



หนังสือเรียน

รายวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

เคมี

ชั้น

มัธยมศึกษาปีที่ ๕ เล่ม ๔

ตามผลการเรียนรู้

กลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (ฉบับปรับปรุง พ.ศ. ๒๕๖๐)

ตามหลักสูตรแกนกลางการศึกษาขั้นพื้นฐาน พุทธศักราช ๒๕๕๑

จัดทำโดย

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี กระทรวงศึกษาธิการ

พิมพ์ครั้งที่ ๔

ISBN 978-616-576-361-5

จำนวน ๑๒๐,๐๐๐ เล่ม พ.ศ. ๒๕๖๖

จัดจำหน่ายโดย

องค์การค้าของ สกสค. พิมพ์ที่โรงพิมพ์ สกสค. ลาดพร้าว

๒๒๔๙ ถนนลาดพร้าว วังทองหลาง กรุงเทพมหานคร

❖ มีลิขสิทธิ์ตามพระราชบัญญัติ



ประกาศสำนักงานคณะกรรมการการศึกษาขั้นพื้นฐาน
เรื่อง อนุญาตให้ใช้สื่อการเรียนรู้ในสถานศึกษา

ด้วยสถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (สสวท.) ได้จัดทำหนังสือเรียนรายวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี เคมี ชั้นมัธยมศึกษาปีที่ ๕ เล่ม ๔ ตามผลการเรียนรู้กลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (ฉบับปรับปรุง พ.ศ. ๒๕๖๐) ตามหลักสูตรแกนกลางการศึกษาขั้นพื้นฐาน พุทธศักราช ๒๕๕๑ สำนักงานคณะกรรมการการศึกษาขั้นพื้นฐาน ได้พิจารณาแล้ว อนุญาตให้ใช้ในสถานศึกษาได้

ประกาศ ณ วันที่ ๕ มกราคม พ.ศ. ๒๕๖๗

ว่าที่ร้อยตรี 
(ธนุ วงษ์จินดา)

เลขาธิการคณะกรรมการการศึกษาขั้นพื้นฐาน

คำนำ

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (สสวท.) มีอำนาจหน้าที่ในการพัฒนาหลักสูตร วิธีการเรียนรู้ การประเมินผล การจัดทำหนังสือเรียน แบบฝึกหัด และสื่อการเรียนรู้ทุกประเภทที่ใช้ประกอบการเรียนรู้ในกลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์และเทคโนโลยีของการจัดการศึกษาขั้นพื้นฐาน

หนังสือเรียนรายวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี เคมี ชั้นมัธยมศึกษาปีที่ ๕ เล่ม ๔ นี้ สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (สสวท.) จัดทำขึ้นตามผลการเรียนรู้ กลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (ฉบับปรับปรุง พ.ศ. ๒๕๖๐) ตามหลักสูตรแกนกลางการศึกษาขั้นพื้นฐาน พุทธศักราช ๒๕๕๑ เพื่อให้สถานศึกษาพิจารณาเทียบเคียงกับหลักสูตรสถานศึกษา และพิจารณาเลือกใช้หนังสือนี้ประกอบการจัดการเรียนรู้ให้สอดคล้องกับหลักสูตรสถานศึกษาของตนได้ตามความเหมาะสม

กระทรวงศึกษาธิการหวังเป็นอย่างยิ่งว่า หนังสือเรียนเล่มนี้จะเป็นประโยชน์ต่อการจัดการเรียนรู้ในรายวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี และเป็นส่วนสำคัญในการพัฒนาคุณภาพและมาตรฐานการศึกษา กลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี ขอขอบคุณสถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี ตลอดจนบุคคลและหน่วยงานอื่น ๆ ที่มีส่วนเกี่ยวข้องในการจัดทำไว้ ณ โอกาสนี้

ว่าที่ร้อยตรี 
(ธนุ วงษ์จินดา)

เลขาธิการคณะกรรมการการศึกษาขั้นพื้นฐาน

คำชี้แจง

สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (สสวท.) ได้จัดทำตัวชี้วัดและสาระการเรียนรู้แกนกลาง กลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (ฉบับปรับปรุง พ.ศ. ๒๕๖๐) ตามหลักสูตรแกนกลางการศึกษาขั้นพื้นฐานพุทธศักราช ๒๕๕๑ โดยมีจุดเน้นเพื่อพัฒนาผู้เรียนให้มีความรู้ความสามารถที่ทัดเทียมกับนานาชาติ ได้เรียนรู้วิทยาศาสตร์ที่เชื่อมโยงความรู้อกับกระบวนการใช้กระบวนการสืบเสาะหาความรู้และแก้ปัญหาที่หลากหลาย มีการทำกิจกรรมด้วยการลงมือปฏิบัติเพื่อให้ผู้เรียนได้ใช้ทักษะกระบวนการทางวิทยาศาสตร์และทักษะแห่งศตวรรษที่ ๒๑ ซึ่งในการศึกษา 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 มีแบบตรวจสอบความรู้ความเข้าใจก่อนเรียน มีแบบฝึกหัดเพื่อให้ตรวจทานความรู้หลังจากที่เรียนไปแล้ว รวมทั้งสรุปความรู้ในแต่ละบทด้วยในการจัดทำหนังสือเรียนเล่มนี้ได้รับความร่วมมือเป็นอย่างดีจากผู้ทรงคุณวุฒิ นักวิชาการอิสระ คณาจารย์ทั้งหลาย รวมทั้งครูผู้สอน นักวิชาการ จากสถาบัน และสถานศึกษาทั้งภาครัฐและเอกชน จึงขอขอบคุณไว้ ณ ที่นี้

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

สสวท.

(รองศาสตราจารย์ธีระเดช เจียรสุขสกุล)

ผู้อำนวยการสถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

กระทรวงศึกษาธิการ

ข้อแนะนำทั่วไปในการใช้หนังสือเรียน

หนังสือเรียนเป็นเอกสารที่จัดทำขึ้นเพื่อให้ผู้เรียนได้ใช้ในการศึกษาเนื้อหาที่สำคัญและเกิดทักษะที่จำเป็นที่สอดคล้องกับมาตรฐานและสาระการเรียนรู้ 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

ข้อแนะนำทั่วไปในการใช้หนังสือเรียน

กิจกรรม



การปฏิบัติที่ช่วยในการเรียนรู้เนื้อหาหรือฝึกฝนให้เกิดทักษะตามจุดประสงค์การเรียนรู้ของบทเรียน โดยอาจเป็นการทดลองการสืบค้นข้อมูล หรือกิจกรรมอื่น ๆ ซึ่งนักเรียนควรลงมือปฏิบัติกิจกรรมด้วยตนเอง

ตัวอย่าง



การแสดงแนวทางการตอบคำถามหรือการแก้โจทย์ปัญหา ซึ่งนักเรียนสามารถศึกษาเพื่อเพิ่มความเข้าใจในเนื้อหาบทเรียนมากขึ้น

ความรู้เพิ่มเติม



ความรู้ที่เพิ่มเติมจากเนื้อหาในบทเรียน เพื่อให้นักเรียนมีความรู้ความเข้าใจมากขึ้น โดยไม่มีการวัดและประเมินผล

รู้หรือไม่



ความรู้ที่เชื่อมโยงให้เห็นความสอดคล้องของเนื้อหาบทเรียนกับปรากฏการณ์หรือสถานการณ์ในชีวิตประจำวัน

สื่อ AR (Augmented Reality)



สื่อเสริมการเรียนรู้ที่ใช้เทคโนโลยี AR ผู้เรียนสามารถดาวน์โหลดเพื่อใช้งานผ่านแอปพลิเคชัน "AR วิทยาศาสตร์ ม.ปลาย"

ศัพท์น่ารู้



ความหมายของคำศัพท์ต่าง ๆ ที่เพิ่มเติม และสอดคล้องกับเนื้อหาภายในบทเรียน

สรุปเนื้อหาภายในบทเรียน



การสรุปเนื้อหาสำคัญภายในบทเรียน เพื่อช่วยให้เห็นภาพรวมของเนื้อหาทั้งหมด

แบบฝึกหัดท้ายบท



คำถามท้ายบทเรียนสำหรับให้นักเรียนตรวจสอบความเข้าใจหลังจากเรียนจบบทเรียนแล้ว ซึ่งนักเรียนสามารถใช้เป็นข้อมูลในการทบทวนเนื้อหาที่ยังไม่เข้าใจได้

สารบัญ

10

pH

กรด-เบส

บทที่ 10	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

บทที่ 11	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



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



คำถามสำคัญ

1. การระบุข่าวสารเป็นกรดหรือเบสพิจารณาได้อย่างไร
2. ความสามารถในการแตกตัวของกรดและเบสแต่ละชนิดแตกต่างกันหรือไม่
3. ค่า pH สัมพันธ์กับความเป็นกรด-เบสของสารละลายอย่างไร
4. ปฏิกิริยาเคมีระหว่างกรดและเบสให้เกลือที่มีสมบัติเป็นอย่างไร
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. บอกความหมายและระบุข่าวสารเป็นกรดแก่ 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
 - 1.1 $\text{CaO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2\text{(aq)}$
 - 1.2 $\text{SO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(l)} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3\text{(aq)}$
 - 1.3 $\text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} + \text{NaOH(aq)} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4\text{(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
 - 1.4 $\text{Na}_2\text{CO}_3\text{(s)} + \text{CH}_3\text{COOH(aq)} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COONa(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} + \text{CO}_2\text{(g)}$
2. ใส่เครื่องหมาย $\checkmark$ หน้าข้อความที่ถูกต้อง และเครื่องหมาย $\times$ หน้าข้อความที่ไม่ถูกต้อง
 - 2.1 สารละลายที่มี pH 3.5 เป็นสารละลายกรด
 - 2.2 เมื่อนำน้ำทะเลไปทดสอบด้วยกระดาษลิตมัสพบว่าเปลี่ยนจากสีแดงเป็นน้ำเงิน แสดงว่าน้ำทะเลเป็นเบส
 - 2.3 สารละลาย NaCl มีสมบัติเป็นกลางและมี pH 7
 - 2.4 MgSO_4 เมื่อละลายน้ำแตกตัวได้ Mg^{2+} และ SO_4^{2-}
 - 2.5 CaCl_2 1 โมล เมื่อละลายน้ำแตกตัวให้ Ca^{2+} และ Cl^- อย่างละ 1 โมล
 - 2.6 HCl 1.0 mol/L ปริมาตร 150 mL มี HCl 1.50 mol
3. พิจารณาปฏิกิริยาต่อไปนี้

$$\text{HF(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{F}^-\text{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+\text{(aq)}$$
 กำหนดให้ $K = 6.4 \times 10^{-4}$
 - 3.1 เขียนค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาในรูปอัตราส่วนความเข้มข้นของสาร
 - 3.2 ถ้าที่สมดุลมีความเข้มข้นของ HF 0.10 mol/L และความเข้มข้นของ H_3O^+ เท่ากับ F^- จงคำนวณความเข้มข้นของ H_3O^+

