

การทดลองที่ 14

เรื่อง pH scale, อินดิเคเตอร์และปฏิกิริยาไฮโดรไลซิส
(pH scale, Indicator and Hydrolysis)

วัตถุประสงค์

1. เพื่อศึกษาสภาพความเป็นกรดและเบสของสารละลาย
2. เพื่อศึกษาเกี่ยวกับ pH scale และการจัดค่า pH ของสารละลาย
3. เรียนรู้เกี่ยวกับสมบัติและการใช้อินดิเคเตอร์
4. เพื่อใช้อินดิเคเตอร์เป็นตัวบอกความเป็นกรดและเบสของสารละลายบางชนิด
5. ศึกษาปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสของเกลือบางชนิด

สารเคมี

1. สารละลายกรดเกลือ 0.10 M (0.10 M HCl)
2. สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ 0.01 M (0.01 M NaOH)
3. กระดาษลิตมัส
4. อินดิเคเตอร์ชนิดต่าง ๆ ดังนี้
 - Universal Indicator
 - methyl orange
 - methyl yellow
 - Bromthymol blue
 - phenolphthalein
 - Methyl red
 - Thymol blue
 - phenol red
 - methyl violet
 - Alizarin yellow
 - Bromocresol purple
5. สารเคมีที่ใช้ในการทดสอบหา pH
 - acetic acid
 - Sodium acetate
 - triscdium phosphate
 - discdium phosphate

- Sodium bicarbonate
- Sodium chloride
- Ammonium nitrate
- Ammonium sulphate
- Ammonium oxalate
- Sulphuric acid
- Acetic acid
- Ammonia water
- Sodium Carbonate
- " "
- น้ำสมสายชู
- "
- น้ำอืดม
- แคมฟูระผสม
- " "
- น้ำยาซักแห้ง
- แอลกอฮอล์
- นม

อุปกรณ์

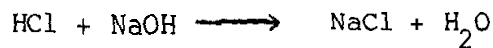
1. หลอดทดสอบ
2. ที่วางหลอดทดสอบ
3. หลอดหยดสารละลาย
4. แท่งแก้วสำหรับคน
5. กระจกบอมน้ำฉึก

เทคนิคต่าง ๆ ในการปฏิบัติการ เรือง pH scale และการใช้อินดิ-
เคเตอร์

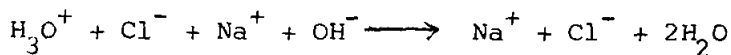
1. ในการวัดปริมาตรสารละลายตามที่กำหนด ไม่จำเป็นต้องใช้ใบตวัดปริมาตร อาจจะใช้การนับจำนวนหยดของสารละลาย เช่น 15 หยดเท่ากับ 1 ลบ.ซม. หรือจะใช้ความสูง 1 ซม. แทนปริมาตร 1 ลบ.ซม. ก็ได้
2. ไม่ควรหยดอินดิเคเตอร์มากเกินไป เพราะจะเทียบดูสีลำบาก
3. ควรใช้กระดาษสีขาววางด้านหลังของหลอดทดสอบที่บรรจุสารละลาย เพื่อดูสีของสารละลายได้ชัดเจนยิ่งขึ้น
4. ไม่ควรใช้หลอดหยดสารละลายปะปนกัน เพราะอาจทำให้ค่า pH ที่ได้ไม่ถูกต้อง
5. ทุกครั้งหลังจากล้างอุปกรณ์ เช่น หลอดทดสอบ, แท่งแก้วคนเสร็จแล้ว ควรจะชะล้างอีกครั้งด้วยน้ำกลั่น
6. ควรวางกระดาษลิทมัสที่จะทดสอบไว้บนกระดาษกรอง

ทฤษฎีที่เกี่ยวข้อง

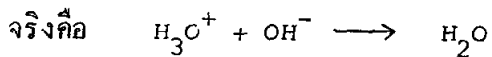
จากที่เคยศึกษาผ่านมา ความหมายของกรด ก็คือสารที่มีรสเปรี้ยว ส่วนเบสก็คือสารที่มีรสขมหรือฝาด แต่กรดหรือเบสบางชนิดเราไม่สามารถทดสอบด้วยการชิมรสได้ โดยเฉพาะสารละลายกรดและเบสแก่ ในสารละลายกรด เรามักจะบ่งบอกด้วยปริมาณของ H^+ ไอออน (ในน้ำมักจะอยู่ในรูปของ H_3O^+ ไอออน) ส่วนสารละลายเบสจะบ่งบอกแทนด้วยปริมาณของ OH^- ไอออน ทั้ง H^+ ไอออนและ OH^- ไอออน จากกรดและเบสสามารถทำปฏิกิริยากับน้ำได้ ดังนั้นกรดและเบสสามารถเกิดปฏิกิริยาสะเทินซึ่งกันและกันได้ เช่น



หรือ



จะเห็นว่า Cl^- , Na^+ ไม่ได้เกี่ยวข้องในปฏิกิริยา สมการที่เกิดขึ้น



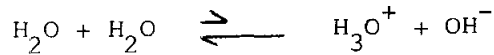
แสดงว่าปฏิกิริยาการสะเทิน เกิดขึ้นระหว่าง H_3O^+ ไอออนกับ OH^- ไอออน

ในการทดลองนี้ เราจะได้ศึกษาเกี่ยวกับการวัดและการแสดงค่าความเป็นกรดและเบสของสารละลายโดยใช้ pH scale

ในการที่จะเข้าใจถึงสภาพความเป็นกรดและเบสในสารละลายที่มีน้ำเป็นตัวทำละลาย (ในปฏิกิริยาเบื้องต้นส่วนใหญ่ มักมีน้ำเป็นตัวทำละลาย)

จะเกี่ยวข้องกับการแตกตัวของน้ำ โดยทั่วไปถือว่าน้ำบริสุทธิ์ไม่นำไฟฟ้าและไม่แตกตัวเป็นไอออน แต่ตามความเป็นจริง น้ำบริสุทธิ์แตกตัวได้เล็กน้อย

ได้เพียง 0.000001% คั่งสมการ



ผลคูณระหว่างความเข้มข้นของ H^+ และ OH^- ที่มีหน่วยเป็นโมลต่อลิตร จะมีค่าคงที่ เรียกว่าค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ, K_w

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

และที่อุณหภูมิ 25°C $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$

ในน้ำบริสุทธิ์ ปริมาณความเข้มข้นของ H^+ และ OH^- จะเท่ากัน

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$$

ในสารละลายที่เป็นกรดหรือเบส ผลคูณนี้ยังมีค่าคงที่ แต่ในสารละลายกรด จะมีความเข้มข้นของ H^+ ไออนมากกว่า $1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$ และมีความเข้มข้นของ OH^- ไออนน้อยกว่า $1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$ เพื่อรักษาค่าคงที่ไว้ ส่วนในสารละลายเบสก็จะตรงกันข้ามกับกรด

