

บทที่ 3

สมดุลกรด-เบส

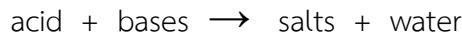
3.1 บทนำ

ในบทที่ 2 จะเป็นการศึกษาเกี่ยวกับกรดและเบส และการคำนวณ pH ของกรดและเบสแต่ละชนิด ส่วนในบทที่ 3 เรื่อง สมดุลกรด-เบส นี้ จะเป็นการศึกษาปฏิกิริยากรดกับเบส (เสมือนนำกรดและเบสผสมกันจะเกิดอะไรขึ้น) การทำนายผลิตภัณฑ์ที่ได้จากปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส การทำนายสมบัติของเกลือชนิดต่าง คุณสมบัติและความหมายของสารละลายบัฟเฟอร์ นอกจากนี้ยังมีการวิเคราะห์หาปริมาณของสารละลายกรดและเบสในการไทเทรตอีกด้วย

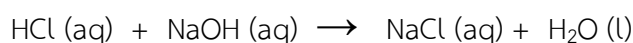
3.2 ปฏิกิริยาสะเทิน

(Neutralization reaction)

ปฏิกิริยาสะเทิน เป็นปฏิกิริยาระหว่างกรดกับเบส โดยทั่วไปจะให้สารผลิตภัณฑ์เป็น เกลือกับ น้ำ สามารถแสดงเป็นสมการเคมีโดยทั่วไปได้ว่า

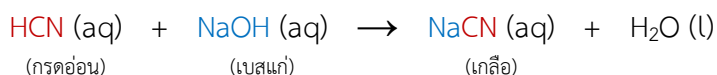


ยกตัวอย่างปฏิกิริยาสะเทินระหว่างสารละลายกรด HCl และ สารละลายเบส NaOH จะได้สารผลิตภัณฑ์เป็น NaCl และ H₂O ดังแสดง

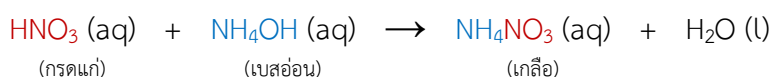


ตัวอย่างปฏิกิริยาสะเทินที่แสดงด้านบนนี้เป็นปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่และเบสแก่ ปฏิกิริยาสะเทินนี้ไม่ได้จำกัดแค่กรดแก่ทำปฏิกิริยากับเบสแก่เท่านั้น แต่ครอบคลุมปฏิกิริยาที่เป็นกรดประเภทใด ๆ ทำปฏิกิริยากับเบสประเภทใด ๆ ดังแสดง

กรดอ่อน + เบสแก่



กรดแก่ + เบสอ่อน



3.2.1 การทำนายสารผลิตภัณฑ์จากปฏิกิริยาสะเทิน

ผู้ศึกษาส่วนใหญ่ประสบปัญหาไม่สามารถทำนายสารผลิตภัณฑ์จากปฏิกิริยาสะเทินได้ โดยทั่วไปเราทราบดีอยู่แล้วว่าผลิตภัณฑ์จากปฏิกิริยาสะเทิน คือ เกลือ และ น้ำ หากสามารถทำนายผลิตภัณฑ์เกลือที่เกิดขึ้นได้ถูกต้องก็จะสามารถเขียนสมการของปฏิกิริยาสะเทินได้อย่างสมบูรณ์ หลักในการทำนายสารผลิตภัณฑ์จากปฏิกิริยาสะเทินมีหลักการดังนี้

- (1) เขียนสูตรของกรดและเบสให้ถูกต้อง
- (2) เขียนประจุบวกและประจุลบของทั้งกรดและเบสในกรณีที่แตกตัวละลายน้ำ (เนื่องจากกรดและเบสเป็นอิเล็กโทรไลต์)
- (3) สลับประจุบวกของกรดไปจับกับประจุลบของเบส และประจุลบของกรดไปจับกับประจุบวกของเบส
- (4) ใช้ความรู้เรื่องการเขียนสูตรสารประกอบไอออนิก เขียนสูตรของผลิตภัณฑ์ให้ถูกต้อง

แม้หลักการจะดูไม่ซับซ้อนแต่เพื่อความเข้าใจมากขึ้น สามารถพิจารณาได้จากตัวอย่างที่ 3.1

ตัวอย่างที่ 3.1 | การทำนายสารผลิตภัณฑ์จากปฏิกิริยาสะเทิน

โจทย์ จงทำนายสารผลิตภัณฑ์จากปฏิกิริยาต่อไปนี้

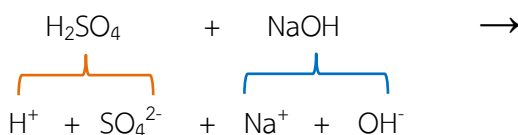


วิธีคิด

ขั้นที่ 1 เขียนสูตรของกรดและเบสให้ถูกต้อง

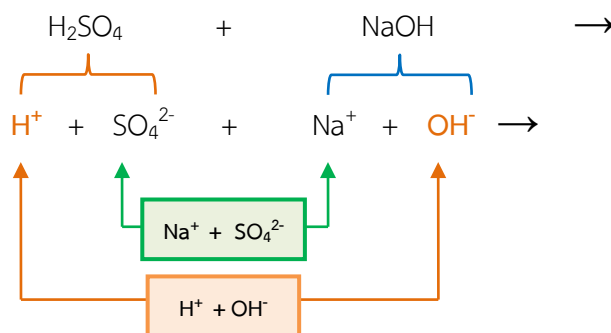


ขั้นที่ 2 เขียนประจุบวกและประจุลบของทั้งกรดและเบสในกรณีที่แตกตัวละลายน้ำ (เนื่องจากกรดและเบสเป็นอิเล็กโทรไลต์)

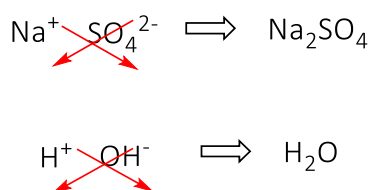


ตัวอย่างที่ 3.1 | การทำนายสารผลิตภัณฑ์จากปฏิกิริยาสะเทิน

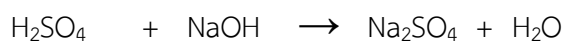
ขั้นที่ 3 สลับประจุบวกของกรดไปจับกับประจุลบของเบส และประจุลบของกรดไปจับกับประจุบวกของเบส



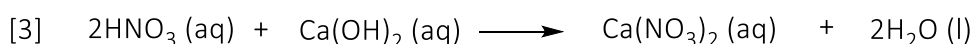
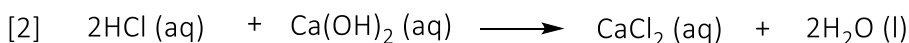
ขั้นที่ 4 ใช้ความรู้เรื่องการเขียนสูตรสารประกอบไอออนิก เขียนสูตรของผลิตภัณฑ์ให้ถูกต้อง



จะได้สมการเคมีดังแสดง



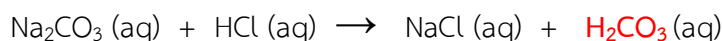
เมื่อได้ศึกษาเกี่ยวกับวิธีการทำนายสารผลิตภัณฑ์ของปฏิกิริยาสะเทินแล้ว ปฏิกิริยาที่แสดงด้านล่างเป็นตัวอย่างปฏิกิริยาสะเทินของกรดและเบส ดังแสดง

Examples

3.2.2 ปฏิกิริยาสะเทินที่ให้เกิดออกมาเป็นผลิตภัณฑ์

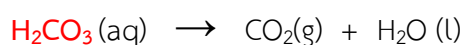
หากเกลือที่ประกอบด้วยไอออนของ carbonate (CO_3^{2-}), bicarbonate (HCO_3^-), sulfite (SO_3^{2-}) และ sulfide (S^{2-}) ทำปฏิกิริยากับกรด มักจะให้สารผลิตภัณฑ์ที่มีแก๊สเกิดขึ้นในปฏิกิริยา ยกตัวอย่างเช่น เมื่อให้ Na_2CO_3 ทำปฏิกิริยากับกรด HCl จะให้สารผลิตภัณฑ์เป็น NaCl , $\text{CO}_2 \text{ (g)}$ และ $\text{H}_2\text{O (l)}$ เกิดขึ้น ดังแสดง



จริงๆ แล้ว หากใช้หลักการในข้อ 3.1.1 ทำนายสารผลิตภัณฑ์ของปฏิกิริยานี้ จะได้สารผลิตภัณฑ์เป็นกรด carbonic (H_2CO_3) ดังแสดง



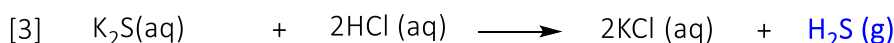
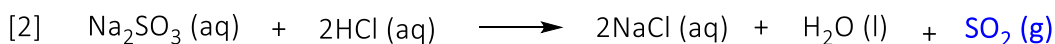
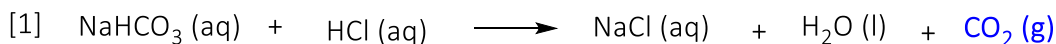
กรด carbonic ที่เกิดขึ้นมักจะไม่เสถียรจะเกิดการสลายตัวต่อไปเป็น $\text{CO}_2 (\text{g})$ และ $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$ ดังแสดง



จึงทำให้ปฏิกิริยาระหว่าง Na_2CO_3 กับกรด HCl ให้ผลิตภัณฑ์เป็น NaCl , $\text{CO}_2 (\text{g})$ และ $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$ เป็นสารผลิตภัณฑ์ดังที่กล่าวข้างต้น

ตัวอย่างปฏิกิริยาสะเทินของกรดและเบสที่ให้แก๊สออกมาเป็นสารผลิตภัณฑ์ แสดงดังตัวอย่างด้านล่าง

Examples



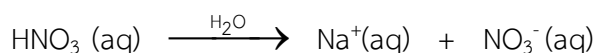
3.3 ปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสของเกลือ

(Hydrolysis of Salts)

