การทดลองที่ 10

กรด-เบส อินดิเคเตอร์ (Acid-base indicator)

วัตถุประสงค์

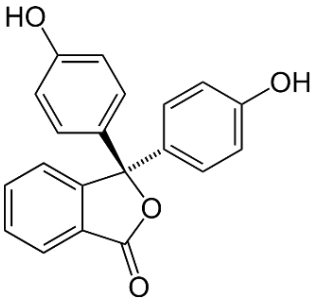
1. เพื่อฝึกทักษะการหาค่า pH ของสารละลายโดยใช้อินดิเคเตอร์ ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ และ pH meter

หลักการ

อินดิเคเตอร์ (Indicator) คือสารที่บ่งบอกความเป็นกรด–เบสของสารละลาย โดยอาศัยการสังเกตการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ นอกจากนี้ยังมีกระดาษลิตมัส ยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ และ/หรือสีที่สกัดจากดอกไม้บางชนิด อาทิ สีน้ำเงินจากดอกอัญชัน เป็นต้น ที่สามารถบ่งบอกความเป็นกรดหรือเบสของสารละลายที่เปลี่ยนแปลงไปตามทฤษฎีของ Ostwald กล่าวว่า “เมื่ออินดิเคเตอร์อยู่ในรูปโมเลกุลและเมื่ออยู่ในรูปไอออนจะมีสีต่างกัน” ซึ่งอินดิเคเตอร์ประกอบด้วยคุณสมบัติต่อไปนี้: [1, 2, 3]

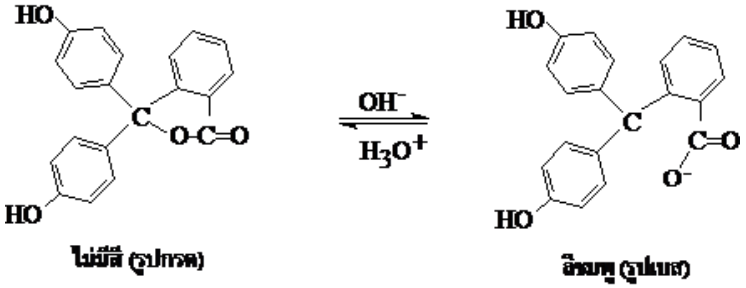
1) ช่วง pH ของการเปลี่ยนสี: อินดิเคเตอร์แต่ละชนิดจะมีช่วง pH ที่เฉพาะเจาะจง จึงทำให้มีการเปลี่ยนแปลงสีของสารละลายนั้นๆ
2) สีที่แตกต่าง: อินดิเคเตอร์ทั่วไปจะให้สีที่แตกต่างกันเมื่ออยู่ในสภาวะที่ pH ต่าง ๆ ตามช่วงที่กำหนดไว้ ซึ่งเป็นการทำให้สามารถจำแนกและตรวจสอบค่า pH ของสารละลายได้ง่าย
3) การเปลี่ยนสีเมื่อค่า pH เปลี่ยนแปลง: อินดิเคเตอร์จะมีการเปลี่ยนแปลงสีเมื่อค่า pH ของสารละลายที่ตรวจสอบเปลี่ยนแปลง ซึ่งเป็นลักษณะที่นำมาใช้ในการตรวจวัดค่า pH ของสารละลายต่าง ๆ ในห้องปฏิบัติการ

เนื่องด้วยอินดิเคเตอร์ (Indicator) เป็นสารประกอบประเภทสีย้อม และเป็นสารอินทรีย์ที่มีโครงสร้างสลับซับซ้อน อินดิเคเตอร์จึงจัดเป็นกรดอ่อนหรือเบสอ่อนที่ปรากฏสี 2 สีคือเมื่ออยู่ในรูปกรด (Acid form) จะแสดงสีหนึ่ง แต่เมื่ออยู่ในรูปเบส (Base form) จะแสดงอีกสีหนึ่ง ซึ่งโดยปกติอินดิเคเตอร์จะใช้ความเข้มข้นร้อยละ 0.1 เพียง 2-3 หยด ก็จะเห็นสีได้ชัดเจน ยกตัวอย่างเช่น ฟีนอลฟทาลีน (Phenolphthalein) ดัง**รูปที่ 10.1** จะไม่มีสีเมื่ออยู่ในสารละลายกรด และจะเปลี่ยนเป็นสีชมพูเมื่ออยู่ในสารละลายเบสที่มี pH 8.3 ซึ่งค่า pH เป็นการวัดความเข้มข้นของไฮโดรเจนไอออน (H^+, OH^-) ในสารละลาย ซึ่งเป็นวิธีการวัดความเป็นกรด-เบสของสารละลายหรือของเหลว โดยที่น้ำในสภาวะปกติมักจะมีค่า pH อยู่ในช่วง 0 ถึง 14 โดยของเหลวที่มีค่า pH น้อยกว่า 7 จะถูกจัดเป็นกรด (Acidic pH) และของเหลวที่มีค่า pH มากกว่า 7 จะถูกจัดเป็นเบส (Alkaline pH or Base pH) ระดับค่า pH ที่ 7.0 หมายถึงความเป็นกลาง (Natural pH) นอกจากนี้ค่า pH สามารถมีค่าต่ำกว่า 0 ได้เมื่อสารละลายมีความเป็นกรดรุนแรงและมีค่า pH ที่มากกว่า 14 เมื่อสารละลายมีความเป็นเบสสูงมาก [4, 5]



