

เคมี

ชั้นมัธยมศึกษาปีที่

5

ตามผลการเรียนรู้ กลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (ฉบับปรับปรุง พ.ศ. 2560)
ตามหลักสูตรแกนกลางการศึกษาขั้นพื้นฐาน พุทธศักราช 2551



ผู้เรียบเรียง

นายพงศธร นันทนเศ
นางพรพรหม ชัยฉัตรพรสุข
นายสุนทร ภูรีปรีชาเลิศ
ดร.ศิริศักดิ์ โล่ห์พิมาน

ผู้ตรวจ

รศ. ดร.นวลจิตต์ เขาวงกิตพิงส์
ผศ. ดร.ปิยะดา จิตรตั้งประเสริฐ
ผศ. สันติ ศรีประเสริฐ
ดร. ยุทธพันธ์ พงศ์บุญชู

บรรณาธิการ

นางสาวจันจิรา รัตนันทเดช

สงวนลิขสิทธิ์ตามพระราชบัญญัติ

ปีที่พิมพ์ 2567

พิมพ์ครั้งที่ 1

จำนวนพิมพ์ 20,000 เล่ม

ISBN : 978-616-606-075-1

รหัสสินค้า 3518016

A+ อักษร
www.aksorn.com

จัดพิมพ์และจำหน่ายทั่วประเทศโดย
บริษัท อักษรเจริญทัศน์ อจก. จำกัด
142 ถนนตะนาว เขตพระนคร กรุงเทพมหานคร 10200
โทร. 0 2622 2999 (อัตโนมัติ 20 คู่สาย)
แฟกซ์: บริษัท ไทยรับเกล้า จำกัด โทร. 0 2903 9101-6



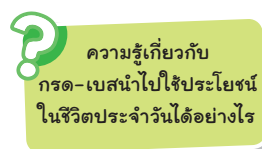


คำแนะนำในการใช้สื่อ



คำอธิบายรายวิชาเพิ่มเติม

หนังสือเรียนรายวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี เคมี ชั้นมัธยมศึกษาปีที่ 5 เล่ม 2 จัดทำขึ้นสำหรับใช้ประกอบการเรียนการสอน ชั้นมัธยมศึกษาปีที่ 5 โดยดำเนินการจัดทำให้สอดคล้องตามผลการเรียนรู้ในสาระการเรียนรู้เพิ่มเติม กลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี (ฉบับปรับปรุง พ.ศ. 2560) ตามหลักสูตรแกนกลางการศึกษาขั้นพื้นฐาน พุทธศักราช 2551 ส่งเสริม การจัดการเรียนรู้เชิงรุก (Active Learning) และทักษะที่จำเป็นสำหรับการเรียนรู้ในศตวรรษที่ 21 เพื่อให้ผู้เรียนรู้เท่าทันการเปลี่ยนแปลงของระบบเศรษฐกิจสังคม วัฒนธรรม และสภาพแวดล้อม สามารถแข่งขันและอยู่ร่วมกับประชาคมโลกได้



Big Question

คำถามกระตุ้นการเรียนรู้
ก่อนเข้าสู่เนื้อหา เพื่อให้เกิด
กระบวนการสืบเสาะหาความรู้



Check for Understanding
คำถามตรวจสอบความเข้าใจของผู้เรียน
ก่อนเข้าสู่การเรียนการสอน



Prior Knowledge
คำถามทบทวนความรู้เดิม
ของผู้เรียน เพื่อเชื่อมโยงสู่
ความรู้ใหม่

Summary

สรุปเนื้อหาเพื่อให้ผู้เรียนได้ทบทวนสาระสำคัญ
ประจำหน่วยการเรียนรู้



การทดลอง
การทดลองให้ผู้เรียนฝึกปฏิบัติเพื่อ
เสริมสร้างทักษะทางวิทยาศาสตร์

Unit questions 4

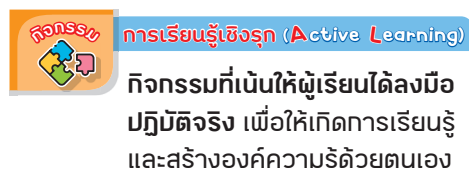
แบบฝึกหัดประจำหน่วยการเรียนรู้ เพื่อใช้
ประเมินผลสัมฤทธิ์ทางการเรียน

Self Check

คำถามเพื่อให้ผู้เรียนตรวจสอบ
ความรู้ ความเข้าใจด้วยตนเอง



แนวข้อสอบ A-Level
แนวข้อสอบเพื่อเข้าศึกษาต่อในระดับอุดมศึกษา



กิจกรรมการเรียนรู้เชิงรุก (Active Learning)
กิจกรรมที่เน้นให้ผู้เรียนได้ลงมือ
ปฏิบัติจริง เพื่อให้เกิดการเรียนรู้
และสร้างองค์ความรู้ด้วยตนเอง



H.O.T.S.

คำถามท้าทายการคิดขั้นสูง

คำถามเพื่อให้ผู้เรียนพัฒนา
การคิดวิเคราะห์ คิดสร้างสรรค์
คิดอย่างมีวิจารณญาณ



Chemistry Focus
ความรู้เสริมจากเนื้อหา
เพื่อขยายความรู้ของผู้เรียน



Chemistry in Real Life
เชื่อมโยงความรู้ทางเคมี
สู่ชีวิตประจำวัน



Topic Questions
คำถามตรวจสอบความเข้าใจ
ของผู้เรียนระหว่างเรียน



QR Code
ใช้สมาร์ทโฟนเพื่อสแกน
เข้าดูสื่อดิจิทัลเพิ่มเติม



เชื่อมโยงสู่แบบฝึกหัด
เพื่อให้ผู้เรียนฝึกฝน
จนเกิดความเชี่ยวชาญ

เคมี เล่ม 2

ชั้นมัธยมศึกษาปีที่ 5

กลุ่มสาระการเรียนรู้วิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

เวลา 60 ชั่วโมง

ศึกษาไอออนในสารละลายกรดและเบส ทฤษฎีกรด-เบสของอาร์เรเนียส เบรินสเตด-ลาวรี และลิวอิส ศึกษาและทดลองเกี่ยวกับการถ่ายโอนโปรตอนของสารละลายกรด-เบส ศึกษาสูตรกรด-เบส คำนวณและเขียนสมการการแตกตัวของกรด-เบส การคำนวณค่าคงที่การแตกตัวเป็นไอออนของกรดอ่อนและเบสอ่อน ศึกษาและทดลองการแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ การคำนวณค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ pH ของสารละลายกรด-เบส ศึกษาและทดลองเรื่องปฏิกิริยาสะเทิน และปฏิกิริยาการเกิดเกลือจากปฏิกิริยาระหว่างสารละลายกรดกับสารละลายเบส ปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสของเกลือ ศึกษาเกี่ยวกับการไทเทรตสารละลายกรด-เบส การเขียนกราฟและการหาจุดสมมูลจากกราฟของการไทเทรต และคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลายกรด-เบส ศึกษาหลักการเลือกใช้อินดิเคเตอร์สำหรับไทเทรตกรด-เบส ศึกษาและทดลองสมบัติความเป็นบัฟเฟอร์ของสารละลาย ศึกษาและทดลองการถ่ายโอนอิเล็กตรอนในปฏิกิริยาระหว่างโลหะกับสารละลายของโลหะไอออน ศึกษาปฏิกิริยาออกซิเดชัน ปฏิกิริยารีดักชัน ปฏิกิริยารีดอกซ์ ตัวรีดิวซ์ ตัวออกซิไดส์ การเขียนและดุลสมการรีดอกซ์โดยใช้เลขออกซิเดชันและครึ่งปฏิกิริยา ศึกษาเซลล์ไฟฟ้าเคมี ศึกษาและทดลองเกี่ยวกับหลักการของเซลล์กัลวานิก ศึกษาการเขียนแผนภาพของเซลล์กัลวานิก การหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์และศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์ ปฏิกิริยาในเซลล์กัลวานิกประเภทเซลล์ปฐมภูมิและเซลล์ทุติยภูมิบางชนิด ทดลองเพื่อศึกษาหลักการสร้างและการทำงานของเซลล์สะสมไฟฟ้าแบบตะกั่ว ศึกษาหลักการของเซลล์อิเล็กโทรไลติก และทดลองการแยกสารละลายด้วยไฟฟ้าตามหลักการของเซลล์อิเล็กโทรไลติก ศึกษาการแยกสารที่หลอมเหลวด้วยไฟฟ้า ศึกษาและทดลองชุบโลหะด้วยกระแสไฟฟ้า ศึกษาวิธีการทำให้โลหะบริสุทธิ์ ศึกษาและทดลองเกี่ยวกับการฟูลอนและการป้องกันการฟูลอนของโลหะ ศึกษาความก้าวหน้าทางเทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเซลล์ไฟฟ้าเคมี

โดยใช้การเรียนรู้ด้วยกระบวนการทางวิทยาศาสตร์ การสืบเสาะหาความรู้ การสำรวจตรวจสอบ สามารถนำความรู้และหลักการไปใช้ประโยชน์ เชื่อมโยง อธิบายปรากฏการณ์ หรือแก้ปัญหาในชีวิตประจำวัน สามารถจัดกระทำและวิเคราะห์ข้อมูล สื่อสารสิ่งที่เรารู้ มีความสามารถในการตัดสินใจแก้ปัญหา มีจิตวิทยาศาสตร์ เห็นคุณค่าของวิทยาศาสตร์ มีจริยธรรม คุณธรรม และค่านิยมที่เหมาะสม



ผลการเรียนรู้

1. ระบุและอธิบายว่าสารเป็นกรดหรือเบส โดยใช้ทฤษฎีกรด-เบสของอาร์เรเนียส เบรินสเตด-ลาวรี และลิวอิส
2. ระบุคู่กรด-เบสของสารตามทฤษฎีกรด-เบสของเบรินสเตด-ลาวรี
3. คำนวณและเปรียบเทียบความสามารถในการแตกตัวหรือความแรงของกรดและเบส
4. คำนวณค่า pH ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนหรือไฮดรอกไซด์ไอออนของสารละลายกรดและเบส
5. เขียนสมการเคมีแสดงปฏิกิริยาสะเทิน และระบุความเป็นกรด-เบสของสารละลายหลังการสะเทิน
6. เขียนปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสของเกลือ และระบุความเป็นกรด-เบสของสารละลายเกลือ
7. ทดลองและอธิบายหลักการการไทเทรตและเลือกใช้อินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมสำหรับการไทเทรตกรด-เบส
8. คำนวณปริมาณสารหรือความเข้มข้นของสารละลายกรดหรือเบสจากการไทเทรต
9. อธิบายสมบัติ องค์ประกอบ และประโยชน์ของสารละลายบัฟเฟอร์
10. สืบค้นข้อมูลและนำเสนอตัวอย่างการใช้ประโยชน์และการแก้ปัญหาโดยใช้ความรู้เกี่ยวกับกรด-เบส
11. คำนวณเลขออกซิเดชัน และระบุปฏิกิริยาที่เป็นปฏิกิริยารีดอกซ์
12. วิเคราะห์การเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชัน และระบุตัวรีดิวซ์และตัวออกซิไดส์ รวมทั้งเขียนครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชันและครึ่งปฏิกิริยารีดักชันของปฏิกิริยารีดอกซ์
13. ทดลองและเปรียบเทียบความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์หรือตัวออกซิไดส์ และเขียนแสดงปฏิกิริยารีดอกซ์
14. ดุลสมการรีดอกซ์ด้วยการใช้เลขออกซิเดชันและวิธีครึ่งปฏิกิริยา
15. ระบุองค์ประกอบของเซลล์เคมีไฟฟ้า และเขียนสมการเคมีของปฏิกิริยาที่แอโนดและแคโทด ปฏิกิริยารวม และแผนภาพเซลล์
16. คำนวณค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์ และระบุประเภทของเซลล์เคมีไฟฟ้า ขั้วไฟฟ้า และปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้น
17. อธิบายหลักการทำงาน และเขียนสมการแสดงปฏิกิริยาของเซลล์ปฐมภูมิและเซลล์ทุติยภูมิ
18. ทดลองชุบโลหะและแยกสารเคมีด้วยกระแสไฟฟ้า และอธิบายหลักการทางเคมีไฟฟ้าที่ใช้ในการชุบโลหะ การแยกสารเคมีด้วยกระแสไฟฟ้า การทำโลหะให้บริสุทธิ์ และการป้องกันการกัดกร่อนของโลหะ
19. สืบค้นข้อมูลและนำเสนอตัวอย่างความก้าวหน้าทางเทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเซลล์เคมีไฟฟ้าในชีวิตประจำวัน

รวม 19 ผลการเรียนรู้

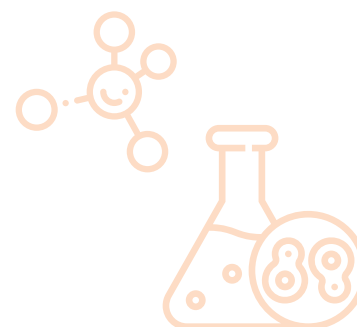
สารบัญ

หน่วยการเรียนรู้ที่ 4

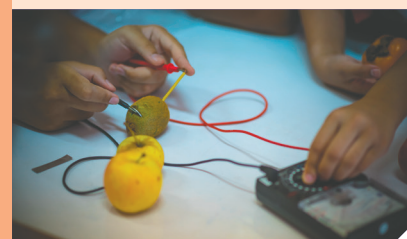


กรด-เบส

2-81



หน่วยการเรียนรู้ที่ 5



ไฟฟ้าเคมี

82-170

สารละลายอิเล็กโทรไลต์และนอนอิเล็กโทรไลต์ สารละลายกรดและสารละลายเบส

- ไอออนในสารละลายกรด 6
- ไอออนในสารละลายเบส 7

ทฤษฎีกรด-เบส

- ทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียส 9
- ทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี 9
- ทฤษฎีกรด-เบสลิวอิส 17

การแตกตัวของกรดและเบส

- การแตกตัวของกรดแก่และเบสแก่ 18
- การแตกตัวของกรดอ่อน 21
- การแตกตัวของเบสอ่อน 27

การแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ

pH ของสารละลาย

อินดิเคเตอร์สำหรับกรด-เบส

ปฏิกิริยาของกรดและเบส

- ปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส 43
- ปฏิกิริยาของกรดหรือเบสกับสารบางชนิด 48
- ปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส 50

การไทเทรตกรด-เบส

สารละลายบัฟเฟอร์

Unit questions 4

แนวข้อสอบ A-Level

เลขออกซิเดชัน

ปฏิกิริยารีดอกซ์

การดุลสมการรีดอกซ์

- การดุลสมการรีดอกซ์โดยใช้เลขออกซิเดชันที่เปลี่ยนแปลง 91
- การดุลสมการรีดอกซ์โดยใช้ครึ่งปฏิกิริยา 97

เซลล์ไฟฟ้าเคมี

- เซลล์กัลวานิก 102
- เซลล์อิเล็กโทรไลติก 133
- การกัดกร่อนของโลหะและการป้องกัน 145

ความก้าวหน้าทางเทคโนโลยีที่เกี่ยวข้องกับเซลล์ไฟฟ้าเคมี

- แบตเตอรี่อิเล็กโทรไลต์ของแข็ง 153
- แบตเตอรี่อากาศ 154
- การทำอิเล็กโทรไดอะลิซิสน้ำทะเล 155

Unit questions 5

แนวข้อสอบ A-Level

กิจกรรมการเรียนรู้เชิงรุก (Active Learning)

บรรณานุกรม

3

6

6

7

9

9

9

17

18

18

21

27

32

35

40

43

43

48

50

54

64

76

81

83

86

91

91

97

101

102

133

145

153

153

154

155

165

170

171

172



❓ ความรู้เกี่ยวกับกรด-เบสนำไปใช้ประโยชน์ในชีวิตประจำวันได้อย่างไร

หน่วยการเรียนรู้ที่ 4

กรด-เบส

ในชีวิตประจำวันจะพบสารประเภทกรดและเบสอยู่มากมาย ตัวอย่างสารที่เป็นกรด เช่น น้ำมะนาว น้ำส้ม ส่วนตัวอย่างสารที่เป็นเบส เช่น น้ำสบู่ น้ำผงซักฟอก ดังนั้น ในหน่วยการเรียนรู้นี้จะได้ศึกษาเกี่ยวกับสมบัติของกรดและเบส การเกิดไอออนที่ทำให้สารละลายมีสมบัติเป็นกรดและเบส ปฏิกริยาของกรดกับเบส และปฏิกริยาระหว่างกรดหรือเบสกับสารอื่น

Check for Understanding

พิจารณาข้อความตามความเข้าใจของนักเรียนว่าถูกหรือผิด แล้วบันทึกลงในสมุดบันทึก

- | | ถูก/ผิด |
|--|---------|
| 1. สารละลายทุกชนิดสามารถนำไฟฟ้าได้ | |
| 2. กรดเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีน้ำเงินเป็นสีแดง ส่วนเบสเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีแดงเป็นสีน้ำเงิน | |
| 3. กรดและเบสทุกชนิดจะมีความแรงของกรดและเบสเท่ากันหมด | |
| 4. สารละลายกรดจะมีค่า pH มากกว่า 7 ส่วนสารละลายเบสจะมีค่า pH น้อยกว่า 7 | |
| 5. สารละลายกรดทำปฏิกริยากับสารละลายเบสจะได้สารประกอบของเกลือเป็นผลิตภัณฑ์ | |

ถูก/ผิด

บันทึกลงในสมุด

Prior Knowledge

สารละลายกรด-เบสเมื่อละลายน้ำแล้วสามารถนำไฟฟ้าได้หรือไม่

1 สารละลายอิเล็กโทรไลต์และนอนอิเล็กโทรไลต์

เมื่อนำสารไปละลายน้ำ สารบางชนิดจะไม่ละลายในน้ำ แต่สารบางชนิดจะละลายในน้ำได้ และเมื่อผ่านกระแสไฟฟ้าลงไปในสารละลาย พบว่า สารละลายบางชนิดจะนำไฟฟ้าได้ ส่วนสารละลายบางชนิดจะไม่นำไฟฟ้า เมื่อใช้สภาพการนำไฟฟ้าเป็นเกณฑ์ จะแบ่งสารละลายออกได้เป็น 2 ประเภท ดังนี้

1. สารละลายอิเล็กโทรไลต์ คือ สารละลายที่นำไฟฟ้าได้ เพราะมีตัวละลายเป็นสารอิเล็กโทรไลต์ (electrolyte) ซึ่งสามารถแตกตัวเป็นไอออนในสารละลายได้
 2. สารละลายนอนอิเล็กโทรไลต์ คือ สารละลายที่ไม่นำไฟฟ้า เพราะมีตัวละลายเป็นสารนอนอิเล็กโทรไลต์ (non-electrolyte) ซึ่งไม่สามารถแตกตัวเป็นไอออนในสารละลายได้
- สารละลายใดจัดเป็นสารละลายอิเล็กโทรไลต์ และความเป็นกรด-เบส และการนำไฟฟ้าของสารละลายอิเล็กโทรไลต์แต่ละชนิดมีความแตกต่างกันหรือไม่ อย่างไร นักเรียนจะได้ศึกษาจากการทดลองต่อไปนี้



การทดลอง

ทักษะกระบวนการวิทยาศาสตร์

- การสังเกต
- การทดลอง
- การลงความเห็นจากข้อมูล

จิตวิทยาศาสตร์

- ความสนใจใฝ่รู้
- ความรอบคอบ

สมบัติบางประการของสารละลาย

จุดประสงค์

1. อธิบายผลที่สารละลายอิเล็กโทรไลต์นำไฟฟ้าได้ต่างกัน
2. จำแนกประเภทของสารละลายโดยใช้การเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัส และการนำไฟฟ้าของสารละลายเป็นเกณฑ์ได้
3. อธิบายและสรุปได้ว่าสารใดเป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อนหรืออิเล็กโทรไลต์แก่

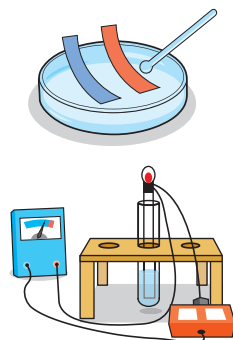


วัสดุอุปกรณ์และสารเคมี

- | | |
|----------------------|---|
| 1. หลอดทดลองขนาดเล็ก | 4. กระดาษลิตมัสสีแดงและสีน้ำเงิน |
| 2. กระดาษฟิลา | 5. เครื่องตรวจการนำไฟฟ้า |
| 3. แท่งแก้วคนสาร | 6. สารละลาย HCl CH ₃ COOH NaCl KNO ₃ NaOH KOH NH ₃ CH ₃ COONa NH ₄ Cl C ₂ H ₅ OH และ C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ เข้มข้น 1 mol/dm ³ |

วิธีการทดลอง

1. ใส่สารละลาย HCl CH_3COOH NaCl KNO_3 NaOH KOH NH_3 CH_3COONa NH_4Cl $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ และ $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ เข้มข้น 1 mol/dm^3 จำนวน 4 cm^3 ลงในหลอดทดลองขนาดเล็ก หลอดละชนิด
2. นำสารละลายในข้อ 1. มาทดสอบการเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสทั้งสีแดง และสีน้ำเงิน
3. นำสารละลายในข้อ 1. มาทดสอบการนำไฟฟ้า โดยจุ่มลวดตัวนำของเครื่องตรวจการนำไฟฟ้าลงในสารละลายแต่ละชนิดให้ลึกเท่า ๆ กัน แล้วสังเกตความสว่างของหลอดไฟ



▲ ภาพที่ 4.1 การทดสอบสมบัติบางประการของสารละลาย
ที่มา : คลังภาพ อจท.

คำถามท้ายการทดลอง

1. เมื่อใช้สมบัติการเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสเป็นเกณฑ์ จะจำแนกสารละลายออกได้เป็นกี่ประเภท อะไรบ้าง
2. เมื่อใช้สมบัติการนำไฟฟ้าของสารละลายเป็นเกณฑ์ จะจำแนกสารละลายออกได้เป็นกี่ประเภท อะไรบ้าง
3. สารละลายแต่ละชนิดที่นำไฟฟ้าได้ จะทำให้หลอดไฟสว่างเท่ากันหรือไม่ อย่างไร

อภิปรายผลการทดลอง

เมื่อนำสารละลายมาทดสอบด้วยกระดาษลิตมัส จะสามารถจำแนกสารละลายออกได้เป็น 3 กลุ่ม คือ สารละลายที่มีสมบัติเป็นกรด ซึ่งจะเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีน้ำเงินเป็นสีแดง ได้แก่ สารละลาย HCl CH_3COOH และ NH_4Cl สารละลายที่มีสมบัติเป็นเบส ซึ่งจะเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีแดงเป็นน้ำเงิน ได้แก่ สารละลาย NaOH KOH NH_3 และ CH_3COONa และสารละลายที่มีสมบัติเป็นกลาง ซึ่งจะไม่เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสทั้งสีน้ำเงินและสีแดง ได้แก่ สารละลาย NaCl KNO_3 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ และ $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

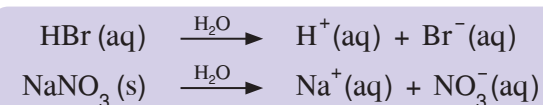
เมื่อนำสารละลายมาทดสอบการนำไฟฟ้า พบว่า สารละลาย HCl NaOH และ KOH ทำให้หลอดไฟสว่างมาก แสดงว่า สารละลายนำไฟฟ้าได้มาก สารละลาย NaCl KNO_3 CH_3COONa และ NH_4Cl ทำให้หลอดไฟสว่างปานกลาง แสดงว่า สารละลายนำไฟฟ้าได้ปานกลาง สารละลาย CH_3COOH และ NH_3 ทำให้หลอดไฟสว่างน้อย แสดงว่า สารละลายนำไฟฟ้าได้น้อย ส่วนสารละลาย $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ และ $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ไม่ทำให้หลอดไฟสว่าง แสดงว่า สารละลายไม่นำไฟฟ้า

จากการทดลอง พบว่า การนำไฟฟ้าของสารละลายมีความสัมพันธ์กับจำนวนไอออนในสารละลาย โดยถ้าตัวละลายแตกตัวเป็นไอออนได้มาก หลอดไฟจะสว่างมาก สารละลายจะนำไฟฟ้าได้ดี ถ้าตัวละลายแตกตัวเป็นไอออนได้น้อย หลอดไฟจะสว่างน้อย สารละลายจะนำไฟฟ้าได้น้อย แต่ถ้าตัวละลายแตกตัวเป็นไอออนได้น้อยมาก หรือไม่มีไอออน หลอดไฟจะไม่สว่าง สารละลายจะไม่นำไฟฟ้า ดังนั้น จึงสามารถจำแนกตัวละลายในสารละลายออกได้เป็น 3 ประเภท ดังนี้

1. อิเล็กโทรไลต์แก่ (strong electrolyte) คือ สารที่สามารถแตกตัวเป็นไอออนได้หมด หรือเกือบหมด ทำให้ในสารละลายนั้นมีไอออนเป็นจำนวนมาก จึงนำไฟฟ้าได้ดี ได้แก่ กรดแก่ เบสแก่ และเกลือที่ละลายน้ำได้ดี

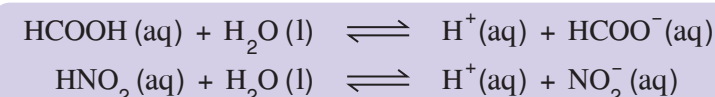
- กรดแก่ ได้แก่ HBr HI HCl HClO_4 HClO_3 HNO_3 และ H_2SO_4
- เบสแก่ ได้แก่ เบสของโลหะหมู่ 1A และ 2A ยกเว้น BeO และ Be(OH)_2
- เกลือที่ละลายน้ำได้ดี ได้แก่ เกลือของโลหะหมู่ 1A เช่น NaCl และเกลือไนเตรต เช่น Na_2CO_3 $\text{Pb(NO}_3)_2$

เนื่องจากอิเล็กโทรไลต์แก่เป็นสารที่สามารถแตกตัวเป็นไอออนได้หมด จึงไม่มีภาวะสมดุลเกิดขึ้น การเขียนสมการแสดงการแตกตัวของสารอิเล็กโทรไลต์แก่ จึงใช้ $\longrightarrow$ แทนการแตกตัว เช่น



2. อิเล็กโทรไลต์อ่อน (weak electrolyte) คือ สารที่แตกตัวให้ไอออนได้น้อย หรือแตกตัวได้ไม่หมด แสดงว่า มีโมเลกุลของตัวละลายบางส่วนเท่านั้นที่สามารถแตกตัวเป็นไอออนได้ โดยส่วนใหญ่ยังคงอยู่เป็นโมเลกุล จึงนำไฟฟ้าได้น้อย ได้แก่ กรดอ่อนและเบสอ่อน

เนื่องจากอิเล็กโทรไลต์อ่อนเป็นสารที่แตกตัวได้บางส่วน จึงมีภาวะสมดุลเกิดขึ้น การเขียนสมการแสดงการแตกตัวของสารอิเล็กโทรไลต์อ่อน จึงใช้ $\rightleftharpoons$ แทนการแตกตัว เช่น



3. สารนอนอิเล็กโทรไลต์ (non-electrolyte) คือ สารที่ไม่แตกตัวเป็นไอออน หรือแตกตัวเป็นไอออนได้น้อยมาก เช่น $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ NH_2CONH_2

จะเห็นได้ว่า สารละลายที่มีสมบัติเป็นกรดหรือเบสจะสามารถนำไฟฟ้าได้ ส่วนสารละลายที่มีสมบัติเป็นกลาง จะมีทั้งที่สามารถนำไฟฟ้าได้และไม่สามารถนำไฟฟ้าได้ ดังนั้น จึงสรุปได้ว่า สารละลายอิเล็กโทรไลต์อาจมีสมบัติเป็นกรด เบส หรือกลางก็ได้

Topic Questions

คำชี้แจง : ให้นักเรียนตอบคำถามต่อไปนี้

1. เมื่อใช้สภาพการนำไฟฟ้าเป็นเกณฑ์ จะสามารถแบ่งสารละลายออกได้เป็นกี่ประเภท อะไรบ้าง
2. จำแนกประเภทของ HI KOH CH_3COOH NH_3 KNO_3 และ CaCl_2 พร้อมเขียนสมการการแตกตัวเป็นไอออนหากสารนั้นละลายน้ำได้



สารละลายกรดและ
สารละลายเบส
มีลักษณะอย่างไร

2 สารละลายกรดและสารละลายเบส

จากการศึกษา ทำให้ทราบว่าสารละลายกรดและเบสสามารถนำไฟฟ้าได้ แสดงว่า ในสารละลายทั้งสองมีไอออนอยู่ ซึ่งหากนำผลการเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสมาพิจารณาด้วย

จะเห็นว่า ในสารละลายกรดและสารละลายเบสมีไอออนที่แตกต่างกัน

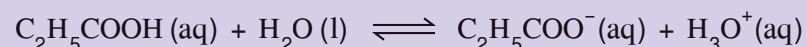
2.1 ไอออนในสารละลายกรด

สารละลายกรดทุกชนิดเป็นสารละลายอิเล็กโทรไลต์ และเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีน้ำเงินเป็นสีแดง ซึ่งการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นนั้น อาจเป็นเพราะสารละลายกรดประกอบด้วยไอออนบางชนิดที่เหมือนกัน ให้ศึกษาการแตกตัวของสารละลายกรดต่อไปนี้

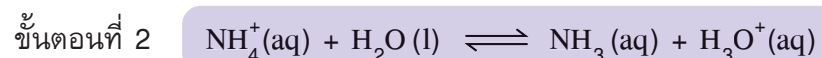
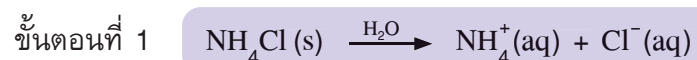
สารละลายกรดเปอร์คลอริก (HClO_4) เป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ จะแตกตัวเป็นไอออนได้หมด ซึ่งสามารถเขียนสมการแสดงการแตกตัวได้ ดังนี้



สารละลายกรดโพวาโนอิก ($\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$) เป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อน จะแตกตัวเป็นไอออนได้น้อย และไอออนที่เกิดขึ้นสามารถเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับได้ ซึ่งสามารถเขียนสมการที่ภาวะสมดุลได้ ดังนี้

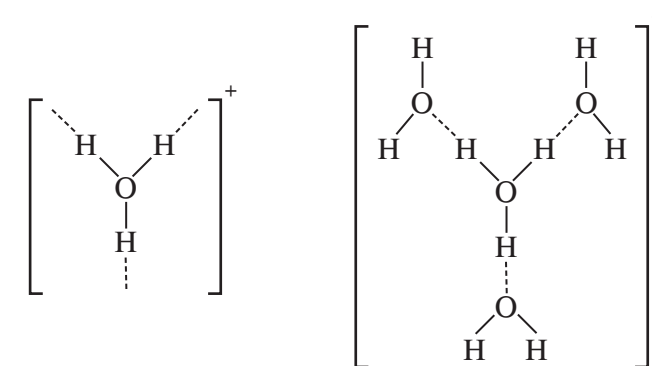


เกลือบางชนิดเมื่อละลายน้ำแล้วนำสารละลายไปแตะบนกระดาษลิตมัสสีน้ำเงิน พบว่ากระดาษลิตมัสเปลี่ยนเป็นสีแดง เช่น การละลายน้ำของเกลือแอมโมเนียมคลอไรด์ (NH_4Cl) พบว่ามีการเปลี่ยนแปลง 2 ขั้นตอน ดังนี้



จากตัวอย่างที่ยกมา พบว่า ไอออนที่อยู่ในสารละลายกรด ไม่ว่าจะเป็นกรดที่เป็นสารละลายอิเล็กโทรไลต์แก่ หรือสารละลายอิเล็กโทรไลต์อ่อน แม้กระทั่งเกลือที่ละลายน้ำแล้วเกิดสารละลายเป็นกรด จะเกิดการเปลี่ยนสีของกระดาษลิตมัสจากสีน้ำเงินเป็นสีแดงเช่นเดียวกัน แสดงว่าในสารละลายกรดต้องมีไอออนบางชนิดที่เหมือนกัน

เมื่อพิจารณาการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นจากการละลายน้ำของกรดเปอร์คลอริก (HClO_4) กรดโพวาโนอิก ($\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$) รวมถึงเกลือแอมโมเนียมคลอไรด์ (NH_4Cl) โดยเมื่อละลายน้ำแล้วสารทั้งหมดจะเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีน้ำเงินไปเป็นสีแดงเช่นเดียวกัน ซึ่งสามารถอธิบายได้ว่าในสารละลายทั้งสามมีไอออนบวกที่เหมือนกัน คือ ไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) แต่มีไอออนลบที่แตกต่างกัน โดยไฮโดรเนียมไอออนที่เกิดขึ้นไม่ได้อยู่เป็นไอออนเดี่ยว แต่จะมีโมเลกุลของน้ำหลายโมเลกุลเข้าล้อมรอบ บางครั้งพบในรูปของ H_9O_4^+ เกิดขึ้น เนื่องจากไฮโดรเนียมไอออนถูกน้ำ 3 โมเลกุลเข้าล้อมรอบ ดังนั้น จึงนิยมเขียนเพียง H_3O^+ แทนไฮโดรเนียมไอออนที่เกิดขึ้น

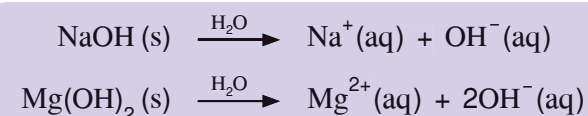


▲ ภาพที่ 4.2 โครงสร้างของ H_3O^+ และ H_9O_4^+ ตามลำดับ
ที่มา : คลังภาพ อจท.