ในหัวข้อ 3.1 อธิบายปฏิกิริยาที่ให้สารผลิตภัณฑ์เป็นเกลือออกมา เกลือส่วนใหญ่เป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ แสดงว่ามักจะแตกตัวได้ 100% ในน้ำ ซึ่งคำว่า **ปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสของเกลือ** นั้น เป็น **ปฏิกิริยาของ ไอออนบวก หรือ ไอออนลบ ของเกลือนั้น ๆ ทำปฏิกิริยากับน้ำ** ซึ่งจะส่งผลต่อ pH ของสารละลาย ดังนั้นในบางกรณีเมื่อนำเกลือมาละลายน้ำอาจทำให้ pH ของสารละลายเปลี่ยนไป ประเภทของเกลือจึงสามารถแบ่งได้เป็น 3 ประเภทตามความสามารถในการทำให้ pH ของสารละลายเปลี่ยนแปลงไป คือ เกลือที่เป็นกลาง เกลือกรด และเกลือเบส

3.3.1 เกลือที่เป็นกลาง (Neutral salts)

เกลือที่เป็นกลาง คือ เกลือที่ละลายน้ำแล้วไม่ส่งผลต่อ pH ของสารละลาย เกิดจากการทำปฏิกิริยาระหว่าง กรดแก่ กับ เบสแก่ ยกตัวอย่างเช่น เกลือ NaNO_3 เป็นเกลือที่เป็นกลาง เกิดจากการทำปฏิกิริยากันระหว่าง HNO_3 (กรดแก่) กับ NaOH (เบสแก่) โดยเมื่อ NaNO_3 ละลายน้ำจะแตกตัวอย่างสมบูรณ์ให้ $\text{Na}^+(\text{aq})$ และ $\text{NO}_3^-(\text{aq})$ ดังแสดง



โดยทั่วไปไอออนที่มาจากฝั่งกรดหรือเบสแก่จะไม่ทำปฏิกิริยากับน้ำ จะมีเพียงส่วนที่มาจากฝั่งอ่อนที่มักถูกไฮโดรไลซิสโดยน้ำ ประจุบวก Na^+ ของเกลือ NaNO_3 เป็นส่วนที่มาจากฝั่งเบสแก่จะไม่ทำปฏิกิริยาให้หรือรับ H^+ กับน้ำ และประจุลบ NO_3^- ที่มาจากฝั่งกรดแก่ก็เช่นกันจะไม่ทำปฏิกิริยากับน้ำในสารละลาย ดังนั้นสารละลายเกลือ NaNO_3 จะมี pH ประมาณ 7.00

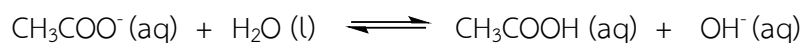
กรดแก่	+	เบสแก่	→	เกลือที่เป็นกลาง
HNO_3	+	NaOH	→	NaNO_3

3.3.2 เกลือเบส (Basic salts)

เกลือเบสเกิดจากการทำปฏิกิริยาระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่ ยกตัวอย่างเช่น CH_3COONa ที่เกิดจากการทำปฏิกิริยาระหว่าง CH_3COOH (กรดอ่อน) กับ เบสแก่ (NaOH) เมื่อเกลือ CH_3COONa ละลายน้ำ จะแตกตัวอย่างสมบูรณ์ให้ CH_3COO^- และ Na^+ ดังแสดง



จะเห็นว่า Na^+ จะเป็นส่วนที่มาจากเบสแก่ NaOH ซึ่งจะไม่ทำปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสกับน้ำ ส่วน CH_3COO^- ที่มาจากฝั่งกรดอ่อน จะสามารถทำปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสกับน้ำได้ CH_3COOH และ OH^- เกิดขึ้น ดังแสดง



จะเห็นว่าเมื่อ CH_3COO^- ทำปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสกับน้ำจะให้ OH^- เกิดขึ้นในสารละลายจึงส่งผลให้สารละลายของ CH_3COONa มีฤทธิ์เป็นเบส

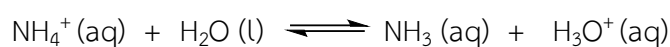
กรดอ่อน	+	เบสแก่	→	เกลือเบส
CH_3COOH	+	NaOH	→	CH_3COONa

3.3.3 เกลือกรด (Acidic salts)

เกลือกรดหรือเกลือที่มีฤทธิ์เป็นกรด เกิดจากการทำปฏิกิริยาระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน ยกตัวอย่างเช่น NH_4Cl ที่เกิดจากการทำปฏิกิริยาระหว่าง HCl (กรดแก่) กับ เบสอ่อน (NH_4OH) เมื่อเกลือ NH_4Cl ละลายน้ำ จะแตกตัวอย่างสมบูรณ์ให้ NH_4^+ และ Cl^- ดังแสดง



จะเห็นว่า Cl^- จะเป็นส่วนที่มาจากกรดแก่ ซึ่งจะไม่ทำปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสกับน้ำ ส่วน NH_4^+ ที่มาจากฝั่งเบสอ่อน จะสามารถทำปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสกับน้ำได้ NH_3 และ H^+ เกิดขึ้น ดังแสดง



จะเห็นว่าเมื่อ NH_4^+ ทำปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสกับน้ำจะให้ H_3O^+ เกิดขึ้นในสารละลาย จึงส่งผลให้สารละลายของ NH_4Cl มีฤทธิ์เป็นกรด

กรดแก่	+	เบสอ่อน	→	เกลือกรด
HCl	+	NH_4OH	→	NH_4Cl

3.3.4 เกลือที่ทั้งประจุบวกและลบสามารถทำปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสกับน้ำได้

เกลือที่เกิดจากกรดอ่อนทำปฏิกิริยากับเบสอ่อนนั้น จะพิจารณาว่าเกลือที่เกิดขึ้นเป็นเกลือที่มีฤทธิ์เป็น กรด เบส หรือ เป็นกลาง ได้นั้นจะพิจารณาจากค่า K_a หรือ K_b ของไอออนนั้น ๆ เมื่อทำปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสกับน้ำโดยที่

ถ้า $K_a > K_b$ เกลือที่เกิดขึ้นนั้นจะเป็น เกลือกรด

ถ้า $K_a < K_b$ เกลือที่เกิดขึ้นนั้นจะเป็น เกลือเบส

ถ้า $K_a = K_b$ เกลือที่เกิดขึ้นนั้นจะเป็น เกลือที่เป็นกลาง

ตัวอย่างการพิจารณาเกลือที่ไอออนบวกและไอออนลบสามารถทำปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสกับน้ำได้ แสดงดังตัวอย่างที่ 3.2

ตัวอย่างที่ 3.2 | การทำนายชนิดของเกลือ

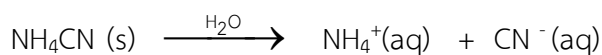
โจทย์ จงทำนายประเภทของเกลือ NH_4CN

วิธีคิด จะเห็นว่าเกลือ NH_4F จะเกิดจากการทำปฏิกิริยากันระหว่าง เบสอ่อน NH_4OH และกรดอ่อน HCN ดังแสดง

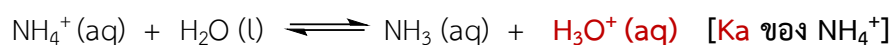


ตัวอย่างที่ 3.2 | การทำนายชนิดของเกลือ

เมื่อ NH_4CN ละลายน้ำจะแตกตัวอย่างสมบูรณ์ให้ NH_4^+ และ CN^- ดังแสดง



เมื่อพิจารณา NH_4^+ ที่มาจากฝั่งเบสอ่อน ทำปฏิกิริยากับน้ำจะให้ H_3O^+ ที่แสดงถึงความ เป็นกรดออกมา ดังนั้นต้องใช้ ค่า K_a ของ NH_4^+ ในการพิจารณา



เมื่อพิจารณา CN^- ที่มาจากฝั่งกรดอ่อน ทำปฏิกิริยากับน้ำจะให้ OH^- ที่แสดงถึงความ เป็นเบสออกมา ดังนั้นต้องใช้ ค่า K_b ของ CN^- ในการพิจารณา



โดยปกติค่า K_a และ K_b จะแสดงในรูปของโมเลกุลซึ่งถ้าจะหาค่า K_a และ K_b ของ ไอออนนั้นต้องอาศัยความสัมพันธ์ของสมการ $K_a \cdot K_b = K_w$

$$\text{ดังนั้น } K_a \text{ ของ } \text{NH}_4^+ = \frac{K_w}{K_b \text{ of } \text{NH}_3} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.76 \times 10^{-5}} = 5.7 \times 10^{-10}$$

$$K_b \text{ ของ } \text{CN}^- = \frac{K_w}{K_a \text{ of } \text{HCN}} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{6.20 \times 10^{-10}} = 1.6 \times 10^{-5}$$

K_b ของ CN^- มีค่ามากกว่า K_a ของ NH_4^+ ดังนั้นสารละลาย NH_4CN มีฤทธิ์เป็น เบส หรือกล่าวอีกอย่างว่า NH_4CN เป็นเกลือเบส

ตารางที่ 3.1 จะเป็นตารางสรุปคุณสมบัติของเกลือทั้ง เกลือกรด เกลือเบส เกลือกลาง และ เกลือที่มีคุณสมบัติเป็นได้ทั้งกรดและเบส

ตารางที่ 3.1 สรุปคุณสมบัติกรดเบสของเกลือ

ชนิดของเกลือ	ตัวอย่าง	ไอออนที่เกิดไฮโดรไลซิสกับน้ำ	pH ของสารละลาย
เกลือกลาง ประจุบวกมาจากเบสแก่ ประจุลบมาจากกรดแก่	NaCl, KI, KNO ₃	-ไม่มี-	≈ 7
เกลือเบส ประจุบวกมาจากเบสแก่ ประจุลบมาจากกรดอ่อน	CH ₃ COONa, KNO ₂	ประจุลบ	> 7
เกลือกรด ประจุบวกมาจากเบสอ่อน ประจุลบมาจากกรดแก่	NH ₄ Cl, NH ₄ NO ₃	ประจุบวก	< 7
เกลือที่อาจเป็นได้ทั้งกรดและเบส ประจุบวกมาจากเบสอ่อน ประจุลบมาจากกรดอ่อน	NH ₄ CN, CH ₃ COONa	ประจุบวก/ ประจุลบ	< 7 (ถ้า $K_b < K_a$) ≈ 7 (ถ้า $K_b = K_a$) > 7 (ถ้า $K_b > K_a$)

3.4 สารละลายบัฟเฟอร์

(Buffer Solution)