การวัดค่าความเข้มข้นของ H^+ ไออนโดยใช้ pH scale

เพื่อความสะดวกในการบอกปริมาณความเข้มข้นของ H^+ ไออน ซึ่งมีค่าน้อยมาก จึงกำหนดมาตราที่ใช้บอกความเข้มข้นของ H^+ ไออนขึ้นมา เรียกว่า pH โดยกำหนดว่า

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

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

∴ ปริมาณความเข้มข้นของ H^+ ไอออน ในน้ำบริสุทธิ์หรือสารละลายที่เป็นกลาง
จะมีค่าเท่ากับ $1.0 \times 10^{-7} M$

$$\begin{aligned} \therefore pH &= -\log (1.0 \times 10^{-7}) \\ &= 7 \end{aligned}$$

แสดงว่าในสารละลายที่เป็นกลางมีค่า $pH = 7$ เราจึงได้ค่า pH แสดงความเป็นกรดหรือด่างของสารละลายได้ โดยในสารละลายที่เป็นกรด pH จะน้อยกว่า 7 และในสารละลายที่เป็นด่าง pH จะมากกว่า 7

ในทำนองเดียวกัน pOH ก็คือตัวเลขที่ใช้แสดงความเข้มข้นของ OH^- ไอออนในสารละลาย โดยกำหนดว่า

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

$$\therefore [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$\log[H^+] + \log[OH^-] = \log(1.0 \times 10^{-14})$$

$$-\log[H^+] - \log[OH^-] = -(-14)$$

$$\begin{array}{ccc} \downarrow & & 1 \\ pH + pOH & = & 14 \end{array}$$

ความสัมพันธ์ระหว่าง pH และ pOH สามารถใช้ pH แสดงความเป็นด่างได้ เช่นเดียวกับแสดงความเป็นกรด

ตารางแสดงค่าความเข้มข้นของ H^+ , OH^- , pH และ pOH

$[H^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH	สภาพของสารละลาย	ตัวอย่าง
10^1	10^{-15}	-1	15	กรดแก่	1 M HCl
10^0	10^{-14}	0	14		
10^{-1}	10^{-13}	1	13	กรด	น้ำย่อยอาหาร
10^{-2}	10^{-12}	2	12		น้ำมะนาว
10^{-3}	10^{-11}	3	11		โคลลา-โคลลา, ไวน์
10^{-4}	10^{-10}	4	10	กลาง	น้ำส้ม
10^{-5}	10^{-9}	5	9		กาแฟดำ
10^{-6}	10^{-8}	6	8		ปัสสาวะ
10^{-7}	10^{-7}	7	7		กาแฟใส
10^{-8}	10^{-6}	8	6	เบส	นม
10^{-9}	10^{-5}	9	5		น้ำลาย
10^{-10}	10^{-4}	10	4		เลือด
10^{-11}	10^{-3}	11	3	เบสแก่	โซดาบั้งขนมปัง
10^{-12}	10^{-2}	12	2		milk of Magnesia
10^{-13}	10^{-1}	13	1		น้ำปูนใส
10^{-14}	10^0	14	0		น้ำแอมโมเนียที่ใช้ตามบ้าน
10^{-15}	10^1	15	-1		Caustic soda, 0.1M
					1M NaOH

- หมายเหตุ
1. น้ำมะนาว pH = 2.3
 2. โคลลาโคลลา = 2.4-2.6

ค่า pH ของสารละลายไม่จำเป็นต้องเป็นเลขจำนวนเต็มลงตัวเสมอไป
(ในการคำนวณหาค่า pH ต้องอาศัยตารางลอการิทึม) ดังตัวอย่าง

$[H^+]$	$[OH^-]$	pH
2.0×10^{-3}	5.0×10^{-12}	2.70
7.7×10^{-5}	1.3×10^{-10}	4.11
5.0×10^{-9}	2.0×10^{-6}	8.30
3.0×10^{-12}	3.3×10^{-3}	11.52

อินดิเคเตอร์ (Indicators)

กรด-เบสอินดิเคเตอร์เป็นสารอินทรีย์ที่มีโครงสร้างซับซ้อน มักจะมีสมบัติเป็นกรดอ่อนหรือเบสอ่อน ซึ่งสามารถเปลี่ยนแปลงสีได้ เมื่อค่า pH ของสารละลายเปลี่ยน และจะมีสีแตกต่างกันในสภาพที่เป็นและเบสของสารละลาย อินดิเคเตอร์ส่วนใหญ่จะไม่เปลี่ยนสีที่ค่า pH เดียวกัน บางตัวก็เปลี่ยนสีที่ pH = 7, บางตัวก็ pH = 4 หรือ pH = 8 ในการเปลี่ยนสีจากรูปกรด (acid form) ไปเป็นรูปเบส (basic form) จะต้องอาศัยการเปลี่ยนแปลงค่า pH ประมาณ 2 หน่วย หรือ 1 หน่วยถ้าคิดจากแต่ละด้านของจุดกึ่งกลาง อินดิเคเตอร์จะมีประโยชน์อย่างมากในการบอกว่า สารละลายเปลี่ยนจากกรดเป็นเบส หรือเบสเป็นกรด ในเทคนิคของการไตเตรทระหว่างกรดกับเบส ก็ต้องอาศัยอินดิเคเตอร์

ที่เหมาะสมในการบอกจุดที่สารทำปฏิกิริยาพอดีกัน

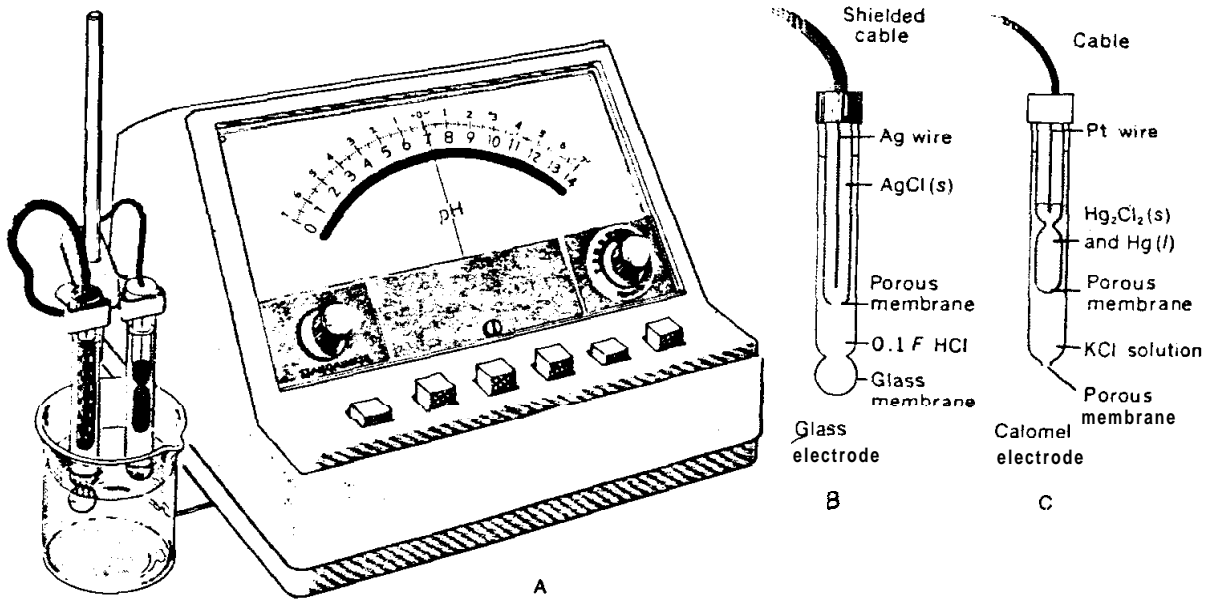
ตัวอย่างอินดิเคเตอร์, ช่วง pH ที่เปลี่ยนสีและสีที่เปลี่ยน