รูปที่ 10.1 โครงสร้างโมเลกุลของฟีนอล์ทาลีน (Phenolphthalein) [6]

ในการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์จะอาศัยหลักของเลอชาเตอลิเอร์ เมื่อหยดฟีนอล์ฟทาลีนลงในสารละลายกรด ซึ่งสารละลายกรดมีไฮโดรเจนไอออน (H^+) มาก ทำให้สมดุลของฟีนอล์ฟทาลีนปรับตัวมาทางซ้าย ทำให้รูปไอออนหรือคู่เบสลดลง สีชมพูจึงจางลงจนกลายเป็นไม่มีสี ในทางกลับกันเมื่อหยดฟีนอล์ฟทาลีนลงในสารละลายเบสที่มีไฮดรอกไซด์ไอออน (OH^-) มาก ทำให้รวมตัวกับ H^+ จึงส่งผลให้ H^+ ซึ่งอยู่ทางขวาของสมดุลลดลงและปรับตัวมาทางขวา ทำให้รูปไอออนหรือคู่เบสเพิ่มขึ้น จึงทำให้เปลี่ยนจากไม่มีสีเป็นสีชมพู ดัง**รูปที่ 10.2** การเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ชนิดอื่นๆ มีหลักการเดียวกันโดยมีสมบัติเฉพาะตัวที่จะเปลี่ยนจากสีหนึ่งไปเป็นสีอีกหนึ่งในช่วงค่า pH ที่ต่างกัน ยกตัวอย่างในกรณีของฟีนอลฟทาลีน ช่วงการเปลี่ยนสีอยู่ระหว่างช่วงค่า pH 8.0 - 9.0 หมายความว่าเมื่อค่า pH ต่ำกว่า 8.0 จะไม่มีการเปลี่ยนสี และที่ค่า pH 8.0 ขึ้นไปจะเริ่มเปลี่ยนเป็นสีชมพูอ่อน และค่อยๆ เข้มขึ้นเมื่อค่า pH เพิ่มขึ้น และจะเข้มเต็มที่เมื่อค่า pH = 9.0 และที่ค่า pH 9.0 ขึ้นไปความเข้มจะคงที่ เนื่องจากสมบัติที่มีค่า pH เฉพาะที่จะเปลี่ยนสีอยู่ในช่วงค่า pH ตามคุณสมบัติของแต่ละอินดิเคเตอร์ ดัง**รูปที่ 10.3** [6, 7, 8]



รูปที่ 10.2 โครงสร้างโมเลกุลของฟีนอล์ทาลีน (Phenolphthalein) เมื่ออยู่ในภาวะสมดุล [9]

รูปที่ 10.3 การเปลี่ยนสีของฟีนอล์ทาลีน (Phenolphthalein) [6]

เนื่องด้วยโมเลกุลของอินดิเคเตอร์เป็นโมเลกุลที่มีโครงสร้างซับซ้อน จึงต้องใช้สูตร HIn แทนสูตรโมเลกุลของอินดิเคเตอร์ชนิดต่างๆ เมื่อ HIn เป็นสูตรโมเลกุลของอินดิเคเตอร์ (Acid form) และ In^- เป็นคู่เบส (Base form) ของอินดิเคเตอร์แต่ละชนิด ณ ภาวะสมดุลของอินดิเคเตอร์ เมื่อเขียนแสดงด้วยสูตร HIn แทนสูตรโมเลกุลจริงจะเป็นดังนี้