บัฟเฟอร์ คือ สารละลายที่ประกอบด้วยกรดอ่อนและเกลือของกรดอ่อนนั้น หรือสารละลายที่ประกอบด้วยเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อนนั้น

สารละลายบัฟเฟอร์มีคุณสมบัติในการรักษา pH ของสารละลายไว้ไม่ให้เปลี่ยนแปลง เมื่อมีการเติมกรดหรือเบสลงไปเล็กน้อย ตัวอย่างหนึ่งของการใช้สารละลายบัฟเฟอร์ คือ ถุงน้ำเกลือ (Fluids for intravenous injection) เวลาที่เรานอนโรงพยาบาลอาจมีการให้น้ำเกลือ โดยที่สารละลายในถุงน้ำเกลือนั้นจะใช้ระบบบัฟเฟอร์เพื่อกคง pH ของสารละลายไม่ให้เปลี่ยนแปลง เพราะเลือดของเราในร่างกายจะมี pH ประมาณ 7.4 การให้น้ำเกลือผ่านทางเส้นเลือดจึงต้องมีการคง pH ของสารละลายที่ฉีดเข้าร่างกายไว้



อย่างที่กล่าวไปข้างต้น สารละลายบัฟเฟอร์ประกอบด้วยกรดอ่อนและเกลือของกรดอ่อนนั้น สารละลายบัฟเฟอร์จึงสามารถเตรียมได้จากสารละลาย acetic acid (CH_3COOH , กรดอ่อน) ผสมกับ sodium acetate (CH_3COONa , เกลือของ acetic acid) สามารถเขียนในรูปแบบย่อได้เป็น สารละลายบัฟเฟอร์ $\text{CH}_3\text{COONa}/\text{CH}_3\text{COOH}$ หรือ สามารถเขียนในรูปแบบคู่กรดคู่เบสได้เป็น $\text{CH}_3\text{COO}^-/\text{CH}_3\text{COOH}$ จากตัวอย่างที่กล่าวนี้จากกล่าวได้ว่า CH_3COO^- เป็นคู่เบสของ CH_3COOH

3.4.1 กลไกการต้านการเปลี่ยน pH ของสารละลายบัฟเฟอร์

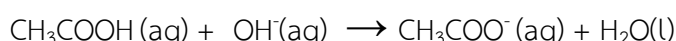
จากตัวอย่างสารละลายบัฟเฟอร์ $\text{CH}_3\text{COONa}/\text{CH}_3\text{COOH}$ นี้ประกอบด้วยสารสองสปีชีส์คือ CH_3COONa และ CH_3COOH เมื่อซึ่งสารละลายนี้สามารถต้านทานการเปลี่ยนแปลง pH ได้เมื่อเติมกรดหรือเบสลงไปเล็กน้อย เพราะ (1) เมื่อ CH_3COONa ละลายในน้ำจะแตกตัว 100% ดังแสดง



เมื่อมีการเติมกรด (H^+) ลงไปเล็กน้อย H^+ ของกรดที่ถูกเติมลงไปจะถูกทำปฏิกิริยากับ CH_3COO^- ที่เกิดขึ้นในสารละลายทันที เหมือนกับว่าเมื่อมี H^+ ที่เปรียบเสมือนข้าศึกเข้ามาในบริเวณ ตัว CH_3COO^- จะทำหน้าที่เป็นทหารเอาชีวิตเข้าแลกเพื่อยับยั้ง H^+ นั้น ดังแสดงในสมการ



เมื่อมีการเติมเบส (OH^-) ลงไปเล็กน้อย OH^- ของเบสที่ถูกเติมลงไปจะถูกทำปฏิกิริยากับ CH_3COOH ที่เกิดขึ้นในสารละลายทันที เหมือนกับว่าเมื่อมี OH^- ที่เปรียบเสมือนข้าศึกเข้ามาในบริเวณ ตัว CH_3COOH จะทำหน้าที่เป็นทหารเอาชีวิตเข้าแลกเพื่อยับยั้ง OH^- นั้น ดังแสดงในสมการ



ด้วยกลไกเหล่านี้เมื่อเติมกรดหรือเบสลงไปเล็กน้อยในสารละลายบัฟเฟอร์จึงสามารถช่วยรักษา pH ของสารละลายไว้ได้ อย่างไรก็ตาม หากเติมกรดหรือเบสมากจนเกินไปก็อาจทำให้เสียสภาพความเป็นบัฟเฟอร์ไปได้

ตัวอย่างที่ 3.3 เป็นตัวอย่างแบบฝึกหัดที่ช่วยพิจารณาว่าสารที่เห็นต่อไปนี้ เป็นสารละลายบัฟเฟอร์หรือไม่

ตัวอย่างที่ 3.3 | การระบุสารละลายบัฟเฟอร์

โจทย์ พิจารณาสารละลายที่แสดงด้านล่างแล้วระบุว่าสารละลายต่อไปนี้เป็นบัฟเฟอร์หรือไม่
(a) KF/HF , (b) KBr/HBr (c) $\text{Na}_2\text{CO}_3/\text{NaHCO}_3$ (d) $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}/\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$

ตัวอย่างที่ 3.3 | การระบุสารละลายบัฟเฟอร์

วิธีคิด ให้ระลึกเสมอว่า สารละลายบัฟเฟอร์ประกอบด้วย กรดอ่อนและเกลือของกรดอ่อนนั้น หรือสารละลายที่ประกอบด้วยเบสอ่อนกับเกลือของเบสอ่อนนั้น

(a) สารละลาย KF/HF จะเห็นว่า HF เป็นกรดอ่อนที่มี KF เป็นเกลือของกรด HF

ดังนั้น สารละลาย KF/HF เป็น สารละลายบัฟเฟอร์

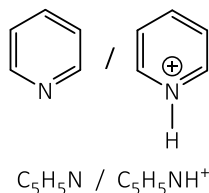
(b) สารละลาย KBr/HBr มี KBr เป็นเกลือของกรด HBr แต่จะเห็นว่า HBr เป็นกรดแก่ ซึ่งขัดกับนิยามของสารละลายบัฟเฟอร์

ดังนั้น สารละลาย KBr/HBr ไม่เป็นสารละลายบัฟเฟอร์

(c) สารละลาย $\text{Na}_2\text{CO}_3/\text{NaHCO}_3$ ข้อนี้หากใช้เรื่องเบสกับเกลือของเบสอาจพิจารณาได้ยาก แต่หากเขียนในรูปคู่กรดเบส เพื่อการพิจารณาให้ง่ายขึ้นจะได้ $\text{CO}_3^{2-}/\text{HCO}_3^-$ โดย CO_3^{2-} เป็นคู่เบสของ HCO_3^-

ดังนั้น สารละลาย $\text{Na}_2\text{CO}_3/\text{NaHCO}_3$ เป็นสารละลายบัฟเฟอร์

(d) สารละลาย $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}/\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$ ข้อนี้หากเขียนในรูปสูตรโมเลกุลอาจดูยาก ซึ่งสารทั้งสองนี้มีโครงสร้างสารดังแสดง



จะเห็นว่า $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ เป็นคู่เบสของ $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$

ดังนั้น สารละลาย $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}/\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$ เป็นสารละลายบัฟเฟอร์

3.4.2 การคำนวณ pH ของสารละลายบัฟเฟอร์

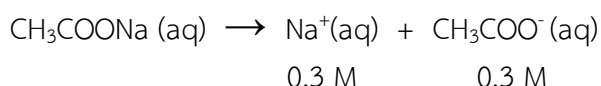
ตัวสารละลายบัฟเฟอร์เองก็มี pH เช่นกัน การคำนวณ pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ อาจมีความซับซ้อนมากกว่าสารละลายกรดแก่เบสแก่หรือกรดอ่อนเบสอ่อน โดยจะกล่าวอย่างละเอียดเกี่ยวกับการคำนวณ pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ไว้ในตัวอย่างที่ 3.4

ตัวอย่างที่ 3.4 | การคำนวณ pH ของสารละลายบัฟเฟอร์

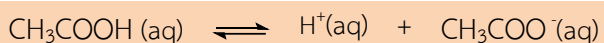
โจทย์ จงคำนวณ pH ของสารละลายที่ประกอบด้วย CH_3COOH เข้มข้น 0.2 M และ CH_3COONa เข้มข้น 0.3 M กำหนดค่าคงที่การแตกตัวของกรด (K_a) CH_3COOH มีค่า 1.80×10^{-5}

วิธีคิด การคำนวณ pH ของสารละลายบัฟเฟอร์นั้น จะคล้ายคลึงกับการคำนวณ pH ของกรดอ่อน/เบสอ่อน (พิจารณาตัวอย่างที่ 2.9) โดยใช้ตาราง ICF ซึ่งมีรายละเอียดการคำนวณดังต่อไปนี้

ขั้นที่ 1 ก่อนที่จะตั้ง ICF Table เราจะทราบว่าในระบบมี CH_3COONa เข้มข้น 0.3 M ซึ่ง CH_3COONa นี้เป็นเกลือที่มีคุณสมบัติเป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ นั่นคือ แตกตัวอย่างสมบูรณ์ ดังนั้นเมื่อ CH_3COONa ละลายน้ำจะแตกตัวให้ Na^+ และ CH_3COO^- อย่างละ 0.3 M เพราะอัตราส่วนในสมการที่ดุลแล้วเป็น 1:1:1 ดังแสดง



ขั้นที่ 2 สร้างตาราง ICE แสดงการแตกตัวของกรดอ่อน CH_3COOH เหมือนดังตัวอย่างที่ 2.9 ดังแสดง

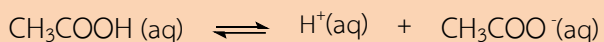


Initial (M) :

Change (M) :

Equilibrium (M) :

ขั้นที่ 3 เติมความเข้มข้นเริ่มต้นของ CH_3COOH เท่ากับ 0.2 M แต่จากขั้นที่ 1 ที่ระบุว่าในระบบมี CH_3COONa ซึ่งแตกตัวให้ Na^+ และ CH_3COO^- อย่างละ 0.3 M ดังนั้นในตาราง ICE ช่อง $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$ แถว initial จึงต้องใส่ 0.3 M แทนเลข 0



Initial (M) :

0.2

0

0.3

Change (M) :

Equilibrium (M) :

