

แผนบริหารการสอนประจำบทที่ 4

เนื้อหาประจำบท

การคำนวณหาค่า pH

อินดิเคเตอร์กรด-เบส

คุณสมบัติของอินดิเคเตอร์กรด-เบส

การไทเทรตกรด-เบส

กราฟของการไทเทรต

ไทแทรนด์

ตัวทำละลายที่ไม่ใช่น้ำ

ผลของความเป็นกรด-เบสที่มีต่อตัวถูกละลาย

อิทธิพลของค่าคงที่ไดอิเล็กทริกของตัวทำละลาย

การหาจุดยุติของการไทเทรตกรด-เบสในสารละลายที่ไม่ใช่น้ำ

วัตถุประสงค์เชิงพฤติกรรม

1. สามารถอธิบายและปฏิบัติการไทเทรตกรด-เบสได้
2. สามารถอธิบายผลของความเข้มข้นที่มีต่อกราฟของการไทเทรตกรด-เบสได้
3. สามารถเลือกใช้อินดิเคเตอร์กรด-เบสได้อย่างเหมาะสม
4. สามารถเลือกใช้ไทแทรนด์ที่เหมาะสมกับสารตัวอย่าง
5. สามารถนำความรู้เรื่องการไทเทรตกรด-เบส การไทเทรตกรด-เบสในสารละลายที่ไม่ใช่น้ำไปประยุกต์ใช้งานด้านการวิเคราะห์ตัวอย่างได้

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอนประจำบท

1. ให้ผู้เรียนศึกษาเอกสารประกอบการสอนรายวิชาเคมีวิเคราะห์
2. ผู้สอนบรรยายภาคทฤษฎีประกอบการสอนในลักษณะโปรแกรมนำเสนอ
3. หลังการบรรยายทฤษฎี อภิปรายร่วมกันระหว่างผู้สอนกับผู้เรียนและสรุปสาระสำคัญ
4. มอบหมายให้ผู้เรียนค้นคว้าเพิ่มเติมจากเอกสาร ตำรา และสื่ออื่น ๆ
5. ให้ผู้เรียนทำคำถามท้ายบท

สื่อการเรียนการสอน

1. เอกสารประกอบการสอนรายวิชาเคมีวิเคราะห์
2. โปรแกรมนำเสนอและอุปกรณ์ที่ใช้ในระบบการสื่อสาร
3. หนังสือ วารสาร และสื่ออิเล็กทรอนิกส์

การวัดผลและการประเมินผล

1. สังเกตพฤติกรรมการเรียน การมีส่วนร่วมในการเรียน
2. สังเกตจากการซักถามและตอบปัญหาของผู้เรียน
3. ประเมินจากการทำคำถามท้ายบท

บทที่ 4

การไทเทรตกรด-เบสและการไทเทรตกรด-เบสในสารละลายที่ไม่ใช่น้ำ (Acid-base Titration and Acid-base Titration in Nonaqueous Titration)

การไทเทรตกรด-เบส เป็นวิธีวิเคราะห์หาปริมาณสารตัวอย่างที่มีคุณสมบัติเป็นกรดหรือเบส ซึ่งใช้เวลาในการวิเคราะห์รวดเร็วและผลการวิเคราะห์ที่ได้มีความถูกต้อง สารอินทรีย์และสารอนินทรีย์ส่วนมากก็มีคุณสมบัติเป็นกรดและเบส การไทเทรตกรด-เบส จะทำให้ค่า pH ของสารละลายเกิดการเปลี่ยนแปลง โดยค่า pH ของสารละลายแต่ละช่วงของการไทเทรตสามารถวัดได้ด้วยเครื่องมือวัด pH หรือถ้าทราบความเข้มข้นของสารละลายที่ใช้ในการไทเทรตก็สามารถคำนวณหาค่า pH ณ จุดต่าง ๆ ได้ และนำค่า pH ที่เปลี่ยนแปลง ณ ช่วงต่าง ๆ มาสร้างเป็นกราฟของการไทเทรต โดยให้ปริมาตรของ titrant เป็นแกน X และ ค่า pH ของแต่ละจุดที่เติม titrant ลงไปเป็นแกน Y ซึ่งเรียกรูปกราฟที่ได้ว่า กราฟไทเทรชัน การคำนวณค่า pH ในแต่ละช่วงของการไทเทรตเพื่อใช้ในการสร้างเส้นโค้งของการไทเทรต และการคำนวณความเข้มข้นของกรดหรือเบสในสารตัวอย่างนั้นอาศัยข้อมูลต่าง ๆ ที่ได้จากสมมูลของกรด-เบสและเส้นโค้งของการไทเทรตกรด-เบส จากกราฟไทเทรชันสามารถนำไปใช้ในการเลือกอินดิเคเตอร์ที่เหมาะสม บอกจุดสมมูลของปฏิกิริยาหรือการหาจุดยุติของการทำปฏิกิริยา ซึ่งจะมีความแตกต่างกันขึ้นอยู่กับชนิดของกรดและเบส นอกจากนี้ความเป็นกรด-เบสนั้น นิยมระบุในรูปของค่า pH หรือ pOH ของสารละลาย ซึ่งได้จากการคำนวณจากค่าความเข้มข้นของ H^+ หรือ OH^- ของสารละลายนั้น ๆ