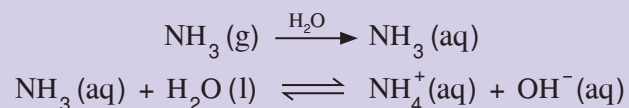
2.2 ไอออนในสารละลายเบส

สารละลายเบสทุกชนิดจัดเป็นสารละลายอิเล็กโทรไลต์ เมื่อนำมาทดสอบด้วยกระดาษลิตมัสพบว่า เปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีแดงไปเป็นสีน้ำเงิน แสดงว่า ในสารละลายเบสต้องประกอบด้วยไอออนบางชนิดที่เหมือนกันอยู่ในสารละลาย แต่สารละลายเบสกับสารละลายกรดเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสแตกต่างกัน ดังนั้น ไอออนที่แสดงสมบัติของสารละลายทั้ง 2 ชนิด จึงน่าจะเป็นไอออนต่างชนิดกัน ให้ศึกษาการแตกตัวของสารละลายเบสต่อไปนี้

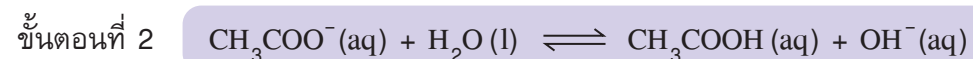
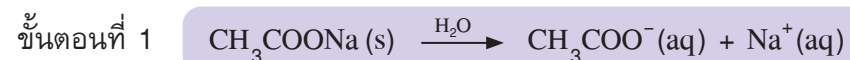
สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) และสารละลายแมกนีเซียมไฮดรอกไซด์ ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) เป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ จะแตกตัวเป็นไอออนได้หมด ซึ่งสามารถเขียนสมการแสดงการแตกตัวได้ ดังนี้



สำหรับสารละลายแอมโมเนีย (NH_3) ซึ่งเป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อน จะแตกตัวเป็นไอออนได้น้อย และไอออนที่เกิดขึ้นสามารถเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับได้ ซึ่งสามารถเขียนสมการที่ภาวะสมดุลได้ ดังนี้



เมื่อพิจารณาการละลายน้ำของเกลือโซเดียมแอซิเตต (CH_3COONa) พบว่า สารละลายเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีแดงไปเป็นสีน้ำเงิน การละลายน้ำของเกลียดังกล่าวเกิดการเปลี่ยนแปลง 2 ขั้นตอน ดังนี้



จากตัวอย่างที่ยกมา จะสังเกตเห็นว่า เบสต่างชนิดกัน เมื่อละลายน้ำแล้วจะแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) เหมือนกัน แต่มีไอออนบวกแตกต่างกันขึ้นอยู่กับชนิดของเบส

ดังนั้น จากที่กล่าวมาจึงสามารถสรุปเกี่ยวกับสารละลายกรดและสารละลายเบสได้ ดังนี้

- ในสารละลายกรดทุกชนิดมีไอออนที่เหมือนกัน คือ ไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) ซึ่งเป็นไอออนที่แสดงสมบัติเป็นกรด ทำให้สารละลายกรดเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีน้ำเงินเป็นสีแดง

- ในสารละลายเบสทุกชนิดมีไอออนที่เหมือนกัน คือ ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) ซึ่งเป็นไอออนที่แสดงสมบัติเป็นเบส ทำให้สารละลายเบสเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีแดงเป็นสีน้ำเงิน

Topic Questions

คำชี้แจง : ให้นักเรียนตอบคำถามต่อไปนี้

1. ไอออนในสารละลายทุกชนิดที่มีสมบัติเป็นกรดควรเป็นไอออนใด
2. ไอออนในสารละลายทุกชนิดที่มีสมบัติเป็นเบสควรเป็นไอออนใด
3. เพราะเหตุใดสารละลายกรดและสารละลายเบสจึงมีสมบัติแตกต่างกัน



Prior Knowledge

สิ่งใดใช้ระบุความแตกต่างระหว่างสารละลายกรดและสารละลายเบส

3 ทฤษฎีกรด-เบส

นักวิทยาศาสตร์หลายท่านได้ทำการศึกษาเกี่ยวกับกรดและเบส และตั้งเป็นทฤษฎีขึ้นมาเพื่ออธิบายลักษณะและสมบัติของกรดและเบส โดยทฤษฎีกรด-เบสของนักวิทยาศาสตร์แต่ละท่านสามารถสรุปได้ ดังนี้

3.1 ทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียส

ใน พ.ศ. 2430 สวันเต อาวกุสต์ อาร์เรเนียส (Svante August Arrhenius) นักเคมีชาวสวีเดน ได้ศึกษาสมบัติของกรดและเบส โดยอาศัยสมบัติการแตกตัวเป็นไอออนของอิเล็กโทรไลต์ในสารละลายที่มีน้ำเป็นตัวทำละลาย และตั้งเป็นทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียส

นิยามของทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียส

- กรด คือ สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน (H^+)
 $\text{HI}(\text{aq}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq})$
- เบส คือ สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-)
 $\text{KOH}(\text{s}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

นิยามของอาร์เรเนียสมีข้อจำกัด คือ ไม่สามารถใช้อธิบายสารที่ไม่ละลายในน้ำ หรือละลายในตัวทำละลายอื่นได้ และไม่สามารถใช้อธิบายความเป็นกรดหรือเบสของสารที่โมเลกุลไม่มี H^+ หรือ OH^- แต่แสดงสมบัติเป็นกรดหรือเบสได้

3.2 ทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี

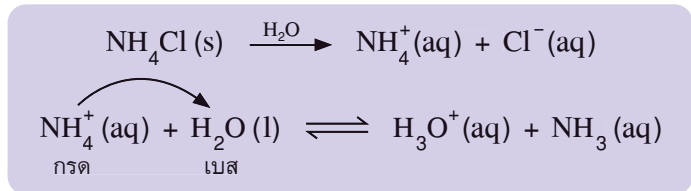
ใน พ.ศ. 2466 โยฮันเนส นิโคเลาส์ เบรินสเตด (Johannes Nicolaus Brønsted) นักเคมีชาวเดนมาร์ก และทอมัส มาร์ติน ลาวรี (Thomas Martin Lowry) นักเคมีชาวอังกฤษ ได้ร่วมกันเสนอทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี

นิยามของทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี

- กรด คือ สารที่สามารถให้โปรตอน (H^+) แก่สารอื่น
- เบส คือ สารที่สามารถรับโปรตอน (H^+) จากสารอื่น

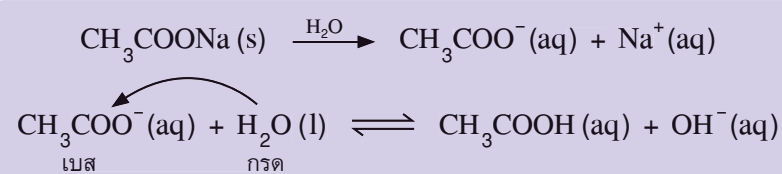
นิยามของเบรินสเตด-ลาวรีสามารถอธิบายความเป็นกรดหรือเบสของสารที่โมเลกุลไม่มี H^+ หรือ OH^- แต่แสดงสมบัติเป็นกรดหรือเบสได้ เช่น

NH_4Cl เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็นไอออน และเกิดการเปลี่ยนแปลง ดังสมการ



NH_4^+ ให้ H^+ กับ H_2O ดังนั้น NH_4^+ จึงทำหน้าที่เป็นกรด ในขณะที่ H_2O รับ H^+ จาก NH_4^+ ดังนั้น H_2O จึงทำหน้าที่เป็นเบส และในสารละลายมี H_3O^+ เกิดขึ้น สารละลาย NH_4Cl จึงมีสมบัติเป็นกรด

CH_3COONa เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็นไอออน และเกิดการเปลี่ยนแปลง ดังสมการ

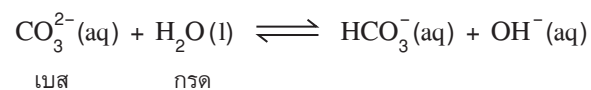


H_2O ให้ H^+ กับ CH_3COO^- ดังนั้น H_2O จึงทำหน้าที่เป็นกรด ในขณะที่ CH_3COO^- รับ H^+ จาก H_2O ดังนั้น CH_3COO^- จึงทำหน้าที่เป็นเบส และในสารละลายมี OH^- เกิดขึ้น สารละลาย CH_3COONa จึงมีสมบัติเป็นเบส

ตัวอย่างที่ 4.1

จงอธิบายว่าสารละลายโซเดียมคาร์บอเนต (Na_2CO_3) มีสมบัติเป็นกรดหรือเบสตามทฤษฎีกรด-เบสของเบรินสเตด-ลาวรี

วิธีทำ เมื่อนำโซเดียมคาร์บอเนต (Na_2CO_3) ไปละลายน้ำ จะแตกตัวเป็นไอออน และเกิดการเปลี่ยนแปลง ดังนี้



H_2O ให้ H^+ กับ CO_3^{2-} ดังนั้น H_2O จึงทำหน้าที่เป็นกรด ในขณะที่ CO_3^{2-} รับ H^+ จาก H_2O ดังนั้น CO_3^{2-} จึงทำหน้าที่เป็นเบส และในสารละลายมี OH^- เกิดขึ้น สารละลาย Na_2CO_3 จึงมีสมบัติเป็นเบส



การทดลอง

ทักษะกระบวนการวิทยาศาสตร์

- การสังเกต
- การทดลอง
- การลงความเห็นจากข้อมูล

จิตวิทยาศาสตร์

- ความสนใจใฝ่รู้
- ความรอบคอบ



วัสดุอุปกรณ์และสารเคมี

1. หลอดทดลองขนาดเล็ก
2. หลอดหยด
3. กระดาษลิตมัสสีแดงและสีน้ำเงิน

4. กระดาษลิตมัสสีแดงและสีน้ำเงิน

5. สารละลายโซเดียมไฮโดรเจนคาร์บอเนต (NaHCO_3)

6. สารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl)

7. สารละลายแคลเซียมไฮดรอกไซด์อิ่มตัว ($\text{Ca}(\text{OH})_2$)

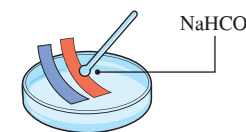


วิธีการทดลอง

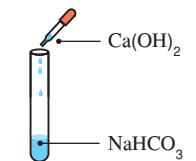
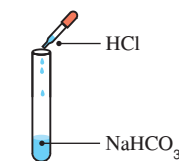
1. นำสารละลาย NaHCO_3 มาทดสอบความเป็นกรด-เบสด้วยกระดาษลิตมัสสีแดงและสีน้ำเงิน

2. ใส่สารละลาย NaHCO_3 จำนวน 1 cm^3 ลงในหลอดทดลองขนาดเล็ก จากนั้นหยดสารละลาย HCl ลงไป 5 หยด แล้วสังเกตการเปลี่ยนแปลง

3. ใส่สารละลาย NaHCO_3 จำนวน 1 cm^3 ลงในหลอดทดลองขนาดเล็ก จากนั้นหยดสารละลาย $\text{Ca}(\text{OH})_2$ อิ่มตัวลงไป 5 หยด แล้วสังเกตการเปลี่ยนแปลง



▲ ภาพที่ 4.3 การทดลองปฏิกิริยาการให้และรับโปรตอนของ NaHCO_3 ที่มา : คลังภาพ อจท.



คำถามท้าทายการทดลอง

1. สารละลาย NaHCO_3 มีสมบัติเป็นกรดหรือเบส และสารละลายดังกล่าวควรมีไอออนใดอยู่ซึ่งมีสมบัติในการเปลี่ยนสีของกระดาษลิตมัส
2. เมื่อผสมสารละลาย HCl ลงในสารละลาย NaHCO_3 จะเกิดการเปลี่ยนแปลงอย่างไร พร้อมเขียนสมการแสดงการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้น
3. เมื่อผสมสารละลาย $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ลงในสารละลาย NaHCO_3 จะเกิดการเปลี่ยนแปลงอย่างไร พร้อมเขียนสมการแสดงการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้น



อภิปรายผลการทดลอง

เมื่อนำสารละลาย NaHCO_3 มาทดสอบด้วยกระดาษลิตมัส พบว่า กระดาษลิตมัสจะเปลี่ยนจากสีแดงไปเป็นสีน้ำเงิน แสดงว่า สารละลาย NaHCO_3 มีสมบัติเป็นเบส เมื่อหยดสารละลาย HCl ลงไป พบว่า จะมีฟองแก๊สเกิดขึ้น และเมื่อหยดสารละลาย $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ลงไป พบว่า มีตะกอนสีขาวเกิดขึ้น

จากการทดสอบสารละลายโซเดียมไฮโดรเจนคาร์บอเนตด้วยกระดาษลิตมัส พบว่ามีสมบัติเป็นเบส ซึ่งสามารถอธิบายได้ว่า เมื่อโซเดียมไฮโดรเจนคาร์บอเนต (NaHCO_3) ละลายน้ำจะแตกตัวเป็นไอออน ดังนี้

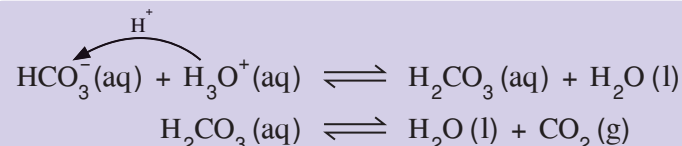


ไฮโดรเจนคาร์บอเนตไอออน (HCO_3^-) ที่เกิดขึ้นทำปฏิกิริยากับน้ำเกิดไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) ดังสมการ



เมื่อใช้ทฤษฎีของอาร์เรเนียสในการอธิบายการเปลี่ยนแปลง จะได้ว่า HCO_3^- เป็นเบส เพราะว่รับ H^+ จาก H_2O ในขณะที่ H_2O เป็นกรด เพราะว่ให้ H^+ แล้วเกิด OH^-

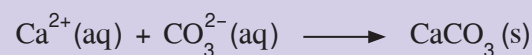
เมื่อเติมสารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) ลงในสารละลายโซเดียมไฮโดรเจนคาร์บอเนต (NaHCO_3) จะมีแก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ (CO_2) เกิดขึ้น ดังสมการ



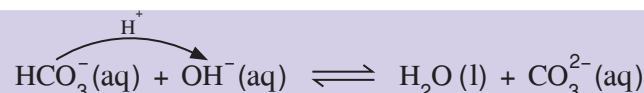
หมายเหตุ : การเปลี่ยนแปลงเกิดขึ้นในระบบปิด

จากปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น แสดงให้เห็นว่า ไฮโดรเจนคาร์บอเนตไอออนทำหน้าที่เป็นเบส เมื่อทำปฏิกิริยากับกรดไฮโดรคลอริก

เมื่อเติมสารละลายแคลเซียมไฮดรอกไซด์ ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) ลงในสารละลายโซเดียมไฮโดรเจนคาร์บอเนต (NaHCO_3) จะมีตะกอนสีขาวของแคลเซียมคาร์บอเนต (CaCO_3) เกิดขึ้น ดังสมการ

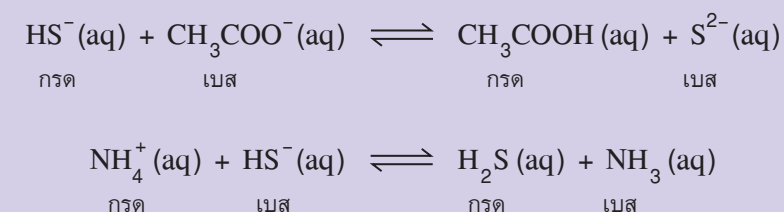


ในสารละลายโซเดียมไฮโดรเจนคาร์บอเนตมีไฮโดรเจนคาร์บอเนตไอออน เมื่อทำปฏิกิริยากับไฮดรอกไซด์ไอออนจากสารละลายแคลเซียมไฮดรอกไซด์ จะเกิดเป็นคาร์บอเนตไอออน ดังสมการ



จากปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น แสดงให้เห็นว่า ไฮโดรเจนคาร์บอเนตไอออนทำหน้าที่เป็นกรด เมื่อทำปฏิกิริยากับสารละลายแคลเซียมไฮดรอกไซด์

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นของ HCO_3^- สามารถรับโปรตอนจากน้ำและกรด และสามารถให้โปรตอนแก่ OH^- ดังนั้น HCO_3^- สามารถทั้งให้หรือรับโปรตอนได้ แสดงว่า HCO_3^- ทำหน้าที่เป็นได้ทั้งกรดและเบส เรียกสารประเภทนี้ว่า สารแอมโฟเทอริก (amphoteric) หรือแอมฟิพรตริก (amphiprotic) ทั้งนี้ขึ้นอยู่กับสารที่เข้าทำปฏิกิริยาด้วย นอกจากนี้ ยังมีสารอื่นที่ทำหน้าที่เป็นได้ทั้งกรดและเบส ตัวอย่างเช่น ไฮโดรเจนซัลไฟด์ไอออน (HS^-) ดังสมการ



จากตัวอย่างข้างต้น สามารถระบุได้ว่า HS^- เป็นสารแอมโฟเทอริก เพราะทำหน้าที่เป็นได้ทั้งกรดและเบส

เมื่อพิจารณาตามทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี จะพบว่า

- สารที่ทำหน้าที่เป็นกรด เมื่อให้ H^+ ไปแล้ว อนุภาคที่เหลืออยู่จึงสามารถทำหน้าที่เป็นเบส รับ H^+ จากสารอื่นได้ และเรียกเบสที่เกิดขึ้นว่า คู่เบสของกรด หรือคู่เบส (conjugate base)
- สารที่ทำหน้าที่เป็นเบส เมื่อรับ H^+ จากสารอื่นมาแล้ว อนุภาคที่เหลือจะมี H^+ เพิ่มขึ้น ดังนั้น จึงสามารถทำหน้าที่เป็นกรด ให้ H^+ แก่สารอื่นได้ และเรียกกรดที่เกิดขึ้นว่า คู่กรดของเบส หรือคู่กรด (conjugate acid)

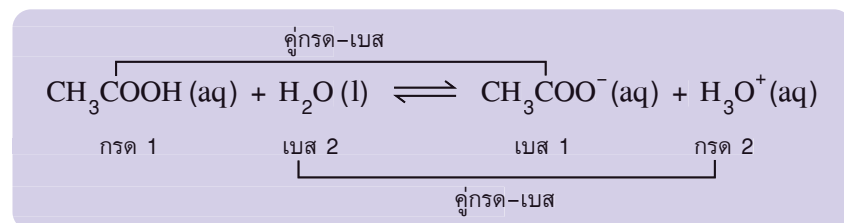
ให้นักเรียนศึกษาตัวอย่างของคู่กรด-เบสจากการละลายน้ำของสารละลายกรดแอซีติก (CH_3COOH) ดังสมการ



จากสมการ เมื่อพิจารณาการเปลี่ยนแปลงตามทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี จะได้ว่าปฏิกิริยาไปข้างหน้า CH_3COOH ทำหน้าที่เป็นกรด เพราะให้โปรตอนเกิดเป็น CH_3COO^- ส่วนปฏิกิริยาย้อนกลับ CH_3COO^- ทำหน้าที่เป็นเบส เพราะรับโปรตอนเกิดเป็น CH_3COOH จึงเรียก CH_3COOH และ CH_3COO^- ว่าเป็นคู่กรด-เบสซึ่งกันและกัน โดยเรียก CH_3COO^- ว่าเป็นคู่เบสของ CH_3COOH และเรียก CH_3COOH ว่าเป็นคู่กรดของ CH_3COO^-

สำหรับ H_2O ก็พิจารณาได้ในลักษณะเดียวกัน คือ ปฏิริยาไปข้างหน้า H_2O ทำหน้าที่เป็นเบส เพราะรับโปรตอนจาก CH_3COOH เกิดเป็น H_3O^+ ส่วนปฏิริยาย้อนกลับ H_3O^+ ทำหน้าที่เป็นกรด เพราะให้โปรตอนแก่ CH_3COO^- แล้วเกิดเป็น CH_3COOH จึงเรียก H_3O^+ และ H_2O ว่าเป็นคู่กรด-เบสซึ่งกันและกัน โดยเรียก H_3O^+ ว่าเป็นคู่กรดของ H_2O และเรียก H_2O ว่าเป็นคู่เบสของ H_3O^+

การอธิบายคู่กรด-เบสในปฏิริยาเขียนแสดงได้ ดังนี้

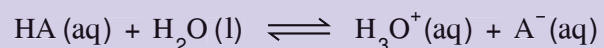


ตัวเลขระบุถึงคู่ที่เป็นคู่กรด-เบสกัน ดังนั้น CH_3COOH เป็นคู่กรดของ CH_3COO^- และ H_2O เป็นคู่เบสของ H_3O^+

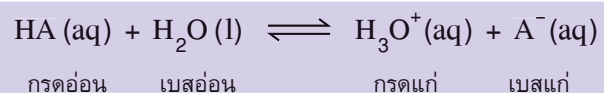
เมื่อพิจารณาโมเลกุลหรือไอออนของสารที่ทำปฏิริยากันในสมการ พบว่า คู่กรด-เบส จะมีโปรตอนต่างกัน 1 โปรตอน

ต่อไปนักเรียนจะได้ศึกษาเกี่ยวกับความแรงของกรด-เบสตามทฤษฎีเบรินสเตด-ลาวรี ซึ่งเป็นความสามารถในการให้โปรตอนของกรด และความสามารถในการรับโปรตอนของเบส ดังนี้

1. ความแรงของกรด ให้ HA เป็นกรดอ่อนชนิดหนึ่ง ซึ่งเมื่อละลายน้ำจะแตกตัวได้ ดังนี้



เนื่องจาก HA เป็นกรดอ่อน ปฏิริยาการแตกตัวไม่ดี จะแตกตัวได้เพียงบางส่วน ซึ่งน้อยมาก ค่าคงที่สมดุล (K) มีค่าน้อย นั่นคือ เกิดปฏิริยาย้อนกลับได้ดีกว่าปฏิริยาไปข้างหน้า



ดังนั้น เมื่อพิจารณาความแรงของกรด-เบส จะพบว่า $H_3O^+(aq)$ มีความแรงของกรด มากกว่า HA(aq) และ $A^-(aq)$ มีความแรงของเบสมากกว่า $H_2O(l)$

จากสมการจะเห็นว่า ถ้ากรดใดเป็นกรดแก่ คู่เบสของกรดนั้นจะเป็นเบสอ่อน แต่ถ้ากรดใดเป็นกรดอ่อน คู่เบสของกรดนั้นจะเป็นเบสแก่

ตารางที่ 4.1 : ความแรงของคู่กรด-เบส โดยพิจารณาจากโครงสร้างโมเลกุลของกรดและเบส

คู่กรด (HA)		คู่เบส (A ⁻)	
ความแรงของกรด ↑ มาก ↓ น้อย	HClO ₄	ความแรงของเบส ↑ น้อย ↓ มาก	ClO ₄ ⁻
	HCl		Cl ⁻
	H ₂ SO ₄		HSO ₄ ⁻
	HNO ₃		NO ₃ ⁻
	H ₃ O ⁺		H ₂ O
	HSO ₄ ⁻		SO ₄ ²⁻
	H ₃ PO ₄		H ₂ PO ₄ ⁻
	HNO ₂		NO ₂ ⁻
	HF		F ⁻
	CH ₃ CO ₂ H		CH ₃ CO ₂ ⁻
	H ₂ CO ₃		HCO ₃ ⁻
	H ₂ S		HS ⁻
	NH ₄ ⁺		NH ₃
	HCN		CN ⁻
	HCO ₃ ⁻		CO ₃ ²⁻
	H ₂ O		OH ⁻
	NH ₃		NH ₂ ⁻
	OH ⁻		O ²⁻
	H ₂		H ⁻

1) กรดไฮโดร หมายถึง กรดที่ประกอบด้วยธาตุ H และอโลหะ มีสูตรทั่วไป คือ H_nX เมื่อ n เป็นจำนวนอะตอมของธาตุ H และ X เป็นธาตุอโลหะ ตัวอย่างเช่น HCl H_2S

ในคาบเดียวกัน ความแรงของกรดไฮโดรจะเพิ่มขึ้นตามค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตีของอโลหะ เช่น $NH_3 < H_2O < HF$ และ $H_2S < HCl$

ในหมู่เดียวกัน ความแรงของกรดไฮโดรจะเพิ่มขึ้นเมื่อพลังงานพันธะลดลง หรือความแรงของกรดเพิ่มขึ้นตามเลขอะตอมของอโลหะ เช่น $HF < HCl < HBr < HI$ และ $H_2O < H_2S < H_2Se < H_2Te$

4A	5A	6A	7A
CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF
		H ₂ S	HCl
		H ₂ Se	HBr
		H ₂ Te	HI

▲ ภาพที่ 4.4 แนวโน้มความแรงของกรดไฮโดรตามหมู่และคาบที่มา : คลังภาพ อจท.

2) กรดออกซี หมายถึง กรดที่ประกอบด้วยธาตุ H โลหะอื่น ๆ และธาตุ O เช่น HNO_3 HClO_4 H_2SO_4 ซึ่งความแรงของกรดประเภทนี้จะเพิ่มขึ้นตามค่าอิเล็กโตรเนกาติวิตี (EN) ของโลหะที่เพิ่มขึ้น เช่น $\text{HClO}_4 > \text{HBrO}_4 > \text{HIO}_4$ และ $\text{HClO}_4 > \text{H}_2\text{SO}_4 > \text{H}_3\text{PO}_4$

	————— ความแรงของกรด —————>		
	H—O—I	H—O—Br	H—O—Cl
K_a	2.3×10^{-11}	2.0×10^{-9}	3.5×10^{-8}
EN	2.5	2.8	3.0
	————— ค่า EN ของโลหะอื่น ๆ —————>		

ส่วนกรดออกซีที่มีธาตุองค์ประกอบเหมือนกัน ความแรงของกรดจะเพิ่มขึ้นตามเลขออกซิเดชันที่เพิ่มขึ้น เช่น $\text{HClO}_4 > \text{HClO}_3 > \text{HClO}_2 > \text{HClO}$

	————— ความแรงของกรด —————>			
	H—O—Cl	H—O—Cl—O	H—O—$\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{Cl}}}$—O	H—O—$\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{Cl}}}$—O
K_a	3.5×10^{-8}	1.2×10^{-2}	~ 1	สูงมาก
เลขออกซิเดชันของ Cl	+1	+3	+5	+7
	————— เลขออกซิเดชันของ Cl —————>			

กรดออกซีที่มีองค์ประกอบเหมือนกันและมีหลายโปรตอน กรดที่มีจำนวนประจุลบมากกว่าจะเป็นกรดที่มีความแรงน้อยกว่า หรือเป็นกรดที่อ่อนกว่า เช่น $\text{H}_3\text{PO}_4 > \text{H}_2\text{PO}_4^- > \text{HPO}_4^{2-}$

2. ความแรงของเบส เนื่องจากเบสมีทั้งสารประกอบออกไซด์และไฮดรอกไซด์ของโลหะ ดังนั้น การพิจารณาความแรงของเบสสามารถพิจารณาได้จากตำแหน่งของโลหะในตารางธาตุ ดังนี้

ในหมู่เดียวกัน ความแรงของเบสจะเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง เพราะความเป็นโลหะของธาตุเพิ่มขึ้นจากบนลงล่าง เช่น $\text{LiOH} < \text{NaOH} < \text{KOH}$ หรือ $\text{Li}_2\text{O} < \text{Na}_2\text{O} < \text{K}_2\text{O}$

ในคาบเดียวกัน ความแรงของเบสจะลดลงจากซ้ายไปขวา เพราะความเป็นโลหะของธาตุลดลงจากซ้ายไปขวา เช่น $\text{Al(OH)}_3 < \text{Mg(OH)}_2 < \text{NaOH}$ หรือ $\text{Al}_2\text{O}_3 < \text{MgO} < \text{Na}_2\text{O}$

	1A	2A	3A
	LiOH		
	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃
	KOH		

▲ ภาพที่ 4.5 แนวโน้มความแรงของเบสตามหมู่และคาบที่มา : คลังภาพ อจท.

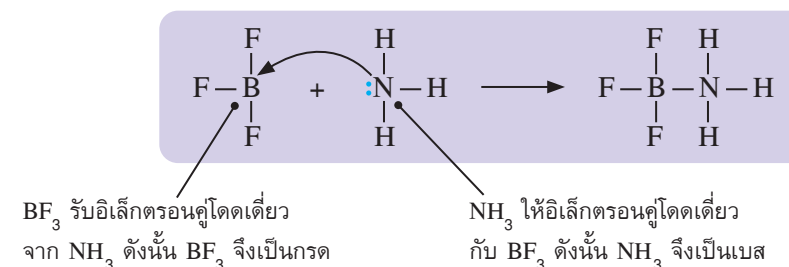
3.3 ทฤษฎีกรด-เบสลิวิส

ใน พ.ศ. 2466 กิลเบิร์ต นิวตัน ลิวิส (Gilbert Newton Lewis) นักเคมีชาวอเมริกัน ได้ศึกษา และพบว่า สารบางตัว เช่น BF_3 สามารถทำหน้าที่เป็นกรดได้ ทั้งที่ไม่มีโปรตอนอยู่ในโมเลกุล ซึ่งไม่สามารถอธิบายได้โดยทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี ดังนั้น ลิวิสจึงนิยามความเป็นกรด-เบสโดยอาศัยการรับและการให้อิเล็กตรอน และเสนอเป็นทฤษฎีกรด-เบสลิวิส

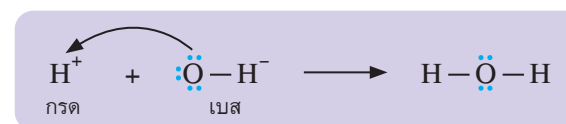
นิยามของทฤษฎีกรด-เบสลิวิส

- กรด คือ สารที่สามารถรับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจากสารอื่น
- เบส คือ สารที่สามารถให้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวกับสารอื่น

ตัวอย่างเช่น ปฏิกริยาระหว่างโบรอนไตรฟลูออไรด์ (BF_3) กับแอมโมเนีย (NH_3)



นอกจากนี้ ทฤษฎีกรด-เบสลิวิสยังสามารถใช้อธิบายความเป็นกรด-เบสของสารที่ไม่มีโปรตอนได้เช่นเดียวกับทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี เช่น ปฏิกริยาระหว่างโปรตอน (H^+) กับไฮดรอกไซด์ (OH^-) เกิดน้ำ (H_2O) ดังสมการ



จะเห็นว่าทฤษฎีกรด-เบสลิวิสสามารถอธิบายสมบัติความเป็นกรด-เบสของสารได้ทุกชนิด เนื่องจากสารทุกชนิดมีอิเล็กตรอน จึงสามารถระบุได้ว่า เมื่อสารมาทำปฏิกิริยากัน สารใดให้และสารใดรับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยว ทฤษฎีนี้จึงอธิบายความเป็นกรด-เบสได้กว้างขวางกว่าทฤษฎีอื่น

Topic Questions

คำชี้แจง : ให้นักเรียนตอบคำถามต่อไปนี้

1. HCl Ca(OH)_2 NaOH HF และ HNO_3 สารใดเป็นกรดและสารใดเป็นเบสตามทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียส
2. ระบุคู่เบสของ H_2SO_4 NH_4^+ H_2O และ HNO_2
3. ระบุคู่กรดของ F^- NH_2^- Cl^- และ HCO_3^-
4. เรียงลำดับความแรงของกรด HF NH_3 HI HCl และ H_2O จากมากไปน้อย



4 การแตกตัวของกรดและเบส

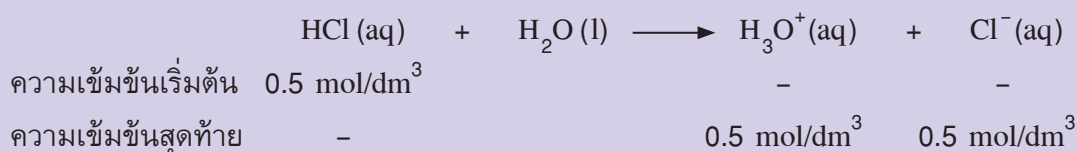
อิเล็กโทรไลต์แก่และอิเล็กโทรไลต์อ่อน แตกต่างกันอย่างไร

สารละลายกรดและเบสจัดเป็นสารละลายอิเล็กโทรไลต์ โดยกรดหรือเบสที่เป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ เรียกว่า กรดแก่หรือเบสแก่ ส่วนกรดหรือเบสที่เป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อน เรียกว่า กรดอ่อนหรือเบสอ่อน ตามลำดับ ซึ่งสารเหล่านี้จะแตกตัวเป็นไอออนได้แตกต่างกัน ดังนี้

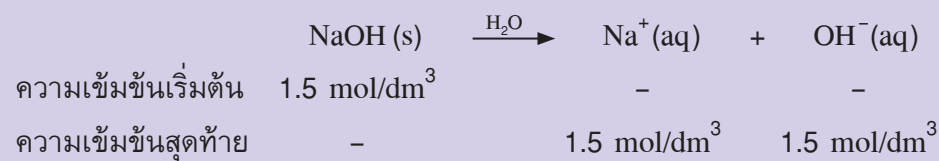
4.1 การแตกตัวของกรดแก่และเบสแก่

สารละลายกรดแก่และเบสแก่จัดเป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ สารตั้งต้นแตกตัวเป็นไอออนได้มาก หรือแตกตัวเป็นไอออนได้อย่างสมบูรณ์ หากทราบความเข้มข้นของกรดแก่หรือเบสแก่ จะสามารถบอกความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน (H_3O^+) หรือไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) ในสารละลายได้ ตัวอย่างเช่น

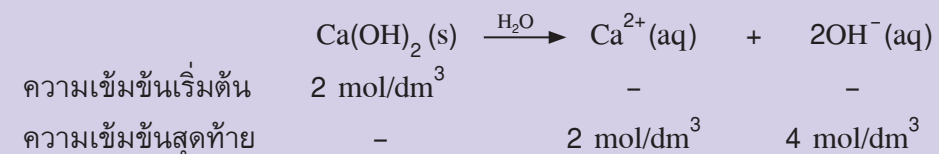
กรดแก่ เช่น สารละลาย HCl เข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จะแตกตัวให้ H_3O^+ และ Cl^- อย่างละ 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ดังสมการ



เบสแก่ เช่น สารละลาย NaOH เข้มข้น 1.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จะแตกตัวให้ Na^+ และ OH^- อย่างละ 1.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ดังสมการ