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) เป็นกรดที่ประกอบด้วยธาตุไฮโดรเจนกับธาตุโลหะอีกชนิดหนึ่ง ชื่อกรดส่วนใหญ่ขึ้นต้นด้วยคำว่า “ไฮโดร-” เช่น กรดไฮโดรฟลูออริก (HF) กรดไฮโดรคลอริก (HCl) กรดไฮโดรซัลฟิวริก (H₂S)

2. กรดออกซี (oxyacids) เป็นกรดที่ประกอบด้วยธาตุไฮโดรเจน ออกซิเจน และธาตุโลหะ เช่น กรดแอสติค (CH₃COOH) กรดคาร์บอนิก (H₂CO₃) กรดฟอสฟอริก (H₃PO₄)

สารละลายเบสนำไฟฟ้า มีรสฝาด มีฤทธิ์กัดกร่อน รู้สึกลื่นมือเมื่อสัมผัส เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากแดงเป็นน้ำเงิน และมี pH มากกว่า 7 เบสที่พบได้บ่อยและควรรู้จัก เช่น แอมโมเนีย (NH₃) โซดาไฟหรือโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) ปูนขาวหรือแคลเซียมไฮดรอกไซด์ (Ca(OH)₂) โซดาซักผ้าหรือโซเดียมคาร์บอเนต (Na₂CO₃) เบคกิ้งโซดาหรือโซเดียมไฮโดรเจนคาร์บอเนต (NaHCO₃)

นอกจากสมบัติข้างต้นแล้ว การระบุว่าเป็นกรดหรือเบสพิจารณาได้อย่างไร

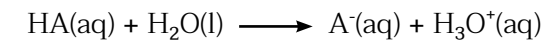
10.1 ทฤษฎีกรด-เบส

10.1.1 ทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียส

ในปี พ.ศ. 2430 อาร์เรเนียส, สวันเต เฮกกุสต์ (Arrhenius, Svante August) ได้ศึกษาสมบัติและสูตรเคมีของสารที่แสดงสมบัติกรดและเบส และตั้งเป็นทฤษฎีที่มีชื่อว่า **ทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียส** (Arrhenius theory) ซึ่งกำหนดว่า กรดคือสารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน (H⁺) เบสคือสารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH⁻) 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 (H₃O⁺) การแตกตัวเป็นไอออนของกรดในน้ำจึงสามารถเขียนสมการเคมีได้ดังนี้



ดังนั้นอาจกล่าวได้ว่า กรดตามทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียสคือสารที่เมื่อละลายน้ำจะเพิ่มความเข้มข้นของ H₃O⁺ ส่วนเบสคือสารที่เมื่อละลายน้ำจะเพิ่มความเข้มข้นของ OH⁻



ศัพท์น่ารู้

โปรตอน (proton) เป็นชื่อเรียกอีกชื่อหนึ่งของไฮโดรเจนไอออน (H⁺) ที่อยู่ในน้ำหรือสารละลาย

ไฮดรอกโซเนียมไอออน (hydroxonium ion) เป็นชื่อเรียกอีกชื่อหนึ่งของไฮโดรเนียมไอออน (H₃O⁺)



ตรวจสอบความเข้าใจ

จงเติมข้อมูลในช่องว่างให้สมบูรณ์

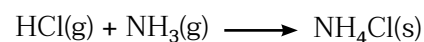
สมการเคมี	กรด/เบส
$\text{HClO}_4(\text{aq}) \longrightarrow \dots\dots\dots (\text{aq}) + \dots\dots\dots (\text{aq})$	กรด
$\text{LiOH}(\text{aq}) \longrightarrow \dots\dots\dots (\text{aq}) + \dots\dots\dots (\text{aq})$	เบส
$\dots\dots\dots (\text{aq}) + \dots\dots\dots (\text{l}) \longrightarrow \text{HSO}_4^-(\text{aq})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

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

10.1.2 ทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี

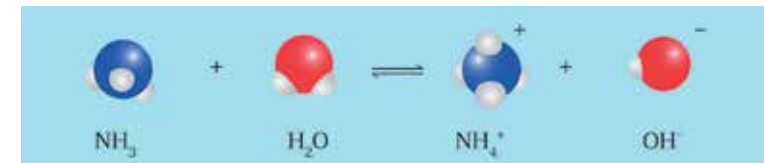
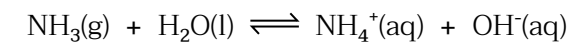
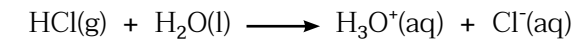
ในปี พ.ศ. 2466 เบรินสเตด, โยฮันเนส นิโคเลาส์ (Brønsted, Johannes Nicolaus) และ ลาวรี, ทอมัส มาร์ติน (Lowry, Thomas Martin) ได้เสนอ **ทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี** (Brønsted – Lowry theory) โดยให้นิยามว่า กรดคือสารที่ให้โปรตอน และเบสคือสารที่รับโปรตอน ทฤษฎีนี้พิจารณาความเป็นกรดและเบสของสารจากการถ่ายโอนโปรตอน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

ปฏิกิริยาของแก๊สไฮโดรเจนคลอไรด์กับแก๊สแอมโมเนีย ซึ่งเป็นปฏิกิริยาเคมีที่ไม่ได้เกิดขึ้นในน้ำสามารถเขียนสมการเคมี ได้ดังนี้



ในปฏิกิริยานี้ HCl ให้โปรตอนกับ NH_3 เกิดเป็น Cl^- และ NH_4^+ ซึ่งยึดเหนี่ยวกันด้วยพันธะไอออนิกเกิดเป็น NH_4Cl ดังนั้น HCl เป็นกรด และ NH_3 เป็นเบสตามทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี

นอกจากนี้ทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรียังสามารถใช้พิจารณาความเป็นกรด-เบสของสารที่เกิดปฏิกิริยาในน้ำได้ด้วย เช่น

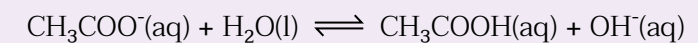


จากปฏิกิริยาข้างต้นแสดงว่า HCl เป็นกรด เพราะให้โปรตอนกับ H_2O ส่วน NH_3 เป็นเบส เพราะรับโปรตอนจาก H_2O



ตรวจสอบความเข้าใจ

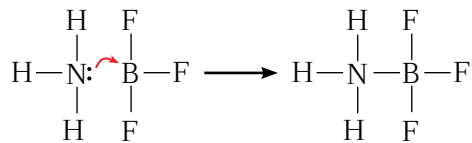
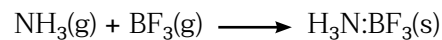
พิจารณาปฏิกิริยาเคมีต่อไปนี้



ตามทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี สารละลายโซเดียมแอสเตต (CH_3COONa) มีสมบัติเป็นกรดหรือเบส เพราะเหตุใด

10.1.3 ทฤษฎีกรด-เบสลิวิส

ในปี พ.ศ. 2466 ลิวิส, กิลเบิร์ต นิวตัน (Lewis, Gilbert Newton) ได้เสนอทฤษฎีกรด-เบสลิวิส (Lewis theory) โดยให้นิยามว่า กรดคือสารที่รับคู่อิเล็กตรอน และเบสคือสารที่ให้อิเล็กตรอน ทฤษฎีนี้พิจารณาความเป็นกรดและเบสของสารจากการให้และรับคู่อิเล็กตรอนในปฏิกิริยาที่เกิดพันธะเคมีขึ้นใหม่ เช่น ปฏิกิริยาระหว่างแอมโมเนีย (NH_3) กับโบรอนไตรฟลูออไรด์ (BF_3)



กรดลิวิส (Lewis acid) คือสารที่รับคู่อิเล็กตรอน

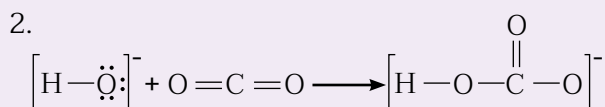
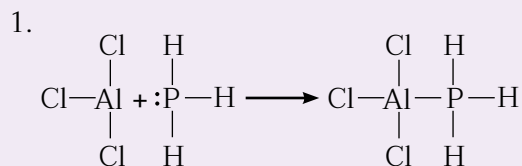
เบสลิวิส (Lewis base) คือสารที่ให้อิเล็กตรอน

ในปฏิกิริยานี้ NH_3 ให้อิเล็กตรอนคูโดดเดี่ยวในการเกิดพันธะเคมีร่วมกับ BF_3 จึงถือว่า NH_3 ให้อิเล็กตรอน ดังนั้น NH_3 จึงเป็นเบส ส่วน BF_3 รับคู่อิเล็กตรอนจึงเป็นกรดตามทฤษฎีกรด-เบสลิวิส



ตรวจสอบความเข้าใจ

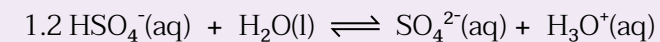
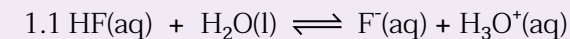
พิจารณาปฏิกิริยาต่อไปนี้ พร้อมระบุว่าสารใดเป็นกรดและสารใดเป็นเบสตามทฤษฎีกรด-เบสลิวิส