การคำนวณหาค่า pH

อภิชัย ศิวประภากร (2551 : 62-62) และ ไรอัน, ลอว์รี (2559 : 405) เนื่องจากความเข้มข้นของกรดหรือเบสมีค่าเป็นช่วงกว้าง ตั้งแต่ $1 \cdot 10^{-14}$ M ดังนั้นการพล็อตค่าความเข้มข้นกับตัวแปรอื่นทำให้ค่อนข้างยาก จึงเปลี่ยนค่าความเข้มข้นของกรดหรือเบสในรูปของค่า \log เรียกว่า p ฟังก์ชัน ซึ่งมีนิยามดังนี้

$$pX = -\log X \quad (\text{เมื่อ } X \text{ คือ ไอออนใด ๆ})$$

ความเข้มข้นของ H_3O^+ หรือ H^+ ในรูปแบบ p ฟังก์ชัน คือการ take $-\log$ โดยความสัมพันธ์ระหว่างค่า pH กับความเข้มข้นของ H_3O^+ หรือ H^+ เป็นดังนี้

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{หรือ} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad (4.1)$$

$$\text{และ} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \quad \text{หรือ} \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

ในการทำงานเดียวกันสารละลายที่เป็นเบส หากพิจารณาค่าความเข้มข้นของ OH^- จะได้ความสัมพันธ์ดังนี้

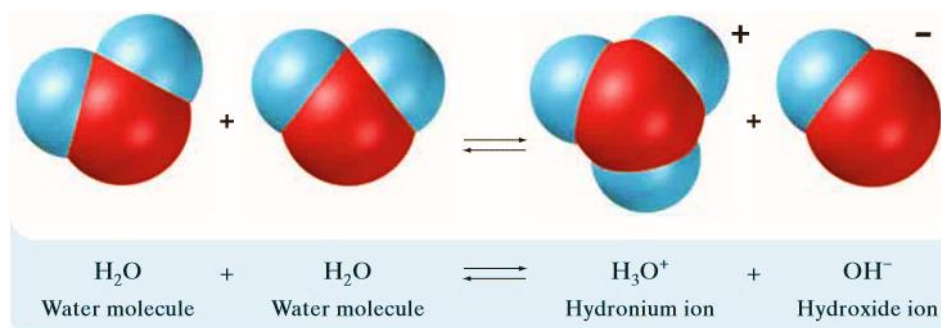
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad (4.2)$$

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

เขียนความสัมพันธ์ของค่าต่าง ๆ ได้ดังนี้

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{pK}_w \quad (4.3)$$

สมการที่ 4.2 แสดงถึงความสัมพันธ์ระหว่างค่า pH pOH และ pK_w ซึ่งใช้คำนวณ ค่าใดค่าหนึ่งถ้าทราบค่าของอีกค่าหนึ่ง เช่น เมื่อทราบค่า pOH ของสารละลายก็สามารถคำนวณค่า pH ของสารละลายได้ หรือเมื่อทราบค่า pH ของสารละลาย สามารถคำนวณค่า pOH ของสารละลายได้เช่นเดียวกัน ตัวอย่างการแตกตัวของน้ำที่แสดงสมบัติเป็นทั้งกรดและเบส ดังภาพประกอบที่ 4.1