อินดิเคเตอร์	pH range	สีที่เปลี่ยน
Methyl Violet	0.2 - 3.0	เหลือง → ม่วง
Congo red	3.0 - 5.0	น้ำเงิน → แดง
Bromocresol purple	5.2 - 6.8	เหลือง → ม่วง
Phenolphthalein	8.3 - 10.0	ไม่มีสี → ม่วงแดง
Thymol blue	8.0 - 9.6	เหลือง → น้ำเงิน
Alizarin yellow R	10.0 - 12.0	เหลือง → แดง

โดยทั่ว ๆ ไป อินดิเคเตอร์ที่ใช้ในห้องปฏิบัติการมักอยู่ในรูปสารละลาย ซึ่งในการทดลองจะใช้เพียง 2-3 หยดเท่านั้น แต่บางครั้ง จะเป็นกระดาษที่ชุบสีของอินดิเคเตอร์ได้ เวลาใช้ทดสอบก็ใช้แทงแก้วตะสารละลายมาแตะกระดาษอินดิเคเตอร์ที่ใช้กันก็มีกระดาษลิตมัส ซึ่งจะเปลี่ยนสีแดงเป็นสีน้ำเงิน ในช่วง pH. 4-8

ในสารละลายกรดจะมีสีแดง ในเบสก็มีสีน้ำเงิน ยังมีกระดาษยูนิเวอร์ซัลอินดิเคเตอร์ เรียกว่า "pH paper" จะให้รายละเอียดเกี่ยวกับ pH ของสารละลายได้กว้างขวางกว่าโดยจะแสดงการเปลี่ยนสีอย่างต่อเนื่องในช่วง pH ต่าง ๆ โดยจะเปลี่ยนจากสีแดงเข้มที่ pH = 1 ไปเป็นสีน้ำเงินเข้มที่ pH = 14

ในการทดลองที่ต้องการความสะดวกรวดเร็วและแน่นอนของการวัดค่า pH ของสารละลาย จะใช้เครื่องมือที่เรียกว่า "pH meter" ดังรูป



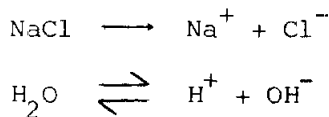
pH meter + ขั้วเซลล์ไฟฟ้าสำหรับวัด
ประกอบด้วยขั้วไฟฟ้า (electrode) อาศัยหลักการเคลื่อนที่ของไอออน
ในสารละลายมายังขั้วไฟฟ้า เพื่อมีการถ่ายเท อิเล็กตรอน

ไฮโดรไลซิส (Hydrolysis)

หมายถึง ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นระหว่างเกลือกับน้ำ แล้วทำให้สารละลายของเกลือนั้นมีสมบัติเป็นกรดหรือเบส หรือ หมายถึง ปฏิกิริยาที่ไอออนของเกลือทำปฏิกิริยากับน้ำ แล้วให้ H^+ ไอออน หรือ OH^- ไอออน ผลก็คือสารละลายนั้นจะมีสภาพเป็นกรดหรือเบส ซึ่งจะขึ้นกับชนิดของเกลือนั้น ซึ่งเราสามารถแบ่งประเภทของเกลือตามปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสได้ดังนี้

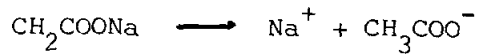
1. เกลือที่เกิดจากกรดแก่ทำปฏิกิริยากับเบสแก่

เกลือประเภทนี้ เมื่อนำมาละลายน้ำ จะไม่เกิดการไฮโดรไลซิส เช่น $NaCl$, KCl , Na_2SO_4 เป็นต้น เพราะไอออนของเกลือเหล่านี้ในน้ำไม่ทำให้ปริมาณ H^+ ไอออนหรือ OH^- ไอออนของน้ำเปลี่ยนแปลง สารละลายจะมีฤทธิ์เป็นกลาง



เมื่อนำ $NaCl$ ไปละลายน้ำ $NaCl$ จะแตกตัวให้ Na^+ และ Cl^- หมดและทั้ง Na^+ ไอออนและ Cl^- ไอออนไม่ทำปฏิกิริยากับน้ำ จึงไม่ไปรบกวนสมดุลของน้ำ ดังนั้นปริมาณของ H^+ ไอออนและ OH^- ในสารละลายยังคงเท่าเดิม

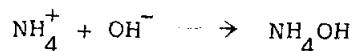
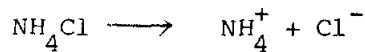
2. เกลือที่เกิดจากเบสแก่ทำปฏิกิริยากับกรดอ่อน เช่น NaCN, CH₃COONa, Na₂CO₃ เมื่อนำเกลือประเภทนี้ไปละลายน้ำ จะไฮโดรไลซ์ได้สารละลายที่มีสมบัติเป็นเบส



เนื่องจาก CH₃COO⁻ ซึ่งเป็นคู่เบสของกรด CH₃COOH ซึ่งเป็นกรดอ่อน ดังนั้น CH₃COO⁻ สามารถรับ H⁺ ไอออนจากน้ำได้ ทำให้ปริมาณ H⁺ ไอออนลดลง ปริมาณของ OH⁻ ไอออน จึงมีมากกว่า จึงทำให้สารละลายมีสภาพเป็นเบส ซึ่งสารละลายนี้จะมีค่า pH มากกว่า 7

3. เกลือที่เกิดจากเบสอ่อนทำปฏิกิริยากับกรดแก่

NH₄Cl, Al₂(SO₄)₃ เมื่อนำเกลือประเภทนี้มาละลายน้ำ จะไฮโดรไลซ์ได้สารละลายที่แสดงสมบัติเป็นกรด



เนื่องจาก NH₄⁺ ไอออน สามารถรวมตัวกับ OH⁻ ไอออนให้ NH₄OH ผลคือความเข้มข้นของ OH⁻ ไอออนลดลง ความเข้มข้นของ H⁺ ไอออนมีมากกว่า ทำให้สารละลายมีสมบัติเป็นกรด สารละลายนี้จะมี pH น้อยกว่า 7