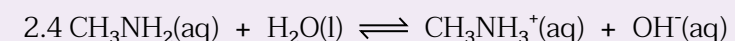
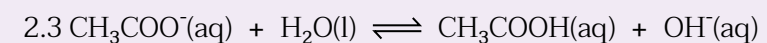
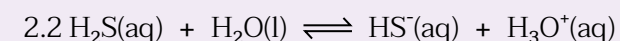
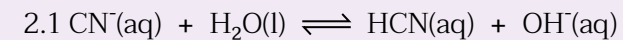
แบบฝึกหัด 10.1

พิจารณาปฏิกิริยาไปข้างหน้าและตอบคำถามต่อไปนี้

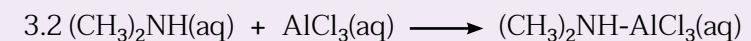
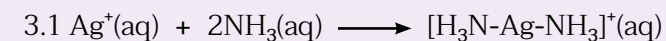
1. สารตั้งต้นใดเป็นกรดตามทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียส



2. สารตั้งต้นใดเป็นเบสตามทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี

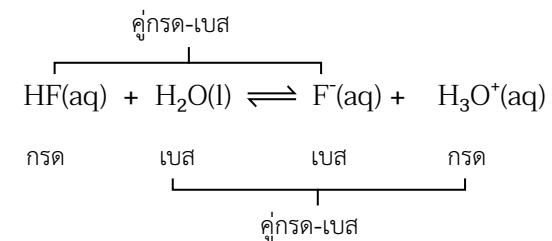


3. สารตั้งต้นใดเป็นกรดตามทฤษฎีกรด-เบสลิวิส

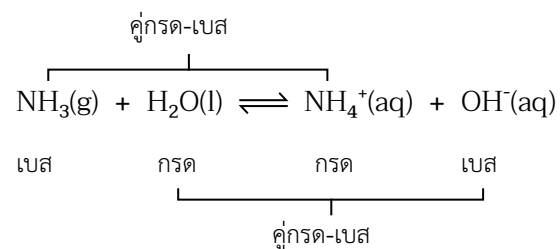
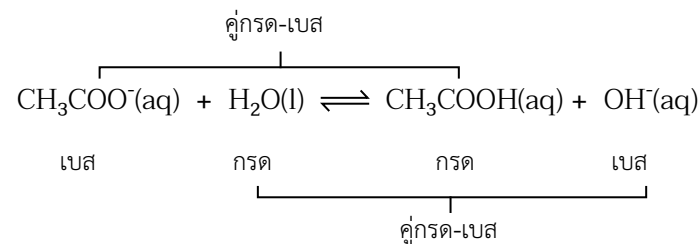


10.2 คู่กรด-เบส

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



ในปฏิกิริยาไปข้างหน้า HF เป็นกรดเพราะให้โปรตอนกับน้ำเกิดเป็น 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

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

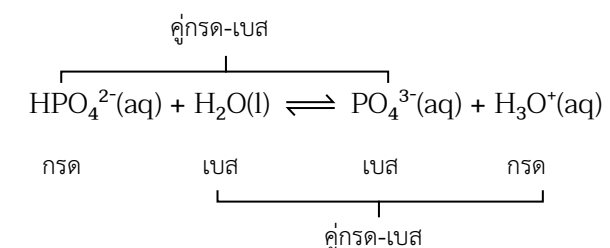
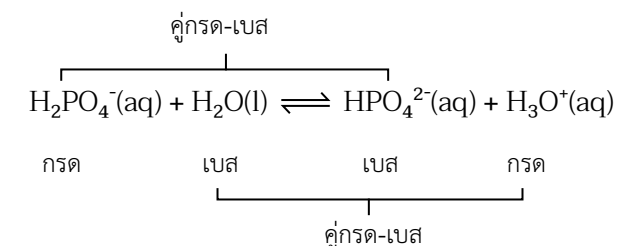
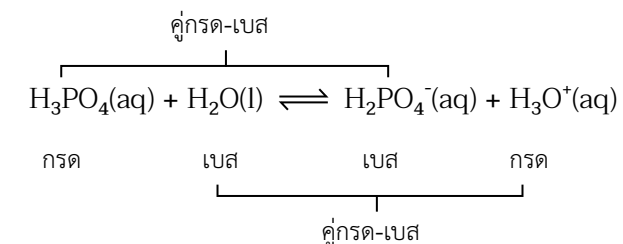


ศัพท์น่ารู้

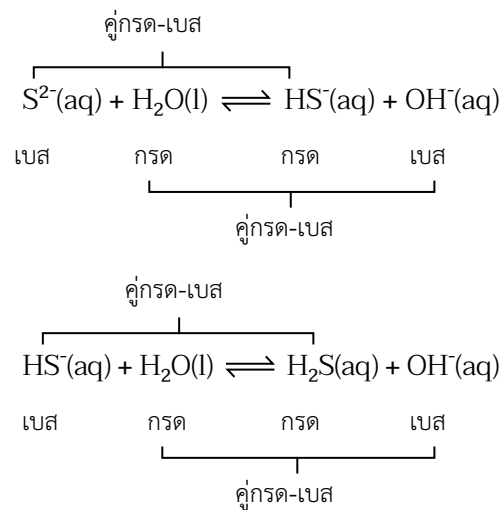
กรดมอนอโปรติก (monoprotic acid) คือกรดที่แตกตัวให้ 1 โปรตอนต่อ 1 โมเลกุล เช่น HF HCOOH

กรดพอลิโปรติก (polyprotic acid) คือกรดที่แตกตัวให้โปรตอนมากกว่า 1 โปรตอนต่อ 1 โมเลกุล เช่น H_2S H_3PO_4

สารบางชนิดสามารถให้หรือรับโปรตอนได้มากกว่า 1 โปรตอนต่อ 1 โมเลกุล ในแต่ละขั้นของปฏิกิริยาการแตกตัวจะมีคู่กรด-เบสเกิดขึ้น เช่น กรดฟอสฟอริก (H_3PO_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 H_3PO_4 และ S^{2-} ในน้ำ จะเห็นว่าสารบางชนิด เช่น H_2PO_4^- HS^- สามารถเป็นได้ทั้งกรดและเบสขึ้นอยู่กับปฏิกิริยา เรียกสารประเภทนี้ว่า สารแอมโฟเทอริก (amphoteric substances) ซึ่งสารแอมโฟเทอริกมีทั้งคู่กรดและคู่เบส



ชวนคิด

จากตัวอย่างปฏิกิริยาการแตกตัวของ H_3PO_4 และ S^{2-} ในน้ำ นอกจาก H_2PO_4^- และ HS^- แล้วยังมีสารใดที่เป็นสารแอมโฟเทอริก

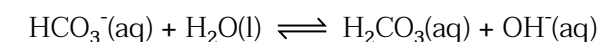


ตัวอย่าง 1

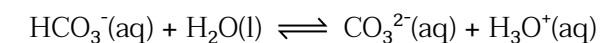
เขียนสมการเคมีของปฏิกิริยาของไฮโดรเจนคาร์บอเนตไอออน (HCO_3^-) ในน้ำ เพื่อแสดงว่า HCO_3^- เป็นสารแอมโฟเทอริก พร้อมทั้งระบุคู่กรดและคู่เบสของ HCO_3^-

วิธีทำ

คู่กรดของ HCO_3^- คือ H_2CO_3 สมการเคมีของปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเป็นดังนี้



ส่วนคู่เบสของ HCO_3^- คือ CO_3^{2-} สมการเคมีของปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นเป็นดังนี้



แบบฝึกหัด 10.2

- เขียนสมการเคมีและแผนภาพแสดงคู่กรด-เบสของสารต่อไปนี้ในน้ำ
 - แอมโมเนีย (NH_3)
 - กรดแอสติค (CH_3COOH)
- เขียนคู่เบสของสารต่อไปนี้

2.1 H_2SO_3	2.2 HC_2O_4^-
2.3 NH_4^+	2.4 H_2O

3. จงเขียนคู่กรดของสารต่อไปนี้

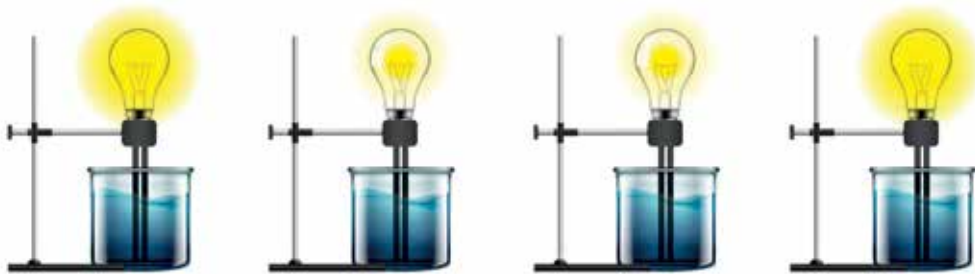
3.1 SO_3^{2-} 3.2 NH_3 3.3 H_2O 3.4 CN^-

4. เขียนสมการเคมีแสดงการแตกตัวของน้ำ เพื่อแสดงว่าน้ำเป็นสารแอมโฟเทอริก พร้อมทั้งระบุคู่กรดและคู่เบส

10.3 การแตกตัวของกรด เบส และน้ำ

จากที่ทราบแล้วว่ากรดและเบสส่วนใหญ่แตกตัวได้ในน้ำ ให้ผลิตภัณฑ์เป็นไอออนจึงทำให้สารละลายนำไฟฟ้าได้ ซึ่งกรดและเบสแต่ละชนิดแตกตัวเป็นไอออนได้ไม่เท่ากัน สำหรับสารละลายที่มีความเข้มข้นเท่ากัน กรดหรือเบสที่แตกตัวได้ดีกว่าจะนำไฟฟ้าได้ดีกว่า โดยอาจสังเกตจากความสว่างของหลอดไฟ ดังรูป

HCl 0.01 mol/L	CH_3COOH 0.01 mol/L	NH_3 0.01 mol/L	NaOH 0.01 mol/L
----------------	-------------------------------------	--------------------------	-----------------