$$HIn\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + In^-\ (aq)$$

ถ้า HIn หมายถึงฟีนอล์ฟทาลีน แสดงว่าเมื่ออยู่ในสภาวะกรด (มี H_3O^+ มาก) สมดุลจะเลื่อนไปทางซ้าย เมื่อสมดุลเคมีเลื่อนไปทางซ้าย HIn จะมากขึ้น แต่ In^- จะลดลง ทำให้สีของสารละลายไม่มีสี แต่เมื่อความเป็นกรดลดลงมากพอ สีชมพูจะเริ่มปรากฏขึ้น และเมื่ออยู่ในสภาวะเบส (มี OH^- มาก) สมดุลจะเลื่อนไปทางขวา เมื่อสมดุลเคมีเลื่อนไปทางขวา In^- จะมากขึ้น และ HIn จะลดลง ทำให้สีชมพูเริ่มปรากฏและค่อยๆ เข้มขึ้น

อย่างไรก็ตาม อินดิเคเตอร์ชนิดหนึ่งๆ ก็จะมีรูปแบบในการเปลี่ยนสีเมื่ออยู่ในสารละลายกรดหรือเบสดังหลักการข้างต้น แต่การเปลี่ยนสีจะอยู่ในช่วง pH ที่ต่างกัน ดังตัวอย่างใน**ตารางที่ 1** การใช้หาค่า pH ของสารละลายจะทำได้อย่างอย่างคร่าวๆ เท่านั้น เช่น เมื่อนำสารละลายมาเติม Methyl Orange ลงไป (ช่วง pH ของ Methyl Orange เท่ากับ 3.1 - 4.4 และสีที่เปลี่ยนอยู่ในช่วง สีแดง - เหลือง) ถ้าสารละลายมีสีเหลืองหลังจากหยด Methyl Orange แสดงว่าสารละลายนี้มี pH ตั้งแต่ 4.4 ขึ้นไป ซึ่งอาจมีฤทธิ์เป็นกรด กลาง หรือเบส ก็ได้ ดังนั้นการหาค่า pH ของสารละลายหนึ่งๆ อาจจะต้องใช้อินดิเคเตอร์หลายๆ ตัว แล้วนำข้อมูลมาวิเคราะห์หา pH ของสารละลายร่วมกัน

ตารางที่ 1 ช่วงการเปลี่ยนสีของอินเคเตอร์บางชนิดที่นิยมใช้

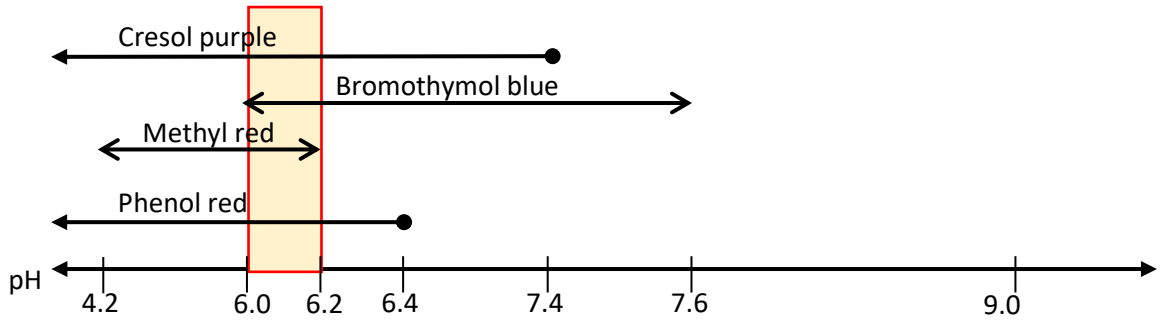
อินดิเคเตอร์	ช่วง pH ที่เปลี่ยนสี	สีของอินดิเคเตอร์เมื่อสารละลายมี pH	
		น้อยกว่าช่วงการเปลี่ยนสี	มากกว่าช่วงการเปลี่ยนสี
Thymol Blue	1.2 - 2.8	แดงอมชมพู	เหลือง
Methyl Orange	3.1 - 4.4	ส้มเฉดแดง	เหลือง
Azolitmin	4.5 - 8.3	แดง	น้ำเงิน
Methyl Red	4.2 - 6.2	ม่วงแดง	เหลือง
Bromothymol Blue	6.0 - 7.6	เหลือง	น้ำเงิน
Cresol Purple	7.4 - 9.0	เหลือง	ม่วง
Phenolphthalein	8.0 - 9.0	ไม่มีสี	ชมพู
Thymolphthalein	9.3 - 10.5	ไม่มีสี	น้ำเงิน
Alizarine Yellow	10.0 - 12.0	เหลือง	แดง
Litmus	4.5 - 8.3	แดง	น้ำเงิน