4. เกลือที่เกิดจากเบสอ่อนทำปฏิกิริยากับกรดอ่อน

$\text{CH}_3\text{COONH}_4$, Al_2S_3 , NH_4CN เกลือประเภทนี้เมื่อละลายน้ำแล้วสามารถเกิดไฮโดรไลซิสได้ ทั้งแคทไอออนและแอนไอออน แต่สมบัติของสารละลายที่ได้ บางชนิดอาจเป็นกรด บางชนิดอาจเป็นเบสหรือเป็นกลางก็ได้ ไม่นานอน ทั้งนี้ก็แล้วแต่สมบัติเฉพาะตัวของเกลือแต่ละชนิด ถ้าแคทไอออนและแอนไอออน รวมตัวกับน้ำแล้วได้เบสกับกรดที่มีค่าความแรงในการแตกตัวเท่ากัน ($k_a = k_b$) สารละลายที่ได้ก็จะมีฤทธิ์เป็นกลาง

การทดลอง

1. เตรียมสารละลายที่มีค่า pH ต่าง ๆ กัน (ทางห้องปฏิบัติการเตรียมไว้ให้)

ก. สำหรับในช่วงที่เป็นกรด, pH 1-6

จากสารละลายมาตรฐานกรดเกลือ 0.10 M ($\text{pH} = 1$) (กรดเกลือเป็นกรดแก่ แยกตัวได้ 100%)

สารละลาย pH = 2 บีเปิดสารละลายมาตรฐานกรดเกลือ 10 ลบ.ซม. แล้วเจือจางให้มีปริมาตรเป็น 100 ลบ.ซม. ในขวดวัดปริมาตร

สารละลาย pH = 3, 4, 5, 6 เตรียมเช่นเดียวกับสารละลาย pH = 2 โดยแต่ละ pH จะเจือจางน้ำกลั่นลงเป็น 10 เท่าของ pH ที่ติดกัน

ข. สำหรับในช่วงที่เป็นกลาง, pH 7

ใช้น้ำกลั่นที่ต้มแล้วตั้งทิ้งไว้ให้เย็นลงที่อุณหภูมิห้อง

ค. สำหรับในช่วงที่เป็นเบส, pH 8-12

จากสารละลายมาตรฐานโซเดียมไฮดรอกไซด์ 0.01 M ($\text{pH} = 12$)

สารละลาย pH = 11 บีเปิดสารละลายมาตรฐานโซเดียมไฮดรอกไซด์ 10 ลบ.ซม. เจือจางให้มีปริมาตรเป็น 100 ลบ.ซม. ในขวดวัดปริมาตร

สารละลาย pH = 8,9,10 เตรียมสารละลายเช่นเดียวกับสารละลาย
pH=2 โดยแต่ละ pH จะเจือจางด้วย
น้ำกลั่นเป็น 10 เท่าของ pH ที่ติดกัน

∴ จะได้สารละลายที่มี pH 1-12 สำหรับการทดลองต่อไป

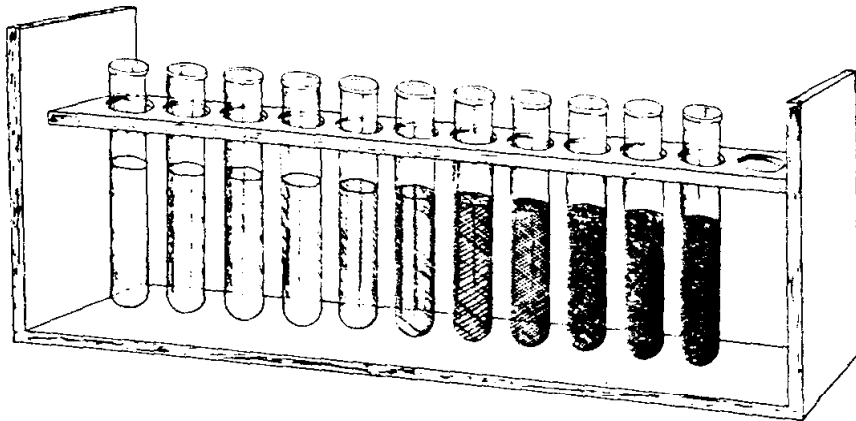
หมายเหตุ สารละลาย pH 1-12 โดยปกติทางห้องปฏิบัติการจะเตรียมไว้ให้ใช้เลย
ก่อนใช้ควรทดสอบ pH ของน้ำกลั่นที่ใช้

2. การหาช่วง pH (pH range) ที่เปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ชนิดต่าง ๆ

1. วางหลอดทดสอบที่สะอาดและแห้งลงในที่วางหลอดทดสอบจำนวน 12 หลอด
2. เติมสารละลาย pH 1-12 ลงในแต่ละหลอด ๆ ละ 2 ลบ.ซม.
3. หยดอินดิเคเตอร์ methyl orange ลงในแต่ละหลอด ๆ ละ 3 หยด
เขย่าให้เท่ากัน
4. บันทึกผลลงในตาราง ระหว่างค่า pH และสีที่ปรากฏ บอกช่วงที่สีเปลี่ยน
5. เติสารละลายทั้ง 12 หลอดทิ้งไปแล้วล้างให้สะอาด ชะล้างอีกครั้งด้วย
น้ำกลั่น
6. เริ่มทำการทดลองใหม่จากข้อ 1-5 โดยเปลี่ยนอินดิเคเตอร์ตัวใหม่
(ทุกครั้ง que เปลี่ยนอินดิเคเตอร์ ต้องเริ่มจากข้อ 1-5)
7. อินดิเคเตอร์ที่ใช้มี Methyl Yellow, Bromthymol blue,
Phenolphthalein, Methyl red, Thymol blue, Phenol red
Methyl Violet, Alizarin Yellow, Bromocresol purple

3. การคูสีของ Universal Indicator

1. วางหลอดทดสอบที่สะอาดและแห้งในที่วางหลอดทดสอบ เติมสารละลาย pH 1 - 12 ลงในหลอดแต่ละหลอดประมาณหลอดละ 2 ลบ.ซม. ระบุ pH ของแต่ละหลอดให้ชัดเจน (อาจใช้หมายเลขกำหนดแทนได้)
2. หยด Universal Indicator ลงในหลอดทุก ๆ หลอด ๑ ละ 3 หยด เขย่าให้เป็นเนื้อเดียวกัน
3. บันทึกสีของ Universal Indicator ลงในตารางเทียบกับค่า pH (เก็บสารละลายชุดนี้ไว้เพื่อเปรียบเทียบในการหา pH ของสารละลายในข้อต่อไป) (ข้อ 4)



4. การหาค่า pH ของกรดแก่, กรดอ่อน, เบสแก่, เบสอ่อนและเกลือ โดยเทียบจากสีของ Universal Indicator

1. วางหลอดทดสอบที่สะอาด ควรชะล้างด้วยน้ำกลั่นอีกครั้งก่อนเติมสารละลายลงในที่วางหลอดทดสอบ จำนวน 9 หลอด

