นได้เองและเป็นเซลล์กัลวานิก หากต้องการให้ปฏิกิริยารีดอกซ์เกิดในทิศทางตรงกันข้ามหรือเป็นเซลล์อิเล็กโทรลิติก ปฏิกิริยารีดอกซ์ที่เกิดขึ้นจะมีศักย์ไฟฟ้าเป็น -1.10 โวลต์ นั่นคือปฏิกิริยาไม่สามารถเกิดขึ้นได้เอง ถ้าต้องการให้ปฏิกิริยาเกิดขึ้นจะต้องมีการใส่แหล่งกำเนิดไฟฟ้าที่มีอีเอ็มเอฟมากกว่า 1.10 โวลต์ โดยให้ขั้วบวกของแหล่งกำเนิดไฟฟ้าต่อกับโลหะทองแดง และขั้วลบต่อกับโลหะสังกะสี



### ความรู้เพิ่มเติม

อีเอ็มเอฟ (emf หรือ electromotive force) หรือ แรงเคลื่อนไฟฟ้า หรือ แรงดันไฟฟ้า คือ พลังงานที่แหล่งกำเนิดไฟฟ้าจ่ายให้กับหนึ่งหน่วยประจุไฟฟ้า มีหน่วยเป็นจูลต่อคูลอมบ์ หรือโวลต์ ดังนั้นถ่านไฟฉายที่มีอีเอ็มเอฟ หรือ แรงดันไฟฟ้า 1.5 โวลต์ คือ ถ่านไฟฉายที่สามารถจ่ายพลังงานให้กับประจุไฟฟ้า 1 คูลอมบ์ ได้ประมาณ 1.5 จูล

นอกจากนี้ ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์สามารถใช้บอกความสามารถในการเกิดปฏิกิริยาเคมีได้กล่าวคือปฏิกิริยาเคมีที่มีค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์มากจะดำเนินไปข้างหน้าได้มากกว่าปฏิกิริยาเคมีที่มีค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์น้อย

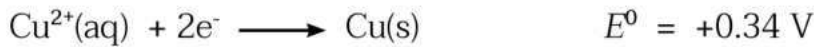
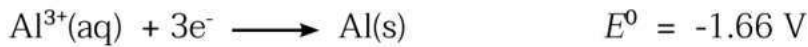


### ตัวอย่าง 12

การต่อครึ่งเซลล์  $\text{Al}^{3+}(\text{aq})|\text{Al(s)}$  กับครึ่งเซลล์  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu(s)}$  เป็นเซลล์กัลวานิก จะมีค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์เท่าใด

#### วิธีทำ

จากตาราง 11.3 ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์รีดักชันเป็นดังนี้



ในการต่อเซลล์กัลวานิก ครึ่งเซลล์  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu}(\text{s})$  มีค่า  $E^{\circ}$  สูงกว่าจึงเกิดปฏิกิริยารีดักชัน ( $E^{\circ}_{\text{cathode}}$ ) ส่วนครึ่งเซลล์  $\text{Al}^{3+}(\text{aq})|\text{Al}(\text{s})$  มีค่า  $E^{\circ}$  ต่ำกว่าจึงเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน ( $E^{\circ}_{\text{anode}}$ ) ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์คำนวณได้ดังนี้

$$\begin{aligned} E^{\circ}_{\text{cell}} &= E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}} \\ &= 0.34 \text{ V} - (-1.66 \text{ V}) \\ &= 2.00 \text{ V} \end{aligned}$$

ดังนั้น เซลล์นี้มีค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐาน 2.00 โวลต์

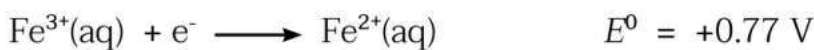
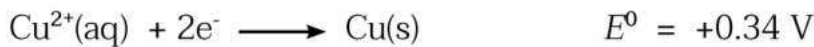


### ตัวอย่าง 13

การต่อครึ่งเซลล์  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu}(\text{s})$  กับครึ่งเซลล์  $\text{Pt}(\text{s})|\text{Fe}^{3+}(\text{aq}), \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  เป็นเซลล์กัลวานิก จะมีค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์เท่าใด

#### วิธีทำ

จากตาราง 11.3 ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์รีดักชันเป็นดังนี้



ในการต่อเป็นเซลล์กัลวานิก ครึ่งเซลล์  $\text{Pt}(\text{s})|\text{Fe}^{3+}(\text{aq}), \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  มีค่า  $E^{\circ}$  สูงกว่าจึงเกิดปฏิกิริยารีดักชัน ( $E^{\circ}_{\text{cathode}}$ ) ส่วนครึ่งเซลล์  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu}(\text{s})$  มีค่า  $E^{\circ}$  ต่ำกว่าจึงเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน ( $E^{\circ}_{\text{anode}}$ ) ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์คำนวณได้ดังนี้

$$\begin{aligned} E^{\circ}_{\text{cell}} &= E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}} \\ &= 0.77 \text{ V} - 0.34 \text{ V} \\ &= 0.43 \text{ V} \end{aligned}$$

ดังนั้น เซลล์นี้มีค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐาน 0.43 โวลต์





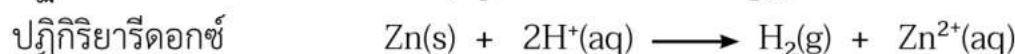
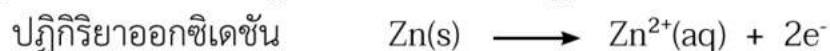
## ตัวอย่าง 14

ใส่แผ่นโลหะสังกะสี (Zn) ลงในบีกเกอร์ที่มีสารละลายกรดไฮโดรคลอริก 1.0 โมลต่อลิตร

- เขียนปฏิกิริยาออกซิเดชัน ปฏิกิริยารีดักชัน และปฏิกิริยารีดอกซ์ที่เกิดขึ้น
- คำนวณค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์ที่ได้จากปฏิกิริยารีดอกซ์ที่เกิดขึ้น

## วิธีทำ

- ปฏิกิริยาออกซิเดชัน ปฏิกิริยารีดักชัน และปฏิกิริยารีดอกซ์เป็นดังนี้



- ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์คำนวณได้จากค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์รีดักชันจากตาราง 11.3 ดังนี้

$$\begin{aligned} E^{\circ}_{\text{cell}} &= E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}} \\ &= 0.00 \text{ V} - (-0.76) \text{ V} \\ &= 0.76 \text{ V} \end{aligned}$$

ดังนั้น เซลล์นี้มีค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐาน 0.76 โวลต์



## ตัวอย่าง 15

คำนวณค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานเมื่อจุ่มโลหะอะลูมิเนียม(Al)ลงในสารละลายคอปเปอร์(II)ซัลเฟต ( $\text{CuSO}_4$ ) ซึ่งเกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ดังสมการเคมี



## วิธีทำ

จากตาราง 11.3 ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์รีดักชันเป็นดังนี้



**ข้อสังเกต** การคูณสัมประสิทธิ์ในสมการไม่ทำให้ค่า  $E^{\circ}$  เปลี่ยนแปลง

ในปฏิกิริยานี้ ครึ่งเซลล์  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu}(\text{s})$  เกิดปฏิกิริยารีดักชัน ( $E^{\circ}_{\text{cathode}}$ ) ส่วนครึ่งเซลล์  $\text{Al}^{3+}(\text{aq})|\text{Al}(\text{s})$  เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน ( $E^{\circ}_{\text{anode}}$ ) ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์คำนวณได้ดังนี้

$$\begin{aligned} E^{\circ}_{\text{cell}} &= E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}} \\ &= 0.34 \text{ V} - (-1.66)\text{V} \\ &= 2.00 \text{ V} \end{aligned}$$

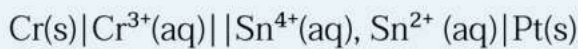
ดังนั้น ปฏิกิริยารีดอกซ์นี้มีค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์ 2.00 โวลต์



### แบบฝึกหัด 11.5

ตอบคำถามต่อไปนี้โดยกำหนดให้การคำนวณใช้ค่า  $E^{\circ}$  จากตาราง 11.3

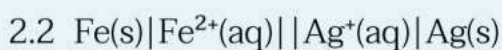
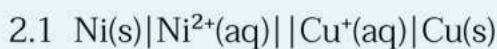
1. กำหนดแผนภาพเซลล์ให้ดังนี้



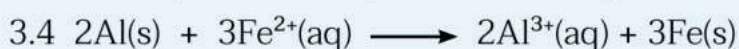
1.1 เขียนสมการแสดงปฏิกิริยาออกซิเดชัน ปฏิกิริยารีดักชัน และปฏิกิริยารีดอกซ์

1.2 คำนวณค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์

2. คำนวณค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์ต่อไปนี้



3. คำนวณค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์จากปฏิกิริยาต่อไปนี้



4. ภาชนะที่ทำด้วยเหล็กเหมาะสมที่จะใช้บรรจุสารละลายทิน(II)คลอไรด์ ( $\text{SnCl}_2$ ) หรือไม่ เพราะเหตุใด

## 11.4 ประโยชน์ของเซลล์เคมีไฟฟ้า

หลักการของเซลล์เคมีไฟฟ้าทั้งเซลล์กัลวานิกและเซลล์อิเล็กโทรลิติกสามารถนำมาประยุกต์ใช้ในอุตสาหกรรม เช่น การผลิตแบตเตอรี่ การป้องกันการกัดกร่อนของโลหะ การชุบโลหะ การแยกสารเคมีด้วยกระแสไฟฟ้า การทำโลหะให้บริสุทธิ์ ดังจะได้ศึกษาต่อไป

### 11.4.1 แบตเตอรี่

**แบตเตอรี่** (battery) คืออุปกรณ์ที่ประกอบด้วยเซลล์เคมีไฟฟ้าตั้งแต่ 1 เซลล์ขึ้นไปเพื่อให้พลังงานไฟฟ้าแก่อุปกรณ์ชนิดอื่น โดยแบ่งเป็น 2 ประเภท คือ **เซลล์ปฐมภูมิ** (primary cell) ซึ่งเป็นแบตเตอรี่ที่ใช้หมดแล้วไม่สามารถนำกลับมาใช้ได้อีก และ**เซลล์ทุติยภูมิ** (secondary cell) ซึ่งเป็นแบตเตอรี่ที่ใช้แล้วสามารถนำมา**ประจุ** (charge) ใหม่ได้ แบตเตอรี่มีส่วนประกอบของเซลล์ ปฏิกิริยาเคมีภายในเซลล์ และลักษณะการใช้งานที่หลากหลายดังตัวอย่างต่อไปนี้

#### แบตเตอรี่ซิงค์-คาร์บอน หรือถ่านไฟฉาย

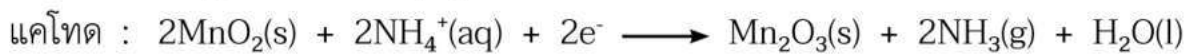
ถ่านไฟฉายเป็นเซลล์ปฐมภูมิ มีลักษณะเป็นเซลล์แห้งที่ประกอบด้วยแมงกานีส(IV)ออกไซด์ ( $\text{MnO}_2$ ) เคลือบบนแท่งแกรไฟต์ (C) ทำหน้าที่เป็นแคโทด ของผสมแอมโมเนียมคลอไรด์ ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) และซิงค์คลอไรด์ ( $\text{ZnCl}_2$ ) ในแบ็งเปียกทำหน้าที่เป็นอิเล็กโทรไลต์ บรรจุในกล่องสังกะสี (Zn) ซึ่งทำหน้าที่เป็นแอโนด ดังรูป



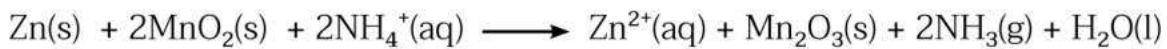
รูป 11.6 ส่วนประกอบของถ่านไฟฉาย



ระหว่างการใช้งานมีปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้นภายในเซลล์ดังนี้



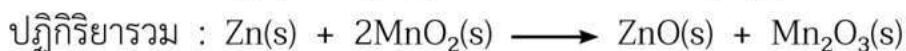
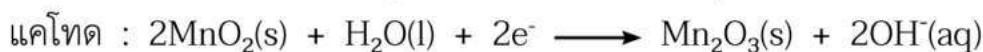
ปฏิกิริยารวม :



ถ่านไฟฉายให้อิเอ็มเอฟประมาณ 1.5 โวลต์ เมื่อใช้งานไปนาน ๆ ปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้นทำให้โลหะสังกะสีกัดกร่อน มีน้ำและแอมโมเนียเป็นผลิตภัณฑ์รวมอยู่ด้วยซึ่งอาจทำให้เกิดแรงดันหรือรั่วไหลออกมาทำให้เครื่องใช้ไฟฟ้าเกิดความเสียหายได้ ดังนั้นจึงควรตรวจสอบลักษณะของถ่านไฟฉายอยู่เสมอและไม่ควรทิ้งไว้ในอุปกรณ์ไฟฟ้าเป็นเวลานาน