ตัวอย่างที่ 3.4 | การคำนวณ pH ของสารละลายบัฟเฟอร์

ขั้นที่ 4 เติมตาราง ICE ให้สมบูรณ์ โดยใช้หลักการเดียวกันกับตอนคำนวณ ICF ของกรดอ่อน

	$\text{CH}_3\text{COOH (aq)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}^+(\text{aq})$	+	$\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$
Initial (M) :	0.2		0		0.3
Change (M) :	-x		+x		+x
Equilibrium (M) :	0.2-x		x		0.3+x

ขั้นที่ 5 จากตารางในขั้นที่ 4 เราได้ความเข้มข้นที่สมดุลของสารแต่ละตัวแล้ว จากนั้นนำความเข้มข้นที่สมดุลนี้ไปแทนค่า ในสมการค่า K ดังแสดง

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

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(0.3+x)}{(0.2-x)}$$

ขั้นที่ 6 ประมาณค่า $0.2-x \approx 0.2$ และ $0.3+x \approx 0.3$ แล้วแก้สมการหาค่า x ซึ่งค่า x นี้ก็คือ ความเข้มข้นของ $[\text{H}^+]$ จะได้

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(0.3)}{(0.2)}$$

$$x = [\text{H}^+] = 1.2 \times 10^{-5} \text{ M}$$

ขั้นที่ 7 หาค่า pH ได้จากสูตร $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ จะได้

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

$$\text{pH} = -\log(1.2 \times 10^{-5})$$

$$= 4.92$$

ดังนั้น pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ที่ประกอบด้วย CH_3COOH เข้มข้น 0.2 M และ CH_3COONa เข้มข้น 0.3 M มีค่า 4.92

จากตัวอย่างที่ 3.4 ในขั้นที่ 5 และ ขั้นที่ 6 จะต้องมีการประมาณ ตัด -x หรือ +x ทั้ง นั้นจะ
ได้ว่า

$$\text{ค่า K} \rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(\text{ความเข้มข้นของ H}^+)(\text{ความเข้มข้นของเกลือ [salt]})}{(\text{ความเข้มข้นของกรด [acid]})}$$

(x)(0.3)
(0.2)

เมื่อ 1.80×10^{-5} คือค่า K_a , x คือ $[\text{H}^+]$ และเลข 0.3 และ 0.2 คือ ความเข้มข้นของ เกลือ และ กรด
ตามลำดับ จะได้สมการ

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{salt}]}{[\text{acid}]}$$

จัดสมการใหม่จะได้

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{acid}]}{[\text{salt}]} \quad \dots(\text{สมการที่ 3.1})$$

เมื่อ $[\text{H}^+]$ คือ ความเข้มข้นของ H^+ , $[\text{acid}]$ คือ ความเข้มข้นของกรด, $[\text{salt}]$ คือ ความเข้มข้นของ
เกลือ และ K_a คือ ค่าคงที่การแตกตัวของกรด สมการที่ 3.1 จะเป็นสูตรสำเร็จที่ช่วยในการคำนวณหา
ค่า $[\text{H}^+]$ ของสารละลายบัฟเฟอร์ได้รวดเร็วขึ้น ในกรณีที่สารละลายบัฟเฟอร์นั้นเป็นสารละลายเบส
สูตรก็จะเปลี่ยนเป็น

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{base}]}{[\text{salt}]}$$

สรุปสูตรที่ใช้คำนวณ pH ของสารละลายบัฟเฟอร์

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{acid}]}{[\text{salt}]} \quad , \quad [\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{base}]}{[\text{salt}]}$$

ตัวอย่างที่ 3.5 | การคำนวณ pH ของสารละลายบัฟเฟอร์โดยใช้สูตร

โจทย์ จงคำนวณ pH ของสารละลายที่ประกอบด้วย HCOOH เข้มข้น 0.3 M และ HCOOK เข้มข้น 0.52 M กำหนดค่าคงที่การแตกตัวของกรด (K_a) HCOOH มีค่า 1.70×10^{-4}

วิธีคิด จากโจทย์ จะเห็นว่าโจทย์กำหนด ความเข้มข้นของ HCOOH เข้มข้น 0.3 M ซึ่งเป็นความเข้มข้นของกรด และโจทย์กำหนด ความเข้มข้นของ HCOOK เข้มข้น 0.52 M

จากสูตร
$$[H^+] = K_a \frac{[\text{acid}]}{[\text{salt}]}$$

แทนค่าลงในสูตรจะได้
$$[H^+] = (1.7 \times 10^{-4}) \frac{(0.3)}{(0.52)}$$

$$[H^+] = 9.8 \times 10^{-5} \text{ M}$$

นำ $[H^+]$ ที่คำนวณได้หาค่า pH จาก $\text{pH} = -\log[H^+]$
 จะได้ $\text{pH} = -\log(9.8 \times 10^{-5})$
 $\text{pH} = 4.0$

ดังนั้น pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ที่ประกอบด้วย HCOOH เข้มข้น 0.3 M และ HCOOK เข้มข้น 0.52 M มีค่า 4.00

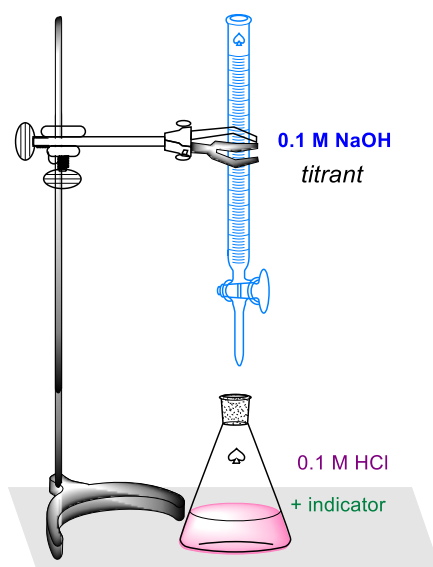
3.5 การไทเทรตกรดเบส**(Acid-base Titration)**

การไทเทรตกรดเบส เป็น กระบวนการหาปริมาณสาร โดยวิธีใช้สารละลายมาตรฐานที่ทราบค่าความเข้มข้นที่แน่นอน ให้ทำปฏิกิริยากับสารตัวอย่าง (ไม่ทราบความเข้มข้น) โดยอาศัยหลักการเกิดปฏิกิริยาระหว่างสารละลายกรดและเบสที่เข้าทำปฏิกิริยากันพอดี ทำให้คำนวณหาความเข้มข้นหรือปริมาณของสารตัวอย่างดังกล่าวได้ โดยเราสามารถแบ่งการไทเทรตตามชนิดของกรดและเบสที่มาทำปฏิกิริยากันได้ดังนี้ 1) การไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสแก่ 2) การไทเทรตระหว่างกรดอ่อนกับเบสแก่ และ 3) การไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสอ่อน เพื่อให้สอดคล้องกับคำอธิบายรายวิชาและระดับการเรียนรู้ของนักศึกษา จะกล่าวเพียงกรณีแรก คือ การไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสแก่

3.5.1 วิธีการไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสแก่

เป็นการไทเทรตโดยใช้กรดแก่มาทำปฏิกิริยากับเบสแก่ เพื่อความเข้าใจที่มากขึ้นจะยกตัวอย่างการไทเทรตระหว่างกรดแก่ HCl เข้มข้น 0.1X M ปริมาตร 25 mL (กำหนดให้ HCl เราไม่ทราบความเข้มข้นแน่นอน) กับ เบสแก่ NaOH เข้มข้น 0.1 M ปริมาตร 25 mL (กำหนดให้ NaOH เป็นสารละลายมาตรฐานที่ทราบความเข้มข้นแน่นอน) โดยวิธีการไทเทรตจะมีข้อสังเกตและวิธีการดังต่อไปนี้

- 1) เราจะใส่สารละลายมาตรฐานที่ทราบความเข้มข้นแน่นอนในเครื่องแก้วที่เรียกว่า บิวเรตต์ (ในกรณีนี้จะใส่ NaOH ในบิวเรตต์) ซึ่งจะมีก๊อกไขปิด-เปิดเพื่อยดสารละลายมาตรฐานที่ทราบความเข้มข้นแน่นอนลงในขวดรูปชมพู่ที่บรรจุสารละลายตัวอย่างที่ต้องการวิเคราะห์ (ไม่ทราบความเข้มข้นแน่นอน ในกรณีนี้คือสารละลาย HCl) จะจัดตั้งเครื่องแก้วและเครื่องมือดังแสดงในภาพที่ 3.1



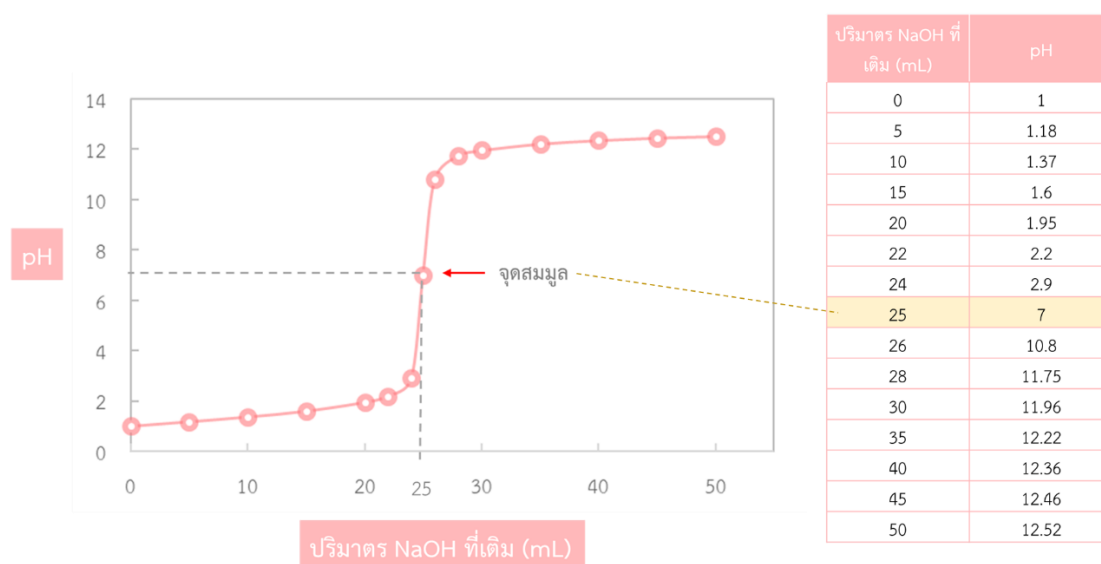
ภาพที่ 3.1 การจัดเครื่องแก้วเพื่อการไทเทรต