ในการหา pH ของสารละลายตัวอย่างโดยการใช้อินดิเคเตอร์หลายๆ ชนิด ทำโดยการแบ่งสารละลายตัวอย่างออกเป็นส่วนๆ แต่ละส่วนให้เติมอินดิเคเตอร์หนึ่งชนิดลงไป ดังตัวอย่าง**ตารางที่ 2** ช่วง pH ที่แสดงจากอินดิเคเตอร์ Phenol red มีช่วง pH เปลี่ยนสีที่ 6.4 – 7.6 ซึ่งมีช่วงการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์คือสีเหลือง - แดง หากเติมอินดิเคเตอร์ลงในสารละลายเกิด ‘สีเหลือง’ หมายความว่าสารละลายนี้มี pH น้อยกว่าช่วงของการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ (<6.4) แต่ถ้าสารละลายปรากฏเป็น ‘สีแดง’ หมายความว่าสารละลายนี้มี pH มากกว่าช่วงของการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ (>7.6) และในกรณีที่ปรากฏเป็น ‘สีส้ม’ แสดงว่าสารละลายนี้มี pH ที่เท่ากับช่วงของการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ (6.4-7.6) [6, 10, 11]

ตารางที่ 2 ผลการเติมอินดิเคเตอร์บางชนิดลงในสารละลายตัวอย่าง

อินดิเคเตอร์	ช่วง pH ที่เปลี่ยนสี	ช่วงการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์	สีของสารละลายที่ปรากฏหลังการเติมอินดิเคเตอร์	ช่วง pH ที่แสดง
Phenol red	6.4 - 7.6	เหลือง-แดง	เหลือง	< 6.4
Methyl red	4.2 - 6.2	แดง-เหลือง	ส้ม	4.2 - 6.2
Bromothymol blue	6.0 - 7.6	เหลือง-น้ำเงิน	เขียว	6.0 - 7.6
Cresol purple	7.4 - 9.0	เหลือง-ม่วง	เหลือง	< 7.4

จากตารางตัวอย่างที่ได้ สามารถนำมาพิจารณาหาช่วง pH ของสารละลายตัวอย่างได้ โดยการเขียนช่วง pH ที่แสดงของอินดิเคเตอร์ ดังนี้



ดังนั้น ช่วง pH นี้ สีที่ปรากฏจะเป็นจริงสำหรับทุกอินดิเคเตอร์ จะเห็นว่าจะมีช่วง pH ที่ซ้อนทับกันของทุกอินดิเคเตอร์ที่ใช้อยู่ จึงสามารถสรุปได้ว่าช่วง pH ของสารละลายตัวอย่างมีค่าระหว่าง 6.0 - 6.2

อุปกรณ์

1. หลอดทดลอง (Test tube)
2. หลอดหยด (Dropper)
3. เครื่องวัด pH (pH meter)
4. กระดาษลิตมัส หรือ ยูนิเวอร์ซัล

สารเคมี

1. อินดิเคเตอร์
2. สารละลายตัวอย่าง

วิธีการทดลอง

1. รับสารละลายตัวอย่าง จดหมายเลขและรายละเอียด ทดสอบด้วยกระดาษลิตมัส / ยูนิเวอร์ซัล
2. แบ่งใส่หลอดทดลอง 4 หลอดๆ ละประมาณ 2 mL (40 หยด) หยดอินดิเคเตอร์ 3 หยด ลงไปดังนี้

สารละลายเป็นกรด	**สารละลายเป็นเบส**
หลอดที่ 1 หยด Thymol Blue	หลอดที่ 1 หยด Bromothymol Blue
หลอดที่ 2 หยด Methyl Orange	หลอดที่ 2 หยด Cresol Purple
หลอดที่ 3 หยด Methyl Red	หลอดที่ 3 หยด Phenolphthalein
หลอดที่ 4 หยด Bromothymol Blue	หลอดที่ 4 หยด Alizarine Yellow

3. เขย่าหลอดทดลองเบาๆ บันทึกสีที่ปรากฏในแต่ละหลอด
4. เปรียบเทียบโดยนำตัวอย่าง วัดค่า pH โดยใช้เครื่องวัด pH

CATRE LAB

<u>รายงานผลการทดลองที่ 10 กรด-เบส อินดิเคเตอร์ (Acid-base indicator)</u>

สารละลายตัวอย่าง เมื่อทดสอบด้วยกระดาษลิตมัส มีสมบัติเป็น กรด / เบส

หลอดที่	อินดิเคเตอร์	ช่วง pH ที่เปลี่ยนสี	ช่วงการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์	สีของสารละลายที่ปรากฏหลังการเติมอินดิเคเตอร์	ช่วง pH ที่แสดง
1					
2					
3					
4					

วัดค่า pH โดยใช้เครื่องวัด pH =.....