### แบตเตอรี่แอลคาไลน์

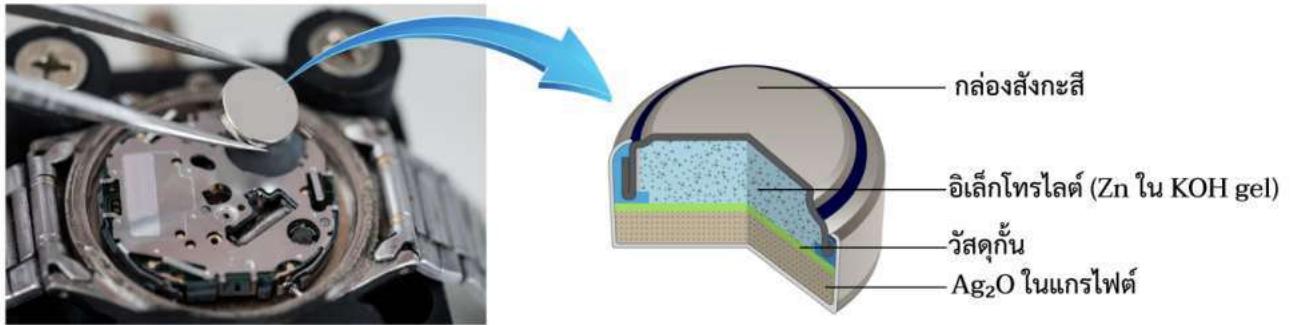
เนื่องจากอิเล็กโทรไลต์ที่ใช้ในแบตเตอรี่ซิงค์-คาร์บอนมีสถานะเป็นกรดสามารถกัดกร่อนกล่องสังกะสีได้ ทำให้มีอายุการเก็บและการใช้งานค่อนข้างสั้น จึงมีการใช้เบสของโลหะแอลคาไลน์ เช่น NaOH หรือ KOH เป็นอิเล็กโทรไลต์แทน  $\text{NH}_4\text{Cl}$  และ  $\text{ZnCl}_2$  และเรียกแบตเตอรี่นี้ว่า แบตเตอรี่แอลคาไลน์ ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเป็นดังนี้



แบตเตอรี่แอลคาไลน์มีแคโทดและแอโนดเป็นสารชนิดเดียวกันกับแบตเตอรี่ซิงค์-คาร์บอน และให้อิเอ็มเอฟใกล้เคียงกันคือประมาณ 1.5 โวลต์ ดังนั้นแบตเตอรี่ประเภทนี้จึงนำมาใช้งานคล้ายกับแบตเตอรี่ซิงค์-คาร์บอน โดยมีอายุการเก็บและการใช้งานที่นานกว่า แต่มีราคาสูงกว่า

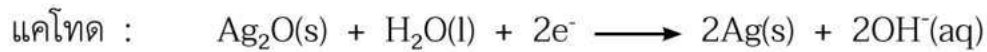
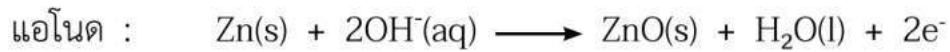
### แบตเตอรี่ซิลเวอร์ออกไซด์

เป็นแบตเตอรี่ที่มีส่วนประกอบและหลักการเกิดปฏิกิริยาคล้ายกับแบตเตอรี่แอลคาไลน์ คือแอโนดเป็นสังกะสี แต่มีแคโทดเป็น  $\text{Ag}_2\text{O}$  แทน  $\text{MnO}_2$  ดังรูป



รูป 11.7 ส่วนประกอบของแบตเตอรี่ซิลเวอร์ออกไซด์

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเป็นดังนี้



แบตเตอรี่ซิลเวอร์ออกไซด์เป็นเซลล์ปฐมภูมิขนาดเล็ก ให้อีเอ็มเอฟคงที่ประมาณ 1.5 โวลต์ ตลอดอายุการใช้งาน แบตเตอรี่ชนิดนี้มีราคาสูงแต่ใช้งานได้ยาวนาน นิยมใช้ในอุปกรณ์ไฟฟ้าขนาดเล็ก เช่น นาฬิกาข้อมือ เครื่องคิดเลข เครื่องช่วยฟัง



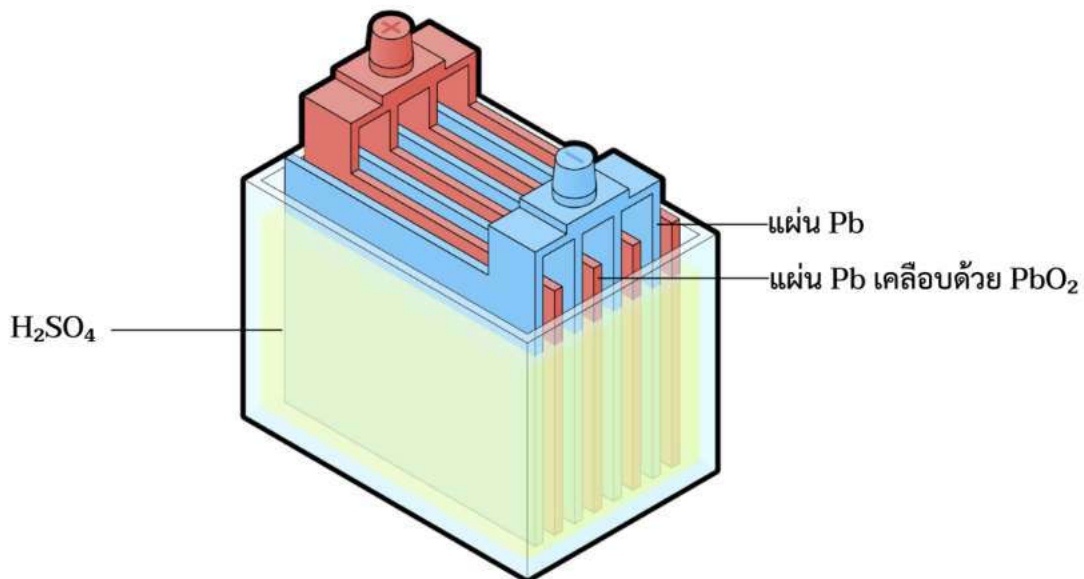
### รู้หรือไม่

บางครั้งเรียกแบตเตอรี่ซิลเวอร์ออกไซด์ว่า เซลล์กระดุม (button cell) เนื่องจากมีรูปร่างกลมแบนขนาดเล็กใกล้เคียงกับกระดุม



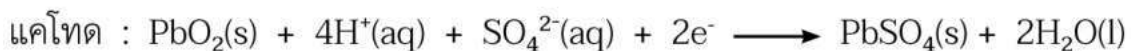
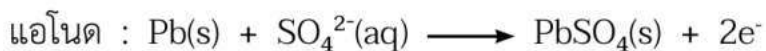
### แบตเตอรี่ตะกั่ว

แบตเตอรี่ตะกั่วพบได้ทั่วไปเช่นใช้สำรองไฟคอมพิวเตอร์ใช้เก็บพลังงานแสงอาทิตย์แบตเตอรี่ตะกั่วที่ใช้ในรถยนต์ส่วนบุคคลมักประกอบด้วยเซลล์กัลวานิก 6 เซลล์ต่อกันแบบอนุกรม โดยแต่ละเซลล์มีแผ่นตะกั่วเป็นแอโนด มีแผ่นตะกั่วที่เคลือบด้วย  $\text{PbO}_2$  เป็นแคโทด และ  $\text{H}_2\text{SO}_4$  เป็นอิเล็กโทรไลต์ ดังรูป

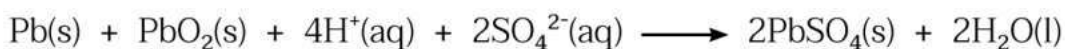


รูป 11.8 ส่วนประกอบของแบตเตอรี่ตะกั่ว

แบตเตอรี่ตะกั่วจ่ายไฟ (discharge) ได้โดยเกิดปฏิกิริยาดังนี้



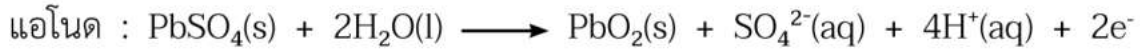
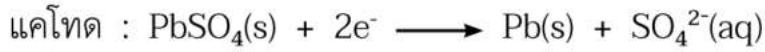
ปฏิกิริยารวม :



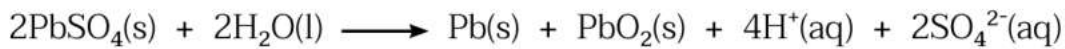
แต่ละเซลล์ในแบตเตอรี่ตะกั่วให้อิเอ็มเอฟประมาณ 2 โวลต์ เมื่อนำทั้ง 6 เซลล์ มาต่อกันแบบอนุกรม จะให้อิเอ็มเอฟรวมประมาณ 12 โวลต์ ปฏิกิริยารีดอกซ์ที่เกิดขึ้นระหว่างการจ่ายไฟ ให้ผลิตภัณฑ์เป็น  $\text{PbSO}_4$  ซึ่งเป็นของแข็งเกาะอยู่บนขั้วไฟฟ้าทั้งสอง ทั้งนี้สามารถทำให้เกิดปฏิกิริยาย้อนกลับได้ง่าย โดยการให้กระแสไฟฟ้าจากภายนอกหรือที่เรียกว่าการประจุ



ในรถยนต์จะมีอุปกรณ์ที่สามารถประจุให้กับแบตเตอรี่ระหว่างที่รถยนต์เคลื่อนที่ ซึ่งทำให้เกิดปฏิกิริยาย้อนกลับของปฏิกิริยาการจ่ายไฟ ดังนี้



ปฏิกิริยารวม :



แบตเตอรี่ตะกั่วจัดเป็นเซลล์ทุติยภูมิซึ่งสามารถจ่ายไฟและประจุไฟได้หลายรอบ โดยมีอายุการใช้งานระยะเวลาหนึ่ง แต่เนื่องจากการหลุดล่อนของ  $\text{PbSO}_4$  จากแผ่นตะกั่ว ทำให้ขั้วไฟฟ้าสึกกร่อนไปเรื่อยๆ จนเสื่อมสภาพไม่สามารถประจุได้อีก



### ตรวจสอบความเข้าใจ

การประจุของแบตเตอรี่ทุติยภูมิ ใช้หลักการของเซลล์กัลวานิกหรืออิเล็กโทรลิติก เพราะเหตุใด

### แบตเตอรี่ลิเทียมไอออน

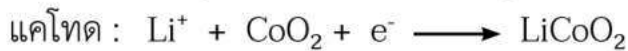
เป็นแบตเตอรี่ที่สามารถประจุได้ มีลิเทียมไอออนเป็นองค์ประกอบของขั้วไฟฟ้าและอิเล็กโทรไลต์ เช่น แอโนดอาจเป็นแท่งแกรไฟต์ซึ่งสามารถให้ลิเทียมไอออนแทรกเข้าไปได้ แคโทดอาจเป็น  $\text{LiCoO}_2$  หรือ  $\text{LiMn}_2\text{O}_4$  ส่วนอิเล็กโทรไลต์ส่วนใหญ่ใช้  $\text{LiPF}_6$  ในตัวทำละลายอินทรีย์ เมื่อเกิดปฏิกิริยา ลิเทียมไอออนจะเคลื่อนที่ไปมาระหว่างแอโนดและแคโทด



### ความรู้เพิ่มเติม

ตัวทำละลายอินทรีย์เป็นตัวทำละลายที่มี C เป็นองค์ประกอบ เช่น แอลกอฮอล์ น้ำมัน ซึ่งในแบตเตอรี่ลิเทียมไอออนนิยมใช้ ไดเมทิลคาร์บอนเนต  $((\text{CH}_3\text{O})_2\text{CO})$  ซึ่งเป็นสารที่ติดไฟได้

ตัวอย่างปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นระหว่างการจ่ายไฟของแบตเตอรี่ลิเทียมไอออนเป็นดังนี้



### ตรวจสอบความเข้าใจ

1. จากปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นระหว่างการจ่ายไฟของแบตเตอรี่ลิเทียมไอออน จงเขียนปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นที่แอโนด แคโทด และปฏิกิริยารวมระหว่างการประจุ
2. ระหว่างการจ่ายไฟของแบตเตอรี่ลิเทียมไอออน ธาตุใดมีเลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้นและธาตุใดมีเลขออกซิเดชันลดลง