- 2) สารละลายที่บรรจุในขวดรูปชมพู่จะต้องใส่อินดิเคเตอร์ (indicator) เพื่อใช้บอกจุดยุติในการไทเทรต ในกรณีนี้มักใช้ ฟีนอล์ฟทาลีน (phenolphthalein) เป็นอินดิเคเตอร์
- 3) จุดยุติ (End point) คือ จุดที่อินดิเคเตอร์เปลี่ยนสี ขณะไทเทรตกรด-เบสอยู่ โดยจุดยุติจะใกล้เคียงกับจุดสมมูลได้นั้น จะต้องเลือกอินดิเคเตอร์เหมาะสมในทางปฏิบัติถือว่าจุดยุติ เป็นจุดเดียวกับจุดสมมูล
- 4) จุดสมมูล (Equivalence point) คือ จุดที่กรดและเบสทำปฏิกิริยาพอดีกัน นั้นหมายความว่า ณ จุดนี้จะไม่มีการดและเบสที่เป็นสารตั้งต้นเหลือ เนื่องจากทำปฏิกิริยากันจนหมดพอดี

- 5) ไขเปิดก๊อกเปิดให้สารละลาย NaOH ค่อยๆ ไหลลงมาทำปฏิกิริยากับกรด HCl จนกระทั่งอินดิเคเตอร์เปลี่ยนสี
- 6) หยุดการไทเทรตแล้วบันทึกปริมาณ NaOH ที่ใช้ เพื่อนำมาคำนวณหาความเข้มข้นของ HCl ที่แน่นอน

3.5.2 กราฟไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสแก่

ในการไทเทรตระหว่างกรดแก่ HCl เข้มข้น 0.1X M ปริมาตร 25 mL กับ เบสแก่ NaOH เข้มข้น 0.1 M โดยค่อยๆ ใส่ NaOH(aq) ลงไปที่ละ 5 mL แล้วทำการวัดค่า pH ของสารละลาย HCl อาจใช้ universal pH paper หรือ pH มิเตอร์ ในการวัดค่า แล้วทำการบันทึกผลเมื่อได้ค่า pH ค่าต่างๆ เมื่อเติม NaOH ลงไปที่ละ 5 mL จะได้กราฟดังที่แสดงในภาพที่ 3.2



ภาพที่ 3.2 กราฟการไทเทรตระหว่างกรดแก่ HCl เข้มข้น 0.1 M ปริมาตร 25 mL กับเบสแก่ NaOH เข้มข้น 0.1 M

ภาพที่ 3.2 นี้ แสดงกราฟการไทเทรต (titration curve) โดยจะเห็นว่า เมื่อใส่สารละลาย NaOH ลงไป 5 mL ช่วงแรก pH ของสารละลาย HCl มีค่า 1.18 เมื่อใส่เพิ่มอีก 5 mL เป็น 10 mL pH ของสารละลาย HCl เท่ากับ 1.37 ทำเช่นนี้ไปเรื่อยๆ ผลแสดงดังตารางในภาพที่ 3.2 จะพบว่า ช่วงแรกที่ใส่สารละลาย NaOH ลงไป pH ของสารละลายจะเปลี่ยนน้อยมาก จนกระทั่งใกล้จุดสมมูล pH ของสารละลายจะเปลี่ยนอย่างรวดเร็ว (pH = 7) ซึ่งจุดนี้จะเป็นจุดที่จำนวนโมลของกรดทำปฏิกิริยาพอดีกับจำนวนโมลของเบส ณ จุดนี้กรดและเบสทำปฏิกิริยากันหมดพอดี จะมีเพียง NaCl ที่เป็นผลิตภัณฑ์ของปฏิกิริยานี้เกิดขึ้นเท่านั้น ซึ่ง NaCl จะไม่ส่งผลต่อ pH ของสารละลายในขวดรูปชมพู่ สารละลายจึงเป็นกลาง และเมื่อเติมสารละลายเบส NaOH ลงไปอีกจนเป็น 30, 34 และ 40 mL จะทำให้สารละลายในขวดรูปชมพู่เป็นเบส เพราะกรด HCl ที่เดิมอยู่ในขวดรูปชมพู่หมดไปแล้ว

3.5.3 โจทย์คำนวณการไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสแก่

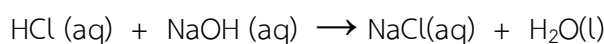
โจทย์การคำนวณการไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสแก่นี้ จะแบ่งเป็น 2 กรณี กรณีที่ 1 คือ กรณีที่คำนวณหาความเข้มข้นที่จุดสมมูล กรณีที่ 2 คือ คำนวณหาค่า pH ก่อนและหลังจากจุดสมมูล โดยจะให้พิจารณาการแก้ปัญหาโจทย์ทั้งสองกรณีนี้จากตัวอย่าง โดยจะเริ่มจาก กรณีที่ 1 ก่อน

กรณีที่ 1 การคำนวณหาความเข้มข้นของสารที่ไม่ทราบความเข้มข้นที่จุดสมมูล

ตัวอย่างที่ 3.6 | การคำนวณความเข้มข้นของสารที่ไม่ทราบความเข้มข้นแน่นอนจากการไทเทรต ณ จุดสมมูล

โจทย์ เมื่อนำสารละลาย HCl ที่ไม่ทราบความเข้มข้นแน่นอน ปริมาตร 25 mL มาไทเทรตกับสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.10 M โดยใช้ฟีนอล์ฟทาลีนเป็นอินดิเคเตอร์ พบว่าต้องใช้ สารละลาย NaOH ปริมาตร 25 mL จึงจะทำปฏิกิริยาพอดีกัน

วิธีคิด จากปฏิกิริยากรดเบสของปฏิกิริยาระหว่าง NaOH และ HCl เป็นดังนี้



จากโจทย์ จะเห็นว่า สารละลาย HCl ทำปฏิกิริยาพอดีกัน กับ สารละลาย NaOH แสดงว่า ณ จุดสมมูล จำนวนโมลของ NaOH เท่ากับ จำนวนโมลของ HCl เมื่อคำนวณจำนวนโมลของ NaOH ได้ก็จะสามารถคำนวณจำนวนโมลและความเข้มข้นของสารละลาย HCl ได้

โจทย์กำหนด ความเข้มข้นของ NaOH เท่ากับ 0.10 M ปริมาตร 25 mL

$$\begin{aligned} \text{ดังนั้น} \quad \text{จำนวนโมลของ NaOH} &= \frac{MV}{1000} \\ \text{จำนวนโมลของ NaOH} &= \frac{(0.1 \text{ M})(25 \text{ mL})}{1000} \\ \text{จำนวนโมลของ NaOH} &= 2.5 \times 10^{-3} \text{ โมล} \end{aligned}$$

จากสมการเคมี จะพบว่า

NaOH จำนวน 1 โมล ทำปฏิกิริยาพอดีกับ HCl 1 โมล
ถ้า NaOH จำนวน 2.5×10^{-3} โมล ทำปฏิกิริยาพอดีกับ HCl 2.5×10^{-3} โมล

ตัวอย่างที่ 3.6 | การคำนวณความเข้มข้นของสารที่ไม่ทราบความเข้มข้นแน่นอนจากการไทเทรต ณ จุดสมมูล

นำจำนวนโมลของ HCl มาหาความเข้มข้น จากสูตร

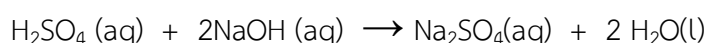
$$\begin{aligned}\text{จำนวนโมลของ HCl} &= \frac{MV}{1000} \\ 2.5 \times 10^{-3} &= \frac{M_{\text{HCl}} (25 \text{ mL})}{1000} \\ M_{\text{HCl}} &= 0.1 \text{ M}\end{aligned}$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของสารละลาย HCl นี้เท่ากับ 0.1 M

ตัวอย่างที่ 3.7 | การคำนวณความเข้มข้นของสารที่ไม่ทราบความเข้มข้นแน่นอนจากการไทเทรต ณ จุดสมมูล

โจทย์ เมื่อนำสารละลาย H_2SO_4 เข้มข้น 0.5 mol/dm^3 ปริมาตร 20 cm^3 มาไทเทรตด้วยสารละลาย NaOH เข้มข้น $X \text{ mol/dm}^3$ โดยใช้ฟีนอล์ฟทาลีนเป็นอินดิเคเตอร์ พบว่าเมื่อใช้สารละลาย NaOH ไปเป็นจำนวน 10 cm^3 อินดิเคเตอร์เปลี่ยนเป็นสีชมพูอ่อนจงหาค่าของ X

วิธีคิด จากปฏิกิริยากรดเบสของปฏิกิริยาระหว่าง NaOH และ H_2SO_4 เป็นดังนี้



จากโจทย์ จะเห็นว่า สารละลาย H_2SO_4 ไทเทรตกับสารละลาย NaOH จนอินดิเคเตอร์เปลี่ยนสี ซึ่งในทางปฏิบัติจุดยุติกับจุดสมมูลถือเป็นจุดเดียวกันในกรณีนี้ แสดงว่า ณ จุดสมมูล จำนวนโมลของ NaOH เท่ากับ จำนวนโมลของ H_2SO_4 เมื่อคำนวณจำนวนโมลของ H_2SO_4 ได้ก็จะสามารถคำนวณจำนวนโมลและความเข้มข้นของสารละลาย NaOH ได้

โจทย์กำหนด ความเข้มข้นของ H_2SO_4 เท่ากับ 0.50 M ปริมาตร 20 mL

ดังนั้น

$$\text{จำนวนโมลของ } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{MV}{1000}$$