รูป 10.1 การนำไฟฟ้าของสารละลายบางชนิดที่มีความเข้มข้นเท่ากัน

จากรูป 10.1 สังเกตว่าในสารละลายกรด HCl นำไฟฟ้าได้ดีกว่า แสดงว่าแตกตัวได้ดีกว่า CH_3COOH ในทำนองเดียวกันในสารละลายเบส NaOH ก็แตกตัวได้ดีกว่า NH_3 นอกจากความสามารถในการนำไฟฟ้าแล้ว ยังอาจใช้ค่า pH ในการเปรียบเทียบความสามารถในการแตกตัวของกรดและเบสในสารละลายที่มีความเข้มข้นเท่ากันได้ โดยกรดที่แตกตัวได้ดีกว่าจะมี pH ต่ำกว่า และเบสที่แตกตัวได้ดีกว่าจะมี pH สูงกว่า

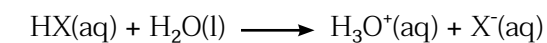
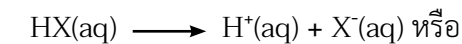


ตรวจสอบความเข้าใจ

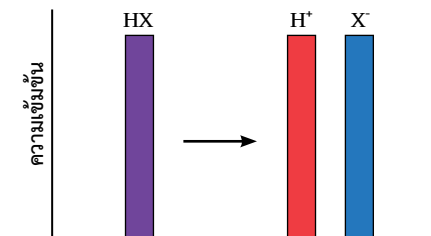
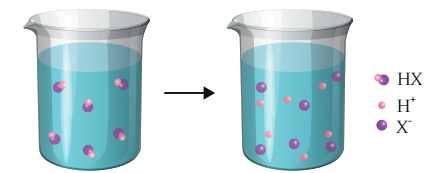
เรียงลำดับสารละลายในรูป 10.1 ที่มีค่า pH จากน้อยไปหามาก

10.3.1 การแตกตัวของกรดแก่และเบสแก่

กรดแก่สามารถแตกตัวเป็นไอออนในน้ำได้มากจนถือว่าสมบูรณ์ เช่น กรดแก่ HX เมื่อแตกตัวเป็นไอออนในสารละลายจะมี H^+ และ X^- โดยไม่มี HX เหลืออยู่ ดังรูป 10.2 ซึ่งสามารถเขียนสมการเคมีในรูปทั่วไปได้ดังนี้



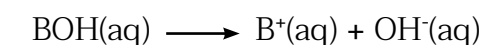
ตัวอย่างการแตกตัวเป็นไอออนของกรดแก่ เช่น สารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) 1.0 mol/L แตกตัวให้คลอไรด์ไอออน (Cl^-) 1.0 mol/L ไฮโดรเจนไอออน (H^+) 1.0 mol/L ดังนี้



รูป 10.2 ความเข้มข้นของสารจากการแตกตัวของกรดแก่ HX

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

เบสแก่ (BOH) สามารถแตกตัวเป็นไอออนในน้ำได้มากจนถือว่าสมบูรณ์เช่นเดียวกับกรดแก่ในสารละลายจะมี B^+ และ OH^- โดยไม่มี BOH เหลืออยู่ ซึ่งสามารถเขียนสมการเคมีในรูปทั่วไปได้ดังนี้



ตัวอย่างการแตกตัวเป็นไอออนของเบสแก่ เช่น สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) 0.1 mol/L แตกตัวให้โซเดียมไอออน (Na⁺) 0.1 mol/L และไฮดรอกไซด์ไอออน (OH⁻) 0.1 mol/L ดังนี้

ความเข้มข้น (mol/L)	NaOH(aq) $\longrightarrow$ Na ⁺ (aq) + OH ⁻ (aq)		
เริ่มต้น	0.1	0.0	0.0
สุดท้าย	0.0	0.1	0.1

สารละลายแบเรียมไฮดรอกไซด์ (Ba(OH)₂) 1.0 mol/L แตกตัวให้แบเรียมไอออน (Ba²⁺) 1.0 mol/L และไฮดรอกไซด์ไอออน (OH⁻) 2.0 mol/L ดังนี้

ความเข้มข้น (mol/L)	Ba(OH) ₂ (aq) $\longrightarrow$ Ba ²⁺ (aq) + 2OH ⁻ (aq)		
เริ่มต้น	1.0	0.0	0.0
สุดท้าย	0.0	1.0	2.0



ตรวจสอบความเข้าใจ

เขียนแผนภูมิแท่งแสดงความสัมพันธ์ระหว่างความเข้มข้นและการแตกตัวของสารละลายแบเรียมไฮดรอกไซด์ (Ba(OH)₂) ในลักษณะเดียวกับรูป 10.2

กรดทวิภาคของธาตุแฮโลเจนและกรดออกซีหลายชนิดเป็นกรดแก่ ส่วนไฮดรอกไซด์ของโลหะหมู่ IA และ IIA ส่วนใหญ่เป็นเบสแก่ ตัวอย่างดังตาราง 10.1

เนื่องจากกรดแก่และเบสแก่แตกตัวเป็นไอออนในน้ำได้มากจนถือว่าสมบูรณ์ จึงสามารถคำนวณความเข้มข้นของสารชนิดต่าง ๆ ที่เกี่ยวข้องได้ ดังตัวอย่างต่อไปนี้

ตาราง 10.1 กรดแก่และเบสแก่บางชนิด

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

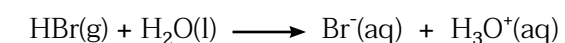


ตัวอย่าง 2

ถ้าต้องการสารละลายที่มีความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออน (H⁺) และโบรมൈด์ไอออน (Br⁻) ชนิดละ 0.60 โมลต่อลิตร จะต้องใช้แก๊สไฮโดรเจนโบรมൈด์ (HBr) กี่โมล ละลายในน้ำจนได้สารละลายปริมาตร 2.0 ลิตร

วิธีทำ

เมื่อนำ HBr ซึ่งเป็นกรดแก่มาละลายในน้ำจะแตกตัวเป็นไอออนได้สมบูรณ์ ดังสมการเคมี



ถ้าต้องการสารละลายที่มีความเข้มข้นของ H⁺ และ Br⁻ ชนิดละ 0.60 mol/L แสดงว่าความเข้มข้นเริ่มต้นของแก๊ส 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



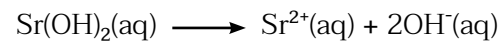
ตัวอย่าง 3

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

วิธีทำ

คำนวณจำนวนโมลของ Sr^{2+} และ OH^-

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



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

$$\begin{aligned} \text{จำนวนโมลของ } \text{Sr}(\text{OH})_2 &= \frac{1.0 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ L sol}^n} \times 0.40 \text{ L sol}^n \times \frac{1 \text{ mol Sr}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol OH}^-} \\ &= 0.20 \text{ mol Sr}(\text{OH})_2 \end{aligned}$$

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

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

คำนวณความเข้มข้นของ Sr^{2+} และ OH^-

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

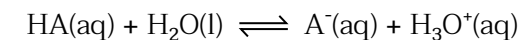
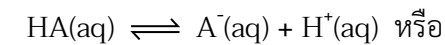
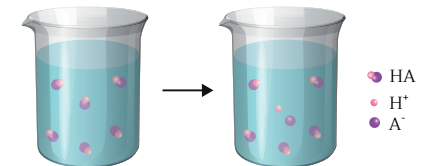


ตรวจสอบความเข้าใจ

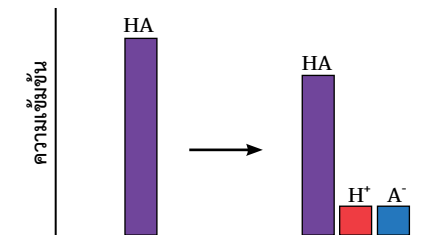
1. สารละลายกรดไฮโดรไอโอดิก (HI) ปริมาตร 500 มิลลิลิตร มีไอโอดีนไอออน (I^-) เข้มข้น 0.2 โมลต่อลิตร จะมีไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) กี่โมล
2. ถ้าต้องการเตรียมสารละลายโพแทสเซียมไฮดรอกไซด์ (KOH) ที่มีความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) ในสารละลายเท่ากับ 0.50 โมลต่อลิตร ปริมาตร 250.00 มิลลิลิตร จะต้องใช้โพแทสเซียมไฮดรอกไซด์กี่กรัม

10.3.2 การแตกตัวของกรดอ่อน

กรดอ่อนเมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็นไอออนได้บางส่วน ถ้า HA เป็นกรดอ่อน เมื่อ HA แตกตัวในสารละลายจะมี 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)	$\text{HA}(\text{aq})$	$\rightleftharpoons$	$\text{A}^-(\text{aq})$	+	$\text{H}^+(\text{aq})$
เริ่มต้น	1.00		0		0
เปลี่ยนไป	-0.05		+0.05		+0.05
สมดุล	0.95		0.05		0.05

ในทางกลับกันถ้าทราบจำนวนโมลของกรดอ่อนที่แตกตัวหรือทราบจำนวนโมลของไอออนที่เกิดขึ้น ก็สามารถคำนวณร้อยละการแตกตัวของกรดอ่อนได้ ดังตัวอย่าง

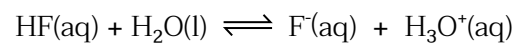


ตัวอย่าง 4

สารละลายกรดไฮโดรฟลูออริก (HF) 0.5 โมลต่อลิตร แตกตัวให้ไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) 0.02 โมลต่อลิตร จงคำนวณร้อยละการแตกตัวของกรด HF