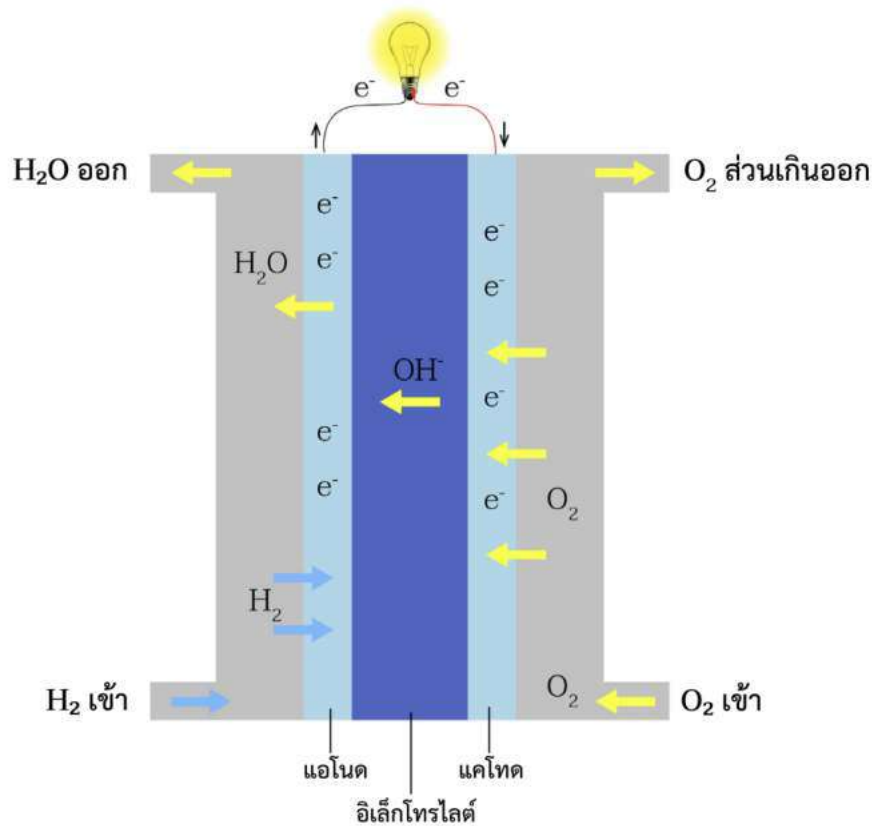
แบตเตอรี่ลิเทียมไอออนให้อิเอ็มเอฟประมาณ 3.2-3.8 โวลต์ นิยมนำมาใช้กับคอมพิวเตอร์แบบพกพา โทรศัพท์มือถือ เนื่องจากสามารถเก็บประจุได้มาก ประจุไฟได้เร็ว และน้ำหนักเบา ตัวอย่างแบตเตอรี่ลิเทียมไอออนแสดงดังรูป



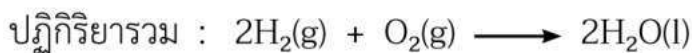
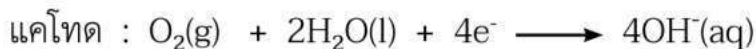
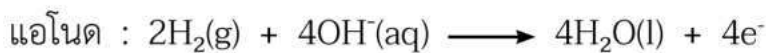
รูป 11.9 แบตเตอรี่ลิเทียมไอออนในอุปกรณ์ต่าง ๆ

### เซลล์เชื้อเพลิง

เซลล์เชื้อเพลิง เป็นเซลล์กัลวานิกที่ปฏิกิริยารีดอกซ์คือปฏิกิริยาการเผาไหม้เชื้อเพลิง โดยให้เชื้อเพลิงเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันที่แอโนดและ  $O_2$  เกิดปฏิกิริยารีดักชันที่แคโทด เซลล์เชื้อเพลิงชนิดแรกเป็นเซลล์เชื้อเพลิงแบบแอลคาไลน์ (alkaline fuel cells, AFC) ใช้แก๊สไฮโดรเจนกับออกซิเจนเป็นสารตั้งต้น โดยมีอิเล็กโทรไลต์เป็นสารละลายเบสและได้ผลิตภัณฑ์เป็นน้ำ จึงถือว่าเป็นเซลล์เชื้อเพลิงที่เป็นมิตรต่อสิ่งแวดล้อมเนื่องจากไม่มีการปล่อย  $CO_2$  ส่วนประกอบและปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้นในเซลล์เชื้อเพลิงแบบแอลคาไลน์เป็นดังนี้

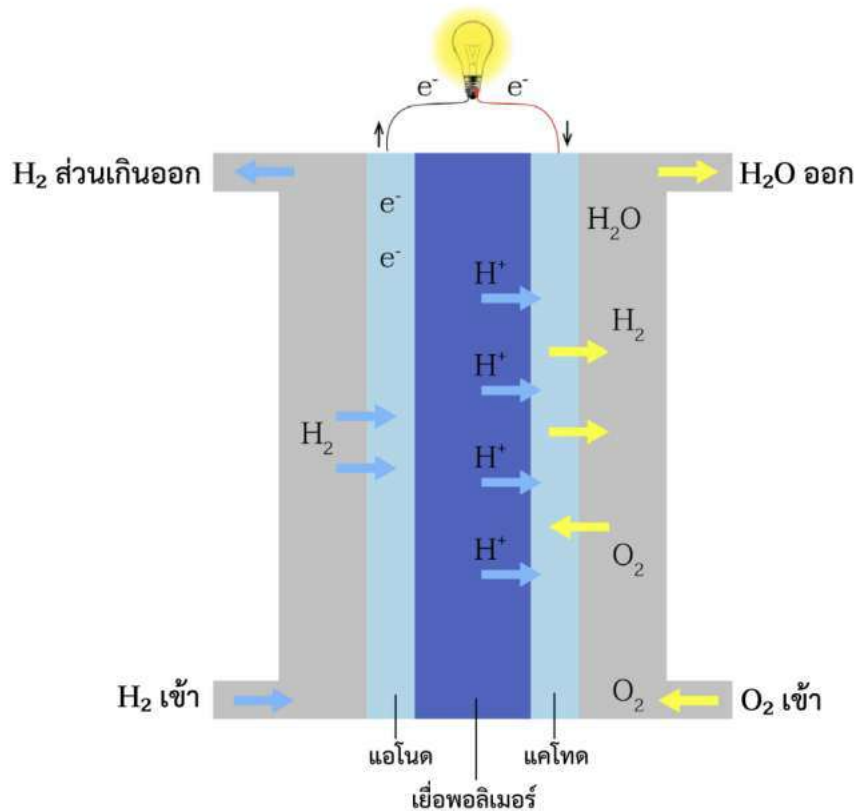


รูป 11.10 ส่วนประกอบของเซลล์เชื้อเพลิงแบบแอลคาไลน์

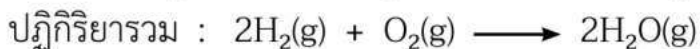
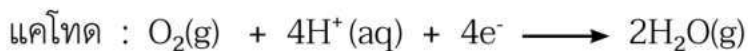
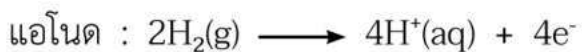


ต่อมาได้มีการพัฒนาเป็นเซลล์เชื้อเพลิงแบบอื่น ๆ เช่น เซลล์เชื้อเพลิงแบบเยื่อแลกเปลี่ยนโปรตอน (proton exchange membrane fuel cells, PEMFC) ส่วนประกอบและปฏิกิริยาเคมีในเซลล์เชื้อเพลิงแบบเยื่อแลกเปลี่ยนโปรตอนเป็นดังนี้





รูป 11.11 ส่วนประกอบของเซลล์เชื้อเพลิงแบบเยื่อแลกเปลี่ยนโปรตอน



เซลล์เชื้อเพลิงสามารถใช้เชื้อเพลิงในการเปลี่ยนเป็นพลังงานไฟฟ้าหรือพลังงานกลได้อย่างมีประสิทธิภาพมากกว่าการเผาไหม้ปกติ เนื่องจากการสูญเสียพลังงานในรูปของความร้อนน้อยกว่า โดยเซลล์เชื้อเพลิงแบบเยื่อแลกเปลี่ยนโปรตอนทำงานได้ที่อุณหภูมิและความดันต่ำกว่าเซลล์เชื้อเพลิงแบบแอลคาไลน์มีการใช้เยื่อพอลิเมอร์ซึ่งเป็นของแข็งเป็นอิเล็กโทรไลต์จึงไม่เกิดการรั่วไหล ไม่เกิดการกัดกร่อน และน้ำหนักเบา รวมทั้งยังออกแบบให้มีขนาดเล็กได้ ในปัจจุบันจึงได้รับความสนใจที่จะพัฒนามาใช้เป็นแหล่งกำเนิดพลังงานสำหรับยานพาหนะและอุปกรณ์ไฟฟ้าในบ้าน

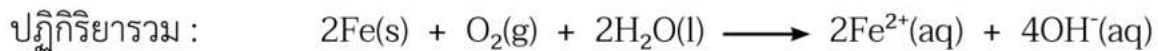
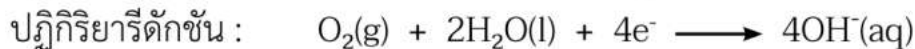
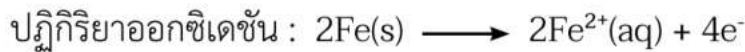


### แบบฝึกหัด 11.6

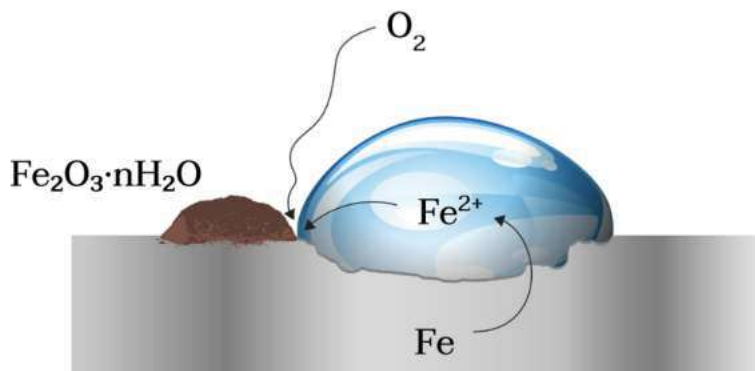
1. จงเขียนแผนผังเวนน์เปรียบเทียบความเหมือนและความแตกต่างระหว่างเซลล์ปฐมภูมิกับเซลล์ทุติยภูมิ
2. เพราะเหตุใดเมื่อใช้แบตเตอรี่ตะกั่วไปนาน ๆ จึงไม่สามารถประจุได้อีก
3. เปรียบเทียบค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์เชื้อเพลิงแบบแอลคาไลน์และแบบเยื่อแลกเปลี่ยนโปรตอน

#### 11.4.2 การกัดกร่อนของโลหะและการป้องกัน

เครื่องมือเครื่องใช้ วัสดุอุปกรณ์ต่าง ๆ หรือสิ่งก่อสร้างที่ทำด้วยโลหะหรือมีโลหะเป็นส่วนประกอบเมื่อใช้งานไประยะหนึ่งมักพบปัญหาการผุกร่อนหรือเกิดสนิม เช่น สนิมเหล็ก สนิมทองแดง หลังคาสังกะสีผุกร่อน ซึ่งกระบวนการเหล่านี้เกี่ยวข้องกับปฏิกิริยารีดอกซ์ โดยโลหะเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันและแก๊สออกซิเจนเกิดปฏิกิริยารีดักชันได้เป็นออกไซด์ของโลหะที่หลุดล่อนจากผิวโลหะได้ง่าย เช่น การเกิดสนิมเหล็ก เกิดจากผิวของเหล็กสัมผัสและเกิดปฏิกิริยากับแก๊สออกซิเจนและน้ำ ซึ่งในกระบวนการนี้ จะเกิดจาก Fe ให้อิเล็กตรอนกับ  $O_2$  เกิดเป็น  $Fe^{2+}$  ดังสมการเคมี

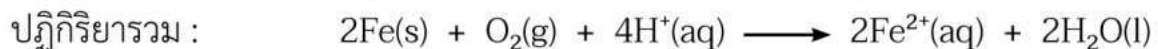
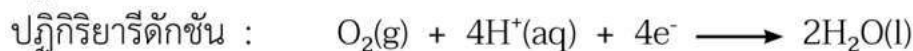
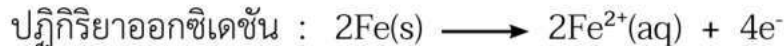


$Fe^{2+}(aq)$  และ  $OH^-(aq)$  เกิดปฏิกิริยาได้  $Fe(OH)_2$  ที่ไม่ละลายน้ำ แต่สามารถทำปฏิกิริยากับน้ำและออกซิเจนในอากาศต่อไปได้  $Fe(OH)_3$  และเปลี่ยนไปเป็น  $Fe_2O_3$  ที่มีโมเลกุลของน้ำอยู่ในโครงผลึก ซึ่งมีสูตรทั่วไปเป็น  $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$  และเรียกว่า สนิมเหล็ก ดังรูป



รูป 11.12 กระบวนการทางเคมีของการเกิดสนิมเหล็ก

นอกจากนี้ในธรรมชาติยังพบว่าแก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ ( $\text{CO}_2$ ) ในอากาศยังเป็นปัจจัยเสริมที่ทำให้เกิดสนิมเหล็ก เนื่องจากแก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ละลายน้ำแล้วเกิดเป็นกรดคาร์บอนิก ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) ซึ่งแตกตัวให้  $\text{H}^+$  ทำให้  $\text{O}_2$  เกิดปฏิกิริยารีดักชันในสภาวะกรด ดังสมการ



### ตรวจสอบความเข้าใจ

คำนวณค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของปฏิกิริยารีดอกซ์ที่ให้  $\text{Fe}^{2+}$  ในกระบวนการเกิดสนิมเหล็ก โดยใช้ข้อมูลในตาราง 11.3