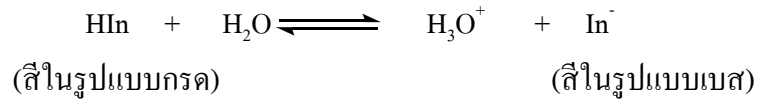
ภาพประกอบที่ 4.1 การแตกตัวของน้ำที่แสดงสมบัติเป็นทั้งกรดและเบส

ที่มา : Myers, T.R., Oldham, K.B. & Tocci, S. (2006 : 539)

อินดิเคเตอร์กรด-เบส

ธนากร เปลื้องกลาง (2550 : 178-179) ให้คำนิยามไว้ว่าอินดิเคเตอร์ (indicator) เป็นสารเคมีที่ใช้บอกความเป็นกรด-เบสของสารละลาย ส่วนใหญ่อินดิเคเตอร์มีสมบัติเป็นกรดอ่อนแตกตัวให้โปรตอนหนึ่งตัว และมีสูตรโครงสร้างที่ซับซ้อน โดยกำหนดให้ HIn เป็นสัญลักษณ์แทน

อินดิเคเตอร์ทั่วไป โดย HIn อยู่ในรูปแบบกรดที่ไม่แตกตัว เมื่อแตกตัวจะให้ In⁻ อยู่ในรูปแบบเบส ซึ่งทั้ง 2 รูปแบบจะมีสีต่างกัน ที่สภาวะสมดุลของอินดิเคเตอร์เป็นดังนี้



ซึ่งสามารถคำนวณค่าคงที่การแตกตัวของอินดิเคเตอร์ได้ดังสมการ

$$K_{\text{ain}} = \frac{[\text{In}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HIn}]} \quad (4.4)$$

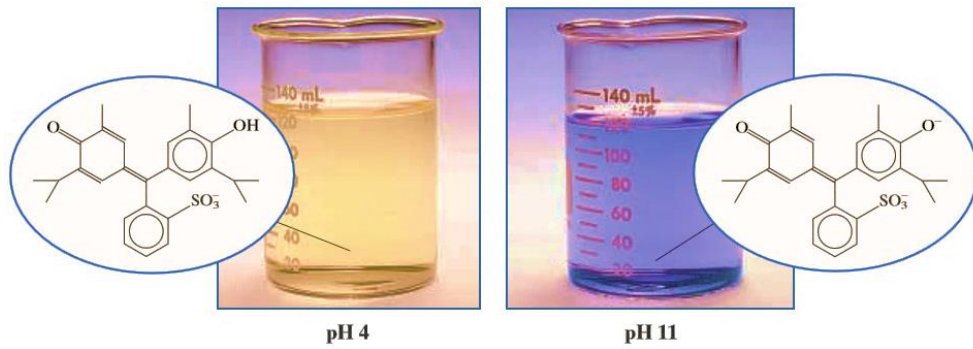
พบว่าจะเห็นสีของรูปแบบใดรูปแบบหนึ่งของอินดิเคเตอร์ก็ต่อเมื่อรูปนั้นจะต้องมีความเข้มข้นมากกว่าอีกรูปแบบหนึ่งประมาณ 10 เท่า เช่น จะเห็นสีของ HIn ได้ต่อเมื่อความเข้มข้นของ $[\text{In}^-] / [\text{HIn}]$ จะเท่ากับ 1/10 และถ้าจะเห็นสีของ In⁻ อัตราส่วนความเข้มข้นของ $[\text{In}^-] / [\text{HIn}]$ จะเท่ากับ 1/10 ถ้าแทนค่าอัตราส่วนเหล่านี้ลงในสมการ 4.6 จะได้ว่า (ลงศักดิ์ ปัตตฤทธิ, 2558 : 176-177)

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{ain}} \pm 1 \quad (4.5)$$

ในกรณีที่อินดิเคเตอร์เป็นเบสอ่อน เมื่อ K_{bin} เป็นค่าคงที่การแตกตัวของเบสอ่อน จะได้ว่า

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= \text{pK}_{\text{bin}} \pm 1 \\ \text{หรือ} \quad \text{pH} &= 14 - \text{pK}_{\text{bin}} \pm 1 \end{aligned} \quad (4.6)$$

ซึ่งอินดิเคเตอร์แต่ละชนิดจะมีช่วง pH ต่างกัน ดังแสดงในตารางที่ 4.1 และตัวอย่างการเปลี่ยนสีของโมลอบลูในสภาวะที่เป็นกรดและเบส ดังภาพประกอบที่ 4.2