วิธีทำ

สมการเคมีแสดงการแตกตัวของ HF เป็นดังนี้

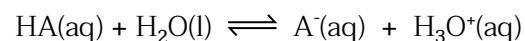


$$\text{ร้อยละการแตกตัวของ HF} = \frac{0.02 \text{ mol/L}}{0.5 \text{ mol/L}} \times 100$$

$$= 4$$

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_2SO_4)	$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{HSO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ $\text{HSO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	$K_{a_1} \gg 1$ $K_{a_2} = 1.0 \times 10^{-2}$
กรดไนตริก (HNO_2)	$\text{HNO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	5.62×10^{-4}
กรดไฮโดรฟลูออริก (HF)	$\text{HF}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{F}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	6.31×10^{-4}
กรดฟอร์มิก (HCOOH)	$\text{HCOOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCOO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	1.78×10^{-4}
กรดแอสติค (CH_3COOH)	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	1.80×10^{-5}
กรดเบนโซอิก ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	5.75×10^{-5}
กรดไฮโดรซัลฟิวริก (H_2S)	$\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HS}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ $\text{HS}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{S}^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	$K_{a_1} = 8.91 \times 10^{-8}$ $K_{a_2} < 10^{-14}$
กรดซัลฟิวรัส (H_2SO_3)	$\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HSO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ $\text{HSO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	$K_{a_1} = 1.41 \times 10^{-2}$ $K_{a_2} = 6.31 \times 10^{-8}$
กรดคาร์บอนิก (H_2CO_3)	$\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	$K_{a_1} = 4.47 \times 10^{-7}$ $K_{a_2} = 4.68 \times 10^{-11}$
กรดฟอสฟอริก (H_3PO_4)	$\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ $\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ $\text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	$K_{a_1} = 6.92 \times 10^{-3}$ $K_{a_2} = 6.17 \times 10^{-8}$ $K_{a_3} = 4.79 \times 10^{-13}$

* การแตกตัวของกรด H_2SO_4 ในขั้นที่ 1 จัดเป็นกรดแก่

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

จากตารางสังเกตว่า กรดที่ให้โปรตอนได้มากกว่า 1 โปรตอนต่อ 1 โมเลกุล มีค่าคงที่การแตกตัวมากกว่า 1 ค่า และค่าคงที่การแตกตัวขั้นแรกสูงกว่าการแตกตัวขั้นต่อไปตามลำดับเสมอ เช่น กรดซัลฟิวรัส (H_2SO_3) 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 (H_2SO_4) 1 โมลต่อลิตร ที่สมดุลมีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) เท่ากับ 2 โมลต่อลิตร ใช่หรือไม่ เพราะเหตุใด

นอกจากนี้ค่า K_a และร้อยละการแตกตัวยังใช้คำนวณความเข้มข้นของ H_3O^+ ในสารละลายกรดอ่อนได้ ดังตัวอย่าง

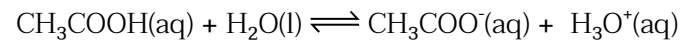


ตัวอย่าง 5

สารละลายกรดแอสซิดิก (CH_3COOH) 0.50 โมลต่อลิตร มีไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) เข้มข้นเท่าใด

วิธีทำ

สมการเคมีแสดงการแตกตัวของ CH_3COOH 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 -3.0×10^{-3} จะทำให้ $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ มากกว่าความเข้มข้นเริ่มต้น ซึ่งเป็นไปไม่ได้ x จึงมีค่าเท่ากับ 3.0×10^{-3}

ดังนั้น ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนเป็น 3.0×10^{-3} โมลต่อลิตร

จากการคำนวณข้างต้นจะเห็นว่าความเข้มข้นของ H_3O^+ ($3.0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$) น้อยมากเมื่อเทียบกับความเข้มข้นเริ่มต้นของ CH_3COOH (0.50 mol/L) ดังนั้นอาจประมาณได้ว่า $0.50 - x \approx 0.5$ ซึ่งเมื่อนำไปแทนค่าในสมการค่าคงที่สมดุลจะได้ ดังนี้

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

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{0.50}$$

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

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

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

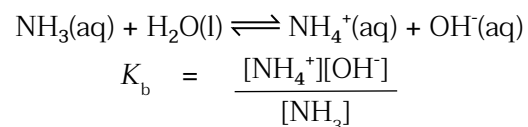


ตรวจสอบความเข้าใจ

สารละลายกรดอ่อน HA 1.00×10^{-3} โมลต่อลิตร มีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) เท่าใด กำหนดให้ค่าคงที่การแตกตัวของกรดนี้เท่ากับ 1.00×10^{-5}

10.3.3 การแตกตัวของเบสอ่อน

เบสอ่อนเมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็นไอออนได้เพียงบางส่วน เช่น แอมโมเนีย (NH_3) เมื่อ NH_3 ละลายน้ำ ในสารละลายจะมี NH_4^+ และ OH^- และที่สมดุลยังมี NH_3 เหลืออยู่ ดังนั้น **ค่าคงที่การแตกตัวของเบส** (base dissociation constant; K_b) เช่น ค่า K_b ของ NH_3 สามารถพิจารณาได้จากสมการเคมีต่อไปนี้



ในทำนองเดียวกับกรดอ่อน ค่า K_b สามารถใช้เปรียบเทียบความแรงของเบสอ่อน โดยเบสที่มีค่า K_b มากกว่าจะเป็นเบสที่แรงกว่า ค่าคงที่การแตกตัวของเบสบางชนิดแสดงในตาราง 10.3

ตาราง 10.3 ค่าคงที่การแตกตัวของเบสบางชนิด ที่อุณหภูมิ 25 °C

เบส	สมการเคมี	K_b
เอทิลเอมีน ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$)	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	4.47×10^{-4}
เมทิลเอมีน (CH_3NH_2)	$\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	4.57×10^{-4}
แอมโมเนีย (NH_3)	$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	1.80×10^{-5}
ฟีนิลเอมีน ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	7.41×10^{-10}

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

นอกจากนี้ค่า K_b และร้อยละการแตกตัวยังใช้คำนวณความเข้มข้นของ OH^- ในสารละลายเบสอ่อนได้ ดังตัวอย่าง

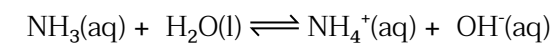


ตัวอย่าง 6

สารละลายแอมโมเนีย (NH_3) 0.20 โมลต่อลิตร มีร้อยละการแตกตัวเท่าใด

วิธีทำ

ขั้นที่ 1 คำนวณความเข้มข้น OH^- ในสารละลาย NH_3 0.20 mol/L สมการเคมีแสดงการแตกตัวของ 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 1.9×10^{-3} โมลต่อลิตร

ขั้นที่ 2 คำนวณร้อยละการแตกตัวของ NH_3

จากขั้นที่ 1 พบว่า NH_3 0.20 mol/L แตกตัวให้ OH^- 1.9×10^{-3} mol/L จึงสามารถคำนวณร้อยละการแตกตัวของ NH_3 ได้ดังนี้

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

$$= 0.95$$

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 mol/L

ตอนที่ 2

1. คำนวณร้อยละการแตกตัวของกรดแอซีติก (CH_3COOH) ในสารละลายที่มีความเข้มข้น 0.050 0.10 0.50 และ 1.0 mol/L
2. เขียนกราฟแสดงร้อยละการแตกตัวกับความเข้มข้นของ CH_3COOH ที่มีความเข้มข้น 0.050 0.10 0.50 และ 1.0 mol/L

คำถามท้ายกิจกรรม

1. ร้อยละการแตกตัวของเบสในสารละลายมีแนวโน้มเดียวกับค่า K_b หรือไม่ อย่างไร
2. ร้อยละการแตกตัวของกรดในสารละลายขึ้นกับความเข้มข้นของกรดหรือไม่ อย่างไร

จากกิจกรรมจะเห็นว่า ร้อยละการแตกตัวมีความสัมพันธ์กับค่าคงที่การแตกตัวและความเข้มข้นของสารละลาย โดยกรดหรือเบสที่มีค่าคงที่การแตกตัวมากกว่า จะมีร้อยละการแตกตัวมากกว่า และเมื่อความเข้มข้นของสารละลายเพิ่มขึ้น ร้อยละการแตกตัวของกรดหรือเบสจะลดลง

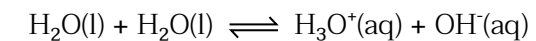


ตรวจสอบความเข้าใจ

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 H_3O^+ และ OH^- น้อยมาก ดังสมการเคมี



ดังนั้น ค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ (water dissociation constant; K_w) แสดงได้ดังสมการ

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

จากการทดลองพบว่า K_w ที่อุณหภูมิ 25 องศาเซลเซียส เท่ากับ 1.0×10^{-14} และมีค่ามากขึ้นเมื่ออุณหภูมิสูงขึ้น จากสมการการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำจะเห็นว่าน้ำแตกตัวให้ H_3O^+ และ OH^- ในจำนวนโมลที่เท่ากัน จึงทำให้ความเข้มข้นของ H_3O^+ และ OH^- มีค่าเท่ากัน ดังนั้น

$$K_w = [H_3O^+]^2 = [OH^-]^2$$

$$\text{หรือ } [H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{K_w}$$

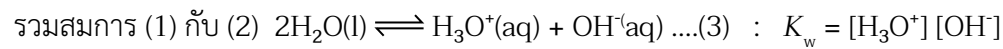
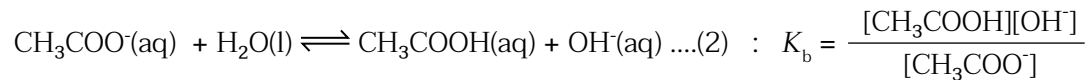
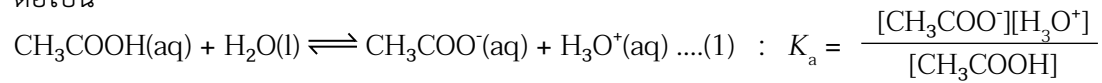
$$\text{ที่อุณหภูมิ } 25^\circ\text{C} \quad [H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{1.0 \times 10^{-14}}$$

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

แสดงว่าที่อุณหภูมิ 25 องศาเซลเซียส น้ำมีความเข้มข้นของ H_3O^+ และ OH^- เท่ากันคือ $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

10.3.5 ความสัมพันธ์ระหว่าง K_a , K_b และ K_w

ค่าคงที่การแตกตัวของคู่กรด-เบส (K_a และ K_b) มีความสัมพันธ์กับค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ (K_w) ซึ่งสามารถพิจารณาได้จากค่าคงที่การแตกตัวของ CH_3COOH , CH_3COO^- และ H_2O ดังต่อไปนี้