1. ในภาวะที่เป็นกลาง
2. ในภาวะที่เป็นกรด
3. การเกิดสนิมเหล็กในสภาวะใดเกิดได้ง่ายกว่ากัน เพราะเหตุใด



นอกจากนี้ปฏิกิริยารีดอกซ์ยังเกิดได้ง่ายขึ้นในภาวะที่มีอิเล็กโทรไลต์ ดังนั้นเหล็กที่อยู่บริเวณชายทะเลจึงเกิดสนิมเหล็กได้เร็ว นอกจากเหล็กแล้วยังมีโลหะบางชนิดที่สามารถเกิดการผุกร่อนหรือเกิดสนิมได้ เมื่อสัมผัสกับแก๊สออกซิเจนและความชื้น วิธีการป้องกันการกัดกร่อนของโลหะสามารถทำได้ดังนี้

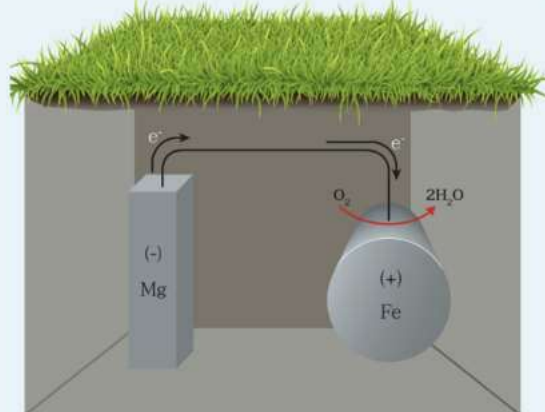
1. เคลือบผิวของโลหะด้วยสารที่ป้องกันการสัมผัสกับแก๊สออกซิเจนและน้ำ เช่น น้ำมัน สีพลาสติก
2. ทำให้โลหะมีภาวะเป็นแคโทดหรือคล้ายแคโทด โดยพันโลหะที่ไม่ต้องการให้เกิดสนิมด้วยโลหะที่มีศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์รีดักชัน ( $E^0$ ) ต่ำกว่า หรือต่อเข้ากับขั้วลบของแหล่งกำเนิดไฟฟ้ากระแสตรงให้ทำหน้าที่เป็นแอโนดซึ่งให้อิเล็กตรอนแทนโลหะที่ไม่ต้องการให้เกิดสนิม
3. ชุบโลหะหรือผสมด้วยโลหะชนิดอื่นที่เมื่อเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันแล้วทำให้เกิดเป็นสารประกอบออกไซด์ที่ยึดติดผิวโลหะได้แน่นไม่หลุดร่อน เช่น การชุบเหล็กด้วยโครเมียม ดิบุก หรือนิกเกิล หรือการทำเหล็กกล้าไร้สนิมด้วยการผสมเหล็กกับธาตุชนิดอื่น

การป้องกันการเกิดสนิมอาจเกี่ยวข้องกับหลักการข้างต้นมากกว่าหนึ่งหลักการ เช่น การชุบแผ่นเหล็กด้วยสังกะสี อาศัยหลักการที่สังกะสีให้อิเล็กตรอนแทนเหล็กได้ รวมทั้งยังทำปฏิกิริยากับออกซิเจนและคาร์บอนไดออกไซด์เกิดเป็นชั้นของสารประกอบเคลือบและยึดติดพื้นผิวของเหล็กอีกด้วย



### ตรวจสอบความเข้าใจ

การป้องกันการเกิดสนิมของท่อเหล็กที่ฝังไว้ใต้ดินโดยใช้โลหะแมกนีเซียม ดังรูป



จงเขียนปฏิกิริยาออกซิเดชันและปฏิกิริยารีดักชันที่เกิดขึ้น

### 11.4.3 การชุบโลหะ

การเคลือบผิวของวัสดุด้วยโลหะหรือการชุบโลหะ (electroplating) เพื่อป้องกันการเกิดสนิมหรือตกแต่งพื้นวัสดุให้สวยงาม ทำได้โดยการผ่านกระแสไฟฟ้าไปยังวัสดุที่ต้องการชุบที่จุ่มอยู่ในสารละลายอิเล็กโทรไลต์ ศึกษาได้จากการทดลองต่อไปนี้



#### กิจกรรม 11.4 การทดลองชุบเหล็กด้วยสังกะสี

##### จุดประสงค์การทดลอง

1. ทดลองชุบเหล็กด้วยสังกะสีโดยใช้หลักการของเซลล์อิเล็กโทรลิติก
2. อธิบายหลักการชุบโลหะด้วยไฟฟ้า

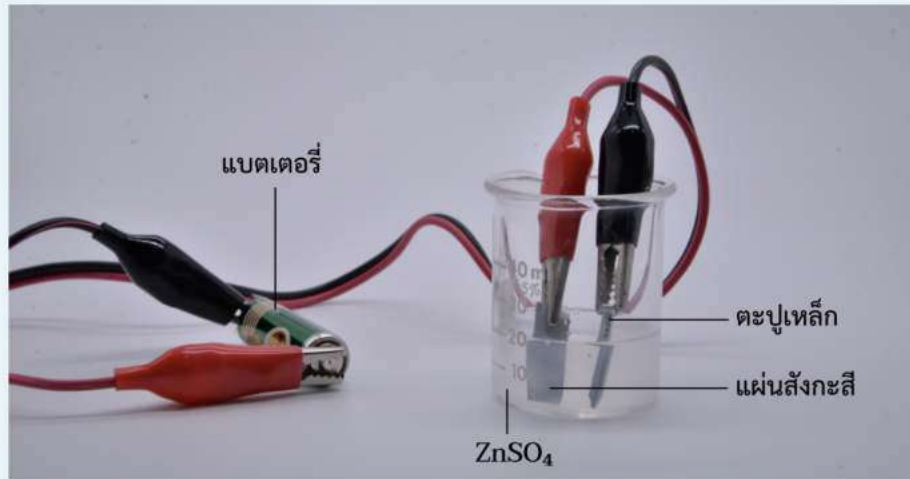
##### วัสดุ อุปกรณ์ และสารเคมี

1. สารละลายซิงค์ซัลเฟต ( $\text{ZnSO}_4$ ) 0.1 mol/L
2. ตะปูหรือวัสดุที่ทำจากเหล็กยาว 2.5 cm
3. แผ่นสังกะสีขนาด 1 cm × 2.5 cm
4. กระดาษทราย ขนาด 3 cm × 3 cm
5. บีกเกอร์ ขนาด 50 mL
6. แบตเตอรี่ขนาด 1.5 V
7. สายไฟที่ต่อกับคลิปปากจระเข้ (สีดำ)
8. สายไฟที่ต่อกับคลิปปากจระเข้ (สีแดง)
9. กระจกนาฬิกา
10. เทปใส
11. กระดาษเยื่อ

##### วิธีทดลอง

1. ใช้กระดาษทรายขัดตะปูเหล็กและแผ่นสังกะสี ใช้กระดาษเยื่อเช็ดเศษโลหะที่เหลือจากการขัดออก
2. เติม  $\text{ZnSO}_4$  ปริมาตร 20 mL ลงในบีกเกอร์

3. ต่อแผ่นสังกะสีเข้ากับขั้วบวกและต่อตะปูเหล็กเข้ากับขั้วลบของแบตเตอรี่ แล้วจุ่มโลหะทั้งสองลงในสารละลาย ดังรูป สังเกตการเปลี่ยนแปลงเป็นเวลา 5 นาที



4. นำตะปูและแผ่นสังกะสีออกจากสายไฟและวางบนกระดาษฟิวเจอร์ ตังไว้ให้แห้งหรือประมาณ 10 นาที สังเกตการเปลี่ยนแปลง

### คำถามท้ายการทดลอง

1. ขั้วไฟฟ้าใดเป็นแอโนดและขั้วไฟฟ้าใดเป็นแคโทด
2. เขียนสมการเคมีแสดงปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นที่ขั้วไฟฟ้าทั้งสอง
3. โลหะที่ต้องการชุบและที่ใช้ชุบควรต่อกับขั้วไฟฟ้าใดตามลำดับ
4. ความเข้มข้นของสารละลายอิเล็กโทรไลต์เปลี่ยนแปลงหรือไม่ เพราะเหตุใด

จากการทดลองการชุบโลหะด้วยไฟฟ้าสามารถสรุปเป็นหลักการดังนี้

1. ต่อวัตถุที่ต้องการชุบกับขั้วลบของแบตเตอรี่ และให้โลหะที่ใช้ชุบต่อกับขั้วบวกของแบตเตอรี่ ซึ่งทำให้วัตถุที่ต้องการชุบเป็นแคโทด และโลหะที่ใช้ชุบเป็นแอโนด
2. สารละลายอิเล็กโทรไลต์ต้องมีไอออนของโลหะที่ใช้ชุบ
3. ใช้ไฟฟ้ากระแสตรงเพื่อให้ปฏิกิริยาดำเนินไปในทิศทางเดียว





### ตรวจสอบความเข้าใจ

1. ถ้าใช้ไฟฟ้ากระแสสลับแทนไฟฟ้ากระแสตรงจะสามารถชุบโลหะได้หรือไม่ เพราะเหตุใด
2. ถ้าต้องการชุบกลอนประตู่เหล็กด้วยโครเมียมจะทำได้อย่างไร อธิบายพร้อมวาดรูปประกอบคำอธิบาย

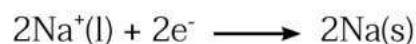
#### 11.4.4 การแยกสลายด้วยไฟฟ้า

กระบวนการที่เกิดขึ้นในเซลล์อิเล็กโทรลิติกที่ทำให้ได้สารใหม่ เรียกว่า การแยกสลายด้วยไฟฟ้า หรือ อิเล็กโทรลิซิส (electrolysis) ซึ่งนำมาใช้ประโยชน์ในอุตสาหกรรมเพื่อผลิตสารเคมีที่ต้องการ ซึ่งไม่สามารถผลิตได้โดยง่ายด้วยวิธีอื่น ดังตัวอย่างต่อไปนี้

##### การแยกสลายโซเดียมคลอไรด์หลอมเหลวด้วยไฟฟ้า

โลหะโซเดียมและแก๊สคลอรีนสามารถเตรียมขึ้นโดยการผ่านกระแสไฟฟ้าให้แก่โซเดียมคลอไรด์หลอมเหลว ซึ่งจะเกิดปฏิกิริยารีดักชันและออกซิเดชันที่ขั้วไฟฟ้า ดังสมการเคมีต่อไปนี้

**แคโทด** โซเดียมไอออนเกิดปฏิกิริยารีดักชันดังสมการ



**แอโนด** คลอไรด์ไอออนเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันดังสมการ



**ปฏิกิริยารวม**



$$\begin{aligned} E^\circ_{\text{cell}} &= E^\circ_{\text{cathode}} - E^\circ_{\text{anode}} \\ &= (-2.71) \text{ V} - 1.36 \text{ V} \\ &= -4.07 \text{ V} \end{aligned}$$

โลหะโซเดียมและแก๊สคลอรีนเป็นสารที่ว่องไวต่อปฏิกิริยาเคมีมาก จึงไม่สามารถเตรียมได้จากกระบวนการถลุงแร่ที่ใช้ทั่วไปกับธาตุบางชนิด



### ตรวจสอบความเข้าใจ

1. ขั้วไฟฟ้าใดเกิดโลหะโซเดียมและขั้วไฟฟ้าใดเกิดแก๊สคลอรีน
2. การผลิตโลหะโซเดียมและแก๊สคลอรีน จากโซเดียมคลอไรด์หลอมเหลว ต้องใช้แหล่งกำเนิดไฟฟ้าที่มีอีเอ็มเอฟมากกว่าเท่าใด

### การแยกสลายสารละลายด้วยไฟฟ้า

สารละลายที่ตัวละลายสามารถแตกตัวเป็นไอออนได้ เมื่อนำไปแยกด้วยกระแสไฟฟ้าจะเกิดการเปลี่ยนแปลงอย่างไร ศึกษาได้จากกิจกรรมต่อไปนี้



### กิจกรรม 11.5 การทดลองแยกสลายสารละลายโพแทสเซียมไอโอไดด์ด้วยไฟฟ้า

#### จุดประสงค์การทดลอง

1. ทดลองแยกสลายสารละลายโพแทสเซียมไอโอไดด์ด้วยไฟฟ้าโดยใช้หลักการของเซลล์อิเล็กโทรลิติก
2. ระบุแอโนดและแคโทด
3. เขียนสมการรีดอกซ์แสดงปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้นและคำนวณศักย์ไฟฟ้าของเซลล์

#### วัสดุ อุปกรณ์ และสารเคมี

1. สารละลายโพแทสเซียมไอโอไดด์ (KI) 1.0 mol/L
2. สารละลายฟีนอล์ฟทาลีน
3. แบตเตอรี่ขนาด 9 V
4. เข็มหมุด
5. กระจกนาฬิกาหรือจานเพาะเชื้อ
6. หลอดหยดพร้อมจุกยาง
7. สายไฟที่ต่อกับคลิปปากจระเข้ (สีแดง)
8. สายไฟที่ต่อกับคลิปปากจระเข้ (สีดำ)
9. กระดาษสีขาขนาด 10 cm × 10 cm