ภาพประกอบที่ 4.2 การเปลี่ยนสีของໄ໊มอลບລູໃນສະຖະໄ໊ທີ່ເປັນກຣດແລະເບສ
 ທີ່ມາ : Myers, T.R., Oldham, K.B. & Tocci, S. (2006 : 546)

ຕາຣາງທີ່ 4.1 ອິນດີເຄເຕອ໌ຮໄນດຕ່າງ ໆ

ໄນດຂອງອິນດີເຄເຕອ໌	ໄວ້ງ pH	ຮູບແບບກຣດ	ຮູບແບບເບສ
ເມທິລໄວໂອເລດ	0.0 – 1.6	ເຫຼືອງ	ມ່ວງ
ຄຣີໄຊອເລດ	0.2 – 1.8	ແດງ	ເຫຼືອງ
ໄ໊ມອລບລູ	1.2 – 2.8	ແດງ	ເຫຼືອງ
ຄຣີໄຊອເລດເຟຣີດ	1.2 – 2.8	ແດງ	ເຫຼືອງ
ເມທິລອເອເຣນໄຈ	3.1 – 4.4	ແດງ	ເຫຼືອງ
ຄອງໂກເຣດ	3.0 – 5.0	ມ່ວງ	ແດງ
ເອທິລອເອເຣນໄຈ	3.4 – 4.8	ແດງ	ເຫຼືອງ
ໂບຣໂມຄຣີໄຊອເລດກຣີນ	3.8 – 5.4	ເຫຼືອງ	ນ້ຳເງິນ
ເມທິລເຣດ	4.8 – 6.0	ແດງ	ເຫຼືອງ
ໂບຣໂມໄທໂມອລບລູ	6.0 – 7.6	ເຫຼືອງ	ນ້ຳເງິນ
ຟີນອເລດ	6.8 – 8.0	ເຫຼືອງ	ແດງ
ຄຣີໄຊອເລດ	7.2 – 8.8	ເຫຼືອງ	ແດງ
ໄ໊ມອລບລູ	8.0 – 9.6	ເຫຼືອງ	ນ້ຳເງິນ
ຟີນອລ໌ຟທາລີນ	8.0 – 9.6	ໄມ່ມີສີ	ໄຊມພູ
ອລີໄຊາລີນເຊລໂລວ໌	10.1 – 12.0	ເຫຼືອງ	ສົ້ມ-ແດງ

ທີ່ມາ : ດັດແປງຈາກ Daniel, C.H. (2007 : 215)

คุณสมบัติของอินดิเคเตอร์กรด-เบส

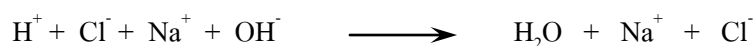
นงนิตย์ มรกต (2541 : 13) และคงศักดิ์ ปัตตาฤทธิ์ ได้อธิบายถึงคุณสมบัติหลักของอินดิเคเตอร์ดังนี้

1. อินดิเคเตอร์ ต้องมีสีในรูปแบบกรด และสีในรูปแบบเบสที่แตกต่างกันอย่างชัดเจน กรณีที่สีของทั้งสองรูปแบบใกล้เคียงกันมาก จะสังเกตการเปลี่ยนสีที่จุดยุติได้ยาก สามารถแก้ไขโดยนำอินดิเคเตอร์อีกชนิดหนึ่งผสมลงไปจะได้เป็นอินดิเคเตอร์ผสม (mix-indicator) ที่มีสีก่อนถึงจุดยุติและหลังจุดยุติต่างกัน
2. การเปลี่ยนสีจากสีในรูปแบบกรดไปเป็นสีในรูปแบบเบสหรือในทางกลับกัน เกิดขึ้นในช่วง pH ตื้น ๆ (ประมาณ 2 หน่วย pH)
3. อินดิเคเตอร์แต่ละชนิดจะต้องมีช่วงการเปลี่ยนสีที่แตกต่างกัน เพื่อให้สามารถเลือกใช้อินดิเคเตอร์ได้ในช่วงการเปลี่ยนสีที่เหมาะสมสำหรับการไทเทรตแต่ละครั้งหรือเหมาะสมกับค่า pH ณ จุดสมมูลของปฏิกิริยากรด-เบสนั้น หรือมีค่าจุดยุติใกล้เคียงกับจุดสมมูล จะส่งผลทำให้ปริมาณสารที่วิเคราะห์ได้มีความถูกต้อง
4. ปริมาณของอินดิเคเตอร์ การไทเทรตโดยทั่วไปนิยมใช้อินดิเคเตอร์ที่มีความเข้มข้นต่ำ ๆ ซึ่งจะให้ผลการวิเคราะห์ที่ถูกต้องมากกว่าการใช้อินดิเคเตอร์ที่มีความเข้มข้นสูง ๆ เนื่องจากอินดิเคเตอร์ที่มีความเข้มข้นต่ำ จะให้สีที่จุดยุติที่สามารถมองเห็นได้ชัดเจน