ส่วนเบสแก่ เช่น สารละลาย Ca(OH)_2 เข้มข้น 2 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จะแตกตัวให้ Ca^{2+} 2 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร และ OH^- 4 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ดังสมการ



ตารางที่ 4.2 : ตัวอย่างกรดแก่และเบสแก่

กรดแก่		เบสแก่	
HCl	HNO_3	LiOH	Ca(OH)_2
HBr	HClO_3	NaOH	Sr(OH)_2
HI	HClO_4	KOH	Ba(OH)_2
H_2SO_4^*		RbOH	
		CsOH	

หมายเหตุ : * มีการแตกตัวได้ 2 ขั้นตอน ดังนี้
 ขั้นที่ 1 $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{HSO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
 ขั้นที่ 2 $\text{HSO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
 การแตกตัวในขั้นที่ 1 เท่านั้นที่จัดเป็นกรดแก่
 ในขั้นตอนที่ 2 สามารถพิจารณา K_a ที่เกิดขึ้น คือ $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{HSO}_4^-]}$
 หากโจทย์ไม่ได้กำหนดค่า K_a ของ HSO_4^- มาให้ จะประมาณค่าว่ากรดซัลฟิวริกแตกตัวให้ H_3O^+ ได้เป็น 2 เท่า

จากความรู้เรื่องการแตกตัวของสารละลายกรดแก่และเบสแก่ เมื่อทราบความเข้มข้นของสารละลายกรดแก่และเบสแก่ จะสามารถคำนวณหาปริมาณ หรือความเข้มข้นของไอออนในสารละลายได้ ดังตัวอย่างต่อไปนี้

ตัวอย่างที่ 4.2

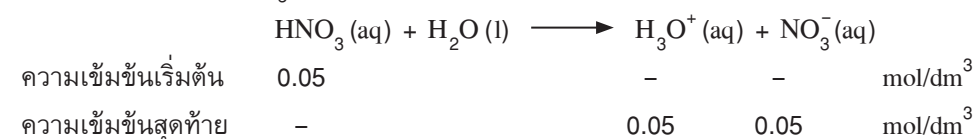
สารละลาย HNO_3 ปริมาตร 2 ลูกบาศก์เดซิเมตร มี HNO_3 ละลายอยู่ 6.3 กรัม ในสารละลายมีไอออนชนิดใดบ้าง และมีความเข้มข้นเท่าใด

วิธีทำ กรด HNO_3 6.3 g คิดเป็น $\frac{6.3}{63} = 0.1$ mol

สารละลาย 2 dm³ มี HNO_3 0.1 mol

สารละลาย 1 dm³ มี HNO_3 $\frac{0.1}{2} = 0.05$ mol

ดังนั้น สารละลาย HNO_3 มีความเข้มข้น 0.05 mol/dm³



ดังนั้น สารละลาย HNO_3 มีความเข้มข้น 0.05 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จะมี H_3O^+ และ NO_3^- อย่างละ 0.05 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร

ตัวอย่างที่ 4.3

นำสารละลาย NaOH 4 กรัม มาละลายในน้ำจนสารละลายมีปริมาตร 250 ลูกบาศก์เซนติเมตร ในสารละลายมีไอออนชนิดใดบ้าง และมีความเข้มข้นเท่าใด

วิธีทำ NaOH 4 g คิดเป็น $\frac{4}{40} = 0.1$ mol

สารละลาย 250 cm³ มี NaOH 0.1 mol

สารละลาย 1,000 cm³ มี NaOH $\frac{1,000 \times 0.1}{250} = 0.4$ mol

ดังนั้น สารละลาย NaOH มีความเข้มข้น 0.4 mol/dm³



ความเข้มข้นเริ่มต้น 0.4 - - mol/dm³

ความเข้มข้นสุดท้าย - 0.4 0.4 mol/dm³

ดังนั้น สารละลาย NaOH มีความเข้มข้น 0.4 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จะมี Na⁺ และ OH⁻ อย่างละ 0.4 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร

ในกรณีที่กรดหรือเบสแก่ 1 โมล แตกตัวให้ไฮโดรเนียมไอออน หรือไฮดรอกไซด์ไอออน 1 โมล ความเข้มข้นของแต่ละไอออนในสารละลายจะมีค่าเท่ากับ ความเข้มข้นของกรดหรือเบสนั้น แต่ถ้า 1 โมล ของกรดหรือเบสแตกตัวให้ไฮโดรเนียมไอออน หรือไฮดรอกไซด์ไอออนมากกว่า 1 ขั้นตอน หรือมากกว่า 1 โมล ต้องพิจารณาปริมาณสารที่เกี่ยวข้องด้วย ดังตัวอย่างต่อไปนี้

ตัวอย่างที่ 4.4

สารละลาย Ba(OH)₂ เข้มข้น 0.2 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ปริมาตร 50 ลูกบาศก์เซนติเมตร จะมี OH⁻ คิดเป็นกี่โมล และหากเติมน้ำจนสารละลายมีปริมาตรเป็น 250 ลูกบาศก์เซนติเมตร ความเข้มข้นของ OH⁻ คิดเป็นเท่าใด

วิธีทำ สารละลาย 1,000 cm³ มี Ba(OH)₂ อยู่ 0.2 mol

สารละลาย 50 cm³ มี Ba(OH)₂ อยู่ $\frac{0.2 \times 50}{1000}$ mol
= 0.01 mol

สารละลาย Ba(OH)₂ 50 cm³ มี Ba(OH)₂ ละลายอยู่ 0.01 mol

ดังนั้น มี OH⁻ อยู่ในสารละลาย 0.01 × 2 = 0.02 mol

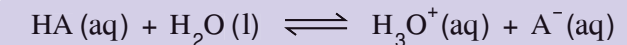
เมื่อเติมน้ำจนสารละลายมีปริมาตร 250 cm³ จะมี OH⁻ อยู่ 0.02 mol

สารละลายมีปริมาตร 1,000 cm³ จะมี OH⁻ อยู่ $\frac{0.02 \times 1000}{250}$ mol
= 0.08 mol

ดังนั้น สารละลายมีความเข้มข้น 0.08 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร

4.2 การแตกตัวของกรดอ่อน

กรดอ่อนเป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อน เพราะกรดอ่อนแตกตัวเป็นไอออนได้บางส่วน โดยมีโมเลกุลของสารตั้งต้นของกรดละลายอยู่ในสารละลาย การแตกตัวของกรดอ่อนเป็นการเปลี่ยนแปลงที่ผันกลับได้ ณ ภาวะสมดุลจึงมีทั้งสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ การบอกความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนในสารละลายของกรดอ่อนจึงต้องทราบว่าโมเลกุลของกรดแตกตัวไปเท่าใด โดยทั่วไปนิยมบอกการแตกตัวเป็นร้อยละ ตัวอย่างเช่น HA เป็นกรดมอนอโปรติกที่แตกตัวเป็นไอออนไม่หมด ณ ภาวะสมดุลเกิดการเปลี่ยนแปลง ดังนี้



สำหรับการคำนวณร้อยละการแตกตัวของกรดอ่อน สามารถคำนวณได้จากปริมาณกรดเริ่มต้น และปริมาณไฮโดรเนียมไอออนที่แตกตัวออกมา แล้วเทียบว่าหากกรดอ่อนเริ่มต้นเข้มข้น 100 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จะมีปริมาณไฮโดรเนียมไอออนคิดเป็นเท่าใด ตัวอย่างเช่น

ถ้าสารละลายกรด HA เข้มข้น 1 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร แตกตัวได้ร้อยละ 3 หมายความว่า ในสารละลายปริมาตร 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร มีกรด HA ละลายอยู่ 1 โมล เมื่ออยู่ในภาวะสมดุลกรด HA ที่เป็นสารตั้งต้นจะแตกตัวเพียง 0.03 โมลเท่านั้น

ในทางกลับกัน ถ้าทราบจำนวนโมลของกรดอ่อนที่แตกตัว หรือทราบจำนวนโมลของไอออนที่เกิดขึ้น จะสามารถคำนวณหาปริมาณการแตกตัวเป็นร้อยละของกรดอ่อนได้ ดังตัวอย่างต่อไปนี้

ตัวอย่างที่ 4.5

สารละลายกรด HA เข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร แตกตัวได้ 0.01 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร สารละลายกรด HA แตกตัวได้ร้อยละเท่าใด

วิธีทำ การแตกตัวของกรดอ่อน HA เป็นดังสมการ



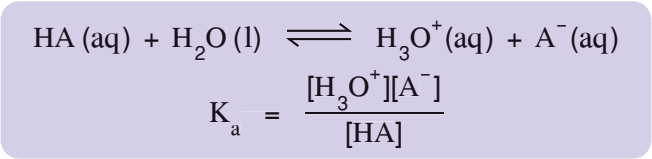
สารละลายกรด HA 0.5 mol/dm³ แตกตัวให้ H₃O⁺ 0.01 mol/dm³

สารละลายกรด HA 100 mol/dm³ แตกตัวให้ H₃O⁺ $\frac{0.01 \times 100}{0.5}$ mol/dm³
= 2 mol/dm³

ดังนั้น สารละลายกรด HA แตกตัวได้ร้อยละ 2

ปริมาณการแตกตัวเป็นร้อยละของกรดอ่อนแต่ละชนิด สามารถใช้เปรียบเทียบได้ว่า กรดอ่อนแต่ละชนิดสามารถแตกตัวได้แตกต่างกันอย่างไร เมื่อความเข้มข้นเท่ากัน

จากความรู้เรื่องสมดุลของสารละลายอิเล็กโทรไลต์ และอาศัยพื้นฐานเรื่องสมดุลเคมี ทำให้ทราบว่า สารละลายกรดอ่อนแตกตัวเป็นไอออนได้บางส่วน จะเกิดภาวะสมดุลและหาค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาได้ ซึ่งเขียนสมการและค่าคงที่สมดุลได้ ดังนี้



ค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อนจะบอกให้ทราบว่ากรดอ่อนนั้นแตกตัวเป็นไอออนได้มากน้อยเพียงใด การแตกตัวเป็นไอออนขึ้นอยู่กับค่า K_a หมายถึง กรดอ่อนที่มีค่า K_a สูงจะแตกตัวเป็นไอออนได้มากกว่ากรดอ่อนที่มีค่า K_a ต่ำ

ตัวอย่างค่า K_a ของกรดที่แตกตัวให้เพียง 1 โปรตอนต่อ 1 โมเลกุล หรือแตกตัวได้เพียง 1 ขั้น ซึ่งเรียกว่า กรดมอนอโปรติก แสดงดังตารางที่ 4.3

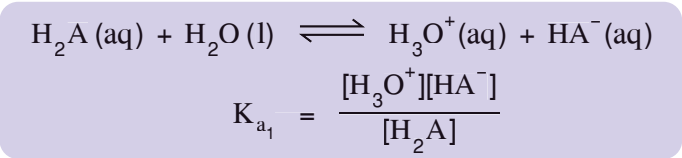
ตารางที่ 4.3 : ค่าคงที่การแตกตัว (K_a) ของกรดมอนอโปรติกในน้ำที่อุณหภูมิ 25 องศาเซลเซียส		
กรด	ปฏิกิริยาให้โปรตอนของกรดในน้ำ	ค่า K_a
ไฮโดรเจนซัลเฟตไอออน (HSO_4^-)	$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	1.2×10^{-2}
ไฮโดรฟลูออริก (HF)	$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$	6.8×10^{-4}
ไนตรัส (HNO_2)	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$	4.5×10^{-4}
ไซยานิก (HCNO)	$\text{HCNO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CNO}^-$	3.5×10^{-4}
ฟอร์มิก (HCOOH)	$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCOO}^-$	1.7×10^{-4}
เบนโซอิก ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	6.6×10^{-5}
แอซีติก (CH_3COOH)	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	1.8×10^{-5}
ไฮโปคลอรัส (HClO)	$\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}^-$	3.0×10^{-8}
แอมโมเนียมไอออน (NH_4^+)	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_3$	6.0×10^{-10}
ไฮโดรไซยานิก (HCN)	$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$	4.9×10^{-10}

ค่าคงที่ของการแตกตัวของกรดอ่อนจะบอกให้ทราบถึงความสามารถในการแตกตัวเป็นไอออนในสารละลายได้ ถ้ากรดอ่อนมีความเข้มข้นเท่ากัน กรดอ่อนที่มีค่า K_a มากที่สุด จะทำให้เกิด H_3O^+ มากที่สุด และจะเป็นกรดอ่อนที่มีความเป็นกรดสูงที่สุด

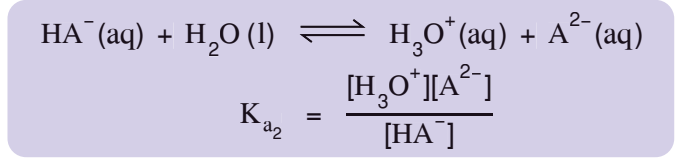
สำหรับกรดที่มีโปรตอนมากกว่า 1 ตัว และสามารถแตกตัวให้ H^+ ได้มากกว่า 1 ตัว เรียกว่า กรดพอลิโปรติก โดยกรดที่แตกตัวให้ H^+ 2 ตัว เรียกว่า กรดไดโปรติก เช่น H_2CO_3 H_2S $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ส่วนกรดที่แตกตัวให้ H^+ ได้ 3 ตัว เรียกว่า กรดไตรโปรติก เช่น H_3PO_4 H_3PO_3

การแตกตัวของกรดอ่อนที่มีสูตร H_2A หรือกรดไดโปรติก เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวได้ 2 ขั้น เป็น 2 โปรตอนต่อ 1 โมเลกุล โดยกรดตั้งต้นมีการแตกตัว 2 ขั้น ดังนี้

ขั้นที่ 1 H_2A แตกตัวได้ H_3O^+ กับ HA^- ดังสมการ

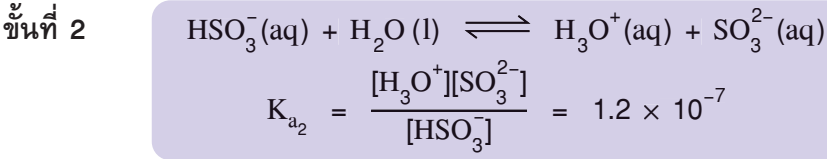
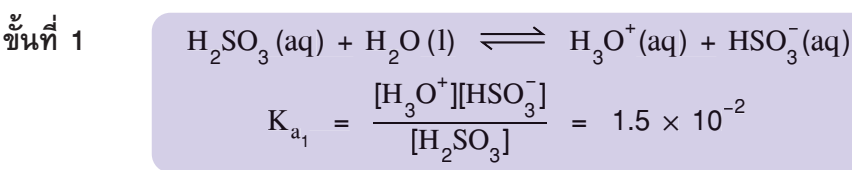


ขั้นที่ 2 HA^- แตกตัวได้ H_3O^+ กับ A^{2-} ดังสมการ



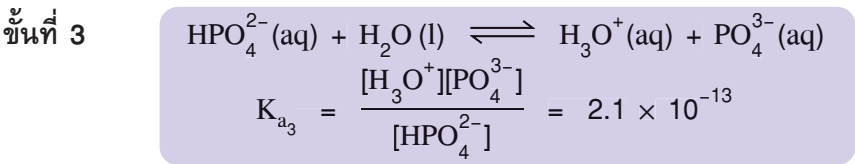
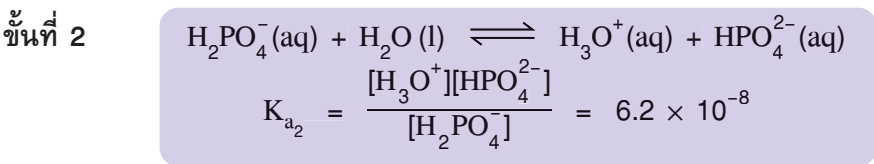
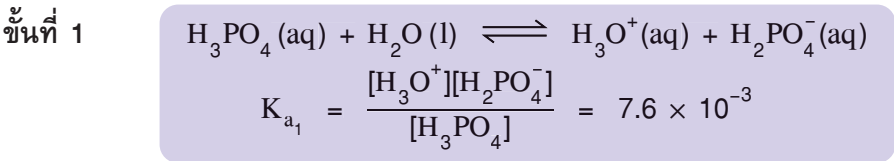
ณ ภาวะสมดุล ในระบบจะมี H_2A H_3O^+ HA^- และ A^{2-} ปรากฏในสารละลาย โดยอนุภาคใดจะมีมากหรือน้อยขึ้นอยู่กับค่า K_a ในแต่ละขั้น ตัวอย่างเช่น

กรดซัลฟิวรัส (H_2SO_3) เป็นกรดไดโปรติก เกิดการแตกตัวได้ 2 ขั้น ดังนี้



เมื่อพิจารณาค่า K_{a_1} และ K_{a_2} ของ H_2SO_3 พบว่า K_{a_1} มีค่าสูงกว่า K_{a_2} แสดงว่า ในขั้นที่ 1 แตกตัวได้ดีกว่าขั้นที่ 2 โดยแตกตัวได้สูงกว่าประมาณ 125,000 เท่า ข้อมูลดังกล่าวระบุได้ว่า ในสารละลายเกิด H_3O^+ และ HSO_3^- มากกว่าปริมาณไอออนที่แตกตัวในขั้นที่ 2 การแตกตัวของกรดที่แตกตัวได้หลายขั้นจะมีค่าคงที่การแตกตัวในขั้นแรกสูง เพราะการทิ้งโปรตอน (H^+) ออกจากโมเลกุลที่ไม่เกิดประจุทำได้ง่ายกว่าการดึงโปรตอนออกจากไอออนลบของโมเลกุลเดียวกัน ดังนั้น จึงสรุปได้ว่า K_a ในขั้นแรกจะมีค่ามากกว่า K_a ในขั้นถัดไปเสมอ

สำหรับการแตกตัวของกรดไตรโปรติก เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวได้ 3 ขั้น ตัวอย่างเช่น การแตกตัวของกรดฟอสฟอริก (H_3PO_4) เกิดได้ 3 ขั้น ดังนี้



การแตกตัวของกรดพอลิโปรติกจะมีมากกว่า 1 ขั้น และแต่ละขั้นจะมีค่า K_a เฉพาะตัว โดยทั่วไปค่า K_{a_1} จะมีค่ามากกว่าค่า K_{a_2} และค่า K_{a_2} จะมีค่ามากกว่าค่า K_{a_3} ดังนั้น ในการเปรียบเทียบการแตกตัวของกรดจึงเปรียบเทียบจากค่า K_{a_1}

ตัวอย่างค่า K_a ในแต่ละขั้นของกรดพอลิโปรติก แสดงดังตารางที่ 4.4

ตารางที่ 4.4 : ค่าคงที่การแตกตัว (K_a) ของกรดพอลิโปรติกในน้ำที่อุณหภูมิ 25 องศาเซลเซียส		
กรด	ปฏิกิริยาให้โปรตอนของกรดในน้ำ	ค่า K_a
ออกซาลิก ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$)	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HC}_2\text{O}_4^-$	$K_{a_1} = 5.9 \times 10^{-2}$
	$\text{HC}_2\text{O}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$K_{a_2} = 6.4 \times 10^{-5}$
ซัลฟิวรัส (H_2SO_3)	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_3^-$	$K_{a_1} = 1.5 \times 10^{-2}$
	$\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$K_{a_2} = 1.2 \times 10^{-7}$
คาร์บอนิก (H_2CO_3)	$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$	$K_{a_1} = 4.3 \times 10^{-7}$
	$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$K_{a_2} = 5.6 \times 10^{-11}$
ฟอสฟอรัส (H_3PO_3)	$\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_3^-$	$K_{a_1} = 1.6 \times 10^{-2}$
	$\text{H}_2\text{PO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_3^{2-}$	$K_{a_2} = 2.6 \times 10^{-7}$
ฟอสฟอริก (H_3PO_4)	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$K_{a_1} = 7.6 \times 10^{-3}$
	$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$K_{a_2} = 6.2 \times 10^{-8}$
	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$K_{a_3} = 2.1 \times 10^{-13}$

หมายเหตุ : สำหรับกรดฟอสฟอรัส (H_3PO_3) แม้จะมี H 3 อะตอม แต่สามารถเกิดการแตกตัวได้เพียง 2 ขั้นเท่านั้น

ค่าคงที่ของการแตกตัวของกรดอ่อนพอลิโปรติกจะบอกให้ทราบถึงความสามารถในการแตกตัวเป็นไอออนในสารละลายได้เช่นเดียวกับค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อนมอนอโปรติก

ในกรณีของกรดที่มีการแตกตัวได้หลายขั้น และมีค่า K_{a_1} สูงกว่า K_{a_2} มาก ให้คิดปริมาณ H_3O^+ มาจากการแตกตัวในขั้นที่ 1 เท่านั้น หากกรดมีค่า K_{a_1} และ K_{a_2} ใกล้เคียงกันต้องนำปริมาณ H_3O^+ ที่เกิดขึ้นในขั้นที่ 2 มาใช้ในการพิจารณาด้วย

นอกจากค่าคงที่การแตกตัวของกรดใช้เปรียบเทียบปริมาณการแตกตัวของกรด และปริมาณอนุภาคต่าง ๆ ในการละลายกรดได้แล้ว ยังสามารถใช้คำนวณหาความเข้มข้นของอนุภาคต่าง ๆ ในสารละลายกรดอ่อน ดังตัวอย่างต่อไปนี้

ตัวอย่างที่ 4.6

จงคำนวณหาความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนในสารละลายกรดแอซิกที่มีความเข้มข้น 0.25 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร (กำหนดให้ ค่า K_a ของกรดแอซิกเท่ากับ 1.8×10^{-5})

วิธีที่ 1 สมมติให้กรดแอซิกแตกตัวเป็นไอออนได้ x mol/dm³

	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$	
ความเข้มข้นเริ่มต้น	0.25	— — mol/dm ³
ความเข้มข้นสุดท้าย	0.25 - x	x x mol/dm ³

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

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{(0.25 - x)}$$

เนื่องจาก K_a ของกรดแอซิกมีค่าน้อยมาก ณ ภาวะสมดุลการแตกตัวของสารที่เกิดขึ้นมีค่าน้อยมากเมื่อเทียบกับปริมาณความเข้มข้นเริ่มต้น ดังนั้น (0.25 - x) จะมีค่าประมาณเป็น 0.25

$$\text{ดังนั้น } 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{0.25}$$

$$x^2 = 0.25 \times 1.8 \times 10^{-5}$$

$$x^2 = 4.5 \times 10^{-6}$$

$$x = \sqrt{4.5 \times 10^{-6}}$$

$$= 2.12 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

ดังนั้น สารละลายกรดแอซิกแตกตัวให้ไฮโดรเนียมไอออนเข้มข้น 2.12×10^{-3} โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร

วิธีที่ 2 กรณีที่คำนวณโดยไม่ตัดค่า x ออก ทำได้ ดังนี้

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.25 - x}$$

$$(1.8 \times 10^{-5} \times 0.25) - (1.8 \times 10^{-5} \times x) = x^2$$

$$x^2 + (1.8 \times 10^{-5}x) - (4.5 \times 10^{-4}) = 0$$

เนื่องจากสมการดังกล่าวเป็นฟังก์ชันกำลังสองที่อยู่ในรูป $ax^2 + bx + c = 0$ ซึ่งคำนวณหาค่า x ได้โดยใช้สมการกำลังสองสมบูรณ์ ดังนี้

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

เมื่อแทนค่าในสมการข้างต้นแล้วสามารถหาค่า x ได้ ดังนี้

$$x = \frac{-(1.8 \times 10^{-5}) \pm \sqrt{(1.8 \times 10^{-5})^2 - 4(1)(-4.5 \times 10^{-4})}}{2(1)}$$

$$x = \pm 2.12 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

ความเข้มข้นจะต้องมีค่าเป็นบวกเท่านั้น

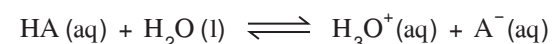
ดังนั้น ความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนมีค่าเท่ากับ 2.12×10^{-3} โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร

จากตัวอย่างที่ 4.6 นำเสนอทั้ง 2 วิธี พบว่า ปริมาณความเข้มข้นของ H_3O^+ ไม่แตกต่างกันมากนัก จึงยอมรับได้ว่า ถ้าค่า K_a ของกรดมีค่าน้อยมากเมื่อเทียบกับความเข้มข้นของกรดเริ่มต้นที่โจทย์ระบุมาให้ เราสามารถคำนวณโดยไม่ต้องพิจารณาค่าการแตกตัวเป็นไอออนของกรดได้

ตัวอย่างที่ 4.7

สารละลายกรดอ่อน HA เข้มข้น 0.05 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร แตกตัวได้ 0.01 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร
สารละลายกรดอ่อน HA แตกตัวได้ร้อยละเท่าใด

วิธีทำ การแตกตัวของกรดอ่อน HA เป็นดังสมการ



$$\% \text{ การแตกตัว} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \times 100$$

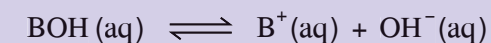
$$= \frac{0.01}{0.05} \times 100$$

$$= 20$$

ดังนั้น สารละลายกรดอ่อน HA แตกตัวได้ร้อยละ 20

4.3 การแตกตัวของเบสอ่อน

การเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นในสารละลายเบสอ่อนเป็นการเปลี่ยนแปลงที่ผันกลับได้ จึงเกิดค่าคงที่สมดุลเช่นเดียวกับกรดอ่อน เรียกค่าคงที่สมดุลที่เกิดจากการแตกตัวของเบสอ่อนว่าค่าคงที่การแตกตัวของเบสอ่อน (K_b) ตัวอย่างเช่น BOH เป็นสารละลายเบสอ่อน แตกตัวเป็นไอออนได้บางส่วน จะเกิดภาวะสมดุลและหาค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาได้ ซึ่งเขียนสมการและค่าคงที่สมดุลได้ ดังนี้



$$K_b = \frac{[\text{B}^+][\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

ตัวอย่างค่า K_b ของเบสอ่อน แสดงดังตารางที่ 4.5

ตารางที่ 4.5 : ค่าคงที่การแตกตัว (K_b) ของเบสอ่อนในน้ำที่อุณหภูมิ 25 องศาเซลเซียส

เบส	ปฏิกิริยารับโปรตอนของเบสในน้ำ	ค่า K_b
ฟอสเฟตไอออน (PO_4^{3-})	$\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$	2.2×10^{-2}
คาร์บอเนตไอออน (CO_3^{2-})	$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$	2.1×10^{-4}
ไตรเมทิลเอมีน ($(\text{CH}_3)_3\text{N}$)	$(\text{CH}_3)_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_3\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	6.5×10^{-5}
เอทานอลเอมีน ($\text{HOC}_2\text{H}_4\text{NH}_2$)	$\text{HOC}_2\text{H}_4\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HOC}_2\text{H}_4\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	3.2×10^{-5}
แอมโมเนีย (NH_3)	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	1.8×10^{-5}
ไซยาไนด์ไอออน (CN^-)	$\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$	1.6×10^{-5}
ไฮโดรเจนคาร์บอเนตไอออน (HCO_3^-)	$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$	2.6×10^{-6}
ไฮโดรเจนซัลเฟตไอออน (HS^-)	$\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$	1.1×10^{-7}
ไพรีดีน ($\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$)	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	1.8×10^{-9}
แอสिटेटไอออน (CH_3COO^-)	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$	5.7×10^{-10}
อะนิลีน ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	4.3×10^{-10}
ฟลูออไรด์ไอออน (F^-)	$\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HF} + \text{OH}^-$	1.5×10^{-11}
ไนไตรต์ไอออน (NO_2^-)	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$	1.4×10^{-11}
ซัลเฟตไอออน (SO_4^{2-})	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_4^- + \text{OH}^-$	9.8×10^{-13}
ไฮดราซีน (N_2H_4)	$\text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{OH}^-$	$1.7 \times 10^{-6} (20^\circ\text{C})$
ไฮดรอกซิลเอมีน (HONH_2)	$\text{HONH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HONH}_3^+ + \text{OH}^-$	$1.1 \times 10^{-6} (20^\circ\text{C})$

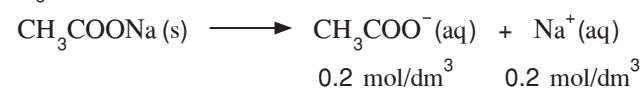
ค่าคงที่การแตกตัวของเบสอ่อนจะให้ทราบถึงความสามารถในการแตกตัวเป็นไอออนในสารละลายของเบสอ่อนได้ นอกจากนี้ ความสามารถในการแตกตัวให้ OH^- ของเบสอ่อนสามารถแสดงเป็นร้อยละของการแตกตัวเช่นเดียวกับกรดอ่อน

ค่าคงที่การแตกตัวและร้อยละการแตกตัวเป็นไอออนของเบสอ่อน สามารถนำไปใช้คำนวณหาความเข้มข้นของไอออนในสารละลายได้ ดังตัวอย่างต่อไปนี้

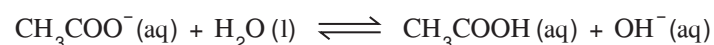
ตัวอย่างที่ 4.8

สารละลาย CH_3COONa มีสมบัติเป็นเบส สารละลายนี้ที่มีความเข้มข้น 0.2 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จะมี OH^- เข้มข้นเท่าใด (กำหนดให้ K_b ของ CH_3COO^- มีค่าเท่ากับ 5.6×10^{-10})

วิธีทำ สารละลาย CH_3COONa เป็นสารประกอบไอออนิก เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวได้หมด ดังนี้



CH_3COO^- เป็นเบสอ่อน จะรับโปรตอนจากน้ำเกิดเป็น CH_3COOH และ OH^- สมมติให้ CH_3COO^- ละลายน้ำแล้วแตกตัวเป็นไอออนได้ x mol/dm³ ดังสมการ



ความเข้มข้นเริ่มต้น	0.2	—	—	mol/dm ³
ความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุล	0.2 - x	x	x	mol/dm ³

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

แทนค่า $5.6 \times 10^{-10} = \frac{(x)(x)}{0.2 - x}$

เนื่องจาก K_b ของ CH_3COO^- มีค่าน้อยมาก แสดงว่า การแตกตัวของเบสเป็นไปได้้น้อยมาก เมื่อ x มีค่าน้อย ดังนั้น จะได้ว่า $(0.2 - x) \approx 0.2$

โดยทั่วไปถ้าอัตราส่วนระหว่างความเข้มข้นของสารตั้งต้น สมมติให้เป็น C กับค่า K_b มีค่ามากกว่า 1,000 ก็ไม่ต้องนำค่า $(0.2 - x)$ มาพิจารณา

ซึ่ง $\frac{C}{K_b} = \frac{0.2}{5.6 \times 10^{-10}} = 3.57 \times 10^9$

ดังนั้น $5.6 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0.2}$

$$x^2 = 0.2 \times 5.6 \times 10^{-10}$$

$$x^2 = 1.12 \times 10^{-10}$$

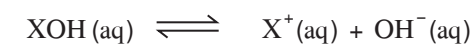
$$x = 1.06 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของ OH^- มีค่าเท่ากับ 1.06×10^{-5} โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร

ตัวอย่างที่ 4.9

จงคำนวณหาความเข้มข้นของ OH^- ในสารละลายเบสอ่อน XOH เข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ซึ่งแตกตัวได้ร้อยละ 5

วิธีทำ



$$\text{ร้อยละการแตกตัวของ XOH} = \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{XOH}]} \times 100$$

$$5 = \frac{[\text{OH}^-] \times 100}{0.5}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{5 \times 0.5}{100}$$

$$= 0.025 \text{ mol/dm}^3$$

ดังนั้น สารละลาย XOH เข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จะมี OH^- เข้มข้น 0.025 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร

เพื่อให้เกิดความเข้าใจเกี่ยวกับการแตกตัวของกรดและเบสมากยิ่งขึ้น ให้นักเรียนศึกษาเพิ่มเติมจากตัวอย่างต่อไปนี้

ตัวอย่างที่ 4.10

ผสมสารละลายกรดไฮโดรคลอริกเข้มข้น 1.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จำนวน 250 ลูกบาศก์เซนติเมตร กับสารละลายกรดไนตริกเข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จำนวน 150 ลูกบาศก์เซนติเมตร จากนั้นเติมน้ำลงในสารละลายอีก 100 ลูกบาศก์เซนติเมตร สารละลายผสมที่ได้มีความเข้มข้นของ H_3O^+ เท่าใด

วิธีทำ

สารละลายกรดไฮโดรคลอริก 1,000 cm³ มีเนื้อกรด 1.5 mol
 สารละลายกรดไฮโดรคลอริก 250 cm³ มีเนื้อกรด $\frac{1.5 \times 250}{1,000} = 0.375 \text{ mol}$
 ดังนั้น สารละลายกรดไฮโดรคลอริกมีเนื้อกรด 0.375 mol

สารละลายกรดไนตริก 1,000 cm³ มีเนื้อกรด 0.5 mol
 สารละลายกรดไนตริก 150 cm³ มีเนื้อกรด $\frac{0.5 \times 150}{1,000} = 0.075 \text{ mol}$
 ดังนั้น สารละลายกรดไนตริกมีเนื้อกรด 0.075 mol

ผสมสารละลายเข้าด้วยกัน สารละลายมีปริมาตร 400 cm³ มีเนื้อกรด $0.375 + 0.075 = 0.45 \text{ mol}$
 เมื่อเติมน้ำลงในสารละลายอีก 100 cm³ สารละลายมีปริมาตร 500 cm³ ยังมีเนื้อกรดเท่าเดิม
 สารละลาย 1,000 cm³ มีกรด $\frac{0.45 \times 1,000}{500} = 0.9 \text{ mol}$
 ดังนั้น สารละลายผสมมีความเข้มข้นของ H_3O^+ เท่ากับ 0.9 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร

ตัวอย่างที่ 4.11

จงคำนวณหาร้อยละการแตกตัวของกรดแอซีติก (CH_3COOH) ในสารละลายที่มีความเข้มข้น 0.2 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร (กำหนดให้ ค่า K_a ของ CH_3COOH มีค่าเท่ากับ 1.8×10^{-5})

วิธีทำ ร้อยละการแตกตัวของ $\text{CH}_3\text{COOH} = \sqrt{\frac{K_a}{C}} \times 100$

$$= \sqrt{\frac{1.8 \times 10^{-5}}{0.2}} \times 100$$

$$= 9.48 \times 10^{-3} \times 100 = 0.948$$

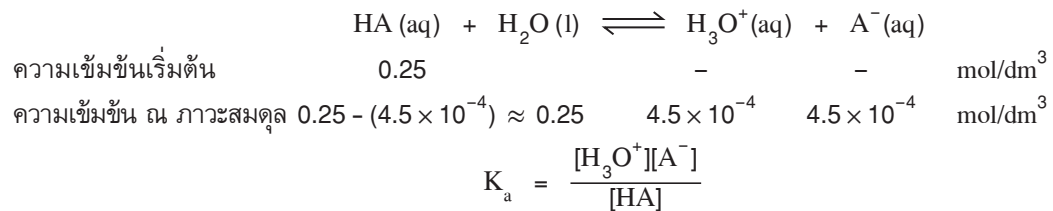
ดังนั้น ร้อยละการแตกตัวของกรดแอซีติกมีค่าเท่ากับ 0.948

ตัวอย่างที่ 4.12

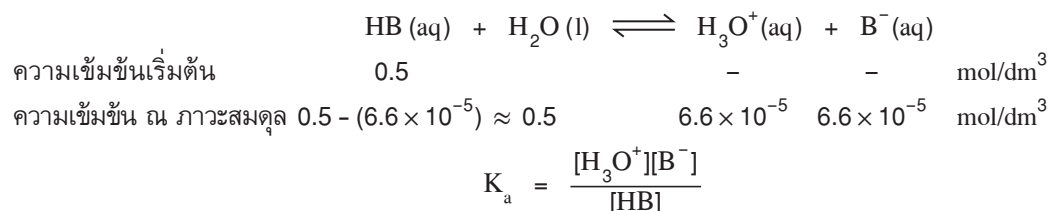
พิจารณาข้อมูลที่กำหนดให้ต่อไปนี้ และเปรียบเทียบความแรงของกรด HA และ HB

ชนิดของกรด	ความเข้มข้นของกรด (mol/dm^3)	ความเข้มข้นของ H^+ (mol/dm^3)
HA	0.25	4.5×10^{-4}
HB	0.50	6.6×10^{-5}

วิธีทำ การพิจารณาความแรงของกรดอ่อนสามารถเปรียบเทียบได้จากค่า K_a ของกรดอ่อน เนื่องจากความแรงของกรดแปรผันตรงกับค่า K_a



$$= \frac{(4.5 \times 10^{-4})(4.5 \times 10^{-4})}{0.25} = 8.10 \times 10^{-7}$$



$$= \frac{(6.6 \times 10^{-5})(6.6 \times 10^{-5})}{0.5} = 8.71 \times 10^{-9}$$

จะได้ว่า K_a ของกรด HA > HB

ดังนั้น ความแรงของกรด HA > HB

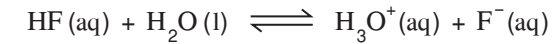
ตัวอย่างที่ 4.13

สารละลายกรด HF เข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร แตกตัวได้ร้อยละ 4 จะมีความเข้มข้นของสาร ณ ภาวะสมดุล อย่างละเท่าใด

วิธีทำ สารละลายกรด HF 100 mol แตกตัวได้ 4 mol

สารละลายกรด HF 0.5 mol แตกตัวได้ $\frac{4 \times 0.5}{100} = 0.02$ mol

สารละลาย HF แตกตัวได้ ดังสมการ



ณ ภาวะสมดุล 0.5 - 0.02 = 0.48 0.02 0.02 mol

ดังนั้น ณ ภาวะสมดุล จะมี HF 0.48 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร มี H_3O^+ 0.02 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร และมี F^- 0.02 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร

ความสามารถในการแตกตัวเป็นไอออนของกรดอ่อนและเบสอ่อนขึ้นอยู่กับอุณหภูมิ โดยเมื่ออุณหภูมิเพิ่มขึ้นการแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อนจะสูงขึ้น

ความเข้มข้นมีผลต่อความสามารถในการแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อน โดยเมื่อความเข้มข้นลดลง ความสามารถในการแตกตัวของกรดอ่อนและเบสอ่อนจะเพิ่มขึ้น

H.O.T.S.