### วิธีทดลอง

1. หยด KI จำนวน 20 หยด ลงในกระจกนาฬิกาหรือจานเพาะเชื้อที่วางอยู่บนกระดาษสีขาว
2. หยดฟีนอล์ฟทาลีน 3 หยด ลงใน KI แล้วปล่อยให้สารผสมกันโดยไม่ต้องคน
3. ต่อสายไฟกับเข็มหมุดและต่อเข้ากับแบตเตอรี่ จากนั้นจุ่มเข็มหมุดทั้งสองลงในสารละลายพร้อมกันดังรูป สังเกตการเปลี่ยนแปลง



### คำถามท้ายการทดลอง

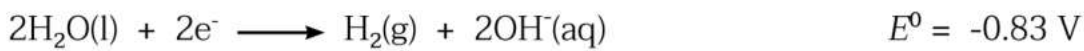
1. KI มีสารใดที่สามารถเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันและรีดักชันได้บ้าง
2. เมื่อผ่านกระแสไฟฟ้าเข้าไปใน KI ที่ขั้วบวกและขั้วลบมีสารใดเกิดขึ้น ทราบได้อย่างไร
3. สมการเคมีของปฏิกิริยาที่แคโทดและแอโนดเป็นอย่างไร สอดคล้องกับค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานรีดักชันในตาราง 11.3 หรือไม่ อย่างไร
4. เขียนสมการเคมีของปฏิกิริยารีดอกซ์ที่เกิดขึ้นและต้องใช้แหล่งกำเนิดไฟฟ้าที่มีอีเอ็มเอฟมากกว่าเท่าใดเพื่อทำให้เกิดปฏิกิริยา



การแยกสลายด้วยไฟฟ้าของสารละลายไอออนิกชนิดอื่น ๆ ในน้ำ สามารถพิจารณาได้ในทำนองเดียวกันกับการแยกสลายสารละลายโพแทสเซียมไอโอไดด์ด้วยไฟฟ้า ดังตัวอย่างการแยกสลายสารละลายคอปเปอร์(II)ซัลเฟตด้วยไฟฟ้า ดังต่อไปนี้

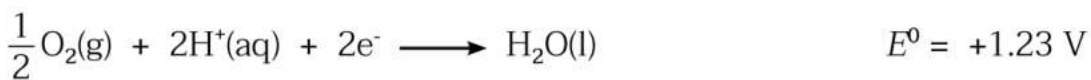
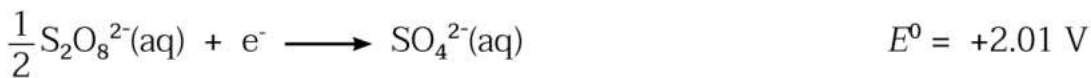
$\text{CuSO}_4$  ในน้ำประกอบด้วย  $\text{Cu}^{2+}$   $\text{SO}_4^{2-}$  และ  $\text{H}_2\text{O}$  เมื่อผ่านกระแสไฟฟ้าเข้าไปในสารละลายสามารถพิจารณาการเกิดปฏิกิริยารีดักชันและออกซิเดชันโดยอาศัยค่า  $E^0$  จากตาราง 11.3 ดังนี้

ปฏิกิริยารีดักชันที่เป็นไปได้ ของ  $\text{Cu}^{2+}$  และ  $\text{H}_2\text{O}$  เป็นดังนี้



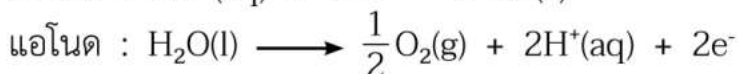
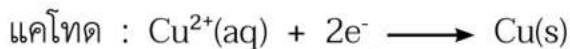
จากค่า  $E^0$  แสดงว่า  $\text{Cu}^{2+}$  ในสารละลายรีดิวซ์ได้ดีที่สุด ดังนั้นที่แคโทดจึงเกิดปฏิกิริยารีดักชันของ  $\text{Cu}^{2+}$

ปฏิกิริยาออกซิเดชันที่เป็นไปได้ของ  $\text{Cu}^{2+}$   $\text{SO}_4^{2-}$  และ  $\text{H}_2\text{O}$  ให้พิจารณาจากปฏิกิริยาครึ่งเซลล์รีดักชันที่มี  $\text{Cu}^{2+}$   $\text{SO}_4^{2-}$  และ  $\text{H}_2\text{O}$  เป็นผลิตภัณฑ์ตามลำดับ จากตาราง 11.3 ไม่มีปฏิกิริยารีดักชันที่ให้  $\text{Cu}^{2+}$  เป็นผลิตภัณฑ์ ดังนั้นจึงเหลือปฏิกิริยาที่ต้องพิจารณา ดังนี้

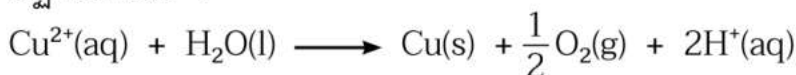


จากค่า  $E^0$  แสดงว่า  $\text{H}_2\text{O}$  ให้อิเล็กตรอนได้ง่ายกว่า  $\text{SO}_4^{2-}$  ดังนั้นที่แอโนดจึงเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันของ  $\text{H}_2\text{O}$

ปฏิกิริยาการแยกสลายสารละลายคอปเปอร์(II)ซัลเฟตด้วยไฟฟ้าจึงเป็นดังนี้



ปฏิกิริยารวม :



ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์อิเล็กโทรลิติก คำนวณจากค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์รีดักชันได้ดังนี้

$$\begin{aligned}E^{\circ}_{\text{cell}} &= E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}} \\ &= 0.34 \text{ V} - 1.23 \text{ V} \\ &= -0.89 \text{ V}\end{aligned}$$

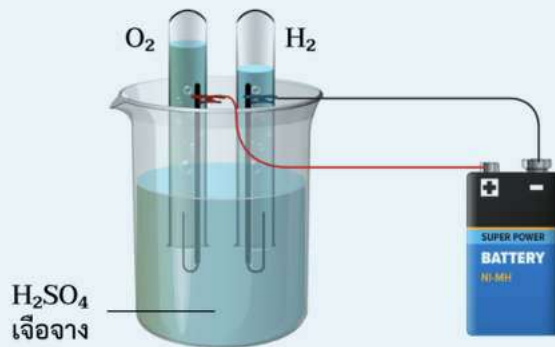
ดังนั้นการแยกสลายสารละลายคอปเปอร์(II)ซัลเฟตด้วยไฟฟ้า ต้องใช้แหล่งกำเนิดไฟฟ้าที่มีอีเอ็มเอฟมากกว่า 0.89 โวลต์ จึงจะมีปฏิกิริยาเกิดขึ้น

จากตัวอย่างข้างต้นจะเห็นว่า การแยกสลายสารละลายด้วยไฟฟ้าส่วนใหญ่เกิดปฏิกิริยาที่ต่างจากการแยกสลายด้วยไฟฟ้าของสารชนิดเดียวกันเมื่อหลอมเหลว เนื่องจากสารละลายมีน้ำที่อาจเกิดปฏิกิริยารีดอกซ์แข่งขันกับไอออนที่มาจากสารนั้น ดังนั้นการพิจารณาว่าจะเกิดปฏิกิริยาใดที่แอโนดและแคโทดทำได้โดยเปรียบเทียบค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์รีดักชันของสารทุกชนิดในสารละลาย



### ตรวจสอบความเข้าใจ

กระบวนการแยกสลายน้ำด้วยไฟฟ้าให้เป็นแก๊สไฮโดรเจนและแก๊สออกซิเจน ดังรูป ก็จัดเป็นการแยกสลายด้วยไฟฟ้า



อุปกรณ์การแยกน้ำด้วยไฟฟ้า

จงตอบคำถามต่อไปนี้

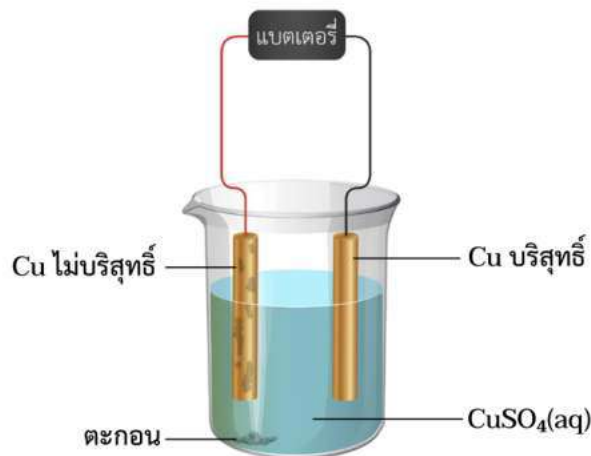
1. เขียนสมการแสดงปฏิกิริยารีดอกซ์ของการแยกน้ำด้วยไฟฟ้า
2. ที่ขั้วบวก น้ำเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันได้แก๊สออกซิเจน จงเขียนสมการของปฏิกิริยานี้ พร้อมทั้งดุลสมการ
3. ที่ขั้วลบ ไฮโดรเจนไอออน ( $H^+$ ) เกิดปฏิกิริยารีดักชันได้แก๊สไฮโดรเจน จงเขียนสมการของปฏิกิริยานี้ พร้อมทั้งดุลสมการ
4. ที่แคโทดและแอโนดเกิดแก๊สชนิดใดตามลำดับ
5. ถ้าต้องการแยกน้ำด้วยไฟฟ้าที่ภาวะมาตรฐานต้องใช้แหล่งกำเนิดไฟฟ้าที่มีอีเอ็มเอฟมากกว่าเท่าใด
6. ถ้าไม่เติมสารละลายกรด จงเขียนสมการปฏิกิริยารีดักชันของการเกิดแก๊สไฮโดรเจน ( $H_2$ ) จากน้ำ ( $H_2O$ )
7. ปฏิกิริยาการแยกน้ำด้วยไฟฟ้าโดยไม่เติมสารละลายกรด จะเกิดได้ยากหรือง่ายกว่ากรณี que เติมสารละลายกรด เพราะเหตุใด



### การทำโลหะให้บริสุทธิ์โดยใช้เซลล์อิเล็กโทรลิติก

หลักการของเซลล์อิเล็กโทรลิติกสามารถนำมาใช้ในการทำโลหะให้มีความบริสุทธิ์สูงขึ้น เช่น ทองแดงที่ได้จากการถลุงสินแร่โดยทั่วไปมีความบริสุทธิ์ไม่เกินร้อยละ 99 โดยมีโลหะชนิดอื่นเจือปน เช่น สังกะสี เหล็ก เงิน ทอง ทำให้สมบัติบางประการของทองแดงด้อยลง เช่น นำไฟฟ้า นำความร้อนทนต่อการกัดกร่อนได้ไม่ดีอย่างไรก็ตามสามารถทำให้ทองแดงมีความบริสุทธิ์ถึงร้อยละ 99.95 ได้ดังนี้

ให้ชิ้นทองแดงที่ไม่บริสุทธิ์ต่อเข้ากับขั้วบวกและชิ้นทองแดงที่บริสุทธิ์ต่อเข้ากับขั้วลบของแบตเตอรี่ ชิ้นโลหะทั้งสองจุ่มอยู่ในสารละลาย  $\text{CuSO}_4$  เมื่อผ่านไฟฟ้ากระแสตรงที่มีศักย์ไฟฟ้าที่เหมาะสมเข้าไป  $\text{Cu}^{2+}$  ในสารละลายจะรับอิเล็กตรอนจากขั้วลบเกิดเป็นทองแดงเกาะที่ขั้วทองแดงบริสุทธิ์เพิ่มมากขึ้น ขณะเดียวกันที่ขั้วบวก Cu และโลหะเจือปนชนิดอื่น เช่น Fe Zn ซึ่งให้อิเล็กตรอนได้ง่ายกว่า Cu จะเปลี่ยนเป็น  $\text{Fe}^{2+}$  และ  $\text{Zn}^{2+}$  ลงสู่สารละลาย แต่  $\text{Fe}^{2+}$  และ  $\text{Zn}^{2+}$  จะไม่เปลี่ยนกลับไปเป็น Fe และ Zn ที่ขั้วลบเนื่องจากรับอิเล็กตรอนได้ไม่ดีเท่า  $\text{Cu}^{2+}$  ส่วน Ag Au และ Pt ซึ่งเป็นตัวรีดิวซ์ที่ไม่ดีเท่ากับ Cu จะค่อย ๆ หลุดออกจากขั้วบวกและตกอยู่ที่ก้นภาชนะในรูปของโลหะ ทำให้ที่ขั้วลบมีการสะสมของโลหะ Cu บริสุทธิ์ที่มีขนาดใหญ่ขึ้นเรื่อย ๆ ดังรูป