2. แต่ละหลอดเติมสารละลายต่าง ๆ ดังนี้ ตามลำดับ

<u>หลอดที่ 1</u>	เติมสารละลาย acetic acid	2 ลบ.ซม.
<u>หลอดที่ 2</u>	เติมสารละลาย sodium acetate	2 ลบ.ซม.
<u>หลอดที่ 3</u>	เติมสารละลาย trisodium phosphate	2 ลบ.ซม.
<u>หลอดที่ 4</u>	เติมสารละลาย disodium phosphate	2 ลบ.ซม.
<u>หลอดที่ 5</u>	เติมสารละลาย sodium bicarbonate	2 ลบ.ซม.
<u>หลอดที่ 6</u>	เติมสารละลาย sodium chloride	2 ลบ.ซม.
<u>หลอดที่ 7</u>	เติมสารละลาย Ammonium Nitrate	2 ลบ.ซม.
<u>หลอดที่ 8</u>	เติมสารละลาย Ammonium sulphate	2 ลบ.ซม.
<u>หลอดที่ 9</u>	เติมสารละลาย Ammonium oxalate	2 ลบ.ซม.

3. หยด universal indicator ในแต่ละหลอด

5. การหาค่า pH ของกรดแก่, กรดอ่อน, เบสแก่ และเบสอ่อน และสารเคมีที่ใช้ในชีวิตประจำวัน โดยใช้อินดิเคเตอร์ชนิดต่าง ๆ

1. วางหลอดทดสอบที่สะอาด ลงในที่วางหลอดทดสอบ จำนวน 9 หลอด

2. แต่ละหลอดเติมสารละลายต่าง ๆ ดังต่อไปนี้

<u>หลอดที่ 1</u>	เติมสารละลาย sulphuric acid
------------------	-----------------------------

- หลอดที่ 2 เติมสารละลาย Acetic acid
- หลอดที่ 3 เติมสารละลาย Sodium hydroxide
- หลอดที่ 4 เติมสารละลาย Ammonia Water
- หลอดที่ 5 เติมสารละลาย Sodium Carbonate
- หลอดที่ 6 เติมน้ำส้มสายชู (เจือจาง 10 เท่า) จำนวน 2 ลบ.ซม.
- หลอดที่ 7 เติมน้ำอ๊คลม (เจือจาง 1 เท่า) จำนวน 2 ลบ.ซม.
- หลอดที่ 8 เติมแชมพูสระผม (ใช้สารละลาย 10%) จำนวน 2 ลบ.ซม.
- หลอดที่ 9 เติมน้ำยาซักแห้ง (ใช้สารละลาย 5%) จำนวน 2 ลบ.ซม.
- หลอดที่ 10 เติมแอลกอฮอล์ จำนวน 2 ลบ.ซม.
- หลอดที่ 11 เติมนม จำนวน 2 ลบ.ซม.

3. ทำการทดสอบสภาพเป็นกรด-เบส ของสารละลายโดยใช้กระดาษลิตมัส ใช้แท่งแก้วที่สะอาดและสารละลายนำมาแตะกับกระดาษลิตมัส บันทึกผลลงในตาราง

4. แบ่งสารละลายแต่ละหลอดออกเป็น 3 ส่วนแต่ละส่วนให้ทดสอบโดยหยดอินดิเคเตอร์ต่าง ๆ ดังนี้

- ส่วนที่ 1 หยด Universal Indicator 3 หยด
- ส่วนที่ 2 หยด Methyl Orange 3 หยด
- ส่วนที่ 3 หยด Phenolphthalein 3 หยด

บันทึกผล และเทียบสีจากผลการทดลองที่ 2 และ 3 เพื่อหาค่า pH ของสารละลาย

6. ปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสของเกลือ

การทดลอง

1. ล้างหลอดทดสอบให้สะอาด 9 หลอด วางในที่ว่างหลอดทดสอบ
2. เขียนหมายเลขให้ตรงกับหมายเลขหน้าชื่อเกลือที่กำหนดให้
3. ใช้ช้อนตักสารที่สะอาดและแห้ง ตักสารประมาณ 0.1 มิลลิกรัม (เทปปลายหัวไม้ขีดไฟ) ใส่ลงในหลอดทดสอบ อย่าทำสารหกเลอะเทอะ
4. เมื่อจะตักสารใหม่ ก็ต้องทำความสะอาดช้อนตักสารทุกครั้ง (จะศึกษารายการตามตาราง)
5. เติมน้ำกลั่นลงในหลอดทดสอบ หลอดละ 3 ลบ.ซม.
6. ใช้แท่งแก้วคนสารให้ละลายจนหมด
7. ทำการทดสอบความเป็นกรด-เบสของสารละลายโดยใช้กระดาษลิตมัส
8. หยด Universal Indicator ลงในหลอดทดสอบที่บรรจุสารละลาย ทุก ๆ หลอด ๆ ละ 3 หยด เขย่าและนำไปเทียบกับข้อ 3 เพื่อหาค่า pH ของสารละลายได้

รายงานการทดลอง

ปฏิบัติการเคมีเรื่อง.....วันที่ทำการทดลอง.....
ชื่อผู้ทำการทดลอง.....รหัส.....เลขที่.....
ชื่อผู้ร่วมทำการทดลอง.....รหัส.....เลขที่.....
กลุ่มปฏิบัติการ.....section.....
อาจารย์ผู้ควบคุม 1.....
2.....
3.....

ผลการทดลอง

ตารางเปรียบเทียบผลการทดลอง 2 การหาช่วง pH การเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ชนิดต่าง ๆ

อินดิเคเตอร์	2	3	4	5	6	7	8	9	10	2 สีที่ เปลี่ยนแปลง	ช่วง pH เปลี่ยนสี
methyl orange											
methyl yellow											
Bromthymol blue											
Phenolphthalein											
Methyl red											
Thymol blue											
Phenol red											
Methyl Violet											
Alizarin Yellow											
Bromocresol purple											

ตารางบันทึกผลการทดลอง 3. สีของ Universal Indicator ในสารละลาย
 pH ต่าง ๆ

pH	สีของสารละลาย
1
2
3
4
5
6
7
8
9
10
11
12

ตารางบันทึกผลการทดลอง 4. การหา pH ของสารละลายกรด, เบสและเกลือ
โดยเทียบจากสีของ Universal Indicator

หลอดที่	สารละลายของ	สีของ Universal Indicator	ค่า pH ของสารละลาย
1	Acetic acid
2	Sodium acetate
3	Trisodium phosphate
4	disodium phosphate
5	Sodium bicarbonate
6	Sodium chloride
7	Ammonium nitrate
8	Ammonium sulphate
9	Ammonium oxalate

ตารางบันทึกผลการทดลอง 5.