คำถามท้าทายการคิดขั้นสูง

ถ้ากรดอ่อนและเบสอ่อนมีความเข้มข้นเท่ากัน จะทราบได้อย่างไรว่ากรดอ่อนหรือเบสอ่อนชนิดใดแตกตัวได้ดีกว่ากัน

Topic Questions

คำชี้แจง : ให้นักเรียนตอบคำถามต่อไปนี้

- สารต่อไปนี้ HCN Ca(OH)_2 HI KOH CH_3COOH HF NH_3 NH_4OH HBr H_2SO_4 CH_3NH_2 และ N_2H_2 สารใดจัดเป็นกรดแก่ กรดอ่อน เบสแก่ และเบสอ่อน
- สารละลายกรด HB เข้มข้น 3 mol/dm^3 แตกตัวเป็นไอออนได้ร้อยละ 2.5 กรดนี้จะมีค่าความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนเท่าใด
- คำนวณหาร้อยละการแตกตัวของแอมโมเนีย (NH_3) ในสารละลายที่มีความเข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร (กำหนดให้ ค่า K_b ของ NH_3 มีค่าเท่ากับ 1.8×10^{-5})

ที่อุณหภูมิปกติ น้ำสามารถนำไฟฟ้าได้หรือไม่

5 การแตกตัวเป็นไอออนของน้ำ

จากการศึกษาที่ผ่านมาทำให้ทราบว่าน้ำเป็นโมเลกุลโคเวเลนต์มีขั้ว และเป็นตัวทำละลายที่ดี นักเรียนคิดว่าน้ำบริสุทธิ์สามารถแตกตัวเป็นไอออนได้หรือไม่ และจะมีวิธีทดสอบได้อย่างไรให้นักเรียนศึกษาจากการทดลองต่อไปนี้



การทดลอง

ทักษะกระบวนการวิทยาศาสตร์

- การสังเกต
- การทดลอง
- การลงความเห็นจากข้อมูล

จิตวิทยาศาสตร์

- ความสนใจใฝ่รู้
- ความรอบคอบ



วัสดุอุปกรณ์และสารเคมี

1. หลอดทดลองขนาดกลาง
2. เครื่องตรวจการนำไฟฟ้า
3. แอมมิเตอร์
4. น้ำกลั่น



วิธีการทดลอง

1. ใส่ น้ำกลั่น 10 cm³ ลงในหลอดทดลองขนาดกลาง ทดสอบการนำไฟฟ้าด้วยเครื่องตรวจการนำไฟฟ้า และสังเกตความสว่างของหลอดไฟ
2. ต่อแอมมิเตอร์ชนิดที่วัดกระแสไฟฟ้าได้เป็นไมโครแอมป์เข้ากับเครื่องตรวจการนำไฟฟ้า แล้วจุ่มลวดตัวนำของเครื่องตรวจการนำไฟฟ้าลงในน้ำกลั่น อ่านค่ากระแสไฟฟ้า และบันทึกผล
3. อุ่นน้ำกลั่นให้ร้อนประมาณ 60 °C แล้วทดสอบการนำไฟฟ้าเช่นเดียวกับข้อ 2.



คำถามท้ายการทดลอง

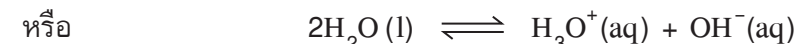
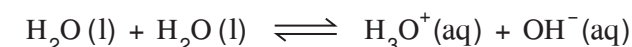
1. นักเรียนทราบได้อย่างไรว่าน้ำกลั่นนำไฟฟ้าได้
2. การเปลี่ยนแปลงอุณหภูมิมีผลต่อการนำไฟฟ้าของน้ำกลั่นหรือไม่ อย่างไร



อภิปรายผลการทดลอง

น้ำกลั่นนำไฟฟ้าได้น้อยมากจนไม่สามารถตรวจสอบได้โดยเครื่องตรวจการนำไฟฟ้า แต่เมื่อใช้แอมมิเตอร์ช่วยในการตรวจ พบว่า เข็มของแอมมิเตอร์เบนไปเล็กน้อย แสดงว่า น้ำกลั่นแตกตัวเป็นไอออนและนำไฟฟ้าได้เล็กน้อย และเมื่อนำน้ำกลั่นไปอุ่นให้ร้อนขึ้น พบว่า เข็มของแอมมิเตอร์เบนไปได้มากกว่าเดิม แสดงว่า น้ำกลั่นแตกตัวเป็นไอออนและนำไฟฟ้าได้มากขึ้นเมื่ออุณหภูมิสูงขึ้น

จากผลการทดลอง พบว่า น้ำบริสุทธิ์แตกตัวเป็นไอออนได้น้อยมาก โดยการแตกตัวของน้ำบริสุทธิ์จะทำให้เกิดไฮโดรเนียมไอออนและไฮดรอกไซด์ไอออน ดังสมการ



$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$K[\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

การแตกตัวของน้ำน้อยมากจนถือว่าความเข้มข้นของน้ำไม่เปลี่ยนแปลง เมื่อนำมาจัดรูปความสัมพันธ์ใหม่ จะได้ค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ แทนด้วยสัญลักษณ์ K_w

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

เมื่อเพิ่มอุณหภูมิให้แก่ น้ำ พบว่า น้ำมีการนำไฟฟ้าได้ดีกว่าที่อุณหภูมิต่ำ แสดงว่า น้ำที่อุณหภูมิสูงแตกตัวได้ดีกว่าน้ำที่อุณหภูมิต่ำ ค่า K_w จึงสูงกว่า โดยค่า K_w ของน้ำที่อุณหภูมิต่าง ๆ แสดงดังตารางที่ 4.6

ตารางที่ 4.6 : ค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ (K_w) ที่อุณหภูมิต่างๆ

อุณหภูมิ (°C)	K_w	อุณหภูมิ (°C)	K_w
0	1.140×10^{-15}	30	1.470×10^{-14}
10	2.920×10^{-15}	40	2.920×10^{-14}
20	6.810×10^{-15}	50	5.470×10^{-14}
25	1.010×10^{-14}	60	9.610×10^{-14}

ดังนั้น ในการระบุค่า K_w ต้องระบุอุณหภูมิด้วยเช่นเดียวกับค่าคงที่อื่น และไม่ระบุหน่วย ยกเว้นในกรณีที่จะนำมาใช้คำนวณความเข้มข้นของไอออน จึงระบุหน่วยของ K_w จากสมการการแตกตัวของน้ำ จะได้ H_3O^+ และ OH^- ที่เกิดขึ้นมีปริมาณโมลเท่ากัน ทำให้ความเข้มข้นของ H_3O^+ และ OH^- มีค่าเท่ากันด้วย

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

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

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

ณ อุณหภูมิ 25 °C
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}} = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

แสดงว่า น้ำบริสุทธิ์ที่อุณหภูมิ 25 องศาเซลเซียส มีความเข้มข้นของ H_3O^+ และ OH^- เท่ากัน คือ 1.0×10^{-7} โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร

การเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออนและไฮดรอกไซด์ไอออนในน้ำ ตามหลักของเลอชาเตอลิเอ เมื่อเติมกรดลงในน้ำจะทำให้ H_3O^+ เพิ่มขึ้น และสมดุลของน้ำเปลี่ยนแปลงไป ดังนั้น ระบบจะปรับตัวเพื่อลดปริมาณของ H_3O^+ โดยจะไปรวมกับ OH^- เกิดเป็นโมเลกุลของน้ำ ในการปรับตัวเมื่อเข้าสู่สมดุลใหม่ต้องใช้ OH^- ในปฏิกิริยา ดังนั้น ความเข้มข้นของ OH^- ในสารละลายจะลดลง ส่วนความเข้มข้นของ H_3O^+ จะมากขึ้น แต่ค่า K_w มีค่าคงที่ แสดงว่า ผลคูณของความเข้มข้นของไอออนทั้งสองมีค่าคงที่ ดังความสัมพันธ์ต่อไปนี้

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

ในทำนองเดียวกัน การเติมเบสลงในน้ำ จะทำให้ภาวะสมดุลของน้ำเปลี่ยนแปลง เมื่อระบบปรับตัวเพื่อเข้าสู่สมดุลอีกครั้ง ความเข้มข้นของ OH^- จะมากกว่า 1.0×10^{-7} โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ส่วนความเข้มข้นของ H_3O^+ จะน้อยกว่า 1.0×10^{-7} โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร

สรุปได้ว่า ในสารละลายที่มีน้ำเป็นตัวทำละลาย จะมีทั้ง H_3O^+ และ OH^- รวมอยู่ด้วยกัน เมื่อความเข้มข้นของไอออนหนึ่งเพิ่มขึ้น ความเข้มข้นของอีกไอออนหนึ่งจะลดลง แต่ผลคูณของ $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$ หรือค่า K_w ยังคงมีค่าเท่ากับ 1.0×10^{-14} เสมอ ที่อุณหภูมิ 25 องศาเซลเซียส

ตัวอย่างที่ 4.14

แก๊ส HCl ปริมาตร 1.12 ลูกบาศก์เดซิเมตร ที่ STP ละลายอยู่ในสารละลายปริมาตร 250 ลูกบาศก์เซนติเมตร ในสารละลายจะมีความเข้มข้นของ H_3O^+ และ OH^- อย่างละเท่าใด

วิธีทำ แก๊ส HCl 1.12 dm³ ที่ STP คิดเป็น $\frac{1.12}{22.4} = 0.05$ mol

สารละลาย 250 cm³ มี HCl อยู่ 0.05 mol

สารละลาย 1,000 cm³ มี HCl อยู่ $\frac{0.05 \times 1,000}{250} = 0.2$ mol

ดังนั้น สารละลายมี $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.2$ mol/dm³

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

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{0.2} = 5 \times 10^{-14} \text{ mol/dm}^3$$

ดังนั้น ในสารละลายจะมี H_3O^+ เข้มข้น 0.2 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร และ OH^- เข้มข้น 5×10^{-14} โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร

Topic Questions

คำชี้แจง : ให้นักเรียนตอบคำถามต่อไปนี้

- การเติมกรดหรือเบสลงในน้ำส่งผลให้ความเข้มข้นของไอออนทั้งสองในสารละลาย รวมถึงสมดุลของน้ำเกิดการเปลี่ยนแปลงอย่างไร
- หยดสารละลาย HCl เข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร 5 หยด ลงในน้ำปริมาตร 10 ลูกบาศก์เดซิเมตร สารละลายที่ได้จะมีความเข้มข้นของ H_3O^+ และ OH^- เท่าใด (กำหนดให้ สารละลาย 20 หยด มีปริมาตร 1 ลูกบาศก์เซนติเมตร)

Prior Knowledge

เกณฑ์ที่ใช้ในการเปรียบเทียบความเป็นกรด-เบสของสารละลาย

6 pH ของสารละลาย

ในสารละลายกรดหรือสารละลายเบสจะมีทั้งไฮโดรเนียมไอออนและไฮดรอกไซด์ไอออนอยู่ในปริมาณที่แตกต่างกัน นักวิทยาศาสตร์จึงได้กำหนดเกณฑ์ในการบอกความเป็นกรด-เบสของสารละลายไว้ ดังนี้

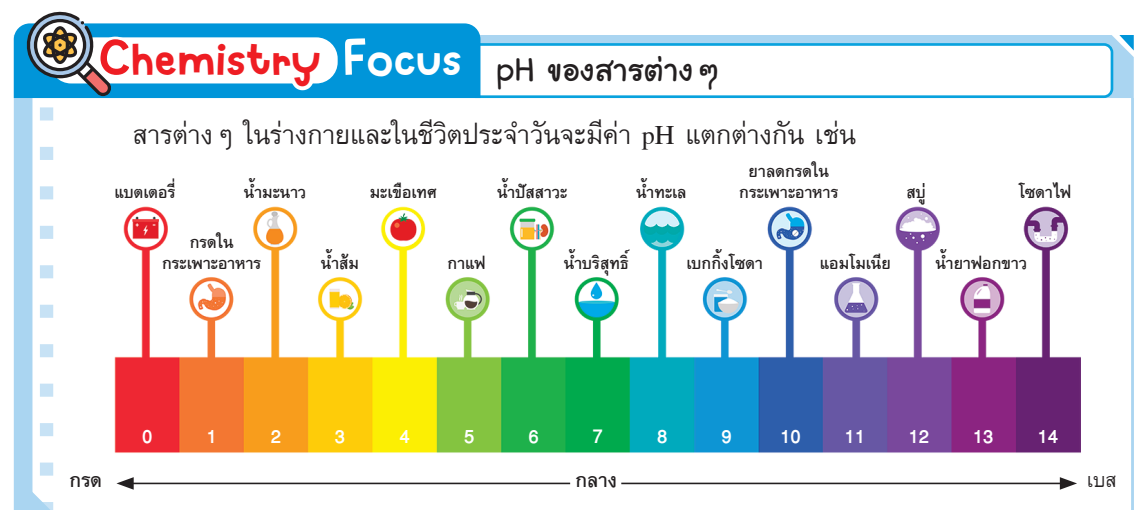
เพื่อความสะดวกในการบอกความเป็นกรด-เบสของสารละลาย จึงกำหนดให้ใช้ความเข้มข้นของ H_3O^+ เป็นเกณฑ์ โดยสารละลายกรดจะมี $[\text{H}_3\text{O}^+]$ มากกว่า 1.0×10^{-7} โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ส่วนสารละลายเบสจะมี $[\text{H}_3\text{O}^+]$ น้อยกว่า 1.0×10^{-7} โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร แต่เนื่องจากความเข้มข้นของ H_3O^+ มีค่าน้อย จึงไม่สะดวกต่อการนำมาใช้งาน ดังนั้น ซอเรน ปีเตอร์ ลอริตซ์ ซอเรนเซน (Soren Peter Lauritz Sorensen) ได้เสนอให้เปลี่ยนค่าความเข้มข้นของ H_3O^+ ให้อยู่ในรูปที่ใช้งานได้สะดวก โดยใช้ความสัมพันธ์ของ log ในการหาค่าความเข้มข้น โดยการหาค่า log ของความเข้มข้น H_3O^+ แล้วคูณด้วย -1 ทำให้เกิดเป็นค่าใหม่ เรียกว่า ค่า pH ซึ่งเท่ากับ $-\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

ค่า pH ของสารละลายที่เป็นกลางสามารถคำนวณได้ ดังนี้

สารละลายที่เป็นกลางจะมี $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log (1.0 \times 10^{-7}) \\ &= 7 \log 10 - \log 1.0 \\ &= 7 - 0 = 7 \end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลายที่เป็นกลางจะมี pH เท่ากับ 7 ส่วนสารละลายที่มีสมบัติเป็นกรดจะมี pH น้อยกว่า 7 และสารละลายที่มีสมบัติเป็นเบสจะมี pH มากกว่า 7



ให้นักเรียนศึกษาการคำนวณหาค่า pH ของสารละลายที่มีความเข้มข้นของ H_3O^+ มากกว่าหรือน้อยกว่า 1.0×10^{-7} โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จากตัวอย่างต่อไปนี้

ตัวอย่างที่ 4.15

สารละลายกรดชนิดหนึ่งมีความเข้มข้นของไฮโดรเนียมไอออน 2×10^{-5} โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร สารละลายนี้จะมี pH เท่าใด

วิธีทำ

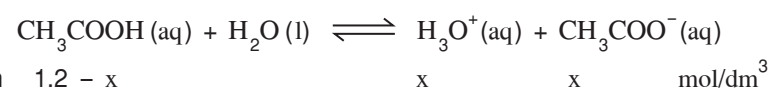
$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log (2 \times 10^{-5}) \\ &= -(\log 2 - 5 \log 10) \\ &= -(0.301 - 5) \\ &= 4.699 = 4.7\end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลายนี้มี pH เท่ากับ 4.7

ตัวอย่างที่ 4.16

จงหาค่า pH ของสารละลายกรดแอซีติก (CH_3COOH) ที่มีความเข้มข้น 1.2 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร (กำหนดให้ ค่า K_a ของกรดแอซีติกมีค่าเท่ากับ 1.8×10^{-5})

วิธีทำ



ความเข้มข้น ณ ภาวะสมดุล $1.2 - x$ x x mol/dm^3

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

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(x)}{1.2}$$

$$\begin{aligned}x &= \sqrt{1.2 \times 1.8 \times 10^{-5}} \\ &= 4.65 \times 10^{-3}\end{aligned}$$

ดังนั้น $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.65 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log (4.65 \times 10^{-3}) \\ &= -(\log 4.65 - 3 \log 10) \\ &= -(0.667 - 3) \\ &= 2.33\end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลายนี้มี pH เท่ากับ 2.33

ตัวอย่างที่ 4.17

สารละลายเบสชนิดหนึ่งมีความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน 5×10^{-4} โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร สารละลายนี้จะมี pH เท่าใด

วิธีทำ

$$\begin{aligned}K_w &= [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \\ 10^{-14} &= [\text{H}_3\text{O}^+] (5 \times 10^{-4}) \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{10^{-14}}{5 \times 10^{-4}} \\ &= 2 \times 10^{-11} \text{ mol/dm}^3 \\ \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log (2 \times 10^{-11}) \\ &= -(\log 2 - 11 \log 10) \\ &= -(0.301 - 11) \\ &= 10.699 = 10.7\end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลายนี้มี pH เท่ากับ 10.7

ตัวอย่างที่ 4.18

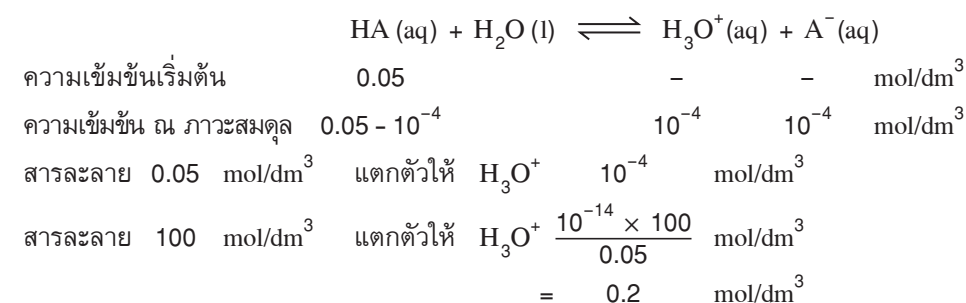
สารละลายกรดอ่อน HA เข้มข้น 0.05 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร แตกตัวให้ $[\text{H}_3\text{O}^+] 10^{-4}$ โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จงหาค่า pH และร้อยละการแตกตัวของสารละลายกรดอ่อน HA

วิธีทำ

คำนวณค่า pH ของสารละลายจาก $[\text{H}_3\text{O}^+]$

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log (10^{-4}) \\ &= 4\end{aligned}$$

การแตกตัวของกรดอ่อน HA เป็นดังนี้



ดังนั้น สารละลายกรดอ่อน HA มีค่า pH เท่ากับ 4 และแตกตัวได้ร้อยละ 0.2

ตัวอย่างที่ 4.19

สารละลายแอมโมเนียปริมาตร 50 ลูกบาศก์เซนติเมตร มี pH เท่ากับ 10 จากนั้นเติมน้ำจนสารละลายมีปริมาตร 200 ลูกบาศก์เซนติเมตร สารละลายที่ได้จะมีค่า pH เท่าใด (กำหนดให้ K_b ของ NH_3 มีค่าเท่ากับ 1.8×10^{-5})

วิธีทำ ก่อนเติมน้ำ สารละลาย NH_3 มี pH = 10 แสดงว่า มี $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-10}$

$$\text{แสดงว่า มี } [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-10}} = 1 \times 10^{-4}$$

$$\text{ก่อนเติมน้ำ } [OH^-]_1 = \sqrt{K_b C_1} \longrightarrow K_b = \frac{(10^{-4})^2}{C_1}$$

$$\text{หลังเติมน้ำ } [OH^-]_2 = \sqrt{K_b C_2} \longrightarrow K_b = \frac{([OH^-]_2)^2}{C_2}$$

หาความเข้มข้นของสารละลายเบสก่อนเติมน้ำและหลังเติมน้ำ

จำนวนโมล NH_3 ก่อนเติมน้ำ = จำนวนโมล NH_3 หลังเติมน้ำ

$$\frac{C_1(50)}{1000} = \frac{C_2(200)}{1000}$$

$$C_1 = 4C_2$$

$$K_b \text{ ก่อนเติมน้ำ} = K_b \text{ หลังเติมน้ำ}$$

$$\frac{(10^{-4})^2}{4C_2} = \frac{([OH^-]_2)^2}{C_2}$$

$$[OH^-]_2 = 5 \times 10^{-5}$$

จาก

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

$$= -\log (5 \times 10^{-5})$$

$$= -(\log 5 - 5 \log 10)$$

$$= -(0.698 - 5) = 4.3$$

ดังนั้น

$$pH = 14 - pOH$$

$$= 14 - 4.3 = 9.7$$

ดังนั้น สารละลายที่ได้จะมี pH เท่ากับ 9.7

Chemistry Focus ค่า pOH

ค่า pOH เป็นค่าที่ใช้บอกความเป็นกรด-เบสของสารละลายได้เช่นเดียวกับค่า pH โดยค่า pOH

จะขึ้นอยู่กับความเข้มข้นของ OH^- ซึ่งสามารถคำนวณได้ ดังนี้

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

และค่า pOH มีความสัมพันธ์กับค่า pH ดังนี้

$$pH = 14 - pOH$$

ความสัมพันธ์ระหว่างความเข้มข้นของ H_3O^+ และ OH^- ในสารละลาย และค่า pH แสดงดังตารางที่ 4.7

ตารางที่ 4.7 : ความสัมพันธ์ระหว่าง pH $[H_3O^+]$ และ $[OH^-]$ ของสารละลายกรด-เบสที่ 25 องศาเซลเซียส

pH	$[H_3O^+]$ (mol/dm ³)	$[OH^-]$ (mol/dm ³)	$[H_3O^+] \times [OH^-]$
1	1.0×10^{-1}	1.0×10^{-13}	1.0×10^{-14}
2	1.0×10^{-2}	1.0×10^{-12}	1.0×10^{-14}
3	1.0×10^{-3}	1.0×10^{-11}	1.0×10^{-14}
4	1.0×10^{-4}	1.0×10^{-10}	1.0×10^{-14}
5	1.0×10^{-5}	1.0×10^{-9}	1.0×10^{-14}
6	1.0×10^{-6}	1.0×10^{-8}	1.0×10^{-14}
7	1.0×10^{-7}	1.0×10^{-7}	1.0×10^{-14}
8	1.0×10^{-8}	1.0×10^{-6}	1.0×10^{-14}
9	1.0×10^{-9}	1.0×10^{-5}	1.0×10^{-14}
10	1.0×10^{-10}	1.0×10^{-4}	1.0×10^{-14}
11	1.0×10^{-11}	1.0×10^{-3}	1.0×10^{-14}
12	1.0×10^{-12}	1.0×10^{-2}	1.0×10^{-14}
13	1.0×10^{-13}	1.0×10^{-1}	1.0×10^{-14}
14	1.0×10^{-14}	1.0×10^{-0}	1.0×10^{-14}

สำหรับสารละลายกรดแก่และเบสแก่ที่มีความเข้มข้นของ H_3O^+ หรือ OH^- ในสารละลายมากกว่า 1 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จะมีค่า pH เกินช่วง 1-14 ได้ กล่าวคือ pH ของสารละลายมีค่า pH น้อยกว่า 1 หรือมากกว่า 14 ก็ได้

ในห้องปฏิบัติการทั่วไป นักเรียนสามารถใช้กระดาษ pH ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ หรือ pH-meter ในการตรวจสอบค่า pH ได้ ซึ่งการใช้ pH-meter จะทำให้สามารถวัดค่า pH ได้อย่างละเอียด

Topic Questions

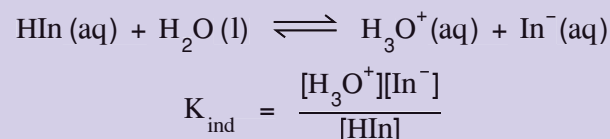
คำชี้แจง : ให้นักเรียนตอบคำถามต่อไปนี้

- กำหนดให้ K_a ของกรด HA HB และ HC มีค่า 10^{-2} 10^{-4} และ 10^{-6} ตามลำดับ ถ้าสารละลายกรดทั้ง 3 ชนิด มีความเข้มข้นเท่ากัน จงเรียงลำดับค่า pH จากมากไปน้อย
- สารละลายกรด HA เข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร แตกตัวเป็นไอออนได้ร้อยละ 6 จะมีค่า pH เท่าใด (กำหนดให้ $\log 3 = 0.4771$)
- สารละลาย KOH มี pH เท่ากับ 11 จะมีความเข้มข้นเท่าใด

สิ่งได้ใช้ในการระบุ
ค่า pH ของสารละลาย

นอกจากนี้ ยังมีสารอีกหลายชนิดที่ใช้ในการตรวจสอบความเป็นกรด-เบสของสารละลายได้ เรียกว่า อินดิเคเตอร์สำหรับกรด-เบส

อินดิเคเตอร์ คือ สารที่ใช้บอกความเป็นกรด-เบสของสารละลายได้ อาจเป็นกรดหรือเบสอ่อน ๆ ซึ่งสามารถเปลี่ยนจากรูปหนึ่งไปเป็นอีกรูปหนึ่งได้ เมื่อ pH ของสารละลายเปลี่ยนแปลงไป ดังนั้น สารประกอบที่เปลี่ยนสีได้ที่ pH เฉพาะตัวจะถูกนำมาใช้เป็นอินดิเคเตอร์ได้ ซึ่งส่วนใหญ่เป็น สารอินทรีย์ที่เป็นกรดอ่อนที่มีสูตรโครงสร้างซับซ้อน จึงใช้ HIn แทนสัญลักษณ์ของอินดิเคเตอร์ เมื่ออินดิเคเตอร์อยู่ในสารละลายจะเกิดสมดุล ดังสมการ



HIn เป็นสัญลักษณ์ของอินดิเคเตอร์ที่อยู่ในรูปกรด (acid form)

In⁻ เป็นสัญลักษณ์ของอินดิเคเตอร์ที่อยู่ในรูปเบส (basic form)

HIn และ In⁻ จะมีสีต่างกันและปริมาณต่างกัน จึงทำให้สีของสารละลายเปลี่ยนแปลงได้ ถ้าปริมาณ HIn มากก็จะมีสีของรูปกรด แต่ถ้ามีปริมาณ In⁻ มากก็จะมีสีของรูปเบส การที่จะมี ปริมาณ HIn หรือ In มากกว่าหรือน้อยกว่านั้น ขึ้นอยู่กับปริมาณ H₃O⁺ ในสารละลาย โดยถ้ามี H₃O⁺ มากก็จะไปรวมกับ In⁻ เกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ ได้ HIn เกิดขึ้นมาก จะเห็นสารละลายในรูป ของ HIn แต่ถ้าในสารละลายมี OH⁻ มาก OH⁻ จะไปทำปฏิกิริยากับ H₃O⁺ ทำให้ H₃O⁺ ลดลง ซึ่งจะมีผลทำให้เกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้าได้ In⁻ มากขึ้น จะเห็นสารละลายในรูปของ In⁻

ช่วง pH ที่อินดิเคเตอร์เปลี่ยนสีจากรูปหนึ่งไปเป็นอีกรูปหนึ่ง สารละลายจะมีสีผสมระหว่าง รูปกรดและรูปเบส เรียกว่า ช่วง pH ของอินดิเคเตอร์ (pH range) ซึ่งหาได้จากค่า K_{ind} ของอินดิเคเตอร์ ดังนี้

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

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

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

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

$$\text{จะเริ่มเห็นสีของรูปกรด เมื่อ } \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \geq 10$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{ind}} - \log 10$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{ind}} - 1$$

$$\text{จะเริ่มเห็นสีของรูปเบส เมื่อ } \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \leq \frac{1}{10}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{ind}} - \log \frac{1}{10}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{ind}} + 1$$

นั่นคือ ช่วง pH ของอินดิเคเตอร์ = pK_{ind} ± 1 หมายความว่า สีของอินดิเคเตอร์จะเริ่มเปลี่ยนแปลงเมื่อ pH = pK_{ind} ± 1 ซึ่งเป็นค่าโดยประมาณ แต่ถ้า [HIn] มากกว่าหรือน้อยกว่า [In⁻] 10 เท่าขึ้นไป ซึ่งอาจถึง 100 เท่า ช่วง pH ของอินดิเคเตอร์ ก็จะเปลี่ยนไป ซึ่งช่วง pH ของอินดิเคเตอร์ที่ถูกต้องของแต่ละอินดิเคเตอร์สามารถหาได้จากการทดลอง ตัวอย่างเช่น เมทิลเรดมีช่วง pH เท่ากับ 4.4-6.2 หมายความว่า สารละลายที่หยดเมทิลเรดลงไปจะเปลี่ยนสีจากรูปกรด (สีแดง) ไปเป็นรูปเบส (สีเหลือง) ในช่วง pH ตั้งแต่ 4.4-6.2 นั่นคือ ถ้า pH < 4.4 จะให้สีแดง (รูปกรด) ถ้า pH อยู่ระหว่าง 4.4-6.2 จะให้สีผสมระหว่างสีแดงกับสีเหลือง คือ สีส้ม และถ้า pH > 6.2 จะให้สีเหลือง (รูปเบส)

ตัวอย่างอินดิเคเตอร์ และช่วง pH ของการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ต่าง ๆ แสดงดังตารางที่ 4.8

ตารางที่ 4.8 : อินดิเคเตอร์ และช่วง pH ของการเปลี่ยนสี

อินดิเคเตอร์	สีในช่วง pH ต่ำ	pH ของช่วงการเปลี่ยนสี	สีในช่วง pH สูง
เจนเซียนไวโอเลต	เหลือง	0.0-2.0	ม่วง
ลูโคมาลาไคท์กรีน (กรด)	เหลือง	0.0-2.0	เขียว
ลูโคมาลาไคท์กรีน (เบส)	เขียว	11.6-14.0	ไม่มีสี
ไทมอลบลู (กรด)	แดง	1.2-2.8	เหลือง
ไทมอลบลู (เบส)	เหลือง	8.0-9.6	น้ำเงิน
เมทิลเยลโลว์	แดง	2.9-4.0	เหลือง
บรอมไทมอลบลู	เหลือง	3.0-4.6	ม่วง
คองโกเรด	ม่วง	3.0-5.0	แดง
เมทิลออเรนจ์	แดง	3.1-4.4	เหลือง