รูป 11.13 เซลล์อิเล็กโทรลิติกสำหรับทำทองแดงให้บริสุทธิ์



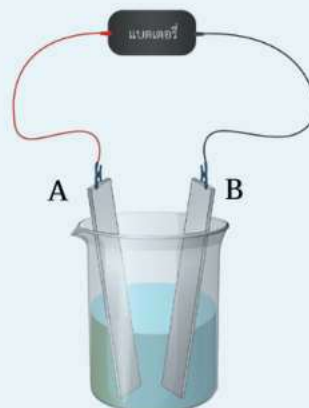
### ตรวจสอบความเข้าใจ

1. ชิ้นทองแดงที่ไม่บริสุทธิ์เป็นแคโทดหรือแอโนด
2. เขียนสมการแสดงปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นที่ขั้วบวกและขั้วลบ
3. เพราะเหตุใดที่แคโทดจึงมีเพียง  $\text{Cu}^{2+}$  เท่านั้นที่รับอิเล็กตรอน ทั้งที่ในสารละลายมี  $\text{Fe}^{2+}$  และ  $\text{Zn}^{2+}$  อยู่ด้วย
4. ที่ภาวะมาตรฐาน ต้องใช้แหล่งกำเนิดไฟฟ้าที่มีอีเอ็มเอฟมากกว่าเท่าใดเพื่อให้ได้โลหะทองแดงที่บริสุทธิ์



### แบบฝึกหัด 11.7

1. เขียนสมการแสดงปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นที่แอโนด แคโทด และปฏิกิริยารวมของเซลล์ พร้อมคำนวณค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานที่ต้องใช้ในการแยกสลายสารละลายด้วยไฟฟ้า
  - 1.1 สารละลายแมกนีเซียมซัลเฟต ( $\text{MgSO}_4$ ) 1.0 โมลต่อลิตร
  - 1.2 สารละลายซิงค์โบรไมด์ ( $\text{ZnBr}_2$ ) 1.0 โมลต่อลิตร
2. จากรูปการทำโลหะสังกะสีให้บริสุทธิ์ด้วยไฟฟ้า จงตอบคำถามต่อไปนี้
  - 2.1 ขั้วใดเป็นแคโทด เพราะเหตุใด
  - 2.2 สารละลายที่ใช้ควรเป็นสารละลายใดได้บ้าง ให้ยกตัวอย่าง 2 ชนิด
  - 2.3 จงเขียนสมการแสดงปฏิกิริยาที่แคโทดและแอโนด



3. จงออกแบบเซลล์อิเล็กโทรลิติกสำหรับการชุบกลอนประตู่เหล็กด้วยโครเมียม โดยการวาดรูปแสดงส่วนประกอบของเซลล์ และเขียนสมการแสดงปฏิกิริยาที่แอโนดและแคโทด
4. ถ้านำแผ่นทองแดงบริสุทธิ์และแผ่นทองแดงที่มีเหล็กผสมวางไว้ในห้องที่มีความชื้นพบว่า มีจุดเล็ก ๆ สีน้ำตาลแดงเกิดขึ้น 4–5 จุด บนแผ่นทองแดงที่มีเหล็กผสม นักเรียนคิดว่าจุดสีน้ำตาลแดงนั้นคือสารใด เกิดขึ้นได้อย่างไร
5. ถ้าไม่ต้องการให้สร้อยคอเงินเกิดสนิม ควรนำโลหะชนิดใดมาพันไว้ เพราะเหตุใด

### 11.5 เทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเคมีไฟฟ้า

ความรู้เรื่องเซลล์เคมีไฟฟ้าและความก้าวหน้าทางเทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเซลล์เคมีไฟฟ้านำไปสู่นวัตกรรมด้านพลังงานที่เป็นมิตรต่อสิ่งแวดล้อมมากขึ้น เช่น การพัฒนาสารที่เกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ ชั่วไฟฟ้า อิเล็กโทรไลต์ ดังตัวอย่างต่อไปนี้

#### สารที่เกิดปฏิกิริยารีดอกซ์

การเปลี่ยนชนิดของสารที่เกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ในเซลล์เคมีไฟฟ้าสามารถทำให้ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์เปลี่ยนแปลงไปได้ดังที่ได้ศึกษามาแล้ว นอกจากนี้สารบางชนิดที่เกิดปฏิกิริยารีดอกซ์เมื่อมีการดูดกลืนพลังงานแสงอาจนำมาใช้เป็นส่วนประกอบในเซลล์แสงอาทิตย์ (solar cell) ได้ เช่น ซิลิคอน (Si) ที่เจือด้วยธาตุหมู่ IIIA หรือ VA ซึ่งเป็นสารรับแสงในเซลล์แสงอาทิตย์ที่นิยมใช้ในปัจจุบัน นอกจากนี้ยังมีการใช้สารอินทรีย์ประเภทสีย้อมบางชนิดเป็นสารรับแสงเพื่อทำให้เกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ และเรียกเซลล์แสงอาทิตย์ประเภทนี้ว่า เซลล์แสงอาทิตย์ชนิดสีย้อมไวแสง (dye sensitized solar cell) ในปัจจุบันมีการพัฒนาเซลล์แสงอาทิตย์ที่ใช้สารรับแสงประเภทต่าง ๆ เพื่อเพิ่มประสิทธิภาพในการเปลี่ยนพลังงานแสงอาทิตย์ให้เป็นพลังงานไฟฟ้า ยืดอายุการใช้งาน และมีราคาถูก



## ขั้วไฟฟ้า

การปรับเปลี่ยนขั้วไฟฟ้าสามารถทำให้สมบัติการนำไฟฟ้าหรือการเกิดปฏิกิริยารีดอกซ์บนขั้วไฟฟ้าเปลี่ยนแปลงไป ซึ่งในปัจจุบันได้มีการศึกษาและพัฒนาขั้วไฟฟ้าให้มีสมบัติที่พึงประสงค์สำหรับการประยุกต์ใช้เซลล์เคมีไฟฟ้าประเภทต่าง ๆ มากยิ่งขึ้น เช่น

- การเพิ่มรูพรุนของขั้วไฟฟ้าเพื่อเพิ่มสมบัติการนำไฟฟ้าและพื้นที่ผิวในการเกิดปฏิกิริยารีดอกซ์
- การเปลี่ยนชนิดสารประกอบของลิเทียมในขั้วไฟฟ้าของลิเทียมไอออนแบตเตอรี่ เช่น  $\text{LiCoO}_2$  ให้พลังงานต่อมวลสูงแต่ค่อนข้างอันตรายในขณะที่  $\text{LiFePO}_4$   $\text{LiMn}_2\text{O}_4$   $\text{LiMnO}_3$  ให้พลังงานต่อมวลต่ำกว่า แต่มีอายุการใช้งานนานกว่าและปลอดภัยกว่า จึงนิยมใช้ในอุปกรณ์ไฟฟ้าทางการแพทย์ บ้านเรือน และยานพาหนะ
- การใช้แกรฟีน (graphene) ซึ่งเป็นรูปแบบหนึ่งของผลึกคาร์บอนเป็นขั้วไฟฟ้า เนื่องจากแกรฟีนเป็นวัสดุที่นำไฟฟ้า นำความร้อน โปร่งแสง และมีความหนาเพียง 1 ชั้นอะตอม จึงได้รับความสนใจที่จะนำมาพัฒนาให้เป็นขั้วไฟฟ้าสำหรับเซลล์แสงอาทิตย์ แบตเตอรี่ อุปกรณ์ตรวจวัด และอุปกรณ์ไฟฟ้าอื่น ๆ ที่ต้องการประสิทธิภาพสูงหรือมีขนาดเล็ก
- การเคลือบขั้วไฟฟ้าด้วยเอนไซม์หรือสารเคมีบางชนิด เพื่อให้ขั้วไฟฟ้าเกิดปฏิกิริยารีดอกซ์จำเพาะกับสารเพียงบางชนิดมากยิ่งขึ้น ในอุปกรณ์ตรวจวัดปริมาณสารที่สนใจ เช่น เครื่องตรวจวัดน้ำตาลในเลือด

## อิเล็กโทรไลต์

อิเล็กโทรไลต์ส่วนใหญ่ที่ได้ศึกษามามากเป็นสารละลายที่มีสถานะเป็นของเหลวทำให้อุปกรณ์ไฟฟ้าบางประเภทมีอายุการใช้งานสั้น เนื่องจากการรั่วไหลของตัวทำละลาย ดังนั้นจึงมีการพัฒนาอิเล็กโทรไลต์ที่มีสถานะเป็นของแข็ง (solid electrolyte) เช่น อิเล็กโทรไลต์ของแข็งในแบตเตอรี่ลิเทียมไอออน ซึ่งนอกจากทำให้แบตเตอรี่มีอายุการใช้งานนานขึ้นแล้ว ยังทำให้แบตเตอรี่มีน้ำหนักเบาลง สามารถประจุไฟได้เร็วขึ้น และมีความปลอดภัยมากขึ้นเนื่องจากไม่มีตัวทำละลายอินทรีย์ที่ไวไฟ

นอกจากตัวอย่างเทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับหลักการทางเคมีไฟฟ้าและเซลล์เคมีไฟฟ้าที่ได้กล่าวมาแล้ว ยังมีเทคโนโลยีใหม่ ๆ ที่อยู่ในความสนใจและได้รับการพัฒนาอย่างต่อเนื่องเพื่อให้ได้แหล่งกำเนิดไฟฟ้าและอุปกรณ์ไฟฟ้าที่มีประสิทธิภาพ และเป็นมิตรต่อสิ่งแวดล้อม ดังจะได้ศึกษาเพิ่มเติมจากกิจกรรมต่อไปนี้



## กิจกรรม 11.6 สืบค้นข้อมูลเทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเซลล์เคมีไฟฟ้า

### จุดประสงค์ของกิจกรรม

สืบค้นข้อมูลและนำเสนอความก้าวหน้าทางเทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเซลล์เคมีไฟฟ้า

### วัสดุและอุปกรณ์

1. กระดาษปรู๊ฟ
2. ปากกาเขียนป้าย

### วิธีทำกิจกรรม

1. สืบค้นข้อมูลความก้าวหน้าทางเทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเซลล์เคมีไฟฟ้าที่สอดคล้องกับการพัฒนาสารที่เกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ ชั่วไฟฟ้า หรืออิเล็กทรอนิกส์ที่สนใจมา 1 หัวข้อ
2. จัดทำโปสเตอร์นำเสนอข้อมูลการสืบค้นซึ่งควรระบุได้ว่า การพัฒนานั้นมีการปรับเปลี่ยนองค์ประกอบใด และมีผลอย่างไรต่ออุปกรณ์ เพราะเหตุใด จากนั้นนำไปติดแสดงในบริเวณที่กำหนด
3. วางแผนการทำงานกับสมาชิกในกลุ่มโดย (อาจสลับบทบาททุก ๆ 5 นาที) บทบาทที่ 1 อยู่ประจำโปสเตอร์เพื่ออธิบายข้อมูลให้กับสมาชิกจากกลุ่มอื่น บทบาทที่ 2 ชมการนำเสนอของกลุ่มอื่นพร้อมแลกเปลี่ยนข้อมูล
4. ร่วมกันสรุปองค์ความรู้ที่ได้จากการทำกิจกรรม



### สรุปเนื้อหาภายในบทเรียน

เคมีไฟฟ้าเป็นการศึกษาปฏิกิริยาเคมีที่เกี่ยวข้องกับพลังงานไฟฟ้า โดยปฏิกิริยาเคมีที่มีการถ่ายโอนอิเล็กตรอนระหว่างสารเรียกว่า ปฏิกิริยารีดอกซ์ ประกอบด้วยครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันของตัวรีดิวซ์ซึ่งให้อิเล็กตรอน และครึ่งปฏิกิริยารีดักชันของตัวออกซิไดส์ซึ่งรับอิเล็กตรอน ความสามารถในการให้หรือรับอิเล็กตรอนในปฏิกิริยารีดอกซ์สังเกตได้จากการทดลอง การดุลสมการรีดอกซ์ทำได้โดยวิธีเลขออกซิเดชันหรือวิธีครึ่งปฏิกิริยา

เซลล์เคมีไฟฟ้าประกอบด้วยขั้วไฟฟ้าและอิเล็กโทรไลต์ ซึ่งอาจเชื่อมต่อแต่ละครึ่งเซลล์ด้วยสะพานเกลือหรือเยื่อ โดยขั้วไฟฟ้าที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันเรียกว่า แอโนด และขั้วไฟฟ้าที่เกิดปฏิกิริยารีดักชันเรียกว่า แคโทด เซลล์เคมีไฟฟ้าสามารถเขียนแสดงได้ด้วยแผนภาพเซลล์

ค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์คำนวณได้จากค่าศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ ถ้ามีค่าเป็นบวกแสดงว่าปฏิกิริยารีดอกซ์เกิดขึ้นได้เองซึ่งพบในเซลล์กัลวานิก แต่ถ้ามีค่าเป็นลบแสดงว่าปฏิกิริยารีดอกซ์ไม่สามารถเกิดได้เอง ต้องมีการให้พลังงานไฟฟ้าจากแหล่งกำเนิดไฟฟ้าภายนอกจึงจะเกิดปฏิกิริยาซึ่งพบในเซลล์อิเล็กโทรลิติก