การทำ pH ของกรดแก่, เบสแก่, เบสอ่อน และสารเคมีที่ใช้ในชีวิตประจำวันโดยใช้อินดิเคเตอร์ชนิดต่าง ๆ

หลอดที่	สารละลาย	ลตมส สีแดง	ลตมส สีน้ำเงิน	Universal Indicator	M.O	p.p	pH ของสารละลาย
1	Sulphuric acid
2	Acetic acid
3	Sodium hydroxide
4	Ammonia water
5	Vinegar
6	Carbonated beverage
7	Shampoo
8	Liquid Laundry detergent
9	alcohol
10	milk

5. ปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสของเกลือ

เกลือ	สูตรของเกลือ	สีของ ลิตมัส	Universal Indicator	pH	สูตรของกรดและเบส ที่ได้จากเกลือ
Sodium carbonate
Potassium nitrate
Trisodium phosphate
Ammonium chloride
Monosodium phosphate
Aluminium nitrate
Potassium alum
Sodium sulphate
Ammonium oxalate

การทดลองที่ 15

เรื่อง สารละลายบัฟเฟอร์ (Buffer Solution)

วัตถุประสงค์

1. เพื่อเรียนรู้เกี่ยวกับสารละลายบัฟเฟอร์และความสำคัญของสารละลายบัฟเฟอร์
2. การควบคุม pH ของสารละลายของบัฟเฟอร์
3. การเปลี่ยนแปลงค่า pH ในสารละลาย Unbuffered และ Buffered Solution

สารเคมี

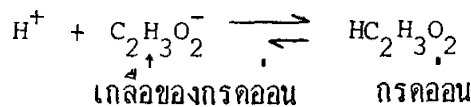
1. สารละลายกรดเกลือเข้มข้น 0.01 M (0.01M HCl)
2. สารละลายโซเดียมไฮดรอกไซด์ 0.01 M (0.01M NaOH)
3. สารละลายโซเดียมไดไฮโดรเจนฟอสเฟต 0.50M
(0.50 NaH_2PO_4)
4. สารละลายโซเดียมไฮโดรเจนฟอสเฟต 0.50 M
(0.50 Na_2HPO_4)
5. สารละลายกรดอะซิติก 1.0 M (1.0M CH_3COOH)
6. สารละลายโซเดียมอะซิเตต 1.0 M (1.0M NaCH_3COO)
7. สารละลายแอมโมเนียไฮดรอกไซด์ 1.0 M (1.0M NH_4OH)
8. สารละลายแอมโมเนียมคลอไรด์ 1.0 M (1.0M NH_4Cl)
9. Bromocresol green
- 10 Bromthymol blue
11. phenolphthalien

อุปกรณ์

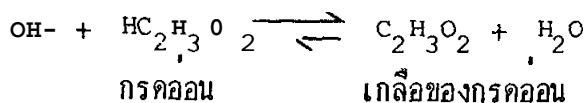
1. หลอดทดสอบ
2. กระจกตวง
3. หลอดหยดสารละลาย
4. ที่วางหลอดทดสอบ
5. แท่งแก้วสำหรับคน
6. ขวดน้ำจืด

สารละลายบัฟเฟอร์ (Buffer Solution)

คือสารละลายที่เตรียมจากกรดอ่อนกับเกลือของกรดอ่อนนั้น หรือ เบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อนนั้น เช่น สารละลายของกรดอะซิติกกับโซเดียมอะซิเตต ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + \text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) สารละลายของน้ำแอมโมเนียกับแอมโมเนียมคลอไรด์ ($\text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$) สารละลายของกรดคาร์บอนิกกับโซเดียมคาร์บอเนต ($\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$) เป็นต้น สารละลายบัฟเฟอร์มีสมบัติพิเศษที่แตกต่างไปจากสารละลายกรดและเบสโดยทั่วไป ก็คือ สามารถรักษาระดับ pH ของสารละลายไว้ได้เกือบคงที่เสมอ แม้ว่าเราจะเติมกรดแก่หรือเบสแก่ลงไปเล็กน้อย ก็จะไม่ทำให้ค่า pH ของสารละลายนั้นเปลี่ยนแปลงไปมากนัก การที่สารละลายบัฟเฟอร์สามารถรักษาระดับ pH ของสารละลายให้เกือบคงที่ (ไปควบคุมปริมาณ H^+ ไอออนและ OH^- ไอออนของสารละลาย)สามารถจะอธิบายได้ โดยพิจารณาสารละลายบัฟเฟอร์ของกรดอะซิติก ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) กับโซเดียมอะซิเตต ($\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) เมื่อเราเติม H^+ ไอออนจากกรดไฮโดรคลอริกลงไป ปฏิกริยาจะเป็นดังนี้



เมื่อเราเติม OH^- ไอออนจากโซเดียมไฮดรอกไซด์ลงไป ปฏิกริยาจะเป็นดังนี้



ปริมาณของ H^+ ไอออนและ OH^- ไอออน จากกรดแก่และเบสแก่ ที่เติมลงไปในสารละลายบัฟเฟอร์ จะถูกลดลงโดยไอออนของสารละลายบัฟเฟอร์ในสารละลาย

ตั้งปฏิกิริยาที่แสดงไว้ข้างต้น ผลทำให้ค่า pH ของสารละลายไม่เปลี่ยนแปลงมากนัก

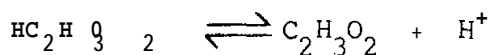
ตัวอย่างการคำนวณเพื่อแสดงสมบัติของสารละลายบัฟเฟอร์

ตัวอย่าง จงคำนวณหาค่า pH ของสารละลายดังต่อไปนี้

1. สารละลาย $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ เข้มข้น 0.10 โมลต่อลิตร
 2. สารละลาย $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ เข้มข้น 0.10 โมลต่อลิตร ที่มี $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ 0.08 โมล/ลิตร (สารละลายบัฟเฟอร์)
 3. เมื่อเติมสารละลาย HCl เข้มข้น 0.01 โมลต่อลิตรลงใน สารละลายข้อ 1 และ ข้อ 2
- (กำหนดให้ค่าคงที่การแตกตัว, K_a ของ $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 = 1.8 \times 10^{-5}$)

วิธีคำนวณ

(ข้อ 1)



ที่สภาวะสมดุล $0.1 - x$ x x โมล/ลิตร

$$K_a = \frac{[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-][\text{H}^+]}{[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x \times x}{1 - x}$$

$$x = 1.34 \times 10^{-3} = [\text{H}^+]$$

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

$$= -\log [1.34 \times 10^{-3}]$$

pH = 2.87

(ข้อ 2)

$\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ เป็นเกลือของเบสแก่แตกตัวได้หมด

$$\therefore [\text{Na}^+] = [\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-] = 0.08 \quad \text{โมล/ลิตร}$$

ที่สภาวะสมดุล $[\text{H}^+] = x$

$$[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-] = 0.08 + x$$

$$[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2] = 0.1 - x$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-]}{[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x \times (0.08 + x)}{(0.1 - x)}$$

x มีค่าน้อยมาก เมื่อเทียบกับ 0.08 และ 0.10 จึงตัดทิ้งไว้

$$\frac{x \times 0.08}{0.1} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$x = 2.25 \times 10^{-5} = [\text{H}^+]$$