นอกจากอินดิเคเตอร์ที่ทำมาจากสารเคมีต่างๆ แล้ว เรายังสามารถสกัดสารที่มีสีจากพืชธรรมชาติมาใช้เป็นอินดิเคเตอร์ได้ เช่น อัญชัน มีช่วง pH ที่เปลี่ยนสี คือ 1.0-3.0 สีที่เปลี่ยนแปลง คือ แดง-ม่วง กระเจี๊ยบ มีช่วง pH ที่เปลี่ยนสี คือ 6.0-7.0 สีที่เปลี่ยนแปลง คือ แดง-เขียว บานไม่รู้โรย มีช่วง pH ที่เปลี่ยนสี คือ 10.0-12.0 โดยสีที่เปลี่ยนแปลง คือ ม่วง-น้ำเงิน

ตารางที่ 4.8 : อินดิเคเตอร์ และช่วง pH ของการเปลี่ยนสี (ต่อ)

อินดิเคเตอร์	สีของช่วง pH ต่ำ	pH ของช่วงการเปลี่ยนสี	สีของช่วง pH สูง
โบรโมคลีซอลกรีน	เหลือง	3.8–5.4	น้ำเงิน
เมทิลเรด	แดง	4.4–6.2	เหลือง
อะโซลิตมิน (ลิตมัส)	แดง	4.5–8.3	น้ำเงิน
โบรโมครีซอลเพอร์เฟิล	เหลือง	5.2–6.8	ม่วง
โบรโมครีซอลบลู	เหลือง	6.0–7.6	น้ำเงิน
ฟีนอลเรด	เหลือง	6.4–8.0	แดง
เนเซอรัลเรด	แดง	6.8–8.0	เหลือง
ฟีนอล์ฟทาลีน	ไม่มีสี	8.3–10.0	ชมพู
ไทมอล์ฟทาลีน	ไม่มีสี	9.3–10.5	น้ำเงิน
อะลิซารินเยลโลวาร์	เหลือง	10.2–12.0	แดง

อย่างไรก็ตาม อินดิเคเตอร์ชนิดหนึ่ง ๆ จะใช้หาค่า pH ของสารละลายได้อย่างคร่าว ๆ เท่านั้น เช่น เมื่อนำสารละลายมาเติมเมทิลออเรนจ์ลงไป (ช่วง pH ของเมทิลออเรนจ์เท่ากับ 3.0–4.4 และสีที่เปลี่ยนอยู่ในช่วงสีแดง–เหลือง) ถ้าสารละลายมีสีเหลืองหลังจากหยดเมทิลออเรนจ์ แสดงว่า สารละลายนี้มี pH ตั้งแต่ 4.4 ขึ้นไป ซึ่งอาจมีสมบัติเป็นกรด กลาง หรือเบส ก็ได้ ดังนั้น การหาค่า pH ของสารละลายหนึ่ง ๆ อาจจะต้องใช้อินดิเคเตอร์หลาย ๆ ชนิด แล้วนำข้อมูลมาวิเคราะห์ pH ของสารละลายร่วมกัน และหากนำอินดิเคเตอร์แต่ละชนิดมาผสมกันในอัตราส่วนที่เหมาะสมจะได้อินดิเคเตอร์ที่ใช้บอกค่า pH ของสารละลายได้ละเอียดยิ่งขึ้น เรียกอินดิเคเตอร์ผสมนี้ว่า ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์

Topic Questions

คำชี้แจง : ให้นักเรียนตอบคำถามต่อไปนี้

1. ถ้าหยดเมทิลออเรนจ์และโบรโมคลีซอลบลูลงในสารละลายที่มีค่า pH 5.5 สารละลายจะมีสีใด
2. ถ้าหยดไทมอล์ฟทาลีนลงในสารละลายสี ไม่มีสี แล้วสารละลายยังคงสี ไม่มีสีเหมือนเดิม สารละลายดังกล่าวจะมีสมบัติเป็นกรดหรือเบส จงอธิบาย
3. การเลือกใช้อินดิเคเตอร์แต่ละชนิดมีผลอย่างไรต่อการตรวจสอบค่า pH ของสารละลาย

Prior Knowledge

เมื่อนำสารละลายกรด มาทำปฏิกิริยากับ สารละลายเบสจะเกิด การเปลี่ยนแปลงอย่างไร

8 ปฏิกิริยาของกรดและเบส

ไฮโดรเนียมไอออนแสดงสมบัติเป็นกรด ส่วนไฮดรอกไซด์ไอออนแสดงสมบัติเป็นเบส ถ้านำกรดและเบสมาทำปฏิกิริยากัน ไฮโดรเนียมไอออนกับไฮดรอกไซด์ไอออนจะมีส่วนร่วมในการเกิดปฏิกิริยาหรือไม่ นักเรียนจะได้ศึกษาในลำดับต่อไป

8.1 ปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส

จากทฤษฎีกรด-เบสของเบรินสเตด-ลาวรี เมื่อผสมสารละลายกรดและสารละลายเบสเข้าด้วยกัน ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นน่าจะเกิดจากการถ่ายโอนโปรตอน เพื่อให้เกิดความเข้าใจเกี่ยวกับปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสมากขึ้น ให้นักเรียนศึกษาจากการทดลองต่อไปนี้



การทดลอง

ทักษะกระบวนการวิทยาศาสตร์

- การสังเกต
- การทดลอง
- การลงความเห็นจากข้อมูล

จิตวิทยาศาสตร์

- ความสนใจใฝ่รู้
- ความรอบคอบ

ปฏิกิริยาระหว่างกรดซัลฟิวริก และเบเรียมไฮดรอกไซด์



1. ทำการทดลองเพื่อศึกษาปฏิกิริยาระหว่างสารละลาย H_2SO_4 และสารละลาย $Ba(OH)_2$ ได้
2. อธิบายการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้นและเขียนสมการของปฏิกิริยาได้



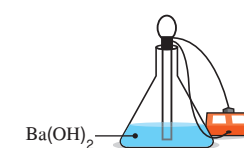
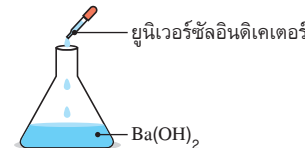
วัสดุอุปกรณ์และสารเคมี

1. ขวดรูปชมพู่
2. หลอดหยด
3. เครื่องตรวจการนำไฟฟ้า
4. ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์
5. สารละลายกรดซัลฟิวริก (H_2SO_4)
6. สารละลายเบเรียมไฮดรอกไซด์ ($Ba(OH)_2$)



วิธีการทดลอง

1. ใส่สารละลาย $Ba(OH)_2$ เข้มข้น 0.2 mol/dm^3 ปริมาตร 20 cm^3 ในขวดรูปชมพู่ แล้วหยด ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ลงไป 2–3 หยด และสังเกตการเปลี่ยนแปลง
2. ต่อชุดเครื่องตรวจการนำไฟฟ้าเข้ากับสารละลายในข้อ 1. และสังเกตการเปลี่ยนแปลง
3. หยดสารละลาย H_2SO_4 เข้มข้น 1 mol/dm^3 ลงไป 2–3 หยด สังเกตการเปลี่ยนแปลง จากนั้น หยดสารละลาย H_2SO_4 ลงไป อีกเรื่อย ๆ พร้อมสังเกตการเปลี่ยนแปลง



▲ ภาพที่ 4.6 การทดลองปฏิกิริยาระหว่างสารละลาย H_2SO_4 และสารละลาย $Ba(OH)_2$ ที่มา : คลังภาพ อจท.

คำถามท้ายการทดลอง

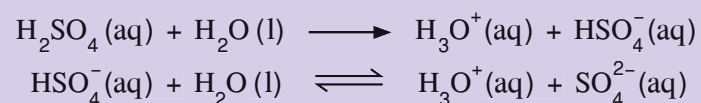
1. เพราะเหตุใดหลอดไฟจึงสว่างเมื่อต่อเครื่องตรวจการนำไฟฟ้าเข้ากับสารละลาย Ba(OH)_2
2. เมื่อหยดสารละลาย H_2SO_4 ลงไปในสารละลาย Ba(OH)_2 เพราะเหตุใดหลอดไฟจึงสว่างน้อยลง
3. เมื่อหยดสารละลาย H_2SO_4 ลงไประยะหนึ่ง เพราะเหตุใดหลอดไฟจึงกลับมาสว่างอีกครั้ง
4. เมื่อสารละลาย Ba(OH)_2 และสารละลาย H_2SO_4 ทำปฏิกิริยากัน สีของยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์จะเป็นสีแดง เพราะเหตุใด

อภิปรายผลการทดลอง

เมื่อหยดยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ลงในสารละลาย Ba(OH)_2 จะได้สารละลายสีม่วง เมื่อนำไปต่อกับชุดเครื่องตรวจการนำไฟฟ้า พบว่า หลอดไฟจะสว่างมาก และเมื่อหยดสารละลาย H_2SO_4 ลงไป พบว่ามีตะกอนสีขาวเกิดขึ้น สารละลายเปลี่ยนเป็นสีฟ้า และหลอดไฟสว่างน้อยลง แต่เมื่อหยดสารละลาย H_2SO_4 ต่อไปเรื่อย ๆ พบว่า สารละลายจะเปลี่ยนเป็นสีเขียว ชมพูอ่อน และชมพูเข้ม ส่วนหลอดไฟจะหรี่ลงมาก แต่สุดท้ายจะกลับมาสว่างเท่าในตอนแรก

จากการทดลอง สามารถสรุปได้ ดังนี้

สารละลายกรดซัลฟิวริกเป็นกรดแก่ เมื่อละลายน้ำแล้วจะแตกตัวเป็นไอออน ดังสมการ



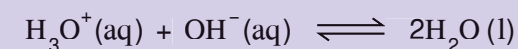
สารละลายเบเรียมไฮดรอกไซด์เป็นเบสแก่ เมื่อละลายน้ำแล้วจะแตกตัวเป็นไอออน ดังสมการ



ในตอนแรกจะเห็นหลอดไฟสว่าง เพราะในสารละลายเบสเกิด Ba^{2+} และ OH^- ซึ่งสามารถทำให้สารละลายนำไฟฟ้าได้ เมื่อจุ่มเครื่องตรวจการนำไฟฟ้าลงไป หลอดไฟจึงสว่าง และเมื่อเติมสารละลาย H_2SO_4 ลงไปในสารละลาย พบว่า หลอดไฟสว่างลดลง เนื่องจาก SO_4^{2-} ไปทำปฏิกิริยากับ Ba^{2+} เกิดเป็น BaSO_4 ซึ่งไม่ละลายน้ำ สารละลายจึงนำไฟฟ้าได้ลดลง และเปลี่ยนจากสีม่วงไปเป็นสีฟ้า และการนำไฟฟ้าของสารละลายจะลดลงเรื่อย ๆ จนถึงจุดที่สารละลายนำไฟฟ้าได้น้อยที่สุด สารละลายจะเปลี่ยนเป็นสีเขียว ซึ่งเป็นจุดที่สารละลาย Ba(OH)_2 กับสารละลาย H_2SO_4 ทำปฏิกิริยาพอดีกัน

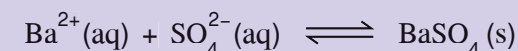
ขณะที่สารละลาย Ba(OH)_2 กับสารละลาย H_2SO_4 ทำปฏิกิริยาพอดีกัน ในสารละลายผสมยังคงมีไอออนที่เกิดจากการแตกตัวของน้ำที่เป็นตัวทำละลายอยู่เล็กน้อย จึงนำไฟฟ้าได้น้อย หลอดไฟจึงสว่างน้อยลง และเมื่อเติมสารละลาย H_2SO_4 ลงไปในสารละลาย Ba(OH)_2 ในปริมาณที่มากเกินไป พบว่า ในสารละลายจะมี H^+ และ SO_4^{2-} กลับเพิ่มขึ้นมาอีก ดังนั้น สารละลายจึงนำไฟฟ้าได้เพิ่มขึ้น หลอดไฟจึงกลับมาสว่างอีกครั้ง

ดังนั้น การทดลองนี้แสดงให้เห็นว่า ปฏิกิริยาระหว่างสารละลายกรดแก่และสารละลายเบสแก่จะเป็นการเกิดปฏิกิริยาระหว่าง H_3O^+ จากกรด และ OH^- จากเบส ดังสมการ



ปฏิกิริยาระหว่าง H_3O^+ จากกรด กับ OH^- จากเบส เกิดเป็นน้ำ เรียกว่า **ปฏิกิริยาการสะเทิน (neutralization reaction)**

ส่วน Ba^{2+} กับ SO_4^{2-} จะทำปฏิกิริยากัน เกิดเป็น BaSO_4 ซึ่งเป็นสารประกอบประเภทเกลือ ดังสมการ



จะเห็นว่า BaSO_4 เป็นเกลือที่ไม่ละลายน้ำ จึงส่งผลให้ความเข้มข้นของไอออนในสารละลายลดลงเรื่อย ๆ สารละลายจึงนำไฟฟ้าได้ลดลงเรื่อย ๆ ซึ่งสังเกตได้จากความสว่างของหลอดไฟที่หรี่ลงจนดับไปในที่สุด

ปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสจะได้เกลือและน้ำเป็นผลิตภัณฑ์ หรืออาจเกิดเกลือเพียงอย่างเดียวก็ได้ ตัวอย่างเช่น

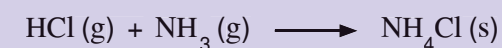
ปฏิกิริยาระหว่างกรดไฮโดรคลอริก (HCl) และโพแทสเซียมไฮดรอกไซด์ (KOH) ดังสมการ



ปฏิกิริยาระหว่างกรดแอสติก (CH_3COOH) กับโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) ดังสมการ



ปฏิกิริยาระหว่างกรดไฮโดรคลอริก (HCl) กับแอมโมเนีย (NH_3) ดังสมการ



ต่อไปนักเรียนจะได้ศึกษาปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบสที่ได้ผลิตภัณฑ์เป็นเกลือที่ละลายน้ำได้จากการทดลองต่อไปนี้



การทดลอง

ทักษะกระบวนการวิทยาศาสตร์

- การสังเกต
- การทดลอง
- การลงความเห็นจากข้อมูล

จิตวิทยาศาสตร์

- ความสนใจใฝ่รู้
- ความรอบคอบ

ปฏิกิริยาระหว่างกรดซัลฟิวริกและโซเดียมไฮดรอกไซด์



จุดประสงค์

1. ทำการทดลองเพื่อศึกษาปฏิกิริยาระหว่างสารละลาย H_2SO_4 และสารละลาย $NaOH$ ได้
2. อธิบายการเปลี่ยนแปลงที่เกิดขึ้น และเขียนสมการของปฏิกิริยาได้



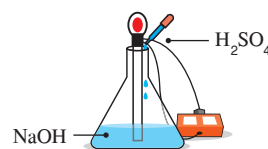
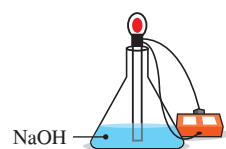
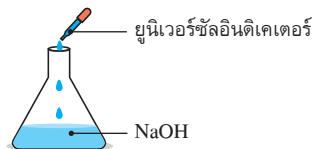
วัสดุอุปกรณ์และสารเคมี

- | | | |
|----------------|-----------------------------|---|
| 1. ขวดรูปชมพู่ | 3. เครื่องตรวจการนำไฟฟ้า | 5. สารละลายกรดซัลฟิวริก (H_2SO_4) |
| 2. หลอดหยด | 4. ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ | 6. สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ ($NaOH$) |



วิธีการทดลอง

1. ใส่สารละลาย $NaOH$ เข้มข้น 0.1 mol/dm^3 ปริมาตร 20 cm^3 ลงในขวดรูปชมพู่ แล้วหยดยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ลงไป 2-3 หยด และสังเกตการเปลี่ยนแปลง
2. ต่อชุดเครื่องตรวจการนำไฟฟ้าเข้ากับสารละลายในข้อ 1. และสังเกตการเปลี่ยนแปลง
3. หยดสารละลาย H_2SO_4 เข้มข้น 1 mol/dm^3 ลงไป 2-3 หยด สังเกตการเปลี่ยนแปลง จากนั้นหยดสารละลาย H_2SO_4 ลงไปอีกเรื่อย ๆ พร้อมสังเกตการเปลี่ยนแปลง



▲ ภาพที่ 4.7 การทดลองปฏิกิริยาระหว่างสารละลาย H_2SO_4 สารละลาย $NaOH$ ที่มา : คลังภาพ อจท.



คำถามท้าทายการทดลอง

การนำไฟฟ้าของสารละลายผสมระหว่าง H_2SO_4 และ $NaOH$ แตกต่างจากการนำไฟฟ้าของสารละลายผสมระหว่าง H_2SO_4 และ $Ba(OH)_2$ หรือไม่ อย่างไร



อภิปรายผลการทดลอง

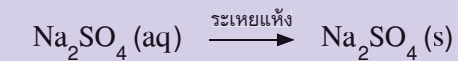
เมื่อหยดยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ลงในสารละลาย $NaOH$ จะได้สารละลายสีม่วง เมื่อนำไปต่อกับชุดเครื่องตรวจการนำไฟฟ้า พบว่า หลอดไฟจะสว่างมาก และเมื่อหยดสารละลาย H_2SO_4 ลงไป พบว่าสารละลายเปลี่ยนเป็นสีฟ้า แต่หลอดไฟยังคงสว่างมาก และเมื่อหยดสารละลาย H_2SO_4 ต่อไปเรื่อย ๆ พบว่า สารละลายจะเปลี่ยนเป็นสีเขียว ชมพูอ่อน และชมพูเข้ม ส่วนหลอดไฟยังคงสว่างมาก

สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์เป็นเบสแก่ เมื่อละลายน้ำแล้วเกิดไอออนในสารละลายดังสมการ



ในช่วงแรกเมื่อหยดยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ลงในสารละลาย สารละลายจะเปลี่ยนเป็นสีม่วง เมื่อหยดสารละลาย H_2SO_4 ลงไปจะทำให้ปริมาณ OH^- ในสารละลายลดลงไปเรื่อย ๆ จนถึงภาวะที่สารละลายเปลี่ยนเป็นสีเขียว ณ ภาวะดังกล่าว OH^- ที่มาจากเบสจะทำปฏิกิริยาพอดีกับ H_3O^+ ที่มาจากการด ซึ่งเรียกปฏิกิริยาดังกล่าวว่า **ปฏิกิริยาการสะเทิน**

ส่วนไอออนอื่นๆ ยังคงละลายอยู่ในสารละลาย ซึ่งในการทดลองนี้ คือ Na^+ และ SO_4^{2-} เมื่อนำสารละลายที่ได้มาระเหยแห้ง จะได้ของแข็งสีขาว ซึ่งก็คือ เกลือโซเดียมซัลเฟต (Na_2SO_4) ปฏิกิริยาที่ได้จากการทดลองนี้สามารถเขียนอธิบายได้ ดังนี้



การทดลองของปฏิกิริยาระหว่างกรดและเบสทั้ง 2 การทดลอง เป็นตัวอย่างที่แสดงให้เห็นว่าเมื่อกรดและเบสทำปฏิกิริยากันจะเกิดเกลือ ซึ่งเกลือที่เกิดขึ้นอาจเป็นตะกอนไม่ละลายน้ำ หรือเกลือบางชนิดสามารถละลายน้ำได้ ต้องระเหยน้ำออกจึงจะกลายเป็นของแข็ง ขึ้นอยู่กับชนิดของกรดและเบสตั้งต้นที่นำมาทำปฏิกิริยาเคมีกัน

ในการทดลองปฏิกิริยาระหว่างกรดและเบสนั้น เมื่อยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์เกิดการเปลี่ยนสีจนสังเกตเห็นว่ากรดและเบสทำปฏิกิริยากันพอดี จะพบว่า ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์เปลี่ยนเป็นสีเขียว ซึ่งในการทดลองระหว่างกรดซัลฟิวริกและแบเรียมไฮดรอกไซด์ พบว่า เมื่อปฏิกิริยาดำเนินไปในช่วงที่ไอออนเหลืออยู่น้อย หลอดไฟจะหรี่ลงเรื่อย ๆ จนกระทั่งดับ กล่าวได้ว่า หากเกลือที่เกิดขึ้นไม่ละลายน้ำ จะสามารถใช้ความสว่างของหลอดไฟในการบอกภาวะที่กรดและเบสทำปฏิกิริยากันพอดี หรือสังเกตจากการเปลี่ยนสีของยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ก็ได้ แต่หากเกลือที่เกิดขึ้นเป็นเกลือที่ละลายในน้ำได้ จะไม่สามารถบอกภาวะที่กรดและเบสทำปฏิกิริยากันพอดีได้โดยการสังเกตความสว่างของหลอดไฟทำได้เพียงติดตามการเปลี่ยนสีของยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์เท่านั้น

H.O.T.S.

คำถามท้าทายการคิดขั้นสูง

สารประกอบประเภทเกลือสามารถเกิดขึ้นจากปฏิกิริยาอื่นได้อีกหรือไม่

8.2 ปฏิกิริยาของกรดหรือเบสกับสารบางชนิด

นักเรียนจะได้ศึกษาปฏิกิริยาของกรดหรือเบสกับสารบางชนิดจากการทดลองต่อไปนี้



การทดลอง

ทักษะกระบวนการวิทยาศาสตร์

- การสังเกต
- การทดลอง
- การตีความหมายข้อมูลและลงข้อสรุป

จิตวิทยาศาสตร์

- ความสนใจใฝ่รู้
- ความรอบคอบ



วัสดุอุปกรณ์และสารเคมี

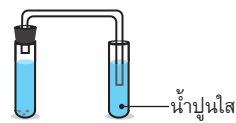
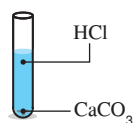
- | | | |
|------------------------------|--|--|
| 1. หลอดทดลองขนาดกลาง | 6. กรวยกรองและกระดาษกรอง | 10. สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) เข้มข้น 0.5 mol/dm^3 |
| 2. ขวดรูปชมพู่ | 7. แคลเซียมคาร์บอเนต (CaCO_3) | 11. สารละลายไอร์ออน (III) คลอไรด์ (FeCl_3) เข้มข้น 0.5 mol/dm^3 |
| 3. ถ้วยกระเบื้อง | 8. น้ำปูนใส | |
| 4. จุกยางที่ต่อกับหลอดนำแก๊ส | 9. สารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) เข้มข้น 0.5 mol/dm^3 | |
| 5. ตะเกียงแอลกอฮอล์ | | |



วิธีการทดลอง

ตอนที่ 1

- ใส่สารละลาย HCl เข้มข้น 0.5 mol/dm^3 ปริมาตร 5 cm^3 ลงในหลอดทดลองขนาดกลาง แล้วใส่ CaCO_3 ขนาดเท่าเม็ด ถั่วเขียวลงไป 2-3 ชิ้น สังเกตการเปลี่ยนแปลง
- นำสารละลายจากข้อ 1. มาปิดจุกยางที่ต่อกับหลอดนำแก๊สทันที แล้วผ่านแก๊สที่เกิดขึ้นลงในน้ำปูนใส
- เมื่อปฏิกิริยาสิ้นสุดนำสารละลายมาแยก CaCO_3 ออก จากนั้นนำสารละลายที่ได้ไประเหยแห้ง สังเกตการเปลี่ยนแปลง



▲ ภาพที่ 4.8 การทดลองปฏิกิริยาระหว่างสารละลาย HCl กับสารละลาย CaCO_3 ที่มา : คลังภาพ อจท.

ปฏิกิริยาระหว่างกรดหรือเบสกับสารบางชนิด

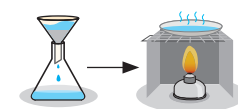
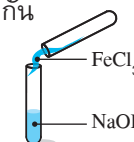
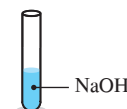


จุดประสงค์

- ทำการทดลองเพื่อศึกษาปฏิกิริยาระหว่างของสารละลาย HCl กับ CaCO_3 และอธิบายการเปลี่ยนแปลงและเขียนสมการของปฏิกิริยาได้
- ทำการทดลองเพื่อศึกษาปฏิกิริยาระหว่างของสารละลาย NaOH กับสารละลาย FeCl_3 และอธิบายการเปลี่ยนแปลงและเขียนสมการของปฏิกิริยาได้

ตอนที่ 2

- ใส่สารละลาย NaOH เข้มข้น 0.5 mol/dm^3 ปริมาตร 2 cm^3 ลงในหลอดทดลองขนาดกลาง
- เติมสารละลาย FeCl_3 เข้มข้น 0.5 mol/dm^3 ปริมาตร 2 cm^3 ลงในหลอดทดลองในข้อ 1. เขย่าให้ผสมกัน
- นำสารละลายจากข้อ 2. มากรอง แล้วนำของเหลวที่ได้ไประเหยแห้ง สังเกตการเปลี่ยนแปลง



▲ ภาพที่ 4.9 การทดลองปฏิกิริยาระหว่างสารละลาย NaOH กับสารละลาย FeCl_3 ที่มา : คลังภาพ อจท.



คำถามท้าทายการทดลอง

เกลือที่เกิดขึ้นจากปฏิกิริยาทั้ง 2 คือสารใด และเกลือทั้ง 2 ชนิดนี้ละลายน้ำได้หรือไม่



อภิปรายผลการทดลอง

ตอนที่ 1 เมื่อใส่ CaCO_3 ลงในสารละลาย HCl พบว่า มีฟองแก๊สเกิดขึ้น เมื่อผ่านแก๊สที่เกิดขึ้นลงในน้ำปูนใส จะทำให้น้ำปูนใสขุ่น และเมื่อนำสารละลายที่เกิดขึ้นไประเหยแห้ง จะได้ของแข็งสีขาว

ตอนที่ 2 เมื่อผสมสารละลาย NaOH และ FeCl_3 เข้าด้วยกัน พบว่า เกิดตะกอนสีน้ำตาลมีลักษณะคล้ายวุ้น เมื่อนำไปกรองตะกอนออก แล้วนำสารละลายที่กรองได้ไประเหยแห้ง จะได้ของแข็งสีขาว

ในการทดลองตอนที่ 1 ปฏิกิริยาระหว่างสารละลาย HCl กับ CaCO_3 จะมีแก๊สเกิดขึ้นซึ่งเมื่อนำไปทดสอบ จะทำให้ทราบว่าเป็นแก๊ส CO_2 และเมื่อนำสารละลายในหลอดทดลองไประเหยแห้ง จะได้ของแข็งสีขาว คือ แคลเซียมคลอไรด์ (CaCl_2) ปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้น แสดงดังสมการ



ในการทดลองตอนที่ 2 เมื่อผสมสารละลาย NaOH กับสารละลาย FeCl_3 จะได้ตะกอนสีน้ำตาล มีลักษณะคล้ายวุ้น คือ ไอร์ออน (III) ไฮดรอกไซด์ ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) เมื่อกรองแยกของเหลวในหลอดไประเหยแห้งจะได้ของแข็งสีขาว คือ โซเดียมคลอไรด์ (NaCl) ปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้น แสดงดังสมการ



กรดและเบสสามารถทำปฏิกิริยากับสารอื่นได้ เกิดเกลือตามชนิดของกรดและเบส หรือชนิดของสารตั้งต้นที่เข้าทำปฏิกิริยากัน เมื่อพิจารณาสูตรของสารประกอบของเกลือชนิดต่าง ๆ พบว่าเกลือเป็นสารประกอบไอออนิกที่ประกอบด้วยไอออนบวกที่ไม่ใช่ H^+ และไอออนลบที่ไม่ใช่ OH^- รวมถึง O^{2-} เกลือที่ละลายน้ำได้ทุกชนิดจัดว่าเป็นสารอิเล็กโทรไลต์แก่ แต่เกลือที่ละลายน้ำจะมีสมบัติความเป็นกรด-เบสที่แตกต่างกันไปขึ้นอยู่กับชนิดของไอออนบวกและไอออนลบ

8.3 ปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส

จากที่ได้ศึกษามา ทำให้ทราบว่าเกลือที่ละลายน้ำได้ อาจได้สารละลายที่มีสมบัติเป็นกรด เบส หรือกลางก็ได้ ต่อไปนักเรียนจะได้ศึกษาว่า เพราะเหตุใดสารละลายเกลือเหล่านั้นจึงมีสมบัติ ที่แตกต่างกันจากการทดลองต่อไปนี้



การทดลอง

ทักษะกระบวนการวิทยาศาสตร์

- การสังเกต
- การทดลอง
- การลงความเห็นจากข้อมูล

จิตวิทยาศาสตร์

- ความสนใจใฝ่รู้
- ความรอบคอบ

การวัด pH ของสารละลายเกลือ โดยใช้ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์



จุดประสงค์

1. ทำการทดลองเพื่อศึกษาความเป็นกรด-เบสของเกลือที่ละลายในน้ำ โดยใช้อินดิเคเตอร์เป็นตัวบ่งชี้ได้
2. อธิบายเหตุผลที่สารละลายเกลือมีสมบัติเป็นกรด เบส หรือกลาง พร้อมเขียนสมการแสดงปฏิกิริยาได้



วัสดุอุปกรณ์และสารเคมี

1. หลอดทดลองขนาดเล็ก
2. หลอดหยด
3. สารละลาย NaCl เข้มข้น 0.1 mol/dm³
4. สารละลาย NH₄Cl เข้มข้น 0.1 mol/dm³
5. สารละลาย CH₃COONa เข้มข้น 0.1 mol/dm³
6. ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์



วิธีการทดลอง

1. ใส่สารละลาย NaCl NH₄Cl และ CH₃COONa เข้มข้น 0.1 mol/dm³ ลงในหลอดทดลองขนาดเล็ก หลอดละชนิด ชนิดละ 3 cm³
2. หยดยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ลงไปหลอดละ 3 หยด เขย่าและสังเกตสีของ สารละลาย จากนั้นนำไปเปรียบเทียบกับสีของยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ ในสารละลายที่มีค่า pH ต่าง ๆ เพื่อตรวจสอบว่าสารละลายที่นำมาทดสอบ มีค่า pH ประมาณเท่าใด



คำถามท้ายการทดลอง

สารละลายของเกลือทั้ง 3 ชนิด มีสมบัติความเป็นกรด-เบสอย่างไร

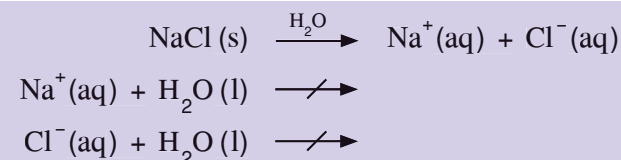


อภิปรายผลการทดลอง

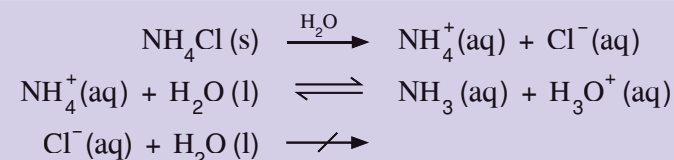
เมื่อนำสารละลายเกลือทั้ง 3 ชนิด มาวัดค่า pH พบว่า สารละลายเกลือโซเดียมคลอไรด์ (NaCl) มีค่า pH = 7 จึงมีสมบัติเป็นกลาง สารละลายเกลือแอมโมเนียมคลอไรด์ (NH₄Cl) มีค่า pH < 7 จึงมีสมบัติเป็นกรด และสารละลายเกลือโซเดียมแอสเตต (CH₃COONa) มีค่า pH > 7 จึงมีสมบัติเป็นเบส

จากการทดลอง พบว่า สารละลายเกลือทั้ง 3 ชนิด มีค่า pH ที่แตกต่างกัน ซึ่งสามารถ อธิบายได้ ดังนี้

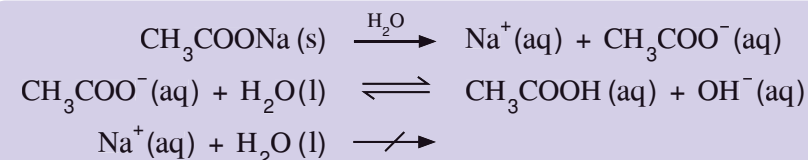
เมื่อนำโซเดียมคลอไรด์ (NaCl) มาละลายน้ำ จะแตกตัวให้โซเดียมไอออน (Na⁺) และ คลอไรด์ไอออน (Cl⁻) โดย Na⁺ เป็นไอออนที่มาจากเบสแก่ และ Cl⁻ เป็นไอออนที่มาจากกรดแก่ ซึ่งจะไม่ทำปฏิกิริยากับน้ำทั้งคู่ ในสารละลายจึงยังคงมีปริมาณ H₃O⁺ และ OH⁻ ที่มาจากการแตกตัว ของน้ำเท่ากัน ส่งผลให้สารละลายที่ได้มีสมบัติเป็นกลาง โดยปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น เป็นดังนี้



เมื่อนำแอมโมเนียมคลอไรด์ (NH₄Cl) มาละลายน้ำ จะแตกตัวให้แอมโมเนียมไอออน (NH₄⁺) และคลอไรด์ไอออน (Cl⁻) โดย NH₄⁺ เป็นไอออนที่มาจากเบสอ่อน ซึ่งจะทำปฏิกิริยากับน้ำได้ H₃O⁺ ส่วน Cl⁻ เป็นไอออนที่มาจากกรดแก่ จะไม่ทำปฏิกิริยากับน้ำ ทำให้สารละลายมี H₃O⁺ มากกว่า OH⁻ ส่งผลให้สารละลายมีค่า pH น้อยกว่า 7 สารละลายจึงมีสมบัติเป็นกรด โดยปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น เป็นดังนี้