ความรู้เกี่ยวกับเซลล์เคมีไฟฟ้าทั้งเซลล์กัลวานิกและเซลล์อิเล็กโทรลิติก สามารถนำไปใช้ในการผลิตแบตเตอรี่ การชุบโลหะ การแยกสลายด้วยไฟฟ้า การทำโลหะให้บริสุทธิ์ การป้องกันการกัดกร่อนของโลหะ และการพัฒนาเทคโนโลยีที่นำไปสู่นวัตกรรมด้านพลังงานที่เป็นมิตรต่อสิ่งแวดล้อม





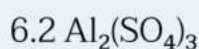
## แบบฝึกหัดท้ายบท

1. ปฏิกิริยาต่อไปนี้เป็นปฏิกิริยารีดอกซ์หรือไม่ เพราะเหตุใด
  - 1.1  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HS}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
  - 1.2  $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$
  - 1.3  $\text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{I}^-(\text{aq}) + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$
  - 1.4  $2\text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{HNO}_2(\text{aq})$
  
2. กำหนดผลการทดลองให้ดังนี้
  - ก. จุ่มโลหะ A ลงใน  $\text{HCl}(\text{aq})$  พบว่าโลหะ A กร่อนอย่างรวดเร็วและมี  $\text{H}_2(\text{g})$  เกิดขึ้นมาก
  - ข. จุ่มโลหะ B ลงใน  $\text{ASO}_4(\text{aq})$  ไม่เกิดการเปลี่ยนแปลง แต่เมื่อจุ่มลงใน  $\text{HCl}(\text{aq})$  จะเกิด  $\text{H}_2(\text{g})$
  - ค. จุ่มโลหะ C ลงใน  $\text{ASO}_4(\text{aq})$  พบว่า โลหะ C กร่อน และมีสารสีเทาเกาะที่โลหะ C  
จงเรียงลำดับความสามารถในการเป็นตัวออกซิไดส์ของ  $\text{A}^{2+}$   $\text{B}^{2+}$   $\text{C}^{2+}$  และ  $\text{H}^+$  จากมากไปน้อย
  
3. เมื่อนำครึ่งเซลล์  $\text{Zn}(\text{s})|\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$  ไปต่อกับครึ่งเซลล์  $\text{Pt}(\text{s})|\text{Fe}^{2+}(\text{aq}), \text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ 
  - 3.1 เขียนแผนภาพเซลล์กัลวานิก
  - 3.2 เขียนสมการเคมีแสดงปฏิกิริยาออกซิเดชัน ปฏิกิริยารีดักชัน และปฏิกิริยารีดอกซ์
  - 3.3 ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์กัลวานิกนี้มีค่าเท่าใด
  
4. คำนวณค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์ของปฏิกิริยาที่กำหนดให้ และระบุว่าปฏิกิริยาต่อไปนี้เกิดเองได้หรือไม่ เพราะเหตุใด
  - 4.1  $2\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Sn}^{4+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$
  - 4.2  $2\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 8\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 5\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 16\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{Fe}(\text{s})$

5. จงเขียนแผนภาพเซลล์กัลวานิกและหาค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์จากปฏิกิริยาต่อไปนี้



6. เขียนสมการเคมีแสดงปฏิกิริยาออกซิเดชัน ปฏิกิริยารีดักชัน และปฏิกิริยารวมที่เกิดขึ้นเมื่อผ่านกระแสไฟฟ้าลงในสารละลายต่อไปนี้ และระบุผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นที่แคโทดและแอโนด



# ภาคผนวก



## คำศัพท์ในหนังสือเรียน เคมี เล่ม 4

กราฟการไทเทรต	titration curve
การชุบโลหะ	electroplating
การไทเทรต	titration
การแยกสลายด้วยไฟฟ้า	electrolysis
ขั้วไฟฟ้าไฮโดรเจนมาตรฐาน	standard hydrogen electrode
ครึ่งเซลล์ไฮโดรเจนมาตรฐาน	standard hydrogen half cell
ครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน	reduction half-reaction
ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน	oxidation half-reaction
ค่าคงที่การแตกตัวของกรด	acid ionization constant
ค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ	water dissociation constant
ค่าคงที่การแตกตัวของเบส	base ionization constant
คู่กรด-เบส	conjugate acid-base pairs
เคมีไฟฟ้า	electrochemistry
แคโทด	cathode
จุดยุติ	end point
จุดสมมูล	equivalent point
เซลล์กัลวานิก	galvanic cell
เซลล์เคมีไฟฟ้า	electrochemical cell
เซลล์ทุติยภูมิ	secondary cell
เซลล์ปฐมภูมิ	primary cell
เซลล์โวลตาอิก	voltaic cell
เซลล์อิเล็กโทรลิติก	electrolytic cell
ตัวรีดิวซ์	reducing agent
ตัวออกซิไดส์	oxidizing agent
ทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเต็ด-ลาวรี	Brønsted – Lowry theory

ทฤษฎีกรด-เบสลิวอิส	Lewis theory
ทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียส	Arrhenius theory
แบตเตอรี่	battery
ปฏิกิริยาเคมีไฟฟ้า	electrochemical reaction
ปฏิกิริยารีดอกซ์	redox reaction
ปฏิกิริยารีดักชัน	reduction reaction
ปฏิกิริยาสะเทิน	neutralization reaction
ปฏิกิริยาออกซิเดชัน	oxidation reaction
ปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสของเกลือ	salt hydrolysis
แผนภาพเซลล์	cell notation
เยื่อ	membrane
ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์	cell potential
ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์รีดักชัน	standard reduction potential
สะพานเกลือ	salt bridge
สารละลายบัฟเฟอร์	buffer solution
สารละลายมาตรฐาน	standard solution
แอโนด	anode

ชื่อธาตุ		สัญลักษณ์	เลขอะตอม	มวลอะตอม
ไฮโดรเจน	Hydrogen	H	1	1.01
ฮีเลียม	Helium	He	2	4.00
ลิเทียม	Lithium	Li	3	6.94
เบริลเลียม	Beryllium	Be	4	9.01
โบรอน	Boron	B	5	10.81
คาร์บอน	Carbon	C	6	12.01
ไนโตรเจน	Nitrogen	N	7	14.01
ออกซิเจน	Oxygen	O	8	16.00
ฟลูออรีน	Fluorine	F	9	19.00
นีออน	Neon	Ne	10	20.18
โซเดียม	Sodium	Na	11	22.99
แมกนีเซียม	Magnesium	Mg	12	24.30
อะลูมิเนียม	Aluminium	Al	13	26.98
ซิลิคอน	Silicon	Si	14	28.08
ฟอสฟอรัส	Phosphorus	P	15	30.97
กำมะถัน	Sulfur	S	16	32.06
คลอรีน	Chlorine	Cl	17	35.45
อาร์กอน	Argon	Ar	18	39.95
โพแทสเซียม	Potassium	K	19	39.10
แคลเซียม	Calcium	Ca	20	40.08
สแกนเดียม	Scandium	Sc	21	44.96
ไทเทเนียม	Titanium	Ti	22	47.87
วานาเดียม	Vanadium	V	23	50.94
โครเมียม	Chromium	Cr	24	52.00
แมงกานีส	Manganese	Mn	25	54.94
เหล็ก	Iron	Fe	26	55.85

ชื่อธาตุ		สัญลักษณ์	เลขอะตอม	มวลอะตอม
โคบอลต์	Cobalt	Co	27	58.93
นิกเกิล	Nickel	Ni	28	58.69
ทองแดง	Copper	Cu	29	63.55
สังกะสี	Zinc	Zn	30	65.38
แกลเลียม	Gallium	Ga	31	69.72
เจอร์เมเนียม	Germanium	Ge	32	72.63
สารหนู	Arsenic	As	33	74.92
ซีลีเนียม	Selenium	Se	34	78.97
โบรมีน	Bromine	Br	35	79.90
คริปทอน	Krypton	Kr	36	83.80
รูบิเดียม	Rubidium	Rb	37	85.47
สตรอนเชียม	Strontium	Sr	38	87.62
อิตเทรียม	Yttrium	Y	39	88.91
เซอร์โคเนียม	Zirconium	Zr	40	91.22
ไนโอเบียม	Niobium	Nb	41	92.91
โมลิบดีนัม	Molybdenum	Mo	42	95.95
เทคนีเชียม	Technetium	Tc	43	-
รูทีเนียม	Ruthenium	Ru	44	101.07
โรเดียม	Rhodium	Rh	45	102.91
แพลเลเดียม	Palladium	Pd	46	106.42
เงิน	Silver	Ag	47	107.87
แคดเมียม	Cadmium	Cd	48	112.41
อินเดียม	Indium	In	49	114.82
ดีบุก	Tin	Sn	50	118.71
พลวง	Antimony	Sb	51	121.76
เทลลูเรียม	Tellurium	Te	52	127.60



ชื่อธาตุ	สัญลักษณ์	เลขอะตอม	มวลอะตอม	
ไอโอดีน	Iodine	I	53	126.90
ซีนอน	Xenon	Xe	54	131.29
ซีเซียม	Caesium	Cs	55	132.91
แบเรียม	Barium	Ba	56	137.33
แลนทานัม	Lanthanum	La	57	138.91
ซีเรียม	Cerium	Ce	58	140.12
เพรซีโอดิเมียม	Praseodymium	Pr	59	140.91
นีโอดิเมียม	Neodymium	Nd	60	144.24
โพรมีเทียม	Promethium	Pm	61	-
ซาแมเรียม	Samarium	Sm	62	150.36
ยูโรเพียม	Europium	Eu	63	151.96
แกโดลิเนียม	Gadolinium	Gd	64	157.25
เทอร์เบียม	Terbium	Tb	65	158.93
ดิสโพรเซียม	Dysprosium	Dy	66	162.50
โฮล์เมียม	Holmium	Ho	67	164.93
เออร์เบียม	Erbium	Er	68	167.26
ทูลีียม	Thulium	Tm	69	168.93
อิตเทอร์เบียม	Ytterbium	Yb	70	173.05
ลูทีเซียม	Lutetium	Lu	71	174.97
แฮฟเนียม	Hafnium	Hf	72	178.49
แทนทาลัม	Tantalum	Ta	73	180.95
ทังสแตน	Tungsten	W	74	183.84
รีเนียม	Rhenium	Re	75	186.21
ออสเมียม	Osmium	Os	76	190.23
อิริเดียม	Iridium	Ir	77	192.22
แพลทินัม	Platinum	Pt	78	195.08

ชื่อธาตุ	สัญลักษณ์	เลขอะตอม	มวลอะตอม	
ทองคำ	Gold	Au	79	196.97
ปรอท	Mercury	Hg	80	200.59
แทลเลียม	Thallium	Tl	81	204.38
ตะกั่ว	Lead	Pb	82	207.20
บิสมัท	Bismuth	Bi	83	208.98
พอลโลเนียม	Polonium	Po	84	-
แอสทาทีน	Astatine	At	85	-
เรดอน	Radon	Rn	86	-
แฟรนเซียม	Francium	Fr	87	-
เรเดียม	Radium	Ra	88	-
แอกทิเนียม	Actinium	Ac	89	-
ทอเรียม	Thorium	Th	90	232.04
โพรแทกทิเนียม	Protactinium	Pa	91	231.04
ยูเรเนียม	Uranium	U	92	238.03
เนปทูเนียม	Neptunium	Np	93	-
พลูโทเนียม	Plutonium	Pu	94	-
อะเมริเซียม	Americium	Am	95	-
คูเรียม	Curium	Cm	96	-
เบอร์คีเลียม	Berkelium	Bk	97	-
แคลิฟอร์เนียม	Californium	Cf	98	-
ไอน์สไตเนียม	Einsteinium	Es	99	-
เฟอร์เมียม	Fermium	Fm	100	-
เมนเดเลวีเยียม	Mendelevium	Md	101	-
โนเบลียม	Nobelium	No	102	-
ลอว์เรนเซียม	Lawrencium	Lr	103	-
รัทเทอร์ฟอร์เดียม	Rutherfordium	Rf	104	-

ชื่อธาตุ		สัญลักษณ์	เลขอะตอม	มวลอะตอม
ดูบเนียม	Dubnium	Db	105	-
ซีบอร์เกียม	Seaborgium	Sg	106	-
โบห์เรียม	Bohrium	Bh	107	-
ฮาสเซียม	Hassium	Hs	108	-
ไมต์เนเรียม	Meitnerium	Mt	109	-
ดาร์มสตัดเทียม	Darmstadtium	Ds	110	-
เรินต์เกเนียม	Roentgenium	Rg	111	-
โคเปอร์นิเซียม	Copernicium	Cn	112	-
นิโฮเนียม	Nihonium	Nh	113	-
ฟลิวโรเวียม	Flerovium	Fl	114	-
มอสโควเวียม	Moscovium	Mc	115	-
ลิเวอร์มอเรียม	Livermorium	Lv	116	-
เทนเนสซีน	Tennessine	Ts	117	-
ออกาเนสซอน	Oganesson	Og	118	-