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

$$= -\log [2.25 \times 10^{-5}]$$

pH = 4.65

(ข้อ 3)

(ก) เมื่อเติมสารละลาย HCl เข้มข้น 0.01 โมล/ลิตร ลงไปในข้อ (1) เพราะ HCl เป็นกรดแก่ จึงแตกตัวได้หมด

$$\therefore [H^+] = 0.01 = 1.0 \times 10^{-2} \text{ โมล/ลิตร}$$

เทียบกับ $[H^+]$ ที่มาจากการแตกตัวของ $HC_2H_3O_2$ นี้น้อยมาก ๆ

$$\therefore [H^+] \text{ ของสารละลาย } \approx 1.0 \times 10^{-2} \text{ โมล/ลิตร}$$

$$pH = -\log[H^+]$$

$$= -\log[1.0 \times 10^{-2}] = 2$$

$pH = 2$

(ข) เมื่อเติมสารละลาย HCl เข้มข้น 0.01 โมล/ลิตร ลงไปในข้อ (2) (สารละลายบัฟเฟอร์)

H^+ ให้ออนจาก HCl เข้ามารวมตัวกับ $C_2H_3O_2^-$ ได้ $HC_2H_3O_2$
ทำให้ $[HC_2H_3O_2]$ เพิ่มขึ้น ในขณะที่ $[C_2H_3O_2^-]$ ลดลง

ที่สภาวะสมดุล

$$[H^+] = x$$

$$[C_2H_3O_2^-] = 0.08 - 0.01 + x \approx 0.07$$

$$[HC_2O_3H_2] = 0.10 + 0.01 - x \approx 0.11$$

$$K_a = \frac{[H^+][C_2H_3O_2^-]}{[HC_2H_3O_2]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x \times 0.07}{0.11}$$

$$x = 2.83 \times 10^{-5} = [H^+]$$

$$pH = -\log[H^+]$$

$$= -\log[2.83 \times 10^{-5}]$$

pH = 4.55

จะเห็นว่า (1) เมื่อเติมกรด HCl เข้มข้น 0.01 โมล/ลิตร ลงในสารละลาย
ข้อ 1 ซึ่งไม่ใช่สารละลายบัฟเฟอร์ ค่า pH จะเปลี่ยนไป

$$2.87 - 2 = 0.87 \text{ หน่วย}$$

(2) เมื่อเติมกรด HCl เข้มข้น 0.01 โมล/ลิตร ลงในสารละลาย
ข้อ 2 ซึ่งเป็นสารละลายบัฟเฟอร์ ค่า pH จะเปลี่ยนไป

$$4.65 - 4.55 = 0.10 \text{ หน่วย (น้อยมาก)}$$

ในกรณีถ้าเติมเบสแก่ลงไป OH^- ไอออนที่ได้จากเบสจะรวมตัวกับ H^+
ไอออนจาก $HC_2H_3O_2$ จะทำให้ $HC_2H_3O_2$ แยกตัวให้ H^+ มากขึ้น
จึงเท่ากับเป็นการลด OH^- ไอออน ผลทำให้ pH ไม่เปลี่ยนมากนัก

การทดลอง

1. เตรียมสารละลายที่มีค่า pH ต่าง ๆ ดังนี้ (ทางห้องปฏิบัติการเตรียมไว้ให้)

(ก) Unbuffered Solution

สารละลาย (1) น้ำรีสุลต์ : คมน้ำกลั่นประมาณ 400 ลบ.ซม. ในบีกเกอร์
ขนาด 600 ลบ.ซม. เพื่อไลแก๊สคาร์บอน-
ไดออกไซด์ ปล่อยให้เย็นลงที่อุณหภูมิห้อง
ใช้กระดาษฟิลาปิดไว้

สารละลาย (2) 0.0001 M HCl : เจือจางสารละลาย 0.01M HCl จำนวน
1 ลบ.ซม. ด้วยน้ำกลั่นจนมีปริมาตรเป็น
100 ลบ.ซม.

สารละลาย (3) 0.0001 M NaOH : เจือจางสารละลาย 0.01 M NaOH
จำนวน 1 ลบ.ซม. ด้วยน้ำกลั่นจนมีปริมาตร
เป็น 100 ลบ.ซม.

(ข) Buffered Solution

สารละลาย (4) $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{HPO}_4^{2-}$: ผสมสารละลาย **0.50 M** NaH_2PO_4
จำนวน **10** ลบ.ซม. กับสารละลาย 0.50M
 Na_2HPO_4 จำนวน **10** ลบ.ซม. เข้าด้วยกัน
กันในบีกเกอร์

สารละลาย (5) ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$) : ผสมสารละลาย 1.0 M $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$

จำนวน 10 ลบ.ซม. กับสารละลาย

1.0 M $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ จำนวน 10 ลบ.ซม.

เข้ด้วยกันในบั๊กเกอร์

สารละลาย (6) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4^+ = 1:1$: ผสมสารละลาย 1.0 M NH_4OH

(ammonia solution) จำนวน 10 ลบ.ซม.

กับสารละลาย 1.0 M NH_4Cl จำนวน

10 ลบ.ซม. เข้ด้วยกันในบั๊กเกอร์

สารละลาย (7) ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4^+ = 1:4$) : ผสมสารละลาย 0.1 M NH_4OH

จำนวน 5 ลบ.ซม. กับสารละลาย 1.0 M

NH_4Cl จำนวน 20 ลบ.ซม. เข้ด้วยกัน

ในบั๊กเกอร์

2. อินดิเคเตอร์ที่ใช้ในการทดลอง

<u>อินดิเคเตอร์</u>	<u>ช่วง pH ที่เปลี่ยนสี</u>	<u>เปลี่ยน</u>
A : Bromocresol green	4.0-6.0	Yellow - blue
B : Bromothymol blue	6.0-8.0	Yellow ~ blue
C : Phenolphthalein	8.0-10.0	Colorless-red

วิธีการทดลอง

1. การเปลี่ยนแปลงค่า pH ใน **Unbuffered** Solution

ในห้องปฏิบัติการจะเตรียมสารละลายมาตรฐานที่ pH ต่าง ๆ เพื่อแสดงสีของอินดิเคเตอร์ ในการใช้เทียบสี

สารละลายมาตรฐาน	อินดิเคเตอร์ที่ใช้	สีของสารละลาย
pH 4	A	
pH 5	A	
pH 6	A	
pH 6	B	
pH J	B	
pH 8	B	
pH 8	C	
pH 9	C	
pH 10	C	

หมายเหตุ A = Bromocresol green

B = Bromthymol blue

C = Phenolphthalein

- นำหลอดทดสอบที่สะอาดมา 3 หลอด แต่ละหลอดเติมสารละลายต่าง ๆ และหยดอินดิเคเตอร์ (แต่ละหลอด 3 หยด) ดังนี้