ตัวอย่างที่ 3.7 | การคำนวณความเข้มข้นของสารที่ไม่ทราบความเข้มข้นแน่นอนจากการไทเทรต ณ จุดสมมูล

$$\text{จำนวนโมลของ H}_2\text{SO}_4 = \frac{(0.5 \text{ M})(20 \text{ mL})}{1000}$$

$$\text{จำนวนโมลของ H}_2\text{SO}_4 = 0.01 \text{ โมล}$$

จากสมการเคมี จะพบว่า



นำจำนวนโมลของ NaOH มาหาความเข้มข้น จากสูตร

$$\text{จำนวนโมลของ NaOH} = \frac{M_{\text{NaOH}} V}{1000}$$

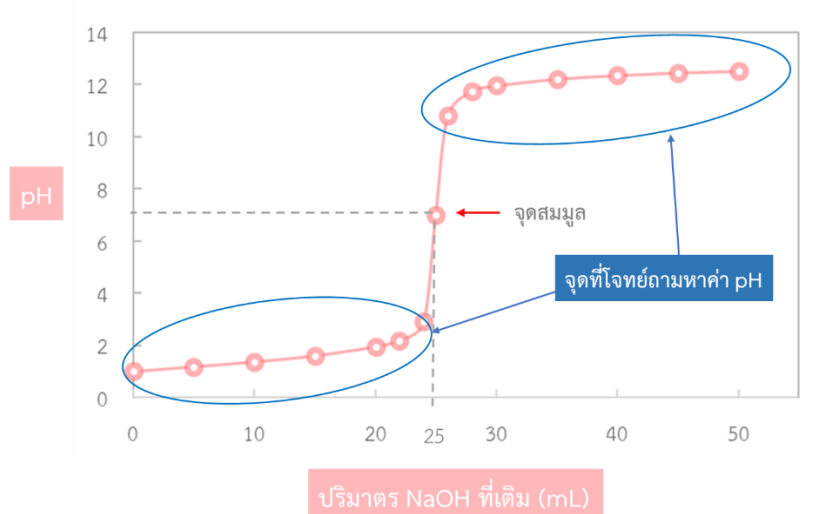
$$0.02 = \frac{M_{\text{NaOH}} (20 \text{ mL})}{1000}$$

$$M_{\text{NaOH}} = 1.0 \text{ M}$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของสารละลาย NaOH มีค่าเท่ากับค่า X และ เท่ากับ 1.0 M

กรณีที่ 2 การคำนวณหาค่า pH ก่อนและหลังจากจุดสมมูล

โดยปกติโจทย์มักจะไม่วางถาม pH ณ จุดสมมูลของการไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสแก่ เพราะมักจะได้ pH ที่ประมาณ 7 เสมอ แต่โจทย์มักจะถามหาค่า pH ตรงจุดที่ยังไม่ถึง จุดสมมูล และ pH ของจุดที่เลยจุดสมมูลไปแล้ว หากพิจารณาภาพที่ 3.3 ในวงกลมจะแสดงจุดที่โจทย์มักจะถามหาค่า pH



ภาพที่ 3.3 ค่า pH ก่อนและหลังจุดสมมูล

ตัวอย่างที่ 3.8 | การคำนวณหาค่า pH ก่อนและหลังจากจุดสมมูล

โจทย์ เมื่อนำสารละลาย HCl เข้มข้น 0.1 mol/dm^3 ปริมาตร 25 cm^3 ผสมกับสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 mol/dm^3 ปริมาตร 10 cm^3 สารละลายที่ได้มี pH เท่าใด

วิธีคิด ขั้นที่ 1 จะต้องหาจำนวนโมลของทั้ง HCl และ NaOH ที่ใช้ในปฏิกิริยานี้เสียก่อน

$$\text{จำนวนโมลของ HCl} = \frac{MV}{1000}$$

$$\text{จำนวนโมลของ HCl} = \frac{(0.1 \text{ M})(25 \text{ mL})}{1000}$$

$$\text{จำนวนโมลของ HCl} = 2.5 \times 10^{-3} \text{ โมล}$$

$$\text{จำนวนโมลของ NaOH} = \frac{MV}{1000}$$

$$\text{จำนวนโมลของ NaOH} = \frac{(0.1 \text{ M})(10 \text{ mL})}{1000}$$

$$\text{จำนวนโมลของ NaOH} = 1.0 \times 10^{-3} \text{ โมล}$$

ตัวอย่างที่ 3.8 | การคำนวณหาค่า pH ก่อนและหลังจากจุดสมมูล

ขั้นที่ 2 ทำการสร้างตาราง ICF (ความรู้จากปริมาณสารสัมพันธ์) นำจำนวนโมลที่คำนวณในขั้นที่ 1 มาใส่ในตาราง ICF จะได้

	HCl (aq)	+	NaOH(aq)	$\rightleftharpoons$	NaCl(aq)	+	H ₂ O (l)
Initial (M) :	0.0025		0.001		0		0
Change (M) :							
Final (M) :							

จำนวนโมลของ NaOH มีจำนวนโมลที่น้อยกว่าจึงทำปฏิกิริยากับ HCl หมดไปก่อน ดังนั้นที่ บรรทัด Final จึงเป็น 0

	HCl (aq)	+	NaOH(aq)	$\rightleftharpoons$	NaCl(aq)	+	H ₂ O (l)
Initial (M) :	0.0025		0.001		0		0
Change (M) :			-0.001				
Final (M) :			0				

จากสมการเคมี HCl และ NaOH ทำปฏิกิริยากัน 1:1 ดังนั้น HCl จึงลดลง 0.001 โมล ส่วน NaCl และ H₂O จึงเพิ่มขึ้นอย่างละ 0.001 โมล ทำการรวม บรรทัด Initial และ Change จะได้

	HCl (aq)	+	NaOH(aq)	$\rightleftharpoons$	NaCl(aq)	+	H ₂ O (l)
Initial (M) :	0.0025		0.001		0		0
Change (M) :	-0.001		-0.001		+0.001		+0.001
Final (M) :	0.0015		0		0.001		0.001

จากตารางจะเห็นว่า เหลือ HCl อยู่ 0.0015 โมล ซึ่ง HCl นี้เป็นสารเพียงตัวเดียวที่จะส่งผลต่อ pH ของสารละลาย H₂O กับ HCl จะไม่ส่งผล

ขั้นที่ 3 คำนวณความเข้มข้นของ HCl โดยปริมาตร ในกรณีนี้จะกลายเป็น 35 mL เพราะเดิมที่มี สารละลาย HCl อยู่ 25 mL เติม NaOH ลงมาอีก 10 mL ปริมาตรรวมของสารละลายจะเป็น 35 mL ดังนั้น

$$\text{จาก จำนวนโมลของ HCl} = \frac{M_{\text{HCl}} V}{1000}$$

ตัวอย่างที่ 3.8 | การคำนวณหาค่า pH ก่อนและหลังจากจุดสมมูล

$$\begin{aligned} 0.0015 &= \frac{M(35 \text{ mL})}{1000} \\ M &= 0.043 \text{ M} \end{aligned}$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของสารละลาย HCl นี้ หลังเติม NaOH ลงไป 10 mL มีค่าเท่ากับ 0.043 M

ขั้นที่ 4 คำนวณหา pH ของสารละลาย

เนื่องจาก HCl เป็นกรดแก่แตกตัวอย่างสมบูรณ์ ดังนั้นในสารละลายจึงมี H^+ เข้มข้น 0.043 M ด้วย ดังนั้น

$$\begin{aligned} \text{จาก } \text{pH} &= -\log[\text{H}^+] \\ \text{pH} &= -\log(0.043) \\ \text{pH} &= 1.37 \end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลาย HCl นี้ หลังเติม NaOH ลงไป 10 mL มีค่า pH เท่ากับ 1.37

ตัวอย่างที่ 3.9 | การคำนวณหาค่า pH ก่อนและหลังจากจุดสมมูล

โจทย์ เมื่อนำสารละลาย HCl เข้มข้น 0.2 mol/dm^3 ปริมาตร 10 cm^3 ผสมกับสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 mol/dm^3 ปริมาตร 30 cm^3 สารละลายที่ได้มี pH เท่าใด

วิธีคิด ขั้นที่ 1 จะต้องหาจำนวนโมลของทั้ง HCl และ NaOH ที่ใช้ในปฏิกิริยานี้เสียก่อน

$$\begin{aligned} \text{จำนวนโมลของ HCl} &= \frac{MV}{1000} \\ \text{จำนวนโมลของ HCl} &= \frac{(0.2 \text{ M})(10 \text{ mL})}{1000} \\ \text{จำนวนโมลของ HCl} &= 2.0 \times 10^{-3} \text{ โมล} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{จำนวนโมลของ NaOH} &= \frac{MV}{1000} \\ \text{จำนวนโมลของ NaOH} &= \frac{(0.1 \text{ M})(30 \text{ mL})}{1000} \end{aligned}$$

ตัวอย่างที่ 3.9 | การคำนวณหาค่า pH ก่อนและหลังจากจุดสมมูล

จำนวนโมลของ NaOH = 3.0×10^{-3} โมล

ขั้นที่ 2 ทำการสร้างตาราง ICF (ความรู้จากปริมาณสารสัมพันธ์) นำจำนวนโมลที่คำนวณในขั้นที่ 1 มาใส่ในตาราง ICF จะได้

	HCl (aq)	+	NaOH(aq)	$\rightleftharpoons$	NaCl(aq)	+	H ₂ O (l)
Initial (M) :	0.002		0.003		0		0
Change (M) :							
Final (M) :							

จำนวนโมลของ HCl มีจำนวนโมลที่น้อยกว่าจึงทำปฏิกิริยากับ NaOH หมดไปก่อน ดังนั้นที่ บรรทัด Final จึงเป็น 0

	HCl (aq)	+	NaOH(aq)	$\rightleftharpoons$	NaCl(aq)	+	H ₂ O (l)
Initial (M) :	0.002		0.003		0		0
Change (M) :	-0.002						
Final (M) :	0						

จากสมการเคมี HCl และ NaOH ทำปฏิกิริยากัน 1:1 ดังนั้น เมื่อ HCl ลดลง 0.002 โมล จำนวนโมลของ NaOH จึงลดลง 0.002 โมล ส่วน NaCl และ H₂O จึงเพิ่มขึ้นอย่างละ 0.002 โมล ทำการรวม บรรทัด Initial และ Change จะได้

	HCl (aq)	+	NaOH(aq)	$\rightleftharpoons$	NaCl(aq)	+	H ₂ O (l)
Initial (M) :	0.002		0.003		0		0
Change (M) :	-0.002		-0.002		+0.002		+0.002
Final (M) :	0		0.001		0.002		0.002