## บรรณานุกรม

- สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี. (2559). **คู่มือครู รายวิชาเพิ่มเติม เคมี เล่ม 3. พิมพ์ครั้งที่ 9.** กรุงเทพฯ: โรงพิมพ์ สกสค.
- สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี. (2559). **คู่มือครู รายวิชาเพิ่มเติม เคมี เล่ม 4. พิมพ์ครั้งที่ 3.** กรุงเทพฯ: โรงพิมพ์ สกสค.
- สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี. (2559). **หนังสือเรียน รายวิชาเพิ่มเติม เคมี เล่ม 3. พิมพ์ครั้งที่ 9.** กรุงเทพฯ: โรงพิมพ์ สกสค.
- สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี. (2559). **หนังสือเรียน รายวิชาเพิ่มเติม เคมี เล่ม 4. พิมพ์ครั้งที่ 10.** กรุงเทพฯ: โรงพิมพ์ สกสค.
- Brown, T.L. & other. (2012). **Chemistry: the central science.** 12<sup>th</sup> ed. Illinois: Prince-Hall Inc.
- Burdge, J. & Overby, J. (2018). **Chemistry Atoms First.** 3<sup>rd</sup> ed. New York: McGraw-Hill Education.
- Chang, R. (2010). **Chemistry.** 10<sup>th</sup> ed. New York: The McGraw-Hill.
- Chang, R. & Goldsby, K.A. (2016). **Chemistry.** 12<sup>th</sup> ed. Retrieved January 18, 2018, from <https://www.pdflobby.com/2018/02/chemistry-12th-edition-by-chang-goldsby.html>.
- Eugene, L.Jr. & other. (2000). **Chemistry: Connections to Our Changing World.** 2<sup>nd</sup> ed. New Jersey: Prince-Hall, Inc.
- Haynes, W.M. (2010). **CRC Handbook of Chemistry and Physics.** 91<sup>st</sup> ed. Florida: CRC Press Inc.
- Jenkins, F. & other. (2003). **Nelson Chemistry 12.** Ontario: Thomson Nelson.
- Owen, S. & other. (2014). **Chemistry for the IB Diploma.** 2<sup>nd</sup> ed. Cambridge: Cambridge University Press.
- Phillips, J.S. & other. (2014). **Glencoe Science Chemistry Concepts and Applications.** New York: McGraw-Hall Companies, Inc.
- Silberberg, M.S. (2009). **Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change.** 5<sup>th</sup> ed. New York: McGraw-Hill.
- Wilbraham, A.C. & other. (2000). **Addison - Wesley Chemistry.** 5<sup>th</sup> ed. New Jersey: Prentice Hall, Inc.



## ที่มาของรูป

รูปปก จาก shutterstock 114747622  
รูป 11.7 (หน้า 130) จาก shutterstock 293624159

คณะกรรมการจัดทำหนังสือเรียนรายวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี เคมี เล่ม 4  
ตามผลการเรียนรู้ กลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (ฉบับปรับปรุง พ.ศ. 2560)  
ตามหลักสูตรแกนกลางการศึกษาขั้นพื้นฐานพุทธศักราช 2551

**คณะที่ปรึกษา**

ศ.ดร.ชูกิจ ลิมปิจำนงค์

ผู้อำนวยการ

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

ดร.วนิดา ธนประโยชน์ศักดิ์

ผู้ช่วยผู้อำนวยการ

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

**คณะผู้จัดทำหนังสือเรียน รายวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี เคมี  
ชั้นมัธยมศึกษาปีที่ 5 เล่ม 4**

ศ.ดร.มงคล สุขวัฒนาสินิทธิ

จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย

นายณรงค์ศิลป์ ฐูปพนม

ผู้เชี่ยวชาญพิเศษอาวุโส

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

ผศ.ดร.จินดา แต่มบรรจง

ผู้อำนวยการ

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

นางสาวคศินี อังกานนท์

ผู้อำนวยการ

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

นางกมลวรรณ เกียรติกวินกุล

ผู้อำนวยการ สาขาเคมีและชีววิทยา

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

นางสุทธาทิพย์ หวังอำนวยพร

ผู้อำนวยการ สาขาเคมีและชีววิทยา

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

นางสาวศิริรัตน์ พริกสี

ผู้อำนวยการ สาขาเคมีและชีววิทยา

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

ดร.สนธิ พลชัยยา

ผู้อำนวยการ สาขาเคมีและชีววิทยา

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

ดร.ปุณิกา พระพุทธคุณ

นักวิชาการ สาขาเคมีและชีววิทยา

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

นางสาวณัฐริกา งามกิจภิญโญ

นักวิชาการ สาขาเคมีและชีววิทยา

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

## คณะผู้ร่วมพิจารณาหนังสือเรียน รายวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี เคมี ชั้นมัธยมศึกษาปีที่ 5 เล่ม 4 (ฉบับร่าง)

ศ.ดร.มงคล สุขวัฒนาสินิทธิ  
 รศ.ดร.วัลภา เอื้องไมตรีภิมมย์  
 รศ.ดร.อภิชาติ อิ่มยิ้ม  
 ผศ.ดร.เสาวรักษ์ เฟื่องสวัสดิ์  
 ผศ.ดร.พร้อมพงศ์ เพียรพินิจธรรม  
 นางสาวชล อมาตยกุล  
 นางภรณ์ อักบัวดาลี  
 นายนันท์วัฒน์ ไวยบุญญา  
 นางสาวสุนันท์ รักทุ่ง  
 นางสาวอมรรัตน์ อุทิศสุนทร  
 นางจรรยา ไทยเสรีกุล  
 นายเฉลิมพล บุษบรรณ

จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย  
 จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย  
 จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย  
 จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย  
 จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย  
 โรงเรียนนวมินทราชินูทิศสตรีวิทยา2กรุงเทพมหานคร  
 โรงเรียนมัธยมวัดดุสิตาราม กรุงเทพมหานคร  
 โรงเรียนอยุธยาวิทยาลัย จ.พระนครศรีอยุธยา  
 โรงเรียนอัมพางวิทยาจ.ตาก  
 โรงเรียนธารทองพิทยาคม จ.บุรีรัมย์  
 โรงเรียนสตรีพัทลุง จ.พัทลุง  
 โรงเรียนชลราษฎรอำรุง จ.ชลบุรี

### คณะบรรณาธิการ

ศ.ดร.มงคล สุขวัฒนาสินิทธิ  
 รศ.ดร.วัลภา เอื้องไมตรีภิมมย์  
 รศ.ดร.อภิชาติ อิ่มยิ้ม  
 ผศ.ดร.เสาวรักษ์ เฟื่องสวัสดิ์  
 ผศ.ดร.พร้อมพงศ์ เพียรพินิจธรรม  
 นายณรงค์ศิลป์ ฐูปพนม  
 ผศ.ดร.จินดา แต้มบรรจง  
 นางกมลวรรณ เกียรติกวินกุล

จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย  
 จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย  
 จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย  
 จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย  
 จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย  
 ผู้เชี่ยวชาญพิเศษอาวุโส  
 สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี  
 ผู้ชำนาญ  
 สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี  
 ผู้ชำนาญ สาขาเคมีและชีววิทยา  
 สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี



## คำอธิบายรายวิชาเพิ่มเติม

เคมี เล่ม ๔

ชั้นมัธยมศึกษาปีที่ ๕

กลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (ฉบับปรับปรุง พ.ศ. ๒๕๖๐)

เวลา ๖๐ ชั่วโมง จำนวน ๑.๕ หน่วยกิต

ศึกษาทฤษฎีกรด-เบสของอาร์เรเนียส เบรินสเตด-ลาวรี และลิวอิส คำนวณความสามารถในการแตกตัวหรือความแรงของกรดและเบส ค่า pH ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนหรือไฮดรอกไซด์ไอออนของสารละลายกรดและเบส ศึกษาปฏิกิริยาสะเทินและปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสของเกลือ การไทเทรต และการเลือกใช้อินดิเคเตอร์ คำนวณปริมาณสารหรือความเข้มข้นของสารละลายกรดหรือเบสจากการไทเทรต ศึกษาสมบัติและองค์ประกอบของสารละลายบัฟเฟอร์ รวมทั้งการนำความรู้เกี่ยวกับกรด-เบสไปใช้ประโยชน์

ศึกษาเลขออกซิเดชัน ปฏิกิริยารีดอกซ์ ตัวรีดิวซ์ ตัวออกซิไดส์ ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและครึ่งปฏิกิริยารีดักชันของปฏิกิริยารีดอกซ์ เปรียบเทียบความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์หรือตัวออกซิไดส์ การเขียนและดุลสมการรีดอกซ์ด้วยการใช้เลขออกซิเดชันและวิธีครึ่งปฏิกิริยา ศึกษาเซลล์เคมีไฟฟ้าและการเขียนแผนภาพเซลล์ คำนวณค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์ ศึกษาหลักการการทำงานของเซลล์ปฐมภูมิและเซลล์ทุติยภูมิ หลักการทางเคมีไฟฟ้าที่ใช้ในการชุบโลหะ การแยกสารเคมีด้วยกระแสไฟฟ้า การทำโลหะให้บริสุทธิ์และการป้องกันการกัดกร่อนของโลหะ รวมทั้งความก้าวหน้าทางเทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเซลล์เคมีไฟฟ้าในชีวิตประจำวัน

โดยใช้กระบวนการทางวิทยาศาสตร์ การสืบเสาะหาความรู้ การสืบค้นข้อมูล การสังเกต วิเคราะห์ เปรียบเทียบ อธิบาย อภิปราย และสรุป เพื่อให้เกิดความรู้ ความเข้าใจ มีความสามารถในการตัดสินใจ มีทักษะปฏิบัติการทางวิทยาศาสตร์ รวมทั้งทักษะแห่งศตวรรษที่ ๒๑ ในด้านการใช้เทคโนโลยีสารสนเทศ ด้านการคิดและการแก้ปัญหา ด้านการสื่อสาร สามารถสื่อสารสิ่งที่เรียนรู้และนำความรู้ไปใช้ในชีวิตของตนเอง มีจิตวิทยาศาสตร์ จริยธรรม คุณธรรม และค่านิยมที่เหมาะสม

### ผลการเรียนรู้

๑. ระบุและอธิบายว่าสารเป็นกรดหรือเบส โดยใช้ทฤษฎีกรด-เบสของอาร์เรเนียส เบรินสเตด-ลาวรี และลิวอิส
๒. ระบุคู่กรด-เบสของสารตามทฤษฎีกรด-เบสของเบรินสเตด-ลาวรี
๓. คำนวณและเปรียบเทียบความสามารถในการแตกตัวหรือความแรงของกรดและเบส
๔. คำนวณค่า pH ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน หรือไฮดรอกไซด์ไอออนของสารละลายกรดและเบส
๕. เขียนสมการเคมีแสดงปฏิกิริยาสะเทินและระบุความเป็นกรด-เบสของสารละลายหลังการสะเทิน
๖. เขียนปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสของเกลือ และระบุความเป็นกรด-เบสของสารละลายเกลือ
๗. ทดลองและอธิบายหลักการการไทเทรต และเลือกใช้อินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมสำหรับการไทเทรตกรด-เบส
๘. คำนวณปริมาณสารหรือความเข้มข้นของสารละลายกรดหรือเบสจากการไทเทรต
๙. อธิบายสมบัติ องค์ประกอบ และประโยชน์ของสารละลายบัฟเฟอร์
๑๐. สืบค้นข้อมูลและนำเสนอตัวอย่างการใช้ประโยชน์และการแก้ปัญหาโดยใช้ความรู้เกี่ยวกับกรด-เบส
๑๑. คำนวณเลขออกซิเดชันและระบุปฏิกิริยาที่เป็นปฏิกิริยารีดอกซ์
๑๒. วิเคราะห์การเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันและระบุตัวรีดิวซ์และตัวออกซิไดส์ รวมทั้งเขียนครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและครึ่งปฏิกิริยารีดักชันของปฏิกิริยารีดอกซ์
๑๓. ทดลองและเปรียบเทียบความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์หรือตัวออกซิไดส์ และเขียนแสดงปฏิกิริยารีดอกซ์
๑๔. ดุลสมการรีดอกซ์ด้วยการใช้เลขออกซิเดชัน และวิธีครึ่งปฏิกิริยา
๑๕. ระบุองค์ประกอบของเซลล์เคมีไฟฟ้าและเขียนสมการเคมีของปฏิกิริยาที่แอโนดและแคโทด ปฏิกิริยารวม และแผนภาพเซลล์
๑๖. คำนวณค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์ และระบุประเภทของเซลล์เคมีไฟฟ้า ขั้วไฟฟ้า และปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้น
๑๗. อธิบายหลักการทางเคมีและเขียนสมการแสดงปฏิกิริยาของเซลล์ปฐมภูมิและเซลล์ทุติยภูมิ
๑๘. ทดลองชุบโลหะและแยกสารเคมีด้วยกระแสไฟฟ้า และอธิบายหลักการทางเคมีไฟฟ้าที่ใช้ในการชุบโลหะ การแยกสารเคมีด้วยกระแสไฟฟ้า การทำโลหะให้บริสุทธิ์ และการป้องกันการกัดกร่อนของโลหะ
๑๙. สืบค้นข้อมูลและนำเสนอตัวอย่างความก้าวหน้าทางเทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเซลล์เคมีไฟฟ้าในชีวิตประจำวัน

รวมทั้งหมด ๑๙ ผลการเรียนรู้



สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี  
กระทรวงศึกษาธิการ