สังเกตว่าสมการการแตกตัวของน้ำได้จากผลรวมสมการการแตกตัวของ CH_3COOH และ CH_3COO^- 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 ของคู่กรดได้ โดยอาศัยความสัมพันธ์ต่อไปนี้

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

ค่าคงที่การแตกตัวของคู่กรด-เบสบางชนิดแสดงในตาราง 10.4

ตาราง 10.4 ค่าคงที่การแตกตัวของคู่กรด-เบสบางชนิด

กรด	K_a	คู่เบส	K_b
NH_4^+	5.56×10^{-10}	NH_3	1.80×10^{-5}
H_3PO_4	6.92×10^{-3}	H_2PO_4^-	1.45×10^{-12}
H_2PO_4^-	6.17×10^{-8}	HPO_4^{2-}	1.62×10^{-7}
HPO_4^{2-}	4.79×10^{-13}	PO_4^{3-}	2.09×10^{-2}
CH_3COOH	1.80×10^{-5}	CH_3COO^-	5.56×10^{-10}
HCOOH	1.78×10^{-4}	HCOO^-	5.62×10^{-11}
H_2CO_3	4.47×10^{-7}	HCO_3^-	2.24×10^{-8}
HCO_3^-	4.68×10^{-11}	CO_3^{2-}	2.14×10^{-4}

จากตาราง 10.4 จะเห็นว่า กรดที่มีค่า K_a มากกว่าคู่เบสจะมีค่า K_b น้อยกว่า เช่น กรด HCOOH มีค่า K_a เท่ากับ 1.78×10^{-4} ซึ่งมากกว่า K_a ของกรด CH_3COOH ที่มีค่าเท่ากับ 1.80×10^{-5} ในขณะที่ HCOO^- (คู่เบสของ HCOOH) มีค่า K_b เท่ากับ 5.62×10^{-11} ซึ่งน้อยกว่า K_b ของ CH_3COO^- (คู่เบสของ CH_3COOH) ที่มีค่าเท่ากับ 5.56×10^{-10}



แบบฝึกหัด 10.3

- ในการเตรียมสารละลายปริมาตร 100.0 มิลลิลิตร ที่มีความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) 1.0 โมลต่อลิตร ต้องใช้เบเรียมไฮดรอกไซด์ ($\text{Ba}(\text{OH})_2$) กี่กรัม
- สารละลายกรดซัลฟิวรัส (H_2SO_3) มีค่าคงที่การแตกตัวของกรด 2 ค่า คือ $K_{a1} = 1.41 \times 10^{-2}$ และ $K_{a2} = 6.31 \times 10^{-8}$ จงเปรียบเทียบความเข้มข้นของไอออนต่าง ๆ ในสารละลาย
- ถ้าสารละลายกรดไนตริก (HNO_3) และกรดไฮโดรฟลูออริก (HF) มีความเข้มข้นและปริมาตรเท่ากัน สารละลายใดมีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) มากกว่า เพราะเหตุใด
- NaX แตกตัวให้ X^- ในจำนวนโมลที่เท่ากัน ซึ่ง X^- สามารถทำปฏิกิริยากับน้ำได้ ดังสมการเคมี

$$\text{X}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HX}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \quad K_b = 1.0 \times 10^{-4}$$
 สารละลาย NaX 2.0 โมลต่อลิตร จะมีความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) เท่าใด
- สารละลายเมทิลเอมีน (CH_3NH_2) 0.50 โมลต่อลิตร จะมีความเข้มข้นของเมทิลแอมโมเนียมไอออน (CH_3NH_3^+) เท่าใด และร้อยละการแตกตัวของเมทิลเอมีนเป็นเท่าใด
- คำนวณและเปรียบเทียบร้อยละการแตกตัวของกรดเบนโซอิก ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) ในสารละลายที่มีความเข้มข้น 0.25 โมลต่อลิตร และ 0.40 โมลต่อลิตร
- คำนวณค่าคงที่การแตกตัวของกรด HA 0.80 โมลต่อลิตร ซึ่งมีร้อยละการแตกตัวเท่ากับ 0.42

8. สารละลายกรด HY มีค่า $K_a = 2.0 \times 10^{-6}$ จงระบุคู่เบสของกรด 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

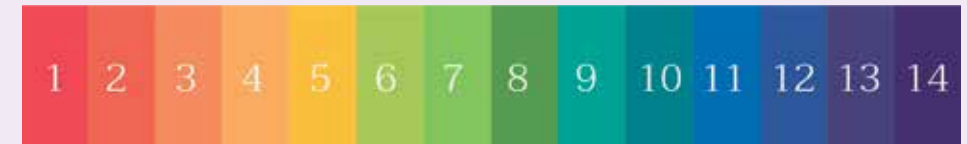
1. ทดลองเพื่อศึกษาสมบัติกรด-เบสของสารละลายเกลือ
2. ระบุสมบัติกรด-เบสของสารละลายเกลือจากอินดิเคเตอร์
3. ระบุชนิดของไอออนที่ส่งผลต่อสมบัติกรด-เบสของสารละลายเกลือ

วัสดุ อุปกรณ์ และสารเคมี

1. โซเดียมคลอไรด์ (NaCl)
2. แอมโมเนียมคลอไรด์ (NH_4Cl)
3. โซเดียมแอซิเตต (CH_3COONa)
4. ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์
5. ช้อนตักสารเบอร์ 1
6. หลอดทดลองขนาดกลาง
7. แท่งแก้วคน
8. กระบอกตวงขนาด 10 mL
9. หลอดหยด

วิธีการทดลอง

1. นำ NaCl NH_4Cl และ CH_3COONa ใส่ลงในหลอดทดลอง หลอดละ 1 ชนิด ปริมาณ 1 ช้อนเบอร์ 1 จากนั้นเติมน้ำปริมาตร 5 mL ลงในแต่ละหลอด คนสารด้วยแท่งแก้วคนจนได้เป็นสารละลายเนื้อเดียว
2. หยดยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ลงไปหลอดละ 1 หยด เขย่า สังเกตสีของสารละลายแล้วเปรียบเทียบกับแถบสีของยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ที่ pH ต่าง ๆ ดังรูป พร้อมบันทึก pH ของสารละลายเกลือแต่ละชนิด



คำถามท้ายการทดลอง

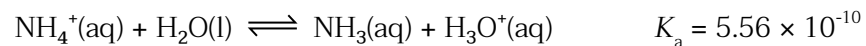
1. สารละลายเกลือแต่ละชนิดมีสมบัติกรด-เบสเป็นอย่างไร
2. เกลือทั้งสามชนิดเมื่อละลายน้ำให้ไอออนใดบ้าง
3. ไอออนใดทำให้สมบัติกรด-เบสของสารละลายเกลือ NaCl กับ NH_4Cl แตกต่างกัน
4. ไอออนใดทำให้สมบัติกรด-เบสของสารละลายเกลือ NaCl กับ CH_3COONa แตกต่างกัน

จากกิจกรรมเมื่อนำสารละลายเกลือทั้งสามชนิดมาวัด pH โดยใช้ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ พบว่า สารละลายเกลือที่ได้มีสมบัติกรด-เบสต่างกัน ซึ่งความเป็นกรด-เบสของสารละลายเกลือชนิดอื่น ๆ อธิบายได้โดยอาศัยค่า K_a และ K_b ของไอออนที่ได้จากการแตกตัว ดังตัวอย่างต่อไปนี้

- แอมโมเนียมไนเตรต (NH_4NO_3) เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็น NH_4^+ และ NO_3^- ดังสมการเคมี

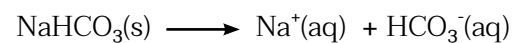


NO_3^- ไม่สามารถรับโปรตอนจากน้ำเปลี่ยนเป็น HNO_3 ได้ เนื่องจาก HNO_3 เป็นกรดแก่ ส่วน NH_4^+ เป็นคู่กรดของ NH_3 ซึ่งเป็นเบสอ่อน NH_4^+ จึงให้โปรตอนกับน้ำได้ H_3O^+ ดังสมการเคมี

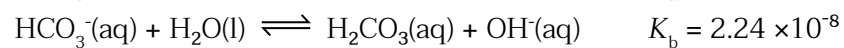
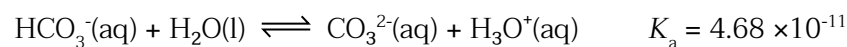


สารละลาย NH_4NO_3 จึงเป็นกรด

- โซเดียมไฮโดรเจนคาร์บอเนต (NaHCO_3) เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็น Na^+ และ HCO_3^- ดังสมการเคมี

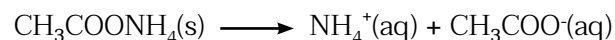


Na^+ ไม่สามารถให้หรือรับโปรตอนจากน้ำได้ ส่วน HCO_3^- เป็นคู่เบสของ H_2CO_3 ซึ่งเป็นกรดอ่อน HCO_3^- จึงให้โปรตอนกับน้ำ หรือรับโปรตอนจากน้ำก็ได้ ดังสมการเคมี

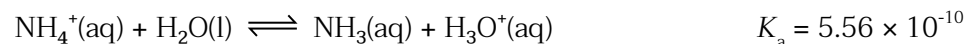


เมื่อพิจารณาค่าคงที่การแตกตัวของปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสทั้งสองจะเห็นว่า K_b มีค่ามากกว่า K_a ดังนั้น HCO_3^- จึงรับโปรตอนจากน้ำให้ OH^- ได้ดีกว่า สารละลาย NaHCO_3 จึงเป็นเบส

- แอมโมเนียมแอสเตต ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$) เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็น NH_4^+ และ CH_3COO^- ดังสมการเคมี



NH_4^+ เป็นคู่กรดของ NH_3 ซึ่งเป็นเบสอ่อน NH_4^+ จึงให้โปรตอนกับน้ำได้ H_3O^+ ส่วน CH_3COO^- เป็นคู่เบสของกรด CH_3COOH ซึ่งเป็นกรดอ่อน CH_3COO^- จึงรับโปรตอนจากน้ำให้ OH^- ดังสมการเคมี