จากตารางจะเห็นว่า เหลือ NaOH อยู่ 0.001 โมล ซึ่ง NaOH นี้เป็นสารเพียงตัวเดียวที่จะส่งผลต่อ pH ของสารละลาย H₂O กับ HCl จะไม่ส่งผล

ขั้นที่ 3 คำนวณความเข้มข้นของ NaOH โดยปริมาตรในกรณีนี้จะกลายเป็น 40 mL เพราะเดิมที่มี สารละลาย HCl อยู่ 10 mL เติม NaOH ลงมาอีก 30 mL ปริมาตรรวมของสารละลายจะเป็น 40 mL ดังนั้น

$$\text{จาก จำนวนโมลของ NaOH} = \frac{M_{\text{NaOH}} V}{1000}$$

ตัวอย่างที่ 3.9 | การคำนวณหาค่า pH ก่อนและหลังจากจุดสมมูล

$$\begin{aligned} 0.001 &= \frac{M (40 \text{ mL})}{1000} \\ M &= 0.025 \text{ M} \end{aligned}$$

ดังนั้น ความเข้มข้นของสารละลาย NaOH นี้ มีค่าเท่ากับ 0.025 M

ขั้นที่ 4 คำนวณหา pH ของสารละลาย

เนื่องจาก NaOH เป็นเบสแก่แตกตัวอย่างสมบูรณ์ ดังนั้นในสารละลายจึงมี OH⁻ เข้มข้น 0.025 M ด้วย ดังนั้น

$$\begin{aligned} \text{จาก } pOH &= -\log[OH^-] \\ pOH &= -\log (0.025) \\ pOH &= 1.60 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{จาก } pH + pOH &= 14 \\ pH + 1.60 &= 14 \\ pH &= 12.4 \end{aligned}$$

ดังนั้น สารละลายนี้ มีค่า pH เท่ากับ 12.4

ปฏิบัติการประจำบทที่ 3

การไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสแก่

วัตถุประสงค์

1. เพื่อศึกษาการไทเทรตระหว่างกรดแก่กับเบสแก่
2. สามารถเตรียมสารละลายมาตรฐานได้
3. สามารถหาความเข้มข้นของสารละลายตัวอย่างโดยการไทเทรตได้

หลักการ

การไทเทรตกรด-เบส (acid-base titration)

การไทเทรตกรด-เบสเป็นการวิเคราะห์โดยการวัดปริมาตรของสารที่ทำปฏิกิริยาพอดีกัน ซึ่งมีอินดิเคเตอร์เป็นตัวบ่งชี้จุดยุติ ณ จุดนี้สารละลายมาตรฐานและสารละลายตัวอย่างอาจจะทำปฏิกิริยาพอดีกันหรือไม่พอดีกันก็ได้ขึ้นอยู่กับอินดิเคเตอร์ที่ใช้ ถ้าเลือกใช้อินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมสารละลายทั้งสองก็จะทำปฏิกิริยาพอดีกัน ณ จุดนี้เรียกว่า **จุดสมมูล** การไทเทรตจะให้ผลที่ถูกต้องก็ต่อเมื่อจุดยุติและจุดสมมูลเป็นจุดเดียวกันหรือใกล้เคียงกันมากๆ การเลือกใช้อินดิเคเตอร์สำหรับการไทเทรตจึงเป็นเรื่องที่สำคัญมาก

สารละลายมาตรฐาน (standard solution) คือ สารละลายที่ทราบความเข้มข้นที่แน่นอน เช่น 0.1 M H_2SO_4

สารละลายมาตรฐานสำหรับการไทเทรตกรดเบส

กรดหรือเบสที่ใช้เป็นสารละลายมาตรฐานสำหรับการไทเทรตจะเป็นกรดแก่หรือเบสแก่เสมอ เพราะสามารถแตกตัวได้สมบูรณ์ทำให้เห็นการเปลี่ยนแปลงที่จุดสมมูลของปฏิกิริยาได้ชัดเจน กรดมาตรฐานที่นิยมใช้ได้แก่ hydrochloric acid (HCl) หรือ sulfuric acid (H_2SO_4) เป็นต้น การเตรียมสารละลายกรดมาตรฐานไม่นิยมเตรียมให้เป็นสารละลายมาตรฐานปฐมภูมิ (primary standard solution) แต่มักใช้วิธีเจือจางกรดเข้มข้นโดยประมาณที่ต้องการ แล้วนำไปไทเทรตกับเบสมาตรฐานปฐมภูมิ จากนั้นจึงคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลายกรดมาตรฐาน เบสมาตรฐานปฐมภูมิที่ใช้ส่วนใหญ่จะเป็นเบสอ่อนหรือเกลือของกรดอ่อน เช่น sodium carbonate (Na_2CO_3) potassium iodate (KIO_3) sodium oxalate ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$) เป็นต้น

เบสมาตรฐานที่นิยมใช้ได้แก่ sodium hydroxide (NaOH) หรือ potassium hydroxide (KOH) ในทางปฏิบัตินิยมใช้สารละลาย sodium hydroxide มากกว่า อย่างไรก็ตาม sodium hydroxide เหล่านี้ก็ไม่อาจที่จะใช้เป็นสารมาตรฐานปฐมภูมิได้เพราะมักจะมี chloride ion (Cl^-) และ sulfate ion (SO_4^{2-}) ปะปนอยู่ นอกจากนี้ยังดูดความชื้นจากอากาศได้ด้วย ในทางปฏิบัติจึงมักเตรียมสารละลายเบสให้มีความเข้มข้นโดยประมาณตามต้องการแล้วจึงนำไปไทเทรตกับสารละลายกรดมาตรฐานปฐมภูมิซึ่งส่วนใหญ่จะเป็นกรดอินทรีย์อย่างอ่อน เช่น potassium hydrogen phthalate ($\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$) หรือ benzoic acid ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) เป็นต้น จากนั้นจึงคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลายเบสมาตรฐาน

pH เป็นค่าที่ใช้บอกความเป็นกรด หรือ เบสของสารละลาย โดยกำหนดว่า

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

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

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

$$\text{หรือ } [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

เนื่องจาก $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

ดังนั้น $\text{pOH} = 14 - \text{pH}$

พิจารณามาตราส่วนแสดงค่า pH ดังนี้



ดังนั้น สารละลายที่เป็นกลางจะมี $\text{pH} = 7$

สารละลายที่เป็นกรดจะมี $\text{pH} < 7$

สารละลายที่เป็นเบสจะมี $\text{pH} > 7$

จากนิยามกรด-เบส ตามความหมายของอาร์เรเนียส (Arrhenius)

กรดคือสารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ H^+

เบสคือสารที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ OH^-

ดังนั้น

กรดแก่ (strong acid) คือกรดที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ H_3O^+ หรือ H^+ ได้มาก เช่น HCl H_2SO_4 HNO_3

กรดอ่อน (weak acid) คือกรดที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ H_3O^+ หรือ H^+ ได้น้อย เช่น H_2CO_3 CH_3COOH

เบสแก่ (strong base) คือเบสที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ OH^- ได้มาก เช่น NaOH KOH $\text{Sr}(\text{OH})_2$

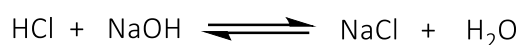
เบสอ่อน (weak base) คือเบสที่ละลายน้ำแล้วแตกตัวให้ OH^- ได้น้อย เช่น NH_4OH

หลักการเลือกใช้อินดิเคเตอร์

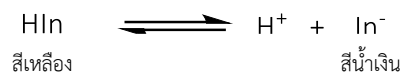
การเลือกใช้อินดิเคเตอร์ ต้องเลือกอินดิเคเตอร์ที่มีช่วง pH ใกล้เคียงกับ pH ของสารละลายที่จุดสมมูล

ตัวอย่าง การไทเทรตระหว่าง HCl กับสารละลายมาตรฐาน NaOH มีจุดสะเทินที่ pH ของสารละลายเท่ากับ 7 ควรเลือกใช้ bromothymol blue เป็นอินดิเคเตอร์ เพราะมีช่วง pH ที่ใกล้เคียงกับจุดสมมูลมากที่สุด

เมื่อ



พิจารณาสมดุลของปฏิกิริยาเมื่อเติม HIn คือ bromothymol blue



ถ้าเติม NaOH ลงไปอีกเล็กน้อยจะทำให้สารละลายมีฤทธิ์เป็นเบสซึ่งจะทำให้สีของอินดิเคเตอร์เปลี่ยนไปเป็นสีที่อยู่ในรูปของเบส ในทำนองเดียวกันถ้าเติม HCl ลงไปอีกเล็กน้อย สารละลายก็จะมีฤทธิ์เป็นกรดซึ่งก็จะทำให้อินดิเคเตอร์เปลี่ยนไปเป็นสีที่อยู่ในกรด สีของสารละลายจึงเปลี่ยนไปตามสีของอินดิเคเตอร์นั้นเมื่ออยู่ในสภาวะที่เป็นกรดหรือเบสแล้วแต่กรณี

ตารางที่ 3.2 คุณสมบัติของอินดิเคเตอร์บางชนิดสำหรับการไทเทรตระหว่างกรดกับเบส

อินดิเคเตอร์	ช่วง pH	pK _{indicator}	กรด	เบส
methyl yellow	2.9-4.0	3.3	red	yellow
methyl orange	3.1-4.4	4.2	red	yellow
bromocresol green	3.8-5.4	4.7	yellow	blue
methyl red	4.2-6.2	5.0	red	yellow
chlorophenol red	4.8-6.4	6.0	yellow	red
bromothymol blue	6.0-7.6	7.1	yellow	blue
phenol red	6.4-7.6	7.4	yellow	red
cresol purple	7.4-9.0	8.5	yellow	purple
thymol blue	8.0-9.6	8.9	yellow	blue
phenolphthalein	8.0-9.8	9.7	colorless	red
thymolphthalein	9.3-10.5	9.9	colorless	blue

การทดลอง

อุปกรณ์

1. ขวดรูปชมพู่ขนาด 100 cm³ กลุ่มละ 2 อัน
2. ปีกเกอร์ขนาด 50 cm³ และขนาด 100 cm³
3. บิวเรตขนาด 50 cm³
4. ปิเปตขนาด 10 cm³
5. ขาดั่งและที่ยึดบิวเรต
6. แท่งแก้วคน