<u>สรุปและวิจารณ์ผลการทดลอง</u>

.....

.....

.....

.....

.....

CATRE LAB

อ้างอิง

[1] ณปภัช พิมพ์ดี, “อินดิเคเตอร์,” คลังความรู้ SciMath, 8 6 2017. [Online]. Available: https://www.scimath.org/lesson-chemistry/item/7193-2017-06-08-15-20-55. [เข้าถึงเมื่อ 19 10 2023].

[2] Baker, A. Albert. , “A History of Indicators.,” *Chymia,* vol. 9, pp. 147-167, 1964.

[3] วิทวัส จำปาทอง, ดร. นวลละออ รัตนวิมานวงศ์ และดร. ปิยรัตน์ ดรบัณฑิต, “การพัฒนาวิธีการขึ้นรูปอุปกรณ์ตรวจวิเคราะห์ฐานกระดาษโดยใช้วัสดุที่หาได้ง่าย สำหรับการตรวจวัดค่าความเป็นกรดด่าง Method Development of Fabricating Paper-based Analytical Device Using Easy-to-Find Materials for pH Determination,” ใน *การประชุมวิชาการเสนอผลงานวิจัยระดับบัณฑิตศึกษาแห่งชาติ ครั้งที่ 21* , ขอนแก่น, 2563.

[4] สุภาวดี สาระวัน, “เคมีของอินดิเคเตอร์,” คลังความรู้ SciMath, 1 6 2563. [Online]. Available: https://www.scimath.org/article-chemistry/item/11238-2019-12-19-06-28-55. [เข้าถึงเมื่อ 19 10 2566].

[5] บริษัท นีโอนิคส์ จำกัด, “รู้จักค่า ph คือความเป็นกรด-ด่างของสารละลาย ของเหลวและน้ำ,” บริษัท นีโอนิคส์ จำกัด, 31 7 2020. [Online]. Available: https://www.neonics.co.th/ph/what-is-ph-and-measurement.html. [เข้าถึงเมื่อ 23 8 2023].

[6] โรงเรียนนวมินทราชินูทิศ สตรีวิทยา พุทธมณฑล, “กรด-เบส ตอนที่ 5 การไทรเทรตกรด-เบส,” 16 3 2014. [Online]. Available: http://www.satriwit3.ac.th/external_newsblog.php?links=1594. [เข้าถึงเมื่อ 14 7 2023].

[7] Wison's chemistry, “Theory of acid-base indicators,” [Online]. Available: https://issr.edu.kh/science/Webpage/Lab_Techniques/Edexcel%20Practical%20Chemistry%20-%20Halesowen/Edexcel2009/theory_of_acidbase_indicators.htm. [เข้าถึงเมื่อ 3 12 2023].

[8] EDWARD J. NETH, PAUL FLOWERS, KLAUS THEOPOLD, RICHARD LANGLEY and WILLIAM R. ROBINSON, “Acid-Base Indicators,” in *Chemistry: Atoms First*, Texas, OpenStax Rice University, 2016, p. 785.

[9] ณปภัช พิมพ์ดี, “กรด-เบส,” คลังความรู้ SciMath, 26 5 2017. [Online]. Available: https://www.scimath.org/lesson-chemistry/item/7071-2017-05-26-15-16-15. [เข้าถึงเมื่อ 24 8 2023].

[10] มหาวิทยาลัยมหิดล, “วิชาเคมี เรื่อง กรด-เบส อินดิเคเตอร์สำหรับกรด-เบส: การเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์,” Learning Science, [Online]. Available: https://il.mahidol.ac.th/e-media/acid-base/C8.HTM. [เข้าถึงเมื่อ 19 10 2023].

[11] สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี, หนังสือแบบเรียนเคมีเพิ่มเติม เล่ม 4 ฉบับปรับปรุง พ.ศ. 2560 สารละลาย: การไทเทรตกรด-เบส, กรุงเทพ: ศูนย์หนังสือจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย , 2560.

CATRE LAB