เมื่อพิจารณาค่าคงที่การแตกตัวของปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสทั้งสองจะเห็นว่าค่า K_a ของ NH_4^+ เท่ากับ K_b ของ CH_3COO^- 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

1. ไอออนใดในสารประกอบของเกลือต่อไปนี้สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสได้
 - 1.1 KCN
 - 1.2 CH_3COOLi
 - 1.3 NaClO_4
 - 1.4 $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
 - 1.5 Na_2CO_3
 - 1.6 KNO_3
2. เขียนสมการเคมีแสดงปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสของเกลือต่อไปนี้ พร้อมระบุความเป็นกรด-เบสของสารละลายเกลือ
 - 2.1 โพแทสเซียมฟอร์มเมต (HCOOK)
 - 2.2 แอมโมเนียมไนไตรต์ (NH_4NO_2)
 - 2.3 แอมโมเนียมไฮโดรเจนคาร์บอเนต (NH_4HCO_3)

10.5 pH ของสารละลายกรดและเบส

ความเข้มข้นของ H_3O^+ ในสารละลายมีหลายค่าตั้งแต่เข้มข้นมากจนถึงเข้มข้นน้อย เช่น 10 mol/L $2.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ $1.0 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$ เพื่อความสะดวกในการเปรียบเทียบความเป็นกรดหรือเบสของสารละลาย นิยมแปลงค่าความเข้มข้นของ H_3O^+ 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 1.0×10^{-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 1.0×10^{-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 แตกต่างกันและอาจวัดได้โดยใช้การเทียบสีกับยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ โดยสารละลายที่เป็นกรดมีค่า $pH < 7$ ($pOH > 7$) สารละลายที่เป็นกลางมีค่า $pH = 7$ ($pOH = 7$) และสารละลายที่เป็นเบสมือ $pH > 7$ ($pOH < 7$) ดังรูป 10.4

¹ค่าที่ได้จากลอการิทึมมีจำนวนตัวเลขหลังจุดทศนิยมเท่ากับจำนวนเลขนัยสำคัญของค่าเดิมก่อนคำนวณค่า log



รูป 10.4 pH ของสารละลายที่พบในชีวิตประจำวัน

การคำนวณเกี่ยวกับ pH และ pOH ของสารละลายแสดงได้ดังตัวอย่างต่อไปนี้



ตัวอย่าง 7

สารละลายกรดแอสซิดิก (CH_3COOH) 0.50 โมลต่อลิตร มีค่า pH เท่าใด

วิธีทำ

จากการคำนวณในตัวอย่าง 5 CH_3COOH 0.50 mol/L มีความเข้มข้นของ H_3O^+ เท่ากับ 3.0×10^{-3} mol/L สามารถนำไปคำนวณ pH ได้ดังนี้

$$\begin{aligned} pH &= -\log [H_3O^+] \\ &= -\log (3.0 \times 10^{-3}) \\ &= 2.52 \end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลายกรดแอสซิดิกมี pH เท่ากับ 2.52



ตัวอย่าง 8

สารละลายของยาลดกรดในกระเพาะอาหาร pH 10.00 มีความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน (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 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 1.0×10^{-4} โมลต่อลิตร



ตัวอย่าง 9

สารละลาย A B และ C มีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) และไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) ดังนี้

$$\begin{aligned} \text{สารละลาย A} : [\text{H}_3\text{O}^+] &= 2.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \\ \text{สารละลาย B} : [\text{OH}^-] &= 2.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \\ \text{สารละลาย C} : [\text{H}_3\text{O}^+] &= 5.0 \times 10^{-9} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

จงระบุความเป็นกรด-เบสของสารละลายทั้งสามชนิดและเปรียบเทียบค่า pH ของสารละลาย A B และ C

วิธีทำ

คำนวณ pH ของสารละลาย A

$$\begin{aligned} \text{สารละลาย A มี } \text{H}_3\text{O}^+ 2.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \text{ นำไปคำนวณ pH จากสมการ} \\ \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log (2.0 \times 10^{-2}) \\ &= 1.70 \end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลาย A มี pH เท่ากับ 1.70 และเป็นกรด

คำนวณ pH ของสารละลาย B

สารละลาย B มี $\text{OH}^- 2.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ 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 $\text{H}_3\text{O}^+ 5.0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$ 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 (HNO_2) กรดไนตริก (HNO_3) และกรดอะซิติก (CH_3COOH) ที่มีความเข้มข้น 0.10 โมลต่อลิตร เท่ากัน จากน้อยไปมาก
- คำนวณ pH ของสารละลายเมทิลเอมีน (CH_3NH_2) และแอมโมเนีย (NH_3) ที่มีความเข้มข้น 1.0 โมลต่อลิตร เท่ากัน



ตัวอย่าง 10

คำนวณ pH ของสารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) pH 2.00 ปริมาตร 100 มิลลิลิตร เมื่อเติมสารต่อไปนี้

- สารละลายกรดไฮโดรคลอริก pH 1.00 ปริมาตร 100 มิลลิลิตร
- น้ำปริมาตร 100 มิลลิลิตร

วิธีทำ

1. เติม HCl pH 1.00 ปริมาตร 100 mL

คำนวณจำนวนโมลของ H_3O^+ ใน HCl pH 2.00 ปริมาตร 100 mL

คำนวณความเข้มข้นของ H_3O^+

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

$$2.00 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

คำนวณจำนวนโมลของ H_3O^+

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

$$= 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^+$$

ดังนั้น สารละลายกรดไฮโดรคลอริก pH 2.00 มีไฮโดรเนียมไอออน 1.0×10^{-3} โมล

คำนวณจำนวนโมลของ H_3O^+ ใน HCl pH 1.00 ปริมาตร 100 mL

คำนวณความเข้มข้นของ H_3O^+

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

$$1.00 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

คำนวณจำนวนโมลของ H_3O^+

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

$$= 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^+$$

ดังนั้น สารละลายกรดไฮโดรคลอริก pH 1.00 มีไฮโดรเนียมไอออน 1.0×10^{-2} โมล

คำนวณจำนวนโมลรวมของ H_3O^+ หลังผสม

$$\text{จำนวนโมลรวมของ } \text{H}_3\text{O}^+ = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol} + 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$= 1.1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

ดังนั้น จำนวนโมลรวมของไฮโดรเนียมไอออนหลังผสมเท่ากับ 1.1×10^{-2} โมล

คำนวณความเข้มข้นของ H_3O^+ หลังผสม

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

ดังนั้น ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนหลังผสมเท่ากับ 5.5×10^{-2} โมลต่อลิตร

คำนวณ pH ของสารละลายหลังผสม

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

$$= -\log (5.5 \times 10^{-2})$$

$$= 1.26$$

ดังนั้น pH ของสารละลายกรดไฮโดรคลอริกหลังผสมเท่ากับ 1.26

2. เติมน้ำปริมาตร 100 mL

คำนวณจำนวนโมลของ H_3O^+ ในน้ำ pH 7.00 ปริมาตร 100 mL

จากข้อ 1 จำนวนโมลของ H_3O^+ ใน HCl pH 2.00 เท่ากับ 1.0×10^{-3} mol และเนื่องจากน้ำ pH 7 มีความเข้มข้นของ H_3O^+ เท่ากับ 1.0×10^{-7} mol/L ดังนั้น

$$\text{จำนวนโมลของ } \text{H}_3\text{O}^+ = \frac{1.0 \times 10^{-7} \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^+}{1000 \text{ mL sol}^n} \times 100 \text{ mL sol}^n$$

$$= 1.0 \times 10^{-8} \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^+$$

ดังนั้น น้ำมีไฮโดรเนียมไอออน 1.0×10^{-8} โมล

คำนวณจำนวนโมลรวมของ H_3O^+ หลังผสม

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

$$= 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

ซึ่งจะเห็นว่า 1.0×10^{-8} มีค่าน้อยมากจนถือว่าตัดทิ้งได้ ดังนั้นจำนวนโมลรวมของไฮโดรเนียมไอออนเท่ากับ 1.0×10^{-3} โมล

คำนวณความเข้มข้นของ H_3O^+ หลังผสม

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

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

ดังนั้น ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนหลังผสมเท่ากับ 5.0×10^{-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 H_3O^+ ใน HCl pH 3.00 ปริมาตร 1 L

คำนวณความเข้มข้นของ H_3O^+

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

คำนวณจำนวนโมลของ H_3O^+

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

ดังนั้น สารละลายกรดไฮโดรคลอริก pH 3.00 มีไฮโดรเนียมไอออนเท่ากับ 1.0×10^{-3} โมล

คำนวณจำนวนโมลของ H_3O^+ ใน HCl pH 5.00 ปริมาตร 400 มิลลิลิตร

ความเข้มข้นของ H_3O^+

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

คำนวณจำนวนโมลของ H_3O^+

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

ดังนั้น สารละลายกรดไฮโดรคลอริก pH 5.00 มีไฮโดรเนียมไอออนเท่ากับ 4.0×10^{-6} โมล

คำนวณจำนวนโมลของ H_3O^+ 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 4.0×10^{-6} มีค่าน้อยมากจนถือว่าตัดทิ้งได้ ดังนั้น จำนวนโมลของไฮโดรเนียมไอออนที่ต้องเติมลงไปเท่ากับ 1.0×10^{-3} โมล ซึ่งมาจากการเติม HCl 0.10 โมลต่อลิตร

คำนวณปริมาตรของ HCl 0.10 mol/L ที่ต้องเติมลงไป

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

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 OH^- ใน NaOH pH 10.00

กำหนดให้ ปริมาตรของสารละลายที่ต้องการเท่ากับ a mL

คำนวณความเข้มข้นของ OH^-

NaOH pH 10.00 มี pOH = 14.00 – 10.00 = 4.00

จาก pOH = -log [OH⁻]

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

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

คำนวณจำนวนโมลของ 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 OH^- ใน NaOH pH 12.00 ปริมาตร 10 mL

คำนวณความเข้มข้นของ OH^-

NaOH pH 12.00 มี $\text{pOH} = 14.00 - 12.00 = 2.00$

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

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

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

คำนวณจำนวนโมลของ 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 1.0×10^{-4} โมล