เมื่อนำโซเดียมแอสเตต (CH₃COONa) มาละลายน้ำ จะแตกตัวให้โซเดียมไอออน (Na⁺) และแอสเตตไอออน (CH₃COO⁻) โดย Na⁺ เป็นไอออนที่มาจากเบสแก่ จะไม่ทำปฏิกิริยากับน้ำ ส่วน CH₃COO⁻ เป็นไอออนที่มาจากกรดอ่อน ซึ่งจะทำปฏิกิริยากับน้ำได้ OH⁻ ทำให้สารละลาย มี OH⁻ มากกว่า H₃O⁺ ส่งผลให้สารละลายมีค่า pH มากกว่า 7 สารละลายจึงมีสมบัติเป็นเบส โดยปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น เป็นดังนี้



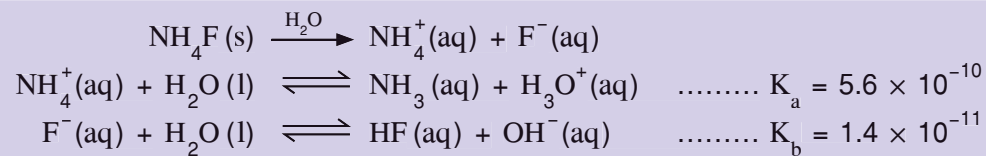
ปฏิกิริยาที่เกิดจากไอออนบวกหรือไอออนลบของเกลือทำปฏิกิริยากับน้ำ ได้ผลิตภัณฑ์ เป็น H₃O⁺ หรือ OH⁻ ในสารละลาย เรียกว่า **ปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสของเกลือ** จึงสรุปได้ว่า NH₄Cl และ CH₃COONa เกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส ส่วน NaCl ไม่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส

ดังนั้น สามารถทำนายสมบัติความเป็นกรด-เบสของเกลือได้ โดยพิจารณาจากชนิดของกรดและเบสที่เข้ามาทำปฏิกิริยากันจนเกิดเกลือขึ้น ซึ่งจำแนกได้เป็น 3 ประเภท ดังนี้

1. เกลือที่ละลายน้ำแล้วมีสมบัติเป็นกลาง เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่
2. เกลือที่ละลายน้ำแล้วมีสมบัติเป็นกรด เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน
3. เกลือที่ละลายน้ำแล้วมีสมบัติเป็นเบส เกิดจากปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่

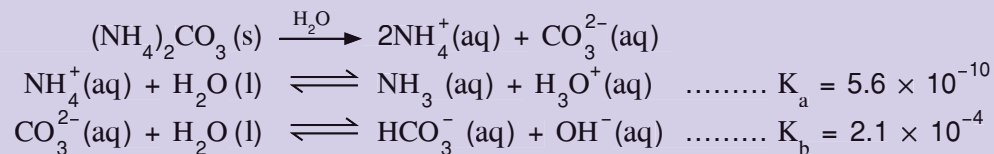
ส่วนเกลือที่เกิดจากกรดอ่อนกับเบสอ่อน เมื่อละลายน้ำแล้วสารละลายที่ได้อาจมีสมบัติเป็นกรด เบส หรือกลางก็ได้ เนื่องจากทั้งไอออนบวกและไอออนลบสามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสได้ ดังนั้น ความเป็นกรด-เบสของสารละลายเกลือจะพิจารณาจากการเปรียบเทียบค่า K_a และ K_b ของไอออนทั้งสอง ดังนี้

1. กรณีที่ $K_a > K_b$ เมื่อ K_a ของไอออนบวกมีค่ามากกว่า K_b ของไอออนลบ สารละลายเกลือที่ได้จะมีสมบัติเป็นกรด เช่น



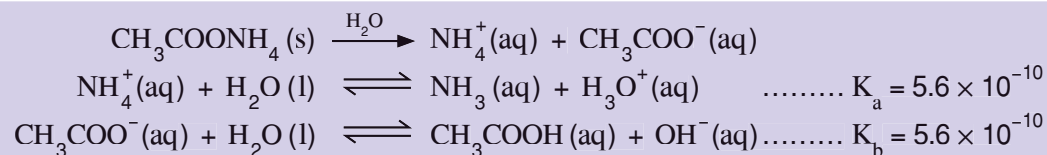
จะเห็นว่า K_a ของ NH_4^+ มีค่ามากกว่า K_b ของ F^- ดังนั้น สารละลาย NH_4F จึงมีสมบัติเป็นกรด

2. กรณีที่ $K_a < K_b$ เมื่อ K_a ของไอออนบวกมีค่าน้อยกว่า K_b ของไอออนลบ สารละลายเกลือที่ได้จะมีสมบัติเป็นเบส เช่น



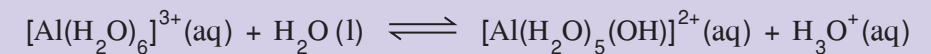
จะเห็นว่า K_a ของ NH_4^+ มีค่าน้อยกว่า K_b ของ CO_3^{2-} ดังนั้น สารละลาย $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ จึงมีสมบัติเป็นเบส

3. กรณีที่ $K_a \approx K_b$ เมื่อ K_a ของไอออนบวกมีค่าใกล้เคียงกับ K_b ของไอออนลบ สารละลายเกลือที่ได้จะมีสมบัติเป็นกลาง เช่น



จะเห็นว่า K_a ของ NH_4^+ มีค่าเท่ากับ K_b ของ CH_3COO^- ดังนั้น สารละลาย $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ จึงมีสมบัติเป็นกลาง

สำหรับเกลือบางชนิดที่ประกอบด้วยไอออนบวกที่มีขนาดเล็กและมีประจุสูง เช่น Al^{3+} Cr^{3+} Fe^{3+} Zn^{2+} Bi^{3+} Be^{2+} กับไอออนลบที่มาจากกรดแก่ เมื่อละลายน้ำแล้ว สารละลายที่ได้จะมีสมบัติเป็นกรด เนื่องจากไอออนบวกจะสร้างพันธะกับน้ำ เกิดเป็นไฮเดรตไอออนที่สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสได้ เช่น AlCl_3 เมื่อละลายน้ำ โมเลกุลของน้ำจะล้อมรอบ Al^{3+} เกิดเป็น $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ซึ่งสามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสได้ ดังนี้



ดังนั้น จึงสรุปได้ว่าไอออนที่เกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสได้ จะต้องเป็นไอออนที่มาจากกรดอ่อนหรือเบสอ่อน ซึ่งโดยทั่วไปปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสจะเกิดขึ้นเพียงประมาณร้อยละ 2-5 เท่านั้น แต่ก็เพียงพอที่จะมีผลต่อ pH ของสารละลาย

H.O.T.S.

คำถามท้าทายการคิดขั้นสูง

เมื่อนำเกลือ KI AlCl_3 KNO_2 และ $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ มาละลายน้ำ เกลือชนิดใดจะมีค่า pH มากที่สุด

Topic Questions

คำชี้แจง : ให้นักเรียนตอบคำถามต่อไปนี้

1. ปฏิกิริยาการสะเทินและปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสคืออะไร
2. เขียนปฏิกิริยาการสะเทินระหว่างกรดกับเบสต่อไปนี้
 HNO_3 กับ LiOH H_2SO_4 กับ $\text{Mg}(\text{OH})_2$
3. สารประกอบของเกลือต่อไปนี้ เกิดจากกรดและเบสชนิดใด
 BaSO_4 NaHCO_3 KI NH_4NO_3 $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ FeSO_4 AlCl_3
4. ไอออนใดในสารประกอบของเกลือต่อไปนี้ สามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสได้
 KNO_3 CH_3COONa NH_4F LiCN NaClO_4 KF $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
5. เมื่อนำเกลือต่อไปนี้มาละลายในน้ำ สารละลายที่ได้จะมีสมบัติเป็นกรด เบส หรือกลาง
 NaCl $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ NH_4NO_3 MgCl_2 $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ KI $\text{CH}_3\text{COONH}_4$



Prior Knowledge

การติดตามการทำปฏิกิริยาระหว่างกรด-เบส สามารถทำได้โดยวิธีการใดบ้าง

9 การไทเทรตกรด-เบส

การไทเทรต (titration) เป็นกระบวนการวิเคราะห์ทางเคมี เพื่อดำเนินการหาปริมาณกรดและเบสที่ทำปฏิกิริยาพอดีกัน แล้วนำไปคำนวณหาความเข้มข้นของกรดหรือเบสที่ต้องการทราบ โดยนักเรียนจะได้ศึกษาวิธีการไทเทรตจากการทดลองต่อไปนี้

การทดลอง

ทักษะกระบวนการวิทยาศาสตร์

- การสังเกต
- การทดลอง
- การลงความเห็นจากข้อมูล

จิตวิทยาศาสตร์

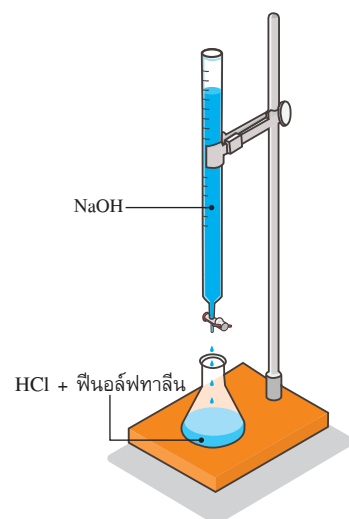
- ความสนใจใฝ่รู้
- ความรอบคอบ

วัสดุอุปกรณ์และสารเคมี

1. ขวดรูปชมพู่
2. หลอดหยด
3. ปิเปตต์
4. บิวเรตต์
5. ขาดังบิวเรตต์
6. สารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl)
7. สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) เข้มข้น 0.1 mol/dm^3
8. ฟีนอล์ฟทาลีน

วิธีการทดลอง

1. ปิเปตต์สารละลาย HCl ปริมาตร 10 cm^3 ใส่ในขวดรูปชมพู่ขนาด 100 cm^3 แล้วหยดฟีนอล์ฟทาลีนลงไป 2-3 หยด
2. บรรจุสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 mol/dm^3 ลงในบิวเรตต์ ไซสารละลายให้เต็มปลายล่างของบิวเรตต์ แล้วปรับระดับของสารละลายในบิวเรตต์ให้ตรงกับขีดใดขีดหนึ่งพร้อมบันทึกปริมาณไว้
3. หยดสารละลาย NaOH ลงในสารละลาย HCl พร้อมกับเขย่าขวดให้สารละลายผสมกัน ทำเช่นนี้จนกระทั่งสารละลายเริ่มเปลี่ยนเป็นสีชมพูอ่อนอย่างถาวร แล้วบันทึกปริมาณของสารละลาย NaOH
4. ทำการทดลองซ้ำข้อ 1.-3. อีก 2 ครั้ง และบันทึกผล
5. หาปริมาตรเฉลี่ยของสารละลาย NaOH ที่ใช้ทำปฏิกิริยาพอดีกับสารละลาย HCl
6. คำนวณความเข้มข้นของสารละลาย HCl ที่ใช้ทำปฏิกิริยา



▲ ภาพที่ 4.11 การไทเทรตหาจุดยุติของปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่
ที่มา : คลังภาพ อจท.

การไทเทรตหาจุดยุติของปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่

จุดประสงค์

1. ทำการทดลองเพื่อศึกษาการหาจุดยุติโดยวิธีการไทเทรตได้
2. คำนวณหาความเข้มข้นของสารละลาย HCl ที่ทำปฏิกิริยาพอดีกับสารละลาย NaOH ได้

คำถามท้าทายการทดลอง

1. pH ของสารละลายผสมจะมีการเปลี่ยนแปลงอย่างไร เมื่อหยดสารละลาย NaOH ลงในสารละลาย HCl
2. เมื่อสิ้นสุดการไทเทรต สารละลาย NaOH ที่ใช้ไปมีปริมาตรเท่าใด

อภิปรายผลการทดลอง

เมื่อหยดฟีนอล์ฟทาลีนลงในสารละลาย HCl จะได้สารละลายใส ไม่มีสี แต่เมื่อหยดสารละลาย NaOH ลงไป pH ของสารละลาย HCl จะเพิ่มขึ้นเรื่อยๆ และอินดิเคเตอร์จะค่อยๆ เปลี่ยนไปเป็นสีชมพูอ่อนอย่างถาวร ซึ่งเป็นจุดสิ้นสุดของการทดลอง และจะได้ปริมาตรของสารละลาย NaOH ที่ทำปฏิกิริยาพอดีกับสารละลาย HCl

ในตอนเริ่มต้นการทดลอง สารละลาย HCl มีสมบัติเป็นกรด เมื่อหยดฟีนอล์ฟทาลีนลงไป จึงไม่เกิดการเปลี่ยนสี แต่เมื่อหยด NaOH ลงไป OH^- จาก NaOH จะไปทำปฏิกิริยากับ H_3O^+ จาก HCl ส่งผลให้ pH ของสารละลายเพิ่มขึ้นเรื่อยๆ จนในตอนท้ายของการทดลอง อินดิเคเตอร์จะเปลี่ยนเป็นสีชมพูอ่อน เรียกว่า **จุดยุติ (end point)** หรือจุดที่สิ้นสุดการทดลอง ซึ่งจะทราบปริมาตรของ NaOH ที่ทำปฏิกิริยาพอดีกับ HCl

จากการทดลอง จะสามารถคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลายกรดที่ไม่ทราบค่า โดยเทียบหาเนื้อโมลของเบสและกรดที่เข้าทำปฏิกิริยาเคมีกันโดยใช้ความสัมพันธ์ ดังนี้

$$\text{จำนวนโมลของกรดหรือเบส} \cdot \text{mol} = \frac{C \cdot V}{1000}$$

ความเข้มข้นของกรดหรือเบส มีหน่วยเป็น โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร (mol/dm^3)
ปริมาตรของกรดหรือเบส มีหน่วยเป็น ลูกบาศก์เซนติเมตร (cm^3)

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นระหว่างสารละลาย HCl และสารละลาย NaOH เป็นดังนี้



จากสมการ จะเห็นว่า สารละลาย HCl 1 โมล ทำปฏิกิริยาพอดีกับสารละลาย NaOH 1 โมล ดังนั้น จะได้ว่า

$$\frac{C_{\text{กรด}} V_{\text{กรด}}}{1000} = \frac{C_{\text{เบส}} V_{\text{เบส}}}{1000}$$

ในการทดลองที่ผ่านมาเป็นวิธีหาปริมาณของสารในสารละลายตัวอย่าง โดยให้ทำปฏิกิริยากับสารละลายที่ทราบความเข้มข้น และวัดปริมาตรของสารละลายทั้งสองที่ทำปฏิกิริยากันพอดี กระบวนการหาปริมาณของสารโดยวิธีนี้ เรียกว่า **การไทเทรต** และการทดลองดังกล่าวใช้การเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ในการระบุจุดยุติของการไทเทรต

ในการไทเทรตจำเป็นต้องทราบความเข้มข้นของสารละลายหนึ่ง แล้วคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลายอีกชนิดหนึ่ง ซึ่งเรียกสารละลายที่ทราบความเข้มข้นแน่นอนนี้ว่า **สารละลายมาตรฐาน** นอกจากนี้ ต้องทราบภาวะที่กรดกับเบสทำปฏิกิริยาพอดีกัน ซึ่งพิจารณาจากการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ที่เติมลงไป ดังนั้น การเลือกใช้อินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมจะช่วยให้การไทเทรตได้ผลที่ถูกต้องมากที่สุด

การไทเทรตระหว่างสารละลาย HCl กับสารละลาย NaOH จะเกิดสารละลาย NaCl และ H₂O เป็นผลิตภัณฑ์ โดยภาวะที่กรดกับเบสทำปฏิกิริยากันพอดี เรียกว่า **จุดสมมูล** (equivalent point) และจากผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้น คือ สารละลาย NaCl ซึ่งมีสมบัติเป็นกลาง ดังนั้น เมื่อสิ้นสุดการไทเทรตสารละลายผสมจึงควรมี pH เท่ากับ 7 แต่จากการทดลอง พบว่า ที่จุดยุติซึ่งเป็นภาวะที่อินดิเคเตอร์ คือ ฟีนอล์ฟทาลีน เปลี่ยนสี มีค่า pH มากกว่า 8.3

ดังนั้น นักเรียนคิดว่าจุดยุติและจุดสมมูลนั้นเป็นจุดเดียวกันหรือไม่ และจะมีวิธีติดตามการเปลี่ยน pH ของสารละลายได้อย่างไร ให้ศึกษาจากการทดลองต่อไปนี้



การทดลอง

ทักษะกระบวนการวิทยาศาสตร์

- การสังเกต
- การทดลอง
- การจัดทำและสื่อความหมายข้อมูล

จิตวิทยาศาสตร์

- ความสนใจใฝ่รู้
- ความรอบคอบ

การไทเทรตหาจุดสมมูลของปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสแก่



จุดประสงค์

1. ทำการทดลองเพื่อหาจุดสมมูลของปฏิกิริยาระหว่างสารละลาย HCl กับสารละลาย NaOH ได้
2. เขียนกราฟของการไทเทรตและหาจุดสมมูลจากกราฟได้

3. บอกค่า pH และปริมาตรของสารละลาย NaOH ที่ทำปฏิกิริยาพอดีกับสารละลาย HCl ณ จุดสมมูลได้
4. อธิบายความแตกต่างระหว่างจุดยุติกับจุดสมมูลได้



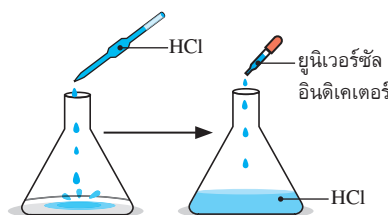
วัสดุอุปกรณ์และสารเคมี

- | | | |
|----------------|---|---|
| 1. ขวดรูปชมพู่ | 4. บิวเรตต์ | 7. สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) เข้มข้น 0.1 mol/dm ³ |
| 2. หลอดหยด | 5. ขาตั้งบิวเรตต์ | 8. ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ |
| 3. ปิเปตต์ | 6. สารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) เข้มข้น 0.1 mol/dm ³ | |



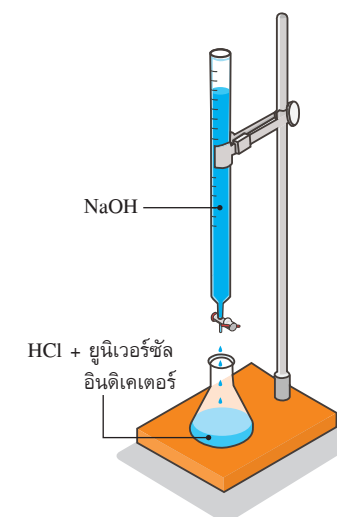
วิธีการทดลอง

1. ปิเปตต์สารละลาย HCl เข้มข้น 0.1 mol/dm³ ปริมาตร 25 cm³ ใส่ในขวดรูปชมพู่ขนาด 100 cm³ แล้วหยดยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ลงไป 5 หยด เขย่าแล้วนำไปเทียบสีหาค่า pH ของสารละลายกับสีของยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์



▲ ภาพที่ 4.12 สารละลาย HCl ที่จะนำไปใช้ในการไทเทรต
ที่มา : คลังภาพ อจท.

2. บรรจุนาOH เข้มข้น 0.1 mol/dm³ ลงในบิวเรตต์ จากนั้นใส่นาOH ครั้งละ 5 cm³ ลงในสารละลาย HCl จำนวน 4 ครั้ง บันทึกค่า pH ของสารละลายผสมทุกครั้งที่ได้มือนาOH ลงไป
3. เติมนาOH ต่อไปอีกครั้งละ 1 cm³ บันทึกค่า pH ทุกครั้งที่เติมนาOH และไทเทรตต่อไปเรื่อย ๆ จนกระทั่งสารละลายเปลี่ยนเป็นสีม่วงน้ำเงิน
4. เติมนาOH ครั้งละ 1 cm³ ต่อไปอีก 3 ครั้ง เปรียบเทียบสีและบันทึกค่า pH ทุกครั้ง
5. นำข้อมูลที่ได้ไปเขียนกราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างค่า pH ของสารละลายกับปริมาตรของ NaOH ที่เติมลงไป



▲ ภาพที่ 4.13 การไทเทรตหาจุดสมมูลระหว่างกรดแก่กับเบสแก่
ที่มา : คลังภาพ อจท.



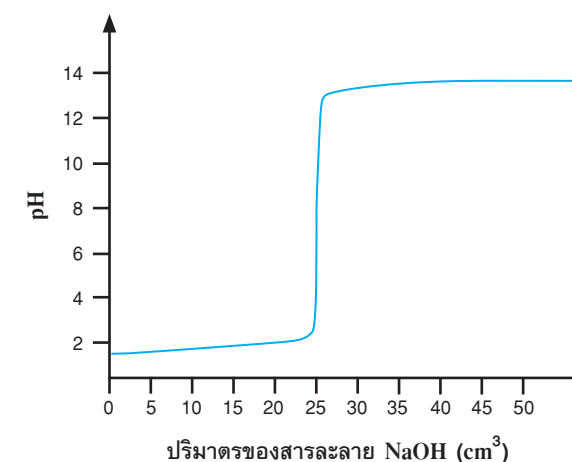
คำถามท้าทายการทดลอง

จุดยุติและจุดสมมูลของปฏิกิริยาระหว่างสารละลาย HCl กับสารละลาย NaOH มีค่า pH เท่ากันหรือไม่อย่างไร



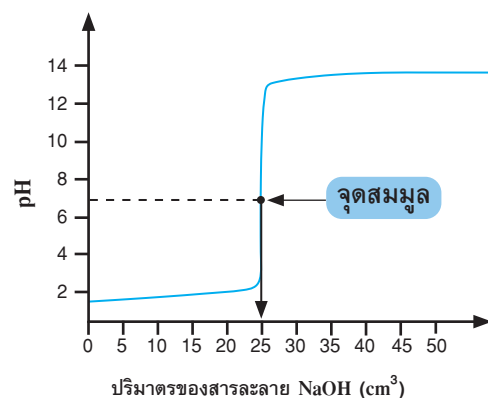
อภิปรายผลการทดลอง

เมื่อนำข้อมูลที่ได้จากการไทเทรตระหว่างสารละลาย HCl กับสารละลาย NaOH มาเขียนกราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่างค่า pH ของสารละลายกับปริมาตรของสารละลาย NaOH ที่เติมลงไป จะได้กราฟ ดังภาพ



▲ ภาพที่ 4.14 กราฟการไทเทรตระหว่างสารละลาย HCl กับสารละลาย NaOH
ที่มา : คลังภาพ อจท.

กราฟแสดงการเปลี่ยนแปลง pH ที่ได้จากการไทเทรต เรียกว่า **กราฟของการไทเทรต** (titration curve) โดยก่อนการไทเทรต สารละลายกรด HCl เข้มข้น 0.1 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร มี pH เท่ากับ 1 เมื่อไทเทรตด้วยสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จะทำให้ปริมาณของ H_3O^+ ในสารละลายลดลง pH ของสารละลายจึงเพิ่มขึ้นอย่างช้า ๆ จนถึงจุดยุติ ซึ่งเป็นภาวะที่อินดิเคเตอร์เปลี่ยนสี ค่า pH ของสารละลายจะเพิ่มขึ้นอย่างรวดเร็ว ทำให้กราฟมีความชันมากที่สุด และมีค่า pH เท่ากับ 3-11 ณ ภาวะนี้ เมื่อเติมสารละลาย NaOH ลงไปเพียง 1 หยด ก็จะทำให้อินดิเคเตอร์เปลี่ยนเป็นสีม่วงน้ำเงิน ซึ่งกราฟของการไทเทรตระหว่างสารละลาย HCl (กรดแก่) กับสารละลาย NaOH (เบสแก่) เป็นดังนี้



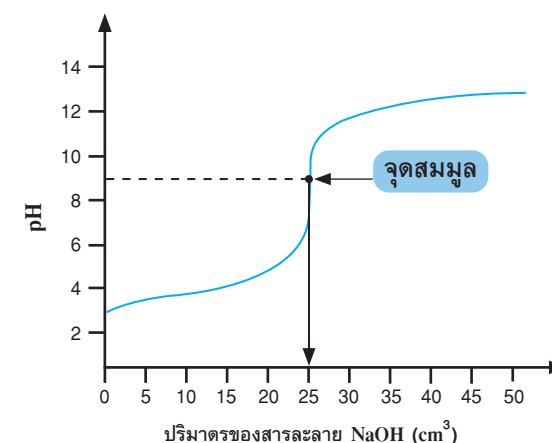
▲ **ภาพที่ 4.15** กราฟของการไทเทรตสารละลาย HCl เข้มข้น 0.1 mol/dm³ ปริมาตร 25 cm³ ด้วยสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 mol/dm³ ที่มา : คลังภาพ อจท.

จากกราฟ จะเห็นว่า เมื่อแบ่งครึ่งกราฟตรงส่วนที่ชันที่สุด แล้วลากเส้นจากจุดที่แบ่งครึ่งไปตั้งฉากกับแนวนอน พบว่า จะตัดแกนนอนที่ 25 ลูกบาศก์เซนติเมตร แสดงว่า สารละลาย HCl เข้มข้น 0.1 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ปริมาตร 25 ลูกบาศก์เซนติเมตร ทำปฏิกิริยาพอดีกับสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ปริมาตร 25 ลูกบาศก์เซนติเมตร ดังนั้น จุดแบ่งครึ่งเส้นกราฟส่วนที่ชันที่สุดนี้ก็คือ จุดสมมูล นั่นเอง ซึ่งเป็นจุดที่สารละลาย HCl กับสารละลาย NaOH ทำปฏิกิริยากันพอดี

จากจุดสมมูล เมื่อลากเส้นขนานกับแกนนอนไปตัดกับแกนตั้ง จะได้ค่า pH เท่ากับ 7 ดังนั้น pH ที่จุดสมมูลของการไทเทรตสารละลาย HCl กับสารละลาย NaOH จึงมีค่าเท่ากับ 7 สารละลายผสมที่ได้จึงควรมีสมบัติเป็นกลาง แต่จากการทดลอง เมื่อใช้ฟีนอล์ฟทาลีนเป็นอินดิเคเตอร์ (เปลี่ยนสีในช่วง pH = 8.3-10.0) จะได้ค่า pH ณ จุดยุติ ประมาณ 8.3 ดังนั้น การใช้ฟีนอล์ฟทาลีนเป็นอินดิเคเตอร์ จึงทำให้จุดยุติในการทดลองนี้ไม่ใช่จุดสมมูลที่กรดและเบสทำปฏิกิริยากันพอดี แต่ก็มีค่าใกล้เคียงกันมาก

นอกจากการไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสแก่แล้ว ยังมีการไทเทรตระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่ กรดแก่กับเบสอ่อน และกรดอ่อนกับเบสอ่อน ซึ่งนักเรียนจะได้ศึกษาในลำดับต่อไป

การไทเทรตระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่ เช่น การไทเทรตสารละลาย CH_3COOH (กรดอ่อน) กับสารละลาย NaOH (เบสแก่) ซึ่งจะได้กราฟของการไทเทรต ดังนี้

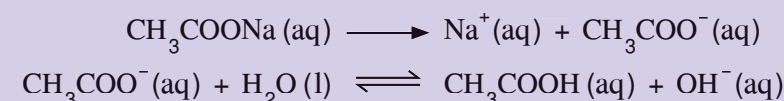


▲ **ภาพที่ 4.16** กราฟของการไทเทรตสารละลาย CH_3COOH เข้มข้น 0.1 mol/dm³ ปริมาตร 25 cm³ ด้วยสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 mol/dm³ ที่มา : คลังภาพ อจท.

จากกราฟ จะเห็นว่า ในตอนแรก pH จะเพิ่มขึ้นอย่างช้า ๆ และจะเพิ่มอย่างรวดเร็วเมื่อใกล้จุดสมมูล แต่ส่วนที่แตกต่างกัน คือ กราฟของการไทเทรตสารละลาย CH_3COOH ด้วยสารละลาย NaOH มี pH ที่จุดเริ่มต้นสูงกว่า เนื่องจากสารละลาย CH_3COOH เป็นกรดอ่อน และช่วงกราฟที่มีความชันมากที่สุดอยู่ในช่วง pH 6-11 โดยค่า pH ที่จุดสมมูลจะมีค่าสูงกว่า 7 คือ มี pH ประมาณ 8.7 ซึ่งอธิบายได้ ดังสมการ

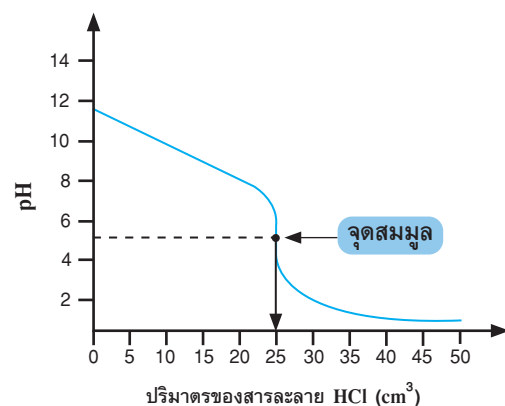


CH_3COONa เมื่อละลายน้ำจะแตกตัวเป็นไอออนได้หมด และ CH_3COO^- จะเกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสกับน้ำต่อไปได้ OH^- ดังสมการ



ดังนั้น ในการไทเทรตสารละลาย CH_3COOH ด้วยสารละลาย NaOH จะได้สารละลายผสมที่มีสมบัติเป็นเบส pH ของสารละลายที่จุดสมมูลจึงมีค่ามากกว่า 7

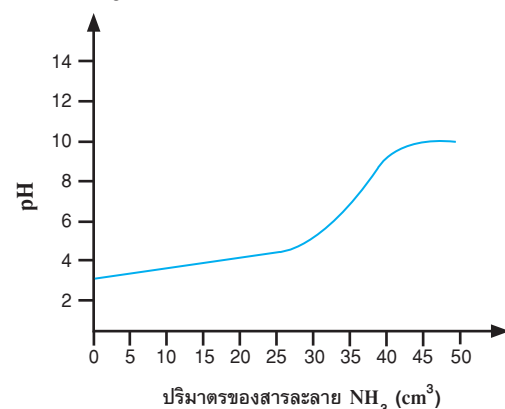
การไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน เช่น การไทเทรตสารละลาย NH_3 (เบสอ่อน) กับสารละลาย HCl (กรดแก่) ซึ่งจะได้กราฟของการไทเทรต ดังนี้



▲ ภาพที่ 4.17 กราฟของการไทเทรตสารละลาย NH_3 เข้มข้น 0.1 mol/dm^3 ปริมาตร 25 cm^3 ด้วยสารละลาย HCl เข้มข้น 0.1 mol/dm^3
ที่มา : คลังภาพ อจท.

จากกราฟ จะเห็นว่า pH ในตอนเริ่มต้นจะสูง แล้วจะลดลงอย่างช้าๆ และจะลดลงอย่างรวดเร็วเมื่อใกล้จุดสมมูล ช่วงกราฟที่มีความชันที่สุดอยู่ในช่วง pH 3–7 โดยค่า pH ที่จุดสมมูลจะมีค่าต่ำกว่า 7 คือ มี pH ประมาณ 5.3

การไทเทรตระหว่างกรดอ่อนกับเบสอ่อน เช่น การไทเทรตสารละลาย CH_3COOH (กรดอ่อน) กับสารละลาย NH_3 (เบสอ่อน) ซึ่งจะได้กราฟของการไทเทรต ดังนี้



▲ ภาพที่ 4.18 กราฟของการไทเทรตสารละลาย CH_3COOH เข้มข้น 0.1 mol/dm^3 ปริมาตร 25 cm^3 ด้วยสารละลาย NH_3 เข้มข้น 0.1 mol/dm^3
ที่มา : คลังภาพ อจท.