สารเคมี

1. สารละลายตัวอย่าง ได้แก่ hydrochloric acid (HCl)
2. สารละลาย NaOH ความเข้มข้นประมาณ 0.1 M
3. อินดิเคเตอร์ ได้แก่ phenolphthalein
4. potassium hydrogen phthalate ($\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$)
5. ให้นักศึกษาเตรียมผลไม้ที่มีรสเปรี้ยว เช่น มะนาว ส้ม สับปะรด หรืออื่นๆมากลุ่มละชนิด

วิธีการทดลอง

ตอนที่ 1 การไทเทรตระหว่างสารละลายมาตรฐาน $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ และ NaOH

1. บรรจุสารละลาย NaOH ลงในบิวเรต และใช้ปิเปตตูด 0.10 M $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ ใส่ลงในขวดรูปชมพู่ ปริมาตร 10 cm^3 แล้วหยดฟีนอล์ฟทาลีน 2 หยด
2. ไทเทรต 0.10 M $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ ด้วยสารละลาย NaOH จนกระทั่งเห็นสีชมพูอ่อนๆ แล้วบันทึกปริมาตรของสารละลาย NaOH ที่ใช้ไป ควรทำการไทเทรตซ้ำอีก 1 ครั้ง แล้วนำค่าปริมาตรที่เฉลี่ยแล้วไปคำนวณหาความเข้มข้นที่แน่นอนของสารละลาย NaOH สารละลายที่ได้จัดเป็นสารละลายมาตรฐานหุติยภูมิ

ตอนที่ 2 การไทเทรตระหว่างกรดแก่ (HCl) กับเบสแก่ (NaOH)

1. ปิเปตสารละลายตัวอย่าง HCl ปริมาตร 10 cm^3 (เป็นสารละลายที่ไม่ทราบความเข้มข้นแน่นอน) ใส่ลงในขวดรูปชมพู่ขนาด 100 cm^3 เติม phenolphthalein จำนวน 2 หยด แล้วไทเทรตกับสารละลายมาตรฐาน NaOH (ความเข้มข้นคำนวณจากตอนที่ 1) จนสารละลายเปลี่ยนเป็นสีชมพูอ่อน ๆ จึงหยุดการไทเทรต (นับเป็นการไทเทรตครั้งที่ 1) จดปริมาตรของ NaOH ที่ใช้
2. ทำการทดลองซ้ำ อีก 1 ครั้ง และคำนวณหาความเข้มข้นของสารละลาย HCl โดยใช้ปริมาตรเฉลี่ยของสารละลาย NaOH ที่ใช้ในการไทเทรต

คำถามท้ายการทดลอง

1. เมื่อทำการไทเทรต 1 M HNO_3 ปริมาตร 20 cm^3 กับ 0.5 M KOH อยากทราบว่าเมื่อถึงจุดสมมูลแล้วจะต้องใช้ 0.5 M KOH ปริมาตรเท่าใด
2. เมื่อใช้ H_2SO_4 ปริมาตร 20 cm^3 ไทเทรตกับ 2 M NaOH พบว่าที่จุดสมมูลใช้ NaOH ไป 30 cm^3 อยากทราบว่า H_2SO_4 จะมีความเข้มข้นเท่าไร
3. เราจะนำความรู้เกี่ยวกับการไทเทรตไปใช้ในการตรวจหาปริมาณของ $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ในยาลดกรดได้อย่างไร จงอธิบาย

แบบฝึกหัดท้ายบทที่ 3

สมดุลกรด-เบส

- 1) จงทำนายสารผลิตภัณฑ์ พร้อมทั้งดุลสมการของปฏิกิริยาต่อไปนี้

1.1)	$\text{HBr(aq)} + \text{NH}_3(\text{aq})$	$\rightarrow$
1.2)	$\text{Ba(OH)}_2(\text{aq}) + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})$	$\rightarrow$
1.3)	$\text{HClO}_4(\text{aq}) + \text{Ca(OH)}_2(\text{aq})$	$\rightarrow$
1.4)	$\text{CH}_3\text{COOH(aq)} + \text{KOH(aq)}$	$\rightarrow$
1.5)	$\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{NaOH(aq)}$	$\rightarrow$
1.6)	$\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{Ba(OH)}_2$	$\rightarrow$

- 2) จงทำนายว่าสารที่แสดงต่อไปนี้ มีฤทธิ์เป็นกรด เป็นเบส หรือเป็นกลาง

(a) NaBr,	(b) K_2CO_3 ,	(c) NH_4NO_2 ,
(d) CH_3COONa ,	(e) KCN,	(f) KF,
(g) CaCl_2 ,	(h) NaNO_3	

- 3) สารละลายใดต่อไปนี้สามารถแสดงคุณสมบัติของสารละลายบัฟเฟอร์ได้

(a) KCl/HCl	(b) $\text{KHSO}_4/\text{H}_2\text{SO}_4$,	(c) $\text{NaHPO}_4/\text{NaH}_2\text{PO}_4$
(d) $\text{KNO}_2/\text{HNO}_2$	(e) KCN/HCN,	(f) $\text{Na}_2\text{SO}_4/\text{NaHSO}_4$,
(g) $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{NO}_3$	(h) NaI/HI	

- 4) จงคำนวณ pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ ที่ประกอบด้วย CH_3COOH เข้มข้น 2.0 M และ CH_3COONa เข้มข้น 2.0 M (The K_a ของ CH_3COOH มีค่า 1.8×10^{-5})

- 5) เมื่อนำสารละลาย HBr เข้มข้น 0.883 M ปริมาตร 20.4 mL มาไทเทรตกับสารละลาย Ba(OH)_2 ปริมาตร 19.3 mL สารละลาย Ba(OH)_2 นี้มีความเข้มข้นเท่าใด

- 6) นักศึกษาผู้หนึ่งนำกรดไดโพรติกชนิดหนึ่ง หนัก 5.0 กรัม มาละลายน้ำจนปริมาตรของสารละลายเป็น 250 mL นักศึกษาใช้สารละลายกรดไดโพรติกนี้ ปริมาตร 25 mL มาไทเทรตกับสารละลาย KOH เข้มข้น 1.0 M ปริมาตร 11.1 mL จงคำนวณหาโมลลิวเลกุลของกรดไดโพรติกนี้

- 7) จงคำนวณความเข้มข้นในหน่วย Molar ของสารละลาย NaOH ถ้าใช้สารละลาย NaOH นี้ 25 mL ไทเทรตกับ สารละลาย HCl เข้มข้น 0.312 M ปริมาตร 17.4 mL
- 8) เมื่อนำสารละลาย H_2SO_4 เข้มข้น 0.5 mol/dm^3 ปริมาตร 20 cm^3 มาไทเทรตด้วย สารละลาย NaOH เข้มข้น $X \text{ mol/dm}^3$ โดยใช้ฟีนอล์ฟทาไลน์เป็นอินดิเคเตอร์ พบว่า เมื่อใช้ สารละลาย NaOH ไป 10 cm^3 อินดิเคเตอร์เปลี่ยนเป็นสีชมพูอ่อน จงหาค่าของ X
- 9) เมื่อนำสารละลาย HCl เข้มข้น 0.2 mol/dm^3 ปริมาตร 10 cm^3 ผสมกับสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.1 mol/dm^3 ปริมาตร 30 cm^3 สารละลายที่ได้มี pH เท่าใด
- 10) กรดแอสซิติลซาลิซิลิก ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) เป็นกรดมอนอโปรติกที่อยู่ในยาแก้ปวดชนิดหนึ่ง ถ้านำยาแก้ปวดนี้มา 4 เม็ด ละลายในน้ำ 100 cm^3 แล้วไทเทรตกับสารละลาย NaOH เข้มข้น 0.01 mol/dm^3 พบว่าต้องใช้ NaOH 20 cm^3 ยาแก้ปวดแต่ละเม็ดมีกรดแอสซิติลซาลิซิลิกกี่ มิลลิกรัม
- 11) กำหนดให้ กรดแต่ละชนิดมีค่าคงที่การแตกตัวของกรดในวงเล็บ
- $\text{HF} (K_a = 6.8 \times 10^{-4})$ $\text{HCN} (K_a = 4.9 \times 10^{-10})$
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} (K_a = 6.6 \times 10^{-5})$ $\text{HCNO} (K_a = 3.5 \times 10^{-4})$
- สารละลาย ก) ข) ค) และ ง) เป็นสารละลายที่เกิดจากการผสมของสารละลาย A และ สารละลาย B

สารละลาย A	สารละลาย B
ก) สารละลาย HF 0.10 mol/dm^3 100 cm^3	สารละลาย NaF 1.0 mol/dm^3 100 cm^3
ข) สารละลาย HCN 0.20 mol/dm^3 10 cm^3	สารละลาย KOH 0.10 mol/dm^3 100 cm^3
ค) สารละลาย $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ 0.10 mol/dm^3 10 cm^3	สารละลาย HCl 0.10 mol/dm^3 50 cm^3
ง) สารละลาย HCNO 0.20 mol/dm^3 100 cm^3	สารละลาย NaOH 0.10 mol/dm^3 100 cm^3

การเปรียบเทียบ pH ของสารละลายบัฟเฟอร์ข้อใดถูก

1. ก < ข
2. ข < ค
3. ค < ง
4. ง < ก
5. ข < ง

เอกสารอ้างอิง

- Books, Y. S. (2018). *Chemistry: Concepts and Problems: A Self-Teaching Guide*. Kim.
- Brown, T. L., LeMay, H. E., & Bursten, B. E. (2015). *Chemistry: The Central Science*. Prentice Hall.
- Chang, R. (2010). *Chemistry*: McGraw-Hill.
- Ebbing, D.; Gammon, S. D. (2007). *General Chemistry*: Cengage Learning.
- Haynes, W. M., Lide, D. R., & Bruno, T. J. (2017). *CRC handbook of Chemistry and Physics: a ready-reference book of chemical and physical data*. Boca Raton, Florida: CRC Press.
- Silberberg, M., & Amateis, P. (2014). *Chemistry The Molecular Nature of Matter and Change 7th edition*: McGraw-Hill Science.
- Zumdahl, S. S. (2001). *World of Chemistry*: McDougal Littell.