<u>สารละลาย</u>	<u>อินดิเคเตอร์</u>
1	B
2	A
3	C

- เทียบสีของสารละลาย (อินดิเคเตอร์เป็นหลัก) ที่ไคบัลส์ของสารละลายมาตรฐานที่ห้องปฏิบัติการเตรียมไว้ให้ บันทึกผลการทดลอง
- นำหลอดทดสอบที่สะอาดมา 3 หลอด แต่ละหลอดเติมสารละลาย 1, 2, และ 3 ตามลำดับ หยดสารละลาย 1.0M HCL ลงหลอดละ 1 หยด คนสารละลาย แล้วจึงหยดอินดิเคเตอร์ เช่นเดียวกับข้อ 1
- บันทึกสีที่เปลี่ยนไปและเทียบค่า pH ของสารละลายแต่ละหลอดจากสีของสารละลายมาตรฐานบันทึกผลการทดลอง
- ทำการทดลองเช่นเดียวกับข้อ 3-4 แต่เปลี่ยนจากหยดสารละลาย 1.0M HCL มาเป็น 1.0M NaOH หลอดละ 1 หยดแทน

2. การเปลี่ยนแปลงค่า pH ใน Buffered Solution

1. นำหลอดทดสอบที่สะอาดมา 4 หลอด แต่ละหลอดเติมสารละลายต่าง ๆ ตามลำดับ และหยดอินดิเคเตอร์ ดังนี้

<u>สารละลาย</u>	<u>อินดิเคเตอร์</u>
4	B
5	A
6	C
7	C

2. เหย็บสีของสารละลายแต่ละหลอดที่ไคกับสีของสารละลายมาตรฐานที่ทางห้องปฏิบัติการเตรียมไว้ให้ บันทึกผลการทดลองในตาราง
3. นำหลอดทดสอบที่สะอาดมา 4 หลอด เติมสารละลาย 4, 5, 6 และ 7 ตามลำดับ แต่ละหลอดหยด 1.0M HCL จำนวน 1 หยด แล้วหยดอินดิเคเตอร์เช่นเดียวกับข้อ 1
4. บันทึกสีที่เปลี่ยนไป และเทียบค่า pH ของสารละลายแต่ละหลอดจากสีของสารละลายมาตรฐาน บันทึกผลการทดลอง
5. ทำการทดลองเช่นเดียวกับข้อ 3-4 แต่เปลี่ยนจากการหยดสารละลาย 1.0M HCl มาเป็น 1.0M NaOH หลอดละ 1 หยดแทน

รายงานการทดลอง

ปฏิบัติการเคมีเรื่อง..... วันที่ทำการทดลอง.....
ชื่อผู้ทำการทดลอง..... รหัส..... เลขที่.....
40ผู้ร่วมทำการทดลอง..... รหัส..... เลขที่.....
กลุ่มปฏิบัติการ..... section.....
อาจารย์ผู้ควบคุม 1.
2.
3.

การสังเกตและผลการทดลอง

ตารางบันทึกผลการทดลอง

(1) การเปลี่ยนแปลงค่า pH ใน Unbuffered Solution

	สารละลาย (1) น้ำกลั่น	สารละลาย (2) .0001M HCl	สารละลาย(3) 0.0001M NaOH
1. <u>ค่า pH ของสารละลายตั้งต้น</u>			
1.1 สีของอินดิเคเตอร์
1.2 ค่า pH (เทียบจากสีอินดิเคเตอร์)
2. <u>ค่า pH ของสารละลายตั้งต้นเมื่อเติมกรด</u>			
2.1 สีของอินดิเคเตอร์
2.2 ค่า pH (เทียบจากสีของอินดิเคเตอร์)
2.3 ค่า pH ที่เปลี่ยนไปเมื่อเติมกรด

	สารละลาย(1) น้ำกลั่น	สารละลาย(2) 0.0001M HCl	สารละลาย(3) 0.0001M NaOH
3. ค่า pH ของสารละลายตั้งต้นเมื่อเติมเบส			
3.1 สีของอินดิเคเตอร์
3.2 ค่า pH (เทียบจากสีอินดิเคเตอร์)
3.3 ค่า pH ที่เปลี่ยนไปเมื่อเติมเบส

2. การเปลี่ยนแปลงค่า pH ใน Buffered Solution

	สารละลาย 4 $H_2PO_4^-$ และ HPO_4^{2-}	สารละลาย 5 $HC_2H_3O_2$ และ $C_2H_3O_2^-$	สารละลาย 6 1:1 NH_4OH และ	สารละลาย 7 1:4 NH_4OH และ
1. ค่า pH ของสารละลายเริ่มต้น				
1.1 สีของอินดิเคเตอร์
1.2 ค่า pH (เทียบจากสีอินดิเคเตอร์)
2. ค่า pH ของสารละลายเริ่มต้นเมื่อเติมกรด				
2.1 สีของอินดิเคเตอร์
2.2 ค่า pH (เทียบจากสีของอินดิเคเตอร์)
2.3 ค่า pH ที่เปลี่ยนไปเมื่อเติมกรด
3. ค่า pH ของสารละลายเริ่มต้นเมื่อเติมเบส				
3.1 สีของอินดิเคเตอร์
3.2 ค่า pH (เทียบจากสีของอินดิเคเตอร์)
3.3 ค่า pH ที่เปลี่ยนไปเมื่อเติมเบส

ตารางสรุปการเปลี่ยนแปลงค่า pH เมื่อเติมกรดและเบสลงในสารละลายข้อ 1

ข้อ 2

	ค่า pH ที่เปลี่ยนแปลง	
	Unbuffered Solution	Buffered Solution
1. เติมกรด	สารละลาย (2)	สารละลาย (5)
2. เติมเบส	สารละลาย (2)	สารละลาย (5)
3. เติมกรด	สารละลาย (3)	สารละลาย (6)
4. เติมเบส	สารละลาย (3)	สารละลาย (6)
5. เติมกรด	สารละลาย (1)	สารละลาย (4)
6. เติมเบส	สารละลาย (1)	สารละลาย (4)

ถาม

1. สารละลายที่มีสภาพเป็นกรดใดแก

.....

.....

.....

.....

2. สารละลายที่มีสภาพเป็นกลางใดแก

.....
.....
.....
.....

3. สารละลายที่มีสภาพเป็นเบสใดแก

.....
.....
.....
.....

4. จงเขียนสรุปการเปลี่ยนแปลงค่า pH ใน Unbuffered และ buffered Solution

.....
.....
.....
.....
.....

5. จงเขียนสรุปผลของการเติมสารละลายกรดและเบสลงใน Unbuffered และ buffered Solution

.....
.....
.....
.....

6. ในกรณีสารละลายที่ 6 และ 7 (อัตราส่วนของเบสและเกลือไม่เท่ากัน)
จะมีผลอย่างไรต่อค่า pH ของสารละลาย

.....

.....

.....

.....

.....