จากกราฟ จะเห็นว่า ช่วงของการเปลี่ยนแปลง pH ตรงจุดสมมูลมีความชันน้อยมาก การหาจุดสมมูลจากการไทเทรตระหว่างกรดอ่อนกับเบสอ่อนจึงทำได้ค่อนข้างยาก และไม่มีความเที่ยงตรง ดังนั้น ในทางปฏิบัติจึงไม่นิยมทำการไทเทรตระหว่างกรดอ่อนกับเบสอ่อน

ในการไทเทรตกรดกับเบสจะต้องทราบจุดที่กรดและเบสทำปฏิกิริยาพอดีกัน หรือจุดสมมูล ซึ่งสามารถติดตามได้โดยใช้อินดิเคเตอร์ช่วยบอกจุดยุติของการไทเทรต ดังนั้น จึงจำเป็นต้องเลือกใช้อินดิเคเตอร์ให้เหมาะสม เพื่อให้ pH ที่จุดยุติและจุดสมมูลมีค่าใกล้เคียงกันมากที่สุดต่อไปนักเรียนจะได้ศึกษาว่า การไทเทรตกรดกับเบสคู่หนึ่งโดยใช้อินดิเคเตอร์ต่างชนิดกันจะได้จุดยุติตรงกันหรือไม่ จากการทดลองต่อไปนี้



การทดลอง

ทักษะกระบวนการวิทยาศาสตร์

- การสังเกต
- การทดลอง
- การลงความเห็นจากข้อมูล

จิตวิทยาศาสตร์

- ความสนใจใฝ่รู้
- ความรอบคอบ

การเลือกอินดิเคเตอร์ในการไทเทรตกรด-เบส

จุดประสงค์

สามารถเลือกใช้อินดิเคเตอร์ชนิดที่เหมาะสมในการไทเทรตระหว่างสารละลาย CH_3COOH กับสารละลาย NaOH พร้อมทั้งอธิบายเหตุผลได้



วัสดุอุปกรณ์และสารเคมี

- | | | |
|----------------|-------------------|--|
| 1. ขวดรูปชมพู่ | 4. บิวเรตต์ | 8. สารละลายกรดแอสติก (CH_3COOH เข้มข้น 0.1 mol/dm^3) |
| 2. หลอดหยด | 5. ขาตั้งบิวเรตต์ | 9. สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) เข้มข้น 0.1 mol/dm^3 |
| 3. ปิเปตต์ | 6. ฟีนอล์ฟทาลีน | |
| | 7. เมทิลออเรนจ์ | |



วิธีการทดลอง

1. ปิเปตต์สารละลาย CH_3COOH เข้มข้น 0.1 mol/dm^3 ปริมาตร 10 cm^3 ใส่ในขวดรูปชมพู่ขนาด 100 cm^3 แล้วหยดฟีนอล์ฟทาลีนลงไป 3 หยด
2. บรรจุน้ำสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 mol/dm^3 ลงในบิวเรตต์ บันทึกปริมาตรก่อนการไทเทรต จากนั้นหยดสารละลาย NaOH จากบิวเรตต์ลงในสารละลาย CH_3COOH ที่เตรียมไว้ทีละหยด พร้อมเขย่าขวดทุกครั้งที่ยก จนกระทั่งอินดิเคเตอร์เปลี่ยนสี บันทึกปริมาตรของสารละลายในบิวเรตต์
3. ทำการทดลองเช่นเดียวกับข้อ 1.–2. แต่ใช้เมทิลออเรนจ์แทนฟีนอล์ฟทาลีน



คำถามท้ายการทดลอง

การไทเทรตสารละลาย CH_3COOH กับสารละลาย NaOH ควรเลือกใช้อินดิเคเตอร์ชนิดใด เพราะเหตุใด



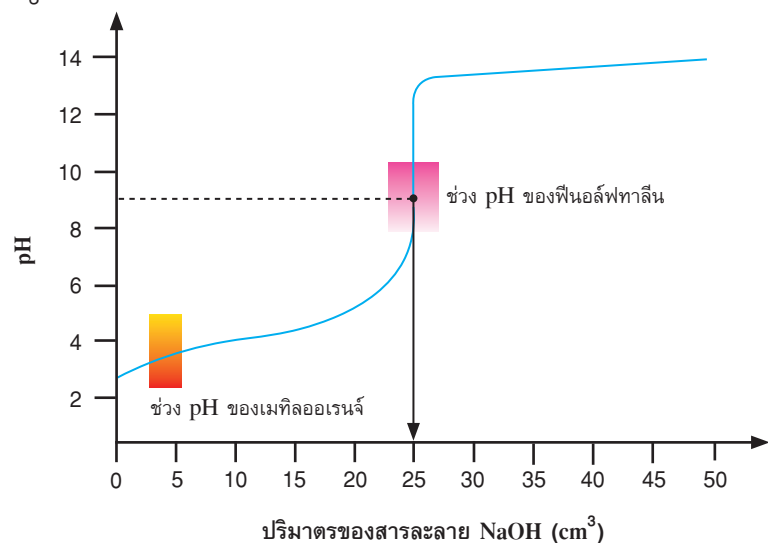
อภิปรายผลการทดลอง

เมื่อใช้ฟีนอล์ฟทาลีนเป็นอินดิเคเตอร์จะใช้ปริมาตรของสารละลาย NaOH มากกว่าเมื่อใช้เมทิลออเรนจ์เป็นอินดิเคเตอร์ แสดงว่า อินดิเคเตอร์ทั้ง 2 ชนิด บอกจุดยุติไม่ตรงกัน



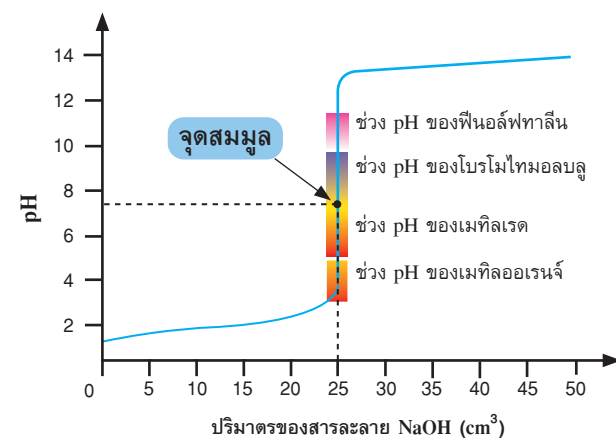
จากการทดลอง เป็นการไทเทรตกรดอ่อนกับเบสแก่ ถ้าใช้สารละลาย CH_3COOH เข้มข้น 0.1 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ปริมาตร 10 ลูกบาศก์เซนติเมตร จะทำปฏิกิริยาพอดีกับสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ปริมาตร 10 ลูกบาศก์เซนติเมตร ได้สารละลายที่มีสมบัติเป็นเบส และ pH ที่จุดสมมูลมีค่าประมาณ 8.7

ในการไทเทรตกรดและเบสคู่นี้ เมื่อใช้ฟีนอล์ฟทาลีนเป็นอินดิเคเตอร์ สารละลายจะเปลี่ยนสีที่ค่า pH 8.3–10.0 เมื่อถึงจุดยุติใช้สารละลาย NaOH ประมาณ 9.8 ลูกบาศก์เซนติเมตร แต่เมื่อใช้เมทิลออเรนจ์เป็นอินดิเคเตอร์ สารละลายจะเปลี่ยนสีที่ค่า pH 3.2–4.4 เมื่อถึงจุดยุติใช้สารละลาย NaOH ไปประมาณ 3.6 ลูกบาศก์เซนติเมตร แสดงว่า การใช้ฟีนอล์ฟทาลีนเป็นอินดิเคเตอร์จะสามารถบอกจุดยุติได้ใกล้เคียงกับจุดสมมูลมากกว่า ดังนั้น ฟีนอล์ฟทาลีนจึงเป็นอินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมมากกว่าในการไทเทรตกรดกับเบสคู่นี้ ซึ่งกราฟของการไทเทรตระหว่างสารละลาย CH_3COOH กับสารละลาย NaOH แสดงดังภาพ



▲ ภาพที่ 4.19 กราฟแสดงช่วงที่มีการเปลี่ยนแปลงสีของอินดิเคเตอร์ชนิดต่าง ๆ ในการไทเทรตระหว่างสารละลาย CH_3COOH ด้วยสารละลาย NaOH ที่มา : คลังภาพ อจท.

การเลือกใช้อินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมสำหรับการไทเทรตกรด-เบส ต้องเลือกใช้อินดิเคเตอร์ที่มีการเปลี่ยนสีของ pH ในช่วงที่กราฟการไทเทรตมีความชันมากที่สุด ตัวอย่างเช่น การไทเทรตกรดแก่ด้วยเบสแก่ เช่น HCl กับ NaOH ซึ่งพบว่า ช่วงที่มีความชันมากที่สุดมีค่า pH 3–11 จึงสามารถเลือกอินดิเคเตอร์ที่เปลี่ยนสีในช่วง pH 3–11 ได้หลายชนิด ได้แก่ เมทิลออเรนจ์ (ช่วง pH 3.2–4.4) เมทิลเรด (ช่วง pH 4.2–6.3) โบรโมไทมอลบลู (ช่วง pH 6.0–7.6) และฟีนอล์ฟทาลีน (ช่วง pH 8.3–10.0) โดยกราฟของการไทเทรตระหว่างสารละลาย HCl กับสารละลาย NaOH แสดงดังภาพ



▲ ภาพที่ 4.20 กราฟแสดงช่วงที่มีการเปลี่ยนแปลงสีของอินดิเคเตอร์ชนิดต่าง ๆ ในการไทเทรตระหว่างสารละลาย HCl ด้วยสารละลาย NaOH ที่มา : คลังภาพ อจท.

Chemistry in Real Life

การไทเทรตถูกนำมาใช้ในการหาปริมาณสารลดกรดในยาลดกรด ซึ่งเมื่อรับประทานยาลดกรดเข้าไปแล้ว จะไปเกิดปฏิกิริยากับกรดไฮโดรคลอริกในกระเพาะอาหาร ทำให้ปริมาณกรดในกระเพาะอาหารลดลง ดังนั้น การไทเทรตหาปริมาณสารลดกรดในยาลดกรดจะทำให้ทราบว่า ในยาลดกรดแต่ละชนิด มีปริมาณสารลดกรดมากน้อยเพียงใด

ตารางที่ 4.9 : อินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมสำหรับการไทเทรตกรด-เบสชนิดต่าง ๆ

กรด-เบส	pH ของสารละลายที่จุดสมมูล	ช่วง pH ในช่วงความชันของกราฟ	อินดิเคเตอร์ที่ใช้ในการไทเทรต
กรดแก่กับเบสแก่	7	3–11	เมทิลออเรนจ์ (ช่วง pH 3.2–4.4) เมทิลเรด (ช่วง pH 4.2–6.3) โบรโมไทมอลบลู (ช่วง pH 6.0–7.6) ฟีนอล์ฟทาลีน (ช่วง pH 8.3–10.0)
กรดอ่อนกับเบสแก่	> 7	7–11	ฟีนอล์ฟทาลีน (ช่วง pH 8.3–10.0)
กรดแก่กับเบสอ่อน	< 7	3–7	เมทิลออเรนจ์ (ช่วง pH 3.2–4.4) เมทิลเรด (ช่วง pH 4.2–6.3)
กรดอ่อนกับเบสอ่อน	ขึ้นอยู่กับชนิดของกรดกับเบส	–	–

Topic Questions

คำชี้แจง : ให้นักเรียนตอบคำถามต่อไปนี้

- ถ้าในน้ำส้มสายชูประกอบด้วยกรดแอสติกชนิดเดียว จะมีวิธีหาความเข้มข้นของกรดแอสติกได้อย่างไร
- ในการไทเทรตสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.2 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ปริมาตร 50 ลูกบาศก์เซนติเมตร กับสารละลาย HCl เข้มข้น 0.2 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร เมื่อเติม HCl ลงไป 45 ลูกบาศก์เซนติเมตร สารละลายที่ได้จะมีค่า pH เท่าใด (กำหนดให้ $\log 1.05 = 0.0212$)
- ระบุอินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมสำหรับบอกจุดยุติในการไทเทรตสารละลายกรดกับเบสต่อไปนี้ พร้อมให้เหตุผลประกอบ H_2SO_4 กับ KOH HI กับ NH_3 HF กับ NaOH



Prior Knowledge

เพราะเหตุใดสารละลายกรดหรือเบสต่างชนิดกันจึงมีค่า pH ต่างกัน

10 สารละลายบัฟเฟอร์

สารละลายต่างชนิดกันจะมีความเข้มข้นของ H_3O^+ ไม่เท่ากัน ส่งผลให้สารละลายมีค่า pH แตกต่างกัน และเมื่อเติมกรดหรือเบสลงในสารละลาย จะทำให้สมดุลระหว่าง H_3O^+

และ OH^- ถูกรบกวน นักเรียนจะได้ศึกษาว่า การเติมกรดหรือเบสลงในสารละลายจะมีผลทำให้ pH ของสารละลายเปลี่ยนแปลงไปอย่างไรจากการทดลองต่อไปนี้



การทดลอง

ทักษะกระบวนการวิทยาศาสตร์

- การสังเกต
- การทดลอง
- การลงความเห็นจากข้อมูล

จิตวิทยาศาสตร์

- ความสนใจใฝ่รู้
- ความรอบคอบ

วัสดุอุปกรณ์และสารเคมี

- | | | |
|-----------------------------|--|--|
| 1. หลอดทดลองขนาดกลาง | 6. สารละลายกรดแอซีติก (CH_3COOH) เข้มข้น 0.3 mol/dm^3 | 8. สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ ($NaOH$) เข้มข้น 1 mol/dm^3 |
| 2. หลอดหยด | | |
| 3. น้ำกลั่น | | 9. สารละลายกรดไฮโดรคลอริก (HCl) เข้มข้น 1 mol/dm^3 |
| 4. น้ำมะนาวสด | 7. สารละลายโซเดียมแอซีเตต (CH_3COONa) เข้มข้น 0.3 mol/dm^3 | |
| 5. ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ | | |

วิธีการทดลอง

1. ใส่ น้ำกลั่น ลงในหลอดทดลองขนาดกลาง 2 หลอด หลอดละ 4 cm^3 จากนั้นหยดยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ลงไปหลอดละ 2-3 หยด เขย่าและสังเกตสีของสารละลาย
2. หยดสารละลาย $NaOH$ เข้มข้น 1 mol/dm^3 ลงในหลอดที่ 1 จำนวน 1 หยด และหยดสารละลาย HCl เข้มข้น 1 mol/dm^3 ลงในหลอดที่ 2 จำนวน 1 หยด สังเกตการเปลี่ยนแปลง
3. ใส่สารละลาย CH_3COOH เข้มข้น 0.3 mol/dm^3 ลงในหลอดทดลองขนาดกลางอีก 2 หลอด หลอดละ 2 cm^3 จากนั้นเติมสารละลาย CH_3COONa เข้มข้น 0.3 mol/dm^3 ลงไปหลอดละ 2 cm^3 เขย่าให้เข้ากัน แล้วหยดยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ลงไปหลอดละ 2-3 หยด เขย่าและสังเกตสีของสารละลาย
4. หยดสารละลาย $NaOH$ เข้มข้น 1 mol/dm^3 ลงในหลอดที่ 1 จำนวน 1 หยด และหยดสารละลาย HCl เข้มข้น 1 mol/dm^3 ลงในหลอดที่ 2 จำนวน 1 หยด สังเกตการเปลี่ยนแปลง
5. ทำเช่นเดียวกับข้อ 1.-2. แต่ใช้น้ำมะนาวสด ปริมาตร 8 cm^3 แทนน้ำกลั่น สังเกตการเปลี่ยนแปลง



คำถามท้ายการทดลอง

1. เมื่อเติมสารละลาย $NaOH$ หรือสารละลาย HCl ลงในน้ำกลั่น สารละลายผสมของ CH_3COOH กับ CH_3COONa และน้ำมะนาวสด ค่า pH ของสารละลายเปลี่ยนแปลงหรือไม่ อย่างไร
2. สารละลายผสมของ CH_3COOH กับ CH_3COONa มีสมบัติอย่างไร
3. จากการทดลอง สารใดสามารถควบคุม pH ได้ดีเมื่อเปรียบเทียบกับสารอื่น

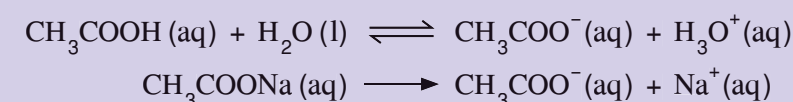


อภิปรายผลการทดลอง

เมื่อเติมสารละลาย $NaOH$ หรือสารละลาย HCl จำนวนเล็กน้อยลงในน้ำกลั่น ทำให้ค่า pH ของน้ำเปลี่ยนแปลงไปอย่างมาก สังเกตได้จากการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ แต่เมื่อเติมสารละลาย $NaOH$ หรือสารละลาย HCl จำนวนเท่ากันลงในสารละลายผสมของ CH_3COOH กับ CH_3COONa ค่า pH ของสารละลายผสมจะเปลี่ยนแปลงไปน้อยมาก จึงกล่าวได้ว่า สารละลายผสมของ CH_3COOH กับ CH_3COONa มีสมบัติในการควบคุม pH

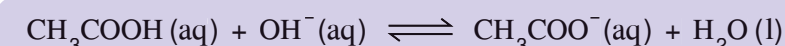
สารที่มีสมบัติในการควบคุม pH ของสารละลายให้คงที่ เมื่อเติมกรดแก่หรือเบสแก่ลงไป ในสารละลายจำนวนเล็กน้อย เรียกว่า สารละลายบัฟเฟอร์ (buffer solution) ซึ่งจากการทดลอง สารละลายผสมของ CH_3COOH กับ CH_3COONa จัดเป็นสารละลายบัฟเฟอร์ โดยสามารถอธิบาย การควบคุม pH ของสารละลายได้ ดังนี้

เมื่อผสมสารละลาย CH_3COOH กับสารละลาย CH_3COONa จะเกิดการแตกตัว ดังนี้

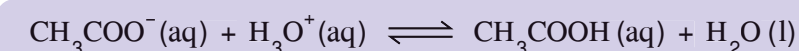


ในสารละลายจึงมีโมเลกุลของ CH_3COOH CH_3COO^- H_3O^+ และ Na^+

เมื่อเติมสารละลายเบส เช่น สารละลาย $NaOH$ ลงไป OH^- จากเบสจะไปทำปฏิกิริยากับ CH_3COOH เกิดเป็น CH_3COO^- ดังสมการ



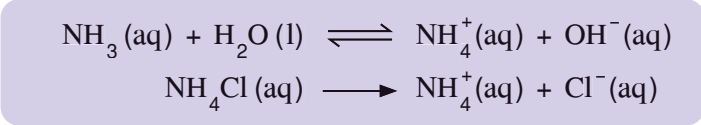
เมื่อเติมสารละลายกรด เช่น สารละลาย HCl ลงไป H_3O^+ จากกรดจะไปทำปฏิกิริยากับ CH_3COO^- เกิดเป็น CH_3COOH ดังสมการ



จะเห็นว่า การเติมกรดหรือเบสลงไปในการละลายผสมของ CH_3COOH กับ CH_3COONa จะทำให้ความเข้มข้นของ H_3O^+ มีค่าคงที่ หรือเปลี่ยนแปลงน้อยมาก จึงทำให้ค่า pH คงที่ หรือเปลี่ยนแปลงเพียงเล็กน้อยเท่านั้น และจะสังเกตได้ว่า CH_3COOH กับ CH_3COO^- เป็นคู่กรด-เบสกัน ดังนั้น จึงกล่าวได้ว่า ระบบบัฟเฟอร์นี้ประกอบด้วยสารละลายผสมของกรดอ่อน (CH_3COOH) และเกลือของกรดอ่อน (CH_3COO^-) และเรียกระบบนี้ว่า **บัฟเฟอร์กรด**

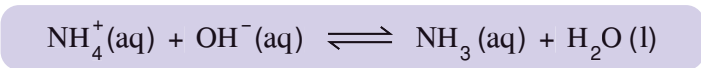
นอกจากสารละลายผสมระหว่างกรดอ่อนและเกลือของกรดอ่อนจะจัดเป็นสารละลายบัฟเฟอร์แล้ว สารละลายผสมระหว่างเบสอ่อนและเกลือของเบสอ่อนก็จัดเป็นสารละลายบัฟเฟอร์เช่นกัน ตัวอย่างเช่น สารละลายผสมของ NH_3 กับ NH_4Cl โดยสามารถอธิบายการควบคุม pH ของสารละลายได้ ดังนี้

เมื่อผสมสารละลาย NH_3 กับสารละลาย NH_4Cl จะเกิดการแตกตัว ดังนี้

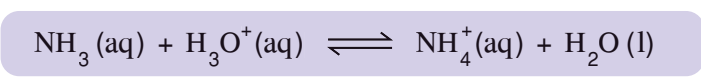


ในสารละลายจึงมีโมเลกุลของ NH_3 NH_4^+ OH^- และ Cl^-

เมื่อเติมสารละลายเบส เช่น สารละลาย NaOH ลงไป OH^- จากเบสจะไปทำปฏิกิริยากับ NH_4^+ เกิดเป็น NH_3 ดังสมการ



เมื่อเติมสารละลายกรด เช่น สารละลาย HCl ลงไป H_3O^+ จากกรดจะไปทำปฏิกิริยากับ NH_3 เกิดเป็น NH_4^+ ดังสมการ



การเติมกรดหรือเบสปริมาณเล็กน้อยลงไปในการละลายผสมของ NH_3 กับ NH_4Cl จะทำให้ความเข้มข้นของ H_3O^+ เปลี่ยนแปลงน้อยมาก และค่า pH เปลี่ยนแปลงเพียงเล็กน้อย ดังนั้น สารละลายผสมระหว่างเบสอ่อน (NH_3) กับเกลือของเบสอ่อน (NH_4^+) จึงแสดงสมบัติเป็นบัฟเฟอร์ได้เช่นกัน และเรียกระบบนี้ว่า **บัฟเฟอร์เบส**

เพื่อให้เกิดความเข้าใจเกี่ยวกับสมบัติของสารละลายบัฟเฟอร์ที่สามารถควบคุม pH ของสารละลายให้คงที่ หรือเปลี่ยนแปลงไปน้อยมาก เมื่อเติมกรดหรือเบสลงไปเล็กน้อย ให้ศึกษาจากตัวอย่างในตารางที่ 4.10

ตารางที่ 4.10 : การเปลี่ยนแปลง pH ในน้ำกลั่นและสารละลายบัฟเฟอร์ เมื่อเติมกรดหรือเบส จำนวนเล็กน้อย

สารละลาย	pH	pH ที่เปลี่ยนแปลง
น้ำกลั่น 1,000 cm ³	7	–
น้ำกลั่น + 0.01 mol HCl	2	5
น้ำกลั่น + 0.01 mol NaOH	12	5
สารละลายบัฟเฟอร์ 1,000 cm ³ (0.01 mol/dm ³ CH ₃ COOH + 0.01 mol/dm ³ CH ₃ COONa)	4.74	–
สารละลายบัฟเฟอร์ + 0.01 mol HCl	4.66	0.08
สารละลายบัฟเฟอร์ + 0.01 mol NaOH	4.83	0.09

ที่มา : Hein M., Best L. and Pattison S. College Chemistry. 3rd ed.; Brooks/Cole Publishing Company, 1984

นอกจากสารละลายบัฟเฟอร์ที่เป็นสารละลายกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อน หรือสารละลายเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อนแล้ว ยังมีสารละลายบัฟเฟอร์ที่เกิดจากสารอื่น ๆ ซึ่งเป็นสารละลายที่ประกอบด้วยคู่กรด-เบส ดังตารางที่ 4.11

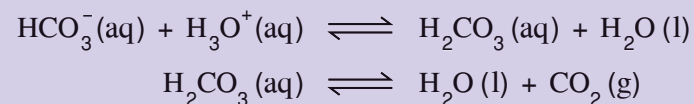
ตารางที่ 4.11 : ตัวอย่างสารละลายบัฟเฟอร์ และคู่กรด-เบสในสารละลายบัฟเฟอร์

สารละลายบัฟเฟอร์	กรด	คู่เบส
สารละลายของกรด CH_3COOH และเกลือ CH_3COONa	CH_3COOH	CH_3COO^-
สารละลายของกรด H_3PO_4 และเกลือ NaH_2PO_4	H_3PO_4	H_2PO_4^-
สารละลายของเกลือ NaH_2PO_4 และเกลือ NaHPO_4	H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}
สารละลายของกรด H_2CO_3 และเกลือ NaHCO_3	H_2CO_3	HCO_3^-
สารละลายของเกลือ NaHCO_3 และเกลือ Na_2CO_3	HCO_3^-	CO_3^{2-}
สารละลายของเกลือ NH_4Cl และเบส NH_3	NH_4^+	NH_3

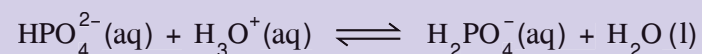
จากการศึกษาความเป็นกรด-เบสของสารละลายในสิ่งมีชีวิตและสิ่งแวดล้อม พบว่า สารละลายในสิ่งมีชีวิตและสิ่งแวดล้อมมีค่า pH เฉพาะตัว บางชนิดมีค่า pH สูงกว่า 7 บางชนิดมีค่า pH ต่ำกว่า 7 ซึ่งถ้าค่า pH ของสารละลายต่าง ๆ เปลี่ยนแปลงไปมากก็อาจส่งผลกระทบต่อสิ่งมีชีวิตและสิ่งแวดล้อมรอบตัวเราได้

ในร่างกายของคนก็จะอาศัยระบบบัฟเฟอร์ในการควบคุมค่า pH ของของเหลวต่าง ๆ เช่น $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ จะควบคุมค่า pH ของพลาสมาในเลือดให้มีความอยู่ที่ 7.3–7.4 ส่วน $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ เกี่ยวข้องกับการทำงานของไต

เมื่อมีกรดชนิดต่าง ๆ เกิดขึ้นในร่างกายจากการทำกิจกรรมต่าง ๆ จะส่งผลให้ค่า pH ของเลือดเปลี่ยนแปลงไป ระบบบัฟเฟอร์ $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ ในเลือดจะเข้าทำปฏิกิริยา เพื่อลดความเข้มข้นของกรด ดังสมการ



แก๊ส CO_2 ที่เกิดขึ้นจะถูกขับออกจากเลือดทางปอด โดยการหายใจออก ส่วนบัฟเฟอร์ $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ จะทำหน้าที่ลดกรดในเซลล์ของร่างกาย ดังสมการ

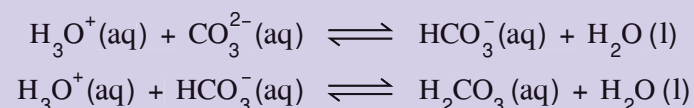


H_2PO_4^- ที่เกิดขึ้นจะถูกขับออกมากับปัสสาวะ

จะเห็นว่า การเปลี่ยนแปลงในร่างกายที่ทำให้เกิดกรดจะเกิดขึ้นอยู่เสมอในชีวิตประจำวัน แต่ระบบบัฟเฟอร์ในร่างกายสามารถลดความเข้มข้นของกรดที่เกิดขึ้นได้

ส่วนสารละลายบัฟเฟอร์ในสิ่งแวดล้อมที่สำคัญ คือ น้ำทะเล โดยได้มีการวัดค่า pH ของน้ำทะเลบริเวณส่วนที่อยู่ใกล้ผิวโลก พบว่า มีค่า pH ค่อนข้างคงที่ในช่วง pH เท่ากับ 8.1–8.2 และเมื่อทดลองเติมกรด HCl เข้มข้น จำนวน 2–3 หยด ลงในน้ำทะเลปริมาตร 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร พบว่า วัดค่า pH ของสารละลายได้ประมาณ 8 แต่เมื่อเติมกรด HCl เข้มข้น ลงในน้ำกลั่นปริมาตร 1 ลูกบาศก์เดซิเมตร จะวัดค่า pH ของสารละลายได้ประมาณ 2–3 ดังนั้น จึงสรุปได้ว่า น้ำทะเลมีระบบบัฟเฟอร์ที่สามารถควบคุมค่า pH ไว้ได้

ในน้ำทะเลมีไอออนที่มีบทบาทสำคัญในการควบคุม pH ในน้ำทะเล ได้แก่ H_2CO_3 HCO_3^- และ CO_3^{2-} ซึ่งเมื่อเติมกรดลงในน้ำทะเล จะเกิดปฏิกิริยากับไอออนในน้ำทะเล ดังสมการ

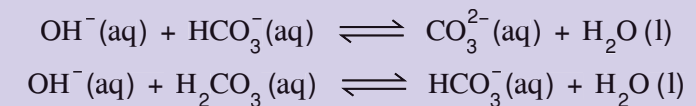


ถ้าในน้ำทะเลมี CaCO_3 ปนอยู่ด้วย จะเกิดปฏิกิริยากับกรดได้ ดังสมการ

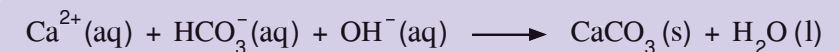


ดังนั้น กรด (H_3O^+) ที่เติมลงไป จึงไม่ส่งผลให้ค่า pH ของสารละลายเปลี่ยนแปลง

เมื่อเติมเบสลงในน้ำทะเล H_2CO_3 และ HCO_3^- จะควบคุมปริมาณ OH^- ของสารละลายเบสได้ ดังสมการ

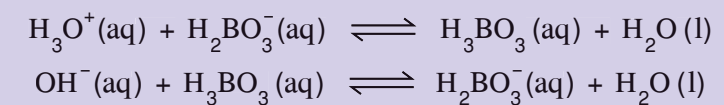


HCO_3^- สามารถทำปฏิกิริยากับ Ca^{2+} ในน้ำทะเลได้ จะได้ CaCO_3 ซึ่งไม่ละลายน้ำ และตกตะกอนลงมา ดังสมการ



แสดงว่า HCO_3^- สามารถกำจัด OH^- จากเบสที่เติมลงไปได้

นอกจากนี้ ปฏิกิริยาของกรดอ่อนและไอออนอื่น ๆ ในน้ำทะเลก็อาจมีส่วนช่วยควบคุม pH ของน้ำทะเลได้ เช่น H_3BO_3 และ H_2BO_3^- ซึ่งจะสามารถควบคุม pH ได้ ดังสมการ



นักเรียนจะได้ศึกษาเกี่ยวกับการควบคุมความเป็นกรด-เบสของระบบบัฟเฟอร์ในสิ่งมีชีวิต และสิ่งแวดล้อมเพิ่มเติมได้ในระดับสูงต่อไป

Topic Questions

คำชี้แจง : ให้นักเรียนตอบคำถามต่อไปนี้

1. สารละลายที่ประกอบด้วยสารต่อไปนี้ จัดเป็นบัฟเฟอร์หรือไม่ เพราะเหตุใด
 HNO_3 กับ NaNO_3 NH_3 กับ NH_4Br CH_3COONa กับ CH_3COOH
2. ผสมสารละลาย HCl เข้มข้น 1.0 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จำนวน 50 ลูกบาศก์เซนติเมตร กับสารละลาย NH_3 เข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จำนวน 50 ลูกบาศก์เซนติเมตร สารละลายผสมจัดเป็นสารละลายบัฟเฟอร์หรือไม่ เพราะเหตุใด
3. เขียนสมการปฏิกิริยาการควบคุม pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ เมื่อเติมกรดและเบสที่กำหนดให้ลงไป
สารละลายบัฟเฟอร์ $\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-$ สารละลายบัฟเฟอร์ $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$
4. เขียนสมการแสดงปฏิกิริยาการควบคุมบัฟเฟอร์ในไตของมนุษย์



กรด-เบสในชีวิตประจำวัน

สารละลายกรดและเบสมีทั้งที่เกิดขึ้นเองตามธรรมชาติและที่สังเคราะห์ขึ้น ซึ่งสารละลายกรดและเบสมีความสำคัญต่อชีวิตประจำวันอย่างมาก โดยถูกนำมาใช้ประโยชน์ในด้านต่าง ๆ เช่น ด้านอาหาร การแพทย์ อุตสาหกรรมต่าง ๆ ตัวอย่างดังตาราง

สารละลายกรดหรือเบส	การนำมาใช้ประโยชน์
กรดไฮโดรคลอริก (HCl)	ใช้เตรียมสารเคมีต่าง ๆ ผลิตผงชูรส ถลุงโลหะ เป็นส่วนประกอบของน้ำยาล้างเครื่องสุขภัณฑ์
กรดซัลฟิวริก (H ₂ SO ₄)	ใช้ทำแบตเตอรี่ ใช้เป็นสารตั้งต้นในการผลิตปุ๋ย
กรดไนตริก (HNO ₃)	ใช้ผลิตสารเคมีและปุ๋ยเคมี ใช้ทดสอบอัลบูมินในปัสสาวะ
กรดคาร์บอนิก (H ₂ CO ₃)	เป็นส่วนประกอบในน้ำอัดลม น้ำโซดา
กรดไฮโปคลอรัส (HClO)	ใช้เป็นสารฆ่าเชื้อโรคในห้องน้ำ
กรดบอริก (H ₃ BO ₃)	ใช้เป็นสารฆ่าเชื้อโรคและน้ำยาล้างตา
กรดแอสติค (CH ₃ COOH)	ใช้ทำน้ำส้มสายชู
กรดแอสทิลซาลิซิลิก (C ₉ H ₈ O ₄)	ใช้ทำยาแอสไพริน
กรดแอสคอร์บิก หรือวิตามินซี (C ₆ H ₈ O ₆)	พบในผลไม้ประเภทส้ม ใช้รักษาอาการเลือดออกตามไรฟัน
กรดออกซาลิก (H ₂ C ₂ O ₄)	ใช้กำจัดรอยเปื้อนของสนิม
แคลเซียมไฮดรอกไซด์ (Ca(OH) ₂)	ใช้แก้ไซดินเปรี้ยว ใช้ทำยาลดกรดในกระเพาะอาหาร
แมกนีเซียมไฮดรอกไซด์ (Mg(OH) ₂)	ใช้ทำยาลดกรดในกระเพาะอาหาร ใช้ทำยาถ่าย
แอมโมเนีย (NH ₃)	ใช้เป็นส่วนผสมในน้ำยาล้างกระจกและน้ำยาปรับผ้านุ่ม



ยาลดกรดในกระเพาะอาหาร



น้ำส้มสายชู



น้ำยาปรับผ้านุ่ม

▲ ภาพที่ 4.21 ตัวอย่างการนำสารละลายกรดและเบสมาใช้ประโยชน์ในชีวิตประจำวัน
ที่มา : คลังภาพ อจท.