คำนวณจำนวนโมลของ OH^- ในน้ำ

น้ำมีความเข้มข้นของ 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 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 1.0×10^{-4} โมล

คำนวณปริมาตรน้ำที่เติมลงไป

เนื่องจากจำนวนโมลรวมของ OH^- ใน NaOH pH 12.00 ที่เติมน้ำ มีค่าเท่ากับจำนวนโมลของ OH^- ใน NaOH pH 10.00

จำนวนโมลของ OH^- ใน NaOH pH 10.00 = จำนวนโมลรวมของ OH^- ใน NaOH pH 12.00 ที่เติมน้ำ

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

$$a = 1000$$

แสดงว่า ปริมาตรของสารละลายที่ต้องการเท่ากับ 1000 มิลลิลิตร

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

$$= 1000 - 10$$

$$= 990$$

ดังนั้น ปริมาตรน้ำที่ต้องเติมลงไปเท่ากับ 990 มิลลิลิตร



ตรวจสอบความเข้าใจ

เมื่อเติมสารละลายกรดไฮโดรคลอริก (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



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 การเปลี่ยนสีของอัญชันเมื่อเติมลงในน้ำมะนาว

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

การวัด pH สามารถทำได้แม่นยำขึ้นโดยใช้พีเอชมิเตอร์ (pH meter) ดังรูป 10.9 ซึ่งเป็นอุปกรณ์ไฟฟ้าที่วัดค่าความต่างศักย์ที่เกิดจากความแตกต่างระหว่างความเข้มข้นของ H_3O^+ ในสารละลายที่ต้องการวัด เทียบกับสารละลายภายในหัววัด แล้วคำนวณออกมาเป็นค่า pH ก่อนการใช้พีเอชมิเตอร์ทุกครั้งต้องปรับเทียบค่า pH ที่อ่านได้จากเครื่องให้ตรงกับค่า pH ของสารละลายมาตรฐานที่ทราบค่า pH แน่แน่นอน และเมื่อใช้เสร็จต้องล้างหัววัดให้สะอาดด้วยน้ำกลั่นแล้วแช่ในสารละลายอิเล็กโทรไลต์สำหรับเก็บหัววัดโดยเฉพาะเพื่อให้มีปริมาณไอออนเพียงพอต่อการวัดศักย์ไฟฟ้าและป้องกันหัววัดแห้ง



รูป 10.9 พีเอชมิเตอร์



แบบฝึกหัด 10.5

1. คำนวณค่า pH และ pOH ของสารละลายที่มีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) หรือไฮดรอกไซด์ไอออน (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 (HCl) 12 โมลต่อลิตร ปริมาตร 10 มิลลิลิตร เมื่อเติมน้ำจันมีปริมาตร 500 มิลลิลิตร จงคำนวณ pH ของสารละลาย
4. ผสมสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) pH 11.00 ปริมาตร 500 มิลลิลิตรกับสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ pH 10.00 ปริมาตร 100 มิลลิลิตร pH ของสารละลายหลังผสมเป็นเท่าใด
5. นำสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) 0.10 โมลต่อลิตร ปริมาตร 10 มิลลิลิตร มาเติมน้ำจันมีปริมาตรเป็น 500 มิลลิลิตร สารละลายนี้จะมีค่าความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน และ pH เท่าใด

6. สารละลาย A B และ C เมื่อนำไปหยดด้วยอินดิเคเตอร์ 4 ชนิด ให้สีที่ปรากฏดังตาราง

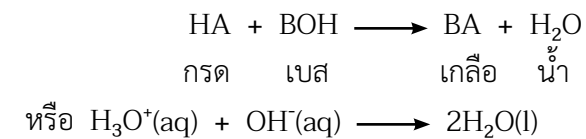
อินดิเคเตอร์	ช่วง pH ที่เปลี่ยนสี	สีที่ปรากฏ		
		สารละลาย A	สารละลาย B	สารละลาย C
เมทิลออเรนจ์	3.2 – 4.4 (แดง – เหลือง)	ส้ม	เหลือง	เหลือง
เมทิลเรด	4.2 – 6.3 (แดง – เหลือง)	ส้ม	เหลือง	เหลือง
ฟีนอลเรด	6.8 – 8.4 (เหลือง – แดง)	เหลือง	ส้ม	แดง
ฟีนอล์ฟทาลีน	8.3 – 10.0 (ไม่มีสี – ชมพู)	ไม่มีสี	ไม่มีสี	ชมพู

6.1 สารละลายแต่ละชนิดมีช่วง pH เท่าใด

6.2 สารละลายใดเป็นกรด

10.6 ปฏิริยาเคมีระหว่างกรดและเบส

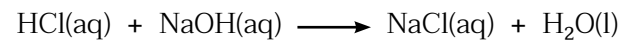
ปฏิริยาเคมีระหว่างสารละลายกรดและเบสที่พอดีกัน เรียกว่า **ปฏิริยาสะเทิน** (neutralization reaction) ซึ่งอาจเขียนในรูปสมการเคมีทั่วไปได้ดังนี้



น้ำซึ่งมีสมบัติเป็นกลาง เป็นผลิตภัณฑ์ที่เกิดจากไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) จากกรดทำปฏิริยากับไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) จากเบส ส่วนผลิตภัณฑ์ที่เป็นเกลือ (BA) อาจมีสมบัติเป็นกลาง กรดหรือเบส ขึ้นอยู่กับชนิดของกรดและเบสที่ทำปฏิริยากัน ซึ่งพิจารณาได้จากตัวอย่างปฏิริยาต่อไปนี้

- ปฏิกริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่

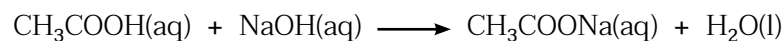
เมื่อนำสารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) และสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) มาทำปฏิกิริยากัน เขียนสมการเคมีได้ดังนี้



ผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นคือโซเดียมคลอไรด์ (NaCl) ซึ่งมีสมบัติเป็นกลาง

- ปฏิกริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่

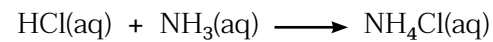
ปฏิกิริยาระหว่างสารละลายกรดแอซีติก (CH_3COOH) และสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) เขียนสมการเคมีได้ดังนี้



ผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นคือ เกลือโซเดียมแอซีเตต (CH_3COONa) ซึ่งมีสมบัติเป็นเบส เนื่องจาก CH_3COO^- สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสได้ OH^-

- ปฏิกริยาระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน

ปฏิกิริยาระหว่างสารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) และสารละลายแอมโมเนีย (NH_3) เขียนสมการเคมีได้ดังนี้



ผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นคือ แอมโมเนียมคลอไรด์ (NH_4Cl) ซึ่งมีสมบัติเป็นกรด เนื่องจาก NH_4^+ สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสได้ H_3O^+



แบบฝึกหัด 10.6

เขียนสมการเคมีแสดงปฏิกิริยาสะเทินระหว่างกรดและเบสต่อไปนี้ พร้อมทั้งระบุความเป็นกรด-เบสของสารละลายหลังการสะเทิน

1. HBr และ LiOH
2. HNO_2 และ NaOH
3. H_2CO_3 และ Ca(OH)_2
4. HCl และ Ba(OH)_2
5. HNO_3 และ NH_3

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

ศึกษาเลวอกซิเดชัน ปฏิกิริยารีดอกซ์ ตัวรีดิวซ์ ตัวออกซิไดส์ ครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและครึ่งปฏิกิริยารีดักชันของปฏิกิริยารีดอกซ์ เปรียบเทียบความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์หรือตัวออกซิไดส์ การเขียนและดุลสมการรีดอกซ์ด้วยการใช้เลขออกซิเดชันและวิธีครึ่งปฏิกิริยา ศึกษาเซลล์เคมีไฟฟ้าและการเขียนแผนภาพเซลล์ คำนวณค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์ ศึกษาหลักการทำงานของเซลล์ปฐมภูมิและเซลล์ทุติยภูมิ หลักการทางเคมีไฟฟ้าที่ใช้ในการชุบโลหะ การแยกสารเคมีด้วยกระแสไฟฟ้า การทำโลหะให้บริสุทธิ์และการป้องกันการกัดกร่อนของโลหะ รวมทั้งความก้าวหน้าทางเทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเซลล์เคมีไฟฟ้าในชีวิตประจำวัน

โดยใช้กระบวนการทางวิทยาศาสตร์ การสืบเสาะหาความรู้ การสืบค้นข้อมูล การสังเกต วิเคราะห์ เปรียบเทียบ อธิบาย อภิปราย และสรุป เพื่อให้เกิดความรู้ ความเข้าใจ มีความสามารถในการตัดสินใจ มีทักษะปฏิบัติการทางวิทยาศาสตร์ รวมทั้งทักษะแห่งศตวรรษที่ ๒๑ ในด้าน การใช้เทคโนโลยีสารสนเทศ 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-เบสของสารเคมีหลังการสะเทิน
๖. เขียนปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสของเกลือ และระบุความเป็นกรด-เบสของสารละลายเกลือ
๗. ทดลองและอธิบายหลักการการไทเทรต และเลือกใช้อินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมสำหรับการไทเทรตกรด-เบส
๘. คำนวณปริมาณสารหรือความเข้มข้นสารละลายกรดหรือเบสจากการไทเทรต
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 ชั่วไฟฟ้า และปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้น
๑๗. อธิบายหลักการทำงานของเซลล์ปฐมภูมิและเซลล์ทุติยภูมิ
๑๘. ทดลองชุบโลหะและแยกสารเคมีด้วยกระแสไฟฟ้า และอธิบายหลักการทางเคมีไฟฟ้าที่ใช้ในการชุบโลหะ การแยกสารเคมีด้วยกระแสไฟฟ้า การทำโลหะให้บริสุทธิ์ และการป้องกันการกัดกร่อนของโลหะ
๑๙. สืบค้นข้อมูลและนำเสนอตัวอย่างความก้าวหน้าทางเทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเซลล์เคมีไฟฟ้าในชีวิตประจำวัน

รวมทั้งหมด ๑๙ ผลการเรียนรู้