Summary

กรด-เบส

สารละลายอิเล็กโทรไลต์และนอนอิเล็กโทรไลต์

สารละลายอิเล็กโทรไลต์

- สารละลายที่นำไฟฟ้าได้ เพราะมีตัวละลายเป็นสารอิเล็กโทรไลต์
- อิเล็กโทรไลต์แก่ คือ สารที่สามารถแตกตัวเป็นไอออนได้หมด หรือเกือบหมด จึงนำไฟฟ้าได้ดี ได้แก่ กรดแก่ เบสแก่ และเกลือที่ละลายน้ำได้ดี
- อิเล็กโทรไลต์อ่อน คือ สารที่แตกตัวให้ไอออนได้น้อย หรือแตกตัวได้ไม่หมด จึงนำไฟฟ้าได้น้อย ได้แก่ กรดอ่อน และเบสอ่อน

สารละลายนอนอิเล็กโทรไลต์

- สารละลายที่ไม่นำไฟฟ้า เพราะมีตัวละลายเป็นสารนอนอิเล็กโทรไลต์
- สารนอนอิเล็กโทรไลต์ คือ สารที่ไม่แตกตัวเป็นไอออน หรือแตกตัวเป็นไอออนได้น้อยมาก

สารละลายกรดและสารละลายเบส

ไอออนในสารละลายกรด

สารละลายกรดทุกชนิดมีไอออนที่เหมือนกัน คือ ไฮโดรเนียมไอออน (H₃O⁺) ซึ่งเป็นไอออนที่แสดงสมบัติเป็นกรดกับไอออนลบที่แตกต่างกันขึ้นอยู่กับชนิดของกรด

ไอออนในสารละลายเบส

สารละลายเบสทุกชนิดมีไอออนที่เหมือนกัน คือ ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH⁻) ซึ่งเป็นไอออนที่แสดงสมบัติเป็นเบสกับไอออนบวกที่แตกต่างกันขึ้นอยู่กับชนิดของเบส

ทฤษฎีกรด-เบส

ทฤษฎีกรด-เบสอาร์เรเนียส

กรด คือ สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน (H⁺) ส่วนเบส คือ สารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮดรอกไซด์ไอออน (OH⁻)

ทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี

กรด คือ สารที่สามารถให้โปรตอน (H⁺) แก่สารอื่น ส่วนเบส คือ สารที่สามารถรับโปรตอน (H⁺) จากสารอื่น

ทฤษฎีกรด-เบสลิวอิส

กรด คือ สารที่สามารถรับอิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวจากสารอื่น ส่วนเบส คือ สารที่สามารถให้อิเล็กตรอนคู่โดดเดี่ยวกับสารอื่น

การแตกตัวของกรดและเบส

การแตกตัวของกรดแก่และเบสแก่

- กรดแก่ เป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ จึงแตกตัวเป็นไอออนได้หมด ในสารละลายจะพบแต่ไอออนบวกของ H_3O^+ และไอออนลบของโลหะ ไม่พบโมเลกุลของสาร และไม่มีภาวะสมดุลของระบบ
- ตัวอย่างกรดแก่ เช่น HCl HBr HI HNO_3 H_2SO_4 $HClO_3$ $HClO_4$
- เบสแก่ เป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ จึงแตกตัวเป็นไอออนได้หมด ในสารละลายจะพบแต่ไอออนบวกของโลหะ และไอออนลบของ OH^- ไม่พบโมเลกุลของสาร และไม่มีภาวะสมดุลของระบบ
- ตัวอย่างเบสแก่ เช่น $LiOH$ $NaOH$ KOH $Mg(OH)_2$ $Ca(OH)_2$ $Ba(OH)_2$

การแตกตัวของกรดอ่อน

- กรดอ่อน เป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อน จึงแตกตัวเป็นไอออนได้ไม่หมด และเกิดการเปลี่ยนแปลงที่ผันกลับได้ จึงมีภาวะสมดุลของระบบ
- ค่าคงที่สมดุลของกรดอ่อน เป็นค่าที่บอกค่าความแรงหรือความสามารถในการแตกตัวของกรดอ่อนแต่ละชนิดในน้ำ ใช้สัญลักษณ์ K_a โดยกรดที่มีค่า K_a มากจะมีความแรงมากกว่ากรดที่มีค่า K_a น้อย
- กรดอ่อนสามารถจำแนกออกได้เป็น 2 ชนิด ดังนี้

กรดมอนอโปรติก

เป็นกรดที่แตกตัวให้ H^+ เพียง 1 ตัว เช่น HF HCN $HCOOH$ HSO_4^- CH_3COOH เป็นต้น

กรดพอลิโปรติก

เป็นกรดที่แตกตัวให้ H^+ ได้มากกว่า 1 ขั้น โดยถ้าแตกตัวได้ 2 ขั้น เรียกว่า กรดไดโปรติก เช่น H_2S H_2CO_3 และถ้าแตกตัวได้ 3 ขั้น เรียกว่า กรดไตรโปรติก เช่น H_3PO_4

การแตกตัวของเบสอ่อน

- เบสอ่อน เป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อน จึงแตกตัวเป็นไอออนได้ไม่หมด และเกิดการเปลี่ยนแปลงที่ผันกลับได้ จึงมีภาวะสมดุลของระบบ
- ค่าคงที่สมดุลของเบสอ่อน เป็นค่าที่บอกค่าความแรงหรือความสามารถในการแตกตัวของเบสอ่อนแต่ละชนิดในน้ำ ใช้สัญลักษณ์ K_b โดยเบสที่มีค่า K_b มากจะมีความแรงมากกว่าเบสที่มีค่า K_b น้อย

การแตกตัวเป็นไอออนในน้ำ

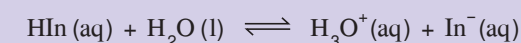
- น้ำบริสุทธิ์แตกตัวเป็นไอออนได้น้อยมาก โดยการแตกตัวจะให้ H_3O^+ และ OH^-
- ค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ (K_w) มีค่าคงที่เสมอ เมื่ออุณหภูมิคงที่ โดย $K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$
- สารละลายกรดหรือสารละลายเบสที่มีน้ำเป็นตัวทำละลาย ค่า $[H_3O^+][OH^-]$ จะมีค่าเท่ากับ $1 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$
- การรบกวนสมดุลของน้ำโดยการเติมกรด เป็นการเพิ่ม $[H_3O^+]$ ซึ่งจะไปรวมตัวกับ OH^- เกิดเป็นโมเลกุลของน้ำ สมดุลจะเลื่อนไปทางซ้าย ณ สมดุลใหม่ $[OH^-]$ ในสารละลายจะลดลง $[H_3O^+]$ จะเพิ่มขึ้น แต่ค่า K_w ของน้ำยังคงเท่าเดิม
- การรบกวนสมดุลของน้ำโดยการเติมเบส เป็นการเพิ่ม $[OH^-]$ ซึ่งจะไปรวมตัวกับ H_3O^+ เกิดเป็นโมเลกุลของน้ำ สมดุลจะเลื่อนไปทางซ้าย ณ สมดุลใหม่ $[H_3O^+]$ ในสารละลายจะลดลง $[OH^-]$ จะเพิ่มขึ้น แต่ค่า K_w ของน้ำยังคงเท่าเดิม

pH ของสารละลาย

- pH มีค่าเท่ากับ $-\log[H_3O^+]$
- สารละลายที่มีสมบัติเป็นกรดจะมี $pH < 7$ ส่วนสารละลายที่มีสมบัติเป็นเบสจะมี $pH > 7$
- โดยทั่วไป $[H_3O^+]$ หรือ $[OH^-]$ จะมีค่าไม่เกิน 1 mol/dm^3 และจะมีค่า pH อยู่ระหว่าง 0-14

อินดิเคเตอร์สำหรับกรด-เบส

- อินดิเคเตอร์เป็นสารที่ใช้บอกความเป็นกรด-เบสของสารละลายได้ ส่วนใหญ่เป็นสารอินทรีย์ มีโครงสร้างซับซ้อน เขียนสูตรทั่วไปได้เป็น HIn ซึ่งเมื่ออยู่ในสารละลายจะเกิดสมดุล ดังสมการ



- สีของอินดิเคเตอร์ที่ปรากฏจะขึ้นอยู่กับ $[HIn]$ และ $[In^-]$ ในสารละลาย โดยการเปลี่ยนแปลงความเข้มข้นของ H_3O^+ ในสารละลาย จะทำให้สมดุลถูกรบกวน และความเข้มข้นของ HIn และ In^- จะเปลี่ยนแปลงไปด้วย
 - เมื่อเติมกรดลงในสารละลาย สารละลายจะมี H_3O^+ มาก สมดุลจะเลื่อนไปทางซ้าย ทำให้เกิด $[HIn]$ มาก อินดิเคเตอร์จะปรากฏสีในรูปกรด
 - เมื่อเติมเบสลงในสารละลาย สารละลายจะมี OH^- มาก สมดุลจะเลื่อนไปทางขวา ทำให้เกิด $[In^-]$ มาก อินดิเคเตอร์จะปรากฏสีในรูปเบส
 - ในสารละลายที่มี $[HIn]$ และ $[In^-]$ ใกล้เคียงกัน สีของอินดิเคเตอร์จะเป็นสีผสมระหว่างสีของรูปกรดและรูปเบส
- ถ้านำอินดิเคเตอร์หลายชนิด ซึ่งเปลี่ยนสีของสารละลายได้ในช่วง pH แตกต่างกันมาผสมกันในอัตราส่วนที่เหมาะสม จะได้อินดิเคเตอร์ที่สามารถระบุค่า pH ของสารละลายได้ตั้งแต่ pH 1-14 เรียกว่า ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์
- pH meter เป็นเครื่องมือที่ใช้วัดค่า pH ของสารละลายที่ปรากฏเป็นตัวเลขที่มีค่าถูกต้องและละเอียดมากขึ้น

ปฏิกิริยาของกรดและเบส

การแตกตัวของกรดแก่และเบสแก่

สารละลายกรดมี H_3O^+ และไอออนลบ ส่วนสารละลายเบสมีไอออนบวก และ OH^- ปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส จึงเป็นปฏิกิริยาการถ่ายโอน H^+ ระหว่าง H_3O^+ กับ OH^- เรียกว่า ปฏิกิริยาสะเทิน ซึ่งได้ผลิตภัณฑ์เป็นเกลือกับน้ำ

ปฏิกิริยาระหว่างกรดหรือเบสกับสารบางชนิด

กรดกับเบสจะทำปฏิกิริยากันได้แล้ว กรดหรือเบสยังสามารถทำปฏิกิริยากับสารประเภทอื่นได้อีกหลายชนิด

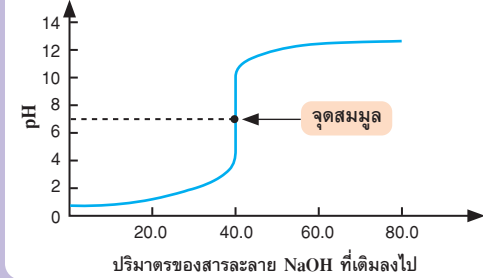
ปฏิกิริยาไฮโดรลิซิส

เป็นปฏิกิริยาที่เกิดจากไอออนบวกหรือไอออนลบของเกลือทำปฏิกิริยากับน้ำ ได้ผลิตภัณฑ์เป็น H_3O^+ หรือ OH^-

การไทเทรตกรด-เบส

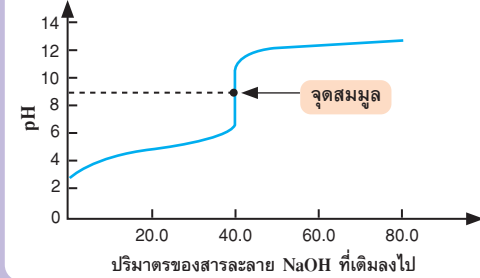
- การไทเทรตเป็นการหาปริมาณกรดหรือเบสที่ไม่ทราบค่าความเข้มข้น โดยการนำมาทำปฏิกิริยากับสารละลายมาตรฐานที่ทราบความเข้มข้น ซึ่งอาจเป็นสารละลายกรดหรือสารละลายเบสก็ได้
- จุดยุติ คือ จุดที่อินดิเคเตอร์เปลี่ยนสี จุดสมมูล คือ จุดที่สารละลายกรดและเบสทำปฏิกิริยาพอดีกัน
- จุดสมมูลจะมีค่าใกล้เคียงจุดยุติเมื่อเลือกใช้อินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมในการไทเทรต

การไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสแก่



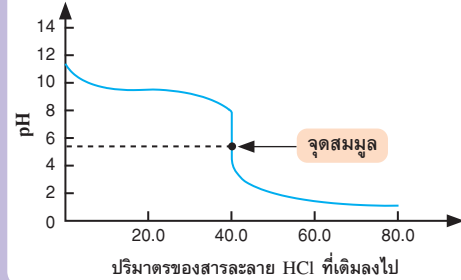
- ที่จุดสมมูล pH ของสารละลายมีค่าประมาณ 7
- ความชันของกราฟมีค่า pH 3-11 เลือกใช้อินดิเคเตอร์ที่เปลี่ยนสีในช่วงนี้ได้หลายชนิด คือ เมทิลออเรนจ์ เมทิลเรด โบรโมไทมอลบลู และฟีนอล์ฟทาลีน

การไทเทรตระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่



- ที่จุดสมมูล pH ของสารละลายมีค่ามากกว่า 7
- ความชันของกราฟมีค่า pH 7-11 เลือกใช้อินดิเคเตอร์ที่เปลี่ยนสีในช่วงนี้ได้ คือ ฟีนอล์ฟทาลีน

การไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน



- ที่จุดสมมูล pH ของสารละลายมีค่าน้อยกว่า 7
- ความชันของกราฟมีค่า pH 3-7 เลือกใช้อินดิเคเตอร์ที่เปลี่ยนสีในช่วงนี้ได้ คือ เมทิลออเรนจ์ เมทิลเรด

สารละลายบัฟเฟอร์

เป็นสารที่มีสมบัติควบคุม pH ของสารละลายให้คงที่ เมื่อมีการเติมกรดแก่หรือเบสแก่ลงไปเล็กน้อย

บัฟเฟอร์ที่ประกอบด้วยกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อน

- สารละลายที่มีกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อนชนิดนั้น หรือกรดอ่อนกับคู่เบสของกรดอ่อน เรียกว่า บัฟเฟอร์กรด
- เมื่อเติม H^+ จากกรดแก่ลงไป คู่เบสจะทำปฏิกิริยากับ H^+ ที่เติมลงไป ทำให้ pH ลดลงไม่เกิน 0.01 ซึ่งถือว่าคงที่
- เมื่อเติม OH^- จากเบสแก่ลงไป กรดอ่อนจะทำปฏิกิริยากับ OH^- ที่เติมลงไป ทำให้ pH เพิ่มขึ้นไม่เกิน 0.01 ซึ่งถือว่าคงที่

บัฟเฟอร์ที่ประกอบด้วยเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อน

- สารละลายที่มีเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อนชนิดนั้น หรือเบสอ่อนกับคู่กรดของเบสอ่อน เรียกว่า บัฟเฟอร์เบส
- เมื่อเติม H^+ จากกรดแก่ลงไป เบสอ่อนจะทำปฏิกิริยากับ H^+ ที่เติมลงไป ทำให้ pH ลดลงไม่เกิน 0.01 ซึ่งถือว่าคงที่
- เมื่อเติม OH^- จากเบสแก่ลงไป คู่กรดจะทำปฏิกิริยากับ OH^- ที่เติมลงไป ทำให้ pH เพิ่มขึ้นไม่เกิน 0.01 ซึ่งถือว่าคงที่

Self Check

ให้นักเรียนตรวจสอบความเข้าใจ โดยพิจารณาข้อความว่าถูกหรือผิด แล้วบันทึกลงในสมุด หากพิจารณาข้อความไม่ถูกต้อง ให้กลับไปทบทวนเนื้อหาตามหัวข้อที่กำหนดให้

	ถูก/ผิด	นทวนที่หัวข้อ
1. HCl NaOH และ NaCl จัดเป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ CH_3COOH และ NH_3 จัดเป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อน ส่วน $C_6H_{12}O_6$ และ CH_4 จัดเป็นสารนอนอิเล็กโทรไลต์	☐	1.
2. HNO_3 มีสมบัติเป็นกรด เพราะเมื่อแตกตัวแล้วจะให้ไฮโดรเนียมไอออน และเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีแดงเป็นสีน้ำเงิน ส่วน NaOH มีสมบัติเป็นเบส เพราะเมื่อแตกตัวแล้วจะให้ไฮดรอกไซด์ไอออน และเปลี่ยนสีกระดาษลิตมัสจากสีน้ำเงินเป็นสีแดง	☐	2.
3. $HClO_4$ จัดเป็นกรดตามทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี เนื่องจากเป็นสารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ไฮโดรเจนไอออน (H^+)	☐	3.
4. สารละลายกรด HCN เข้มข้น 0.01 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จะแตกตัวได้ดีกว่าสารละลายกรด HCN เข้มข้น 0.1 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร แต่สารละลาย NH_3 เข้มข้น 10^{-3} โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จะแตกตัวได้น้อยกว่าสารละลาย NH_3 เข้มข้น 10^{-4} โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร	☐	4.
5. ในสารละลายกรด HCl ที่มีความเข้มข้นของ H_3O^+ เท่ากับ 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จะมีความเข้มข้นของ OH^- เท่ากับ 2×10^{-14} โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร	☒ บันทึกในสมุด	5.
6. สารละลาย NaOH ที่มีความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน 0.005 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จะมีค่า pH ต่ำกว่าสารละลาย NaOH ที่มีความเข้มข้นของไฮดรอกไซด์ไอออน 0.05 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร	☐	6.
7. สารละลายชนิดหนึ่งเมื่อนำมาหยดฟีนอล์ฟทาลีนลงไป ปรากฏว่าได้สารละลายไม่มีสี แต่เมื่อนำมาหยดเมทิลออเรนจ์ลงไป ปรากฏว่าได้สารละลายสีเหลือง จึงสรุปได้ว่า สารละลายนี้มีสมบัติเป็นกรด	☐	7.
8. เมื่อนำ HCl มาทำปฏิกิริยากับ NaOH เกลือที่ได้จะมีสมบัติเป็นกลาง เมื่อนำ HBr มาทำปฏิกิริยากับ NH_3 เกลือที่ได้จะมีสมบัติเป็นกรด และเมื่อนำ HF มาทำปฏิกิริยากับ $Mg(OH)_2$ เกลือที่ได้จะมีสมบัติเป็นเบส	☐	8.
9. อินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมสำหรับนำมาใช้ในการไทเทรต NH_4OH กับ HNO_3 คือ ฟีนอล์ฟทาลีน	☐	9.
10. สารละลายผสมระหว่าง HCl กับ KCl และสารละลายผสมระหว่าง CH_3COOH กับ CH_3COONa จัดเป็นสารละลายบัฟเฟอร์ทั้งคู่	☐	10.



Unit questions 4

คำชี้แจง : ให้นักเรียนตอบคำถามต่อไปนี้

- สารละลาย HCN และสารละลาย HNO_3 ที่มีความเข้มข้นเท่ากัน นำไฟฟ้าได้เท่ากันหรือไม่ เพราะเหตุใด
- เขียนสมการแสดงปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นระหว่างสารที่กำหนดให้ และอธิบายว่าสารใดเป็นกรดหรือเบส ตามทฤษฎีกรด-เบสเบรินสเตด-ลาวรี
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
 - $\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-}$
 - $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- พิจารณาข้อมูลที่กำหนดให้ต่อไปนี้

$$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \quad K_a = 1.3 \times 10^{-10}$$

$$\text{HCOOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCOO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \quad K_a = 1.8 \times 10^{-4}$$

$$\text{HC}_2\text{O}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \quad K_a = 6.4 \times 10^{-5}$$
 กรดใดมีคู่เบสอ่อนที่สุด
- สารละลายกรด HA และ HB มีความเข้มข้นเท่ากัน แต่กรด HB มีค่าคงที่การแตกตัวมากกว่า HA ณ ภาวะสมดุล ความเข้มข้นของ HA และ HB จะเป็นอย่างไร
- กรดไนตริก (HNO_2) จำนวน 4.7 กรัม ละลายในสารละลายปริมาตร 5 ลูกบาศก์เซนติเมตร พบว่า มีความเข้มข้นของ H_3O^+ เท่ากับ 2×10^{-5} โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ค่าคงที่ของการแตกตัวของกรด และค่า pH ของสารละลายจะมีค่าเท่าใด
- กรดโพรพาโนอิกเป็นกรดมอนอโปรติก สารละลายกรดนี้เข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร มีความเข้มข้นของ H_3O^+ เท่ากับ 2.59×10^{-3} โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จงคำนวณหา K_a ของกรดโพรพาโนอิก และร้อยละของการแตกตัวของกรดโพรพาโนอิกในน้ำ
- สารละลายกรด HA เข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร แตกตัวได้ร้อยละ 0.1 จะมีค่า pH เป็นเท่าใด
- เปรียบเทียบค่าร้อยละของการแตกตัวเป็นไอออนของสารละลายกรดฟอร์มิกเข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร และ 0.1 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร (กำหนดให้ กรดฟอร์มิกมีค่า $K_a = 1.76 \times 10^{-4}$)

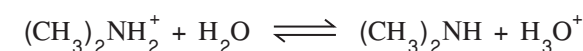
- หากนำสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์เข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ปริมาตร 20 ลูกบาศก์เซนติเมตร มาเติมน้ำจนสารละลายมีปริมาตร 250 ลูกบาศก์เซนติเมตร สารละลายนี้ จะมีความเข้มข้นของ OH^- และมีค่า pH เป็นเท่าใด

- $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ เป็นเบสอ่อน จำนวน 3.95 กรัม ในสารละลาย 250 ลูกบาศก์เซนติเมตร จะมีความเข้มข้นของ OH^- เท่าใด และร้อยละการแตกตัวของเบสมีค่าเท่าใด กำหนดสมการการแตกตัว และค่า K_b ของ $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ ให้ ดังนี้



- สารละลายกรดไฮโดรฟลูออริก (HF) มี pH เท่ากับ 5 นำสารละลายนี้ปริมาตร 10 ลูกบาศก์เซนติเมตร มาเติมน้ำจนสารละลายมีปริมาตร 200 ลูกบาศก์เซนติเมตร สารละลายใหม่ จะมีค่า pH เท่าใด (กำหนดให้ K_a ของ HF เท่ากับ 6.8×10^{-4})

- หากค่า K_b ของไดเมทิลเอมีน ($(\text{CH}_3)_2\text{NH}$) มีค่าเท่ากับ 4.8×10^{-4} ค่า K_a ของไดเมทิลแอมโมเนียมไอออน ($(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+$) จะมีค่าเท่าใด กำหนดสมการการแตกตัวให้ ดังนี้

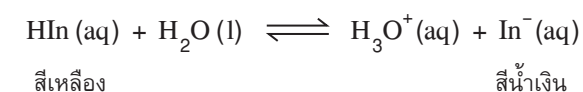


- กำหนดอินดิเคเตอร์และช่วง pH ที่เปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ให้ ดังนี้

ชนิดของอินดิเคเตอร์	สีที่เปลี่ยน	ช่วง pH ของการเปลี่ยนสี
เมทิลออเรนจ์	แดง-เหลือง	3.2-4.4
เมทิลเรด	แดง-เหลือง	4.2-6.3
โบรโมไทมอลบลู	เหลือง-น้ำเงิน	6.0-7.6

สารละลายชนิดหนึ่งเมื่อหยดเมทิลออเรนจ์ลงไปจะได้สารละลายสีเหลือง เมื่อหยดเมทิลเรดลงไปจะได้สารละลายสีส้ม และเมื่อหยดโบรโมไทมอลบลูลงไปจะได้สารละลายสีเหลือง สารละลายดังกล่าวมีค่า pH เท่าใด

- อินดิเคเตอร์ชนิดหนึ่งแตกตัวได้ ดังนี้



หากหยดอินดิเคเตอร์นี้ลงในสารละลายที่มี pH เท่ากับ 4.2 จำนวน 2 หยด สารละลายจะมีสีใด (กำหนดให้ K_a ของ HIn มีค่าเท่ากับ 2.5×10^{-5})

15. น้ำฝนในบริเวณที่มีการจราจรหนาแน่นและคั้งจะส่งผลเช่นใดต่ออาคารบ้านเรือนที่มีวัสดุคาร์บอเนตเป็นส่วนประกอบ จงอธิบาย

16. พิจารณาว่าเกลือชนิดใดละลายน้ำได้ หากละลายได้จะมีสมบัติเป็นกรด เบส หรือกลาง และหากต้องการเกลือที่กำหนดให้ ต้องใช้สารละลายกรดและเบสใดมาทำปฏิกิริยากัน

- | | |
|----------------------|-----------------------------------|
| 16.1 KI | 16.2 $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ |
| 16.3 CaSO_4 | 16.4 CH_3COOK |
| 16.5 NaCN | |

17. เขียนสมการแสดงปฏิกิริยาระหว่างสารที่กำหนดให้ต่อไปนี้ พร้อมเรียกชื่อเกลือที่เกิดขึ้น

- | | |
|---------------------------------------|---|
| 17.1 HCl กับ $\text{Mg}(\text{OH})_2$ | 17.2 CH_3COOH กับ KOH |
| 17.3 HI กับ NaOH | 17.4 H_2SO_4 กับ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ |
| 17.5 Mg กับ CH_3COOH | 17.6 HNO_3 กับ Na_2CO_3 |

18. เกลือที่กำหนดให้ต่อไปนี้ KCN Na_2CO_3 CH_3COONa และ NH_4Cl เกลือชนิดใดเกิดปฏิกิริยาไฮโดรลิซิสแล้วสารละลายมีค่า pH ต่ำกว่าเกลือชนิดอื่น

19. สารที่กำหนดให้ต่อไปนี้ เมื่อนำมาละลายน้ำแล้ว สารละลายที่ได้มีสมบัติเป็นกรด เบส หรือกลาง เพราะเหตุใด

- | | |
|-----------------------------------|-------------------------------|
| 19.1 MgCl_2 | 19.2 Na_2CO_3 |
| 19.3 NaCN | 19.4 NH_4NO_3 |
| 19.5 $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ | |

20. ในการไทเทรตสารละลายกรด HCl ที่ไม่ทราบความเข้มข้น ปริมาตร 25 ลูกบาศก์เซนติเมตร กับสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.2 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร โดยใช้เมทิลออเรนจ์เป็นอินดิเคเตอร์ ปรากฏว่าใช้สารละลาย NaOH ปริมาตร 20 ลูกบาศก์เซนติเมตร อินดิเคเตอร์จึงเปลี่ยนสี สารละลาย HCl มีความเข้มข้นเท่าใด

21. เติมสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ปริมาตร 20 ลูกบาศก์เซนติเมตร ลงในสารละลาย HCl เข้มข้น 0.25 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ปริมาตร 25 ลูกบาศก์เซนติเมตร สารละลายที่ได้มี pH เท่าใด

22. จงคำนวณหาว่าต้องใช้สารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร เป็นปริมาตรเท่าใด เพื่อใช้ในการไทเทรตกับสารละลายต่อไปนี้ จนถึงจุดสมมูล

- 22.1 สารละลาย HCl เข้มข้น 0.1 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ปริมาตร 25 ลูกบาศก์เซนติเมตร
 22.2 สารละลาย CH_3COOH 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ปริมาตร 20 ลูกบาศก์เซนติเมตร
 22.3 สารละลาย H_2SO_4 0.2 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ปริมาตร 50 ลูกบาศก์เซนติเมตร

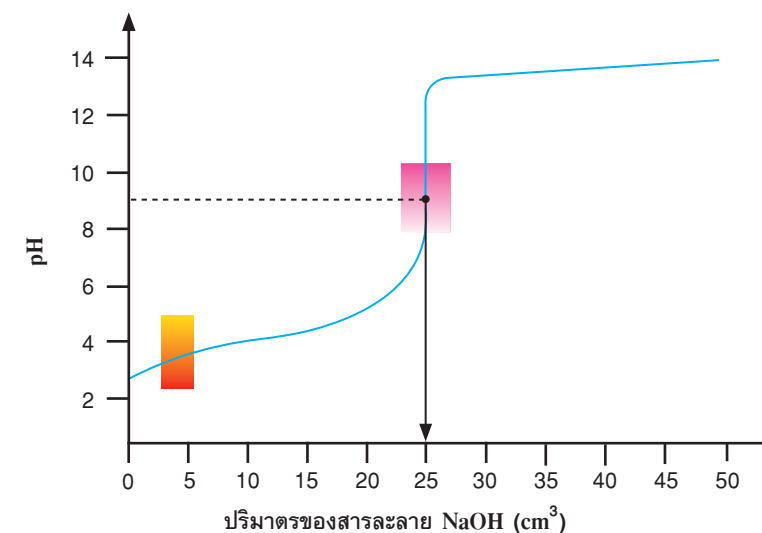
23. สารละลายกรดไฮโดรคลอริกเข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จำนวน 100 ลูกบาศก์เซนติเมตร ผสมกับสารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ เข้มข้น 0.4 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จำนวน 50 ลูกบาศก์เซนติเมตร สารละลายผสมมีความเข้มข้นของเกลือเท่าใด และสารละลายผสมมี pH เท่าใด

24. ละลายแก๊ส HCl ปริมาตร 11,200 ลูกบาศก์เซนติเมตร ที่ STP ลงในสารละลาย $\text{Mg}(\text{OH})_2$ เข้มข้น 0.2 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ปริมาตร 400 ลูกบาศก์เซนติเมตร จงหาปริมาตรของสารละลาย HCl ความเข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ที่ต้องเติมลงไปเพื่อทำปฏิกิริยากัน ณ จุดสมมูล

25. สารละลายปริมาตร 100 ลูกบาศก์เซนติเมตร ที่มี CH_3COOH ละลายอยู่ 12 กรัม นำไปไทเทรตกับสารละลาย NaOH เข้มข้น 2.4 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ณ จุดสมมูลจะต้องใช้สารละลาย NaOH ปริมาตรเท่าใด และสารละลายควรมีสมบัติเป็นกรด เบส หรือกลาง

26. หากจุดสมมูลของการไทเทรตกรดอ่อนชนิดหนึ่งกับโพแทสเซียมไฮดรอกไซด์มี pH เท่ากับ 8 ควรเลือกใช้อินดิเคเตอร์ชนิดใดจึงจะบอกจุดยุติได้ใกล้เคียงจุดสมมูลมากที่สุด

27. หากกราฟของการไทเทรตกรด-เบสคู่หนึ่งเป็นดังภาพ อินดิเคเตอร์ใดบ้างที่สามารถเลือกมาใช้ในการไทเทรตกรด-เบสคู่นี้



▲ ภาพที่ 4.22 กราฟของการไทเทรตกรด-เบสคู่หนึ่ง
ที่มา : คลังภาพ อจท.



คำชี้แจง : ให้นักเรียนตอบคำถามต่อไปนี้

- จากทฤษฎีกรด-เบสของเบรินสเตด-ลาวรี สารในข้อใดจัดเป็นเบสทุกตัว
 1. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ SO_3^{2-} Cl^- NH_3
 2. CO_3^{2-} H_3O^+ NaOH OH^-
 3. NH_4^+ H_3O^+ HPO_3^{2-} KOH
 4. NO_3^- NH_4^+ H_2PO_4^- SO_4^{2-}
 5. HCO_3^- NH_3 Na^+ $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- นำสารละลาย 7 ชนิด ได้แก่ NaOH CH_3COOH HNO_3 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ CH_3COONa NH_3 และ $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ความเข้มข้นเท่ากัน คือ 0.2 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ปริมาตร 5 ลูกบาศก์เซนติเมตร ใส่ลงในหลอดทดลอง แล้วนำมาทดสอบด้วยกระดาษลิตมัส และทดสอบการนำไฟฟ้า โดยการสังเกตความสว่างของหลอดไฟ สารละลายในข้อใดจะกระดาษลิตมัสเปลี่ยนจากสีแดงเป็นน้ำเงิน และทำให้หลอดไฟสว่างมาก
 1. NH_3 และ HNO_3
 2. NaOH และ $\text{Mg}(\text{OH})_2$
 3. $\text{Mg}(\text{OH})_2$ HNO_3 และ CH_3COOH
 4. NaOH $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ และ CH_3COONa
 5. NaOH $\text{Mg}(\text{OH})_2$ และ CH_3COONa
- กำหนดข้อมูลอินดิเคเตอร์ให้ ดังตาราง

อินดิเคเตอร์	A	B	C	D
ช่วง pH ที่เปลี่ยนสี	3.2-4.4	4.2-6.3	6.0-7.6	8.3-10.0
สีที่เปลี่ยน	แดง-เหลือง	แดง-เหลือง	เหลือง-น้ำเงิน	ไม่มีสี-ชมพู
สีที่เกิดขึ้นกับสาร ก	เหลือง	ส้ม	เขียว	ไม่มีสี

สาร ก ควรมีช่วง pH อยู่เท่าใด

1. 3.2-4.2
2. 4.4-6.3
3. 6.0-6.3
4. 6.0-8.3
5. 7.6-10.0

- หินชนิดหนึ่งมี CaCO_3 เป็นองค์ประกอบ เมื่อนำไปเผาจะได้ CaO กับแก๊ส CO_2 เมื่อนำ CaO มาละลายน้ำ จะได้ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ในการวิเคราะห์ครั้งหนึ่ง พบว่า เมื่อนำหินตัวอย่าง 0.5 กรัม มาวิเคราะห์ตามวิธีการข้างต้น แล้วนำสารละลายที่ได้มาไทเทรตกับสารละลาย HCl ต้องใช้สารละลาย HCl เข้มข้น 0.1 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร ปริมาตร 20 ลูกบาศก์เซนติเมตร จงหามวลเป็นร้อยละของ CaCO_3 ในหินตัวอย่าง
- ยาแอสไพรินมีกรดแอสซิติกลิซาลิสิก ($\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$) ซึ่งเป็นกรดโมโนโปรติกเป็นส่วนประกอบ หากนำตัวอย่างของยาแอสไพรินนี้มา 1.25 กรัม มาวิเคราะห์โดยการไทเทรตกับสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร พบว่า ต้องใช้สารละลาย NaOH ปริมาตร 25 ลูกบาศก์เซนติเมตร จงคำนวณหาร้อยละของ $\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$ ในยาตัวอย่างนี้
- สารละลายที่ประกอบด้วยสารต่อไปนี้เป็นบัฟเฟอร์หรือไม่ เพราะเหตุใด
 - 30.1 KOH/KCl
 - 30.2 $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{NO}_3$
 - 30.3 HCN/KCN
- ผสมสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.5 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จำนวน 10 ลูกบาศก์เซนติเมตร กับสารละลาย CH_3COOH เข้มข้น 1 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จำนวน 10 ลูกบาศก์เซนติเมตร สารละลายผสมจัดเป็นสารละลายบัฟเฟอร์หรือไม่ เพราะเหตุใด
- ผสมสารละลาย NH_4Cl เข้มข้น 0.1 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จำนวน 10 ลูกบาศก์เซนติเมตร กับสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.2 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จำนวน 10 ลูกบาศก์เซนติเมตร สารละลายผสมจัดเป็นสารละลายบัฟเฟอร์หรือไม่ เพราะเหตุใด
- จงเขียนสมการแสดงปฏิกิริยาการควบคุม pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ เมื่อเติมกรดหรือเบสที่กำหนดให้ลงไป
 - 33.1 เมื่อเติมกรดลงในสารละลายบัฟเฟอร์ $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$
 - 33.2 เมื่อเติมเบสลงในสารละลายบัฟเฟอร์ $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$
- ในสารละลายบัฟเฟอร์ประกอบด้วยกรดเบนโซอิก ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) 24.4 กรัม และโซเดียมเบนโซเอต ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$) 14.8 กรัม ในสารละลาย 500 ลูกบาศก์เซนติเมตร จงหาค่า pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ (กำหนดให้ $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ มีค่า $K_a = 6.46 \times 10^{-5}$)
- สารละลายผสมที่มีสารละลาย NH_3 เข้มข้น 0.2 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร และสารละลาย NH_4Cl เข้มข้น 0.4 โมล/ลูกบาศก์เดซิเมตร จะมีค่า pH เท่าใด (กำหนดให้ NH_3 มีค่า $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$)