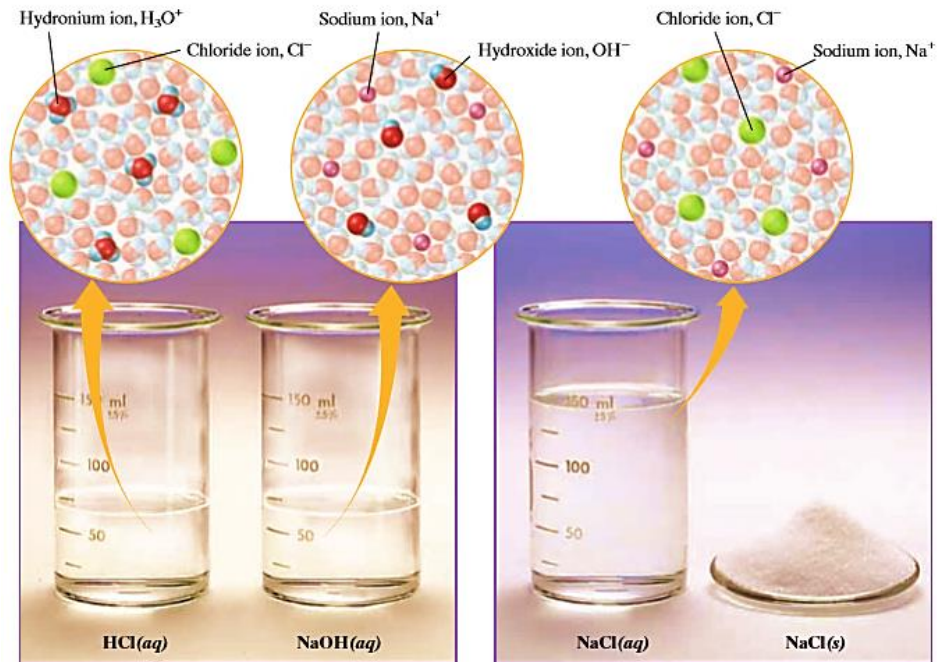
การไทเทรตกรด-เบส

การไทเทรตกรดแก่ด้วยเบสแก่

กรดแก่และเบสแก่สามารถแตกตัวได้หมด ตัวอย่างเช่น การไทเทรตสารละลายกรด HCl ด้วยสารละลายมาตรฐาน NaOH ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นดังนี้ (ประสิทธิ์ มุกดา, 2547 : 55-56)



H^+ ที่มาจาก HCl จะทำปฏิกิริยากับ OH^- ที่มาจาก NaOH แล้วเกิดสารผลิตภัณฑ์เป็น H_2O Na^+ และ Cl^- จะเห็นว่าปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น สารละลายจะเปลี่ยนสภาพจากสารละลายกรด HCl ไปเป็นเกลือ NaCl ที่มีสภาพเป็นกลางในตัวทำละลายที่เป็นน้ำ เรียกปฏิกิริยานี้ว่า ปฏิกิริยาสะเทิน เส้นโค้งของการไทเทรตค่า pH ของสารละลายจะเพิ่มขึ้นอย่างรวดเร็วเมื่อถึงจุดสมมูล โดยมีค่า pH ของสารละลายที่จุดสมมูลเท่ากับ 7 จากเส้นโค้งของการไทเทรตสามารถใช้ ฟีนอล์ฟทาลีน หรือโบรโมไทมอลบลูเป็นอินดิเคเตอร์ได้ ปฏิกิริยาระหว่าง HCl กับ NaOH ดังแสดงในภาพประกอบที่ 4.3



ภาพประกอบที่ 4.3 ปฏิกริยาระหว่าง HCl กับ NaOH

ที่มา : Myers, T.R., Oldham, K.B. & Tocci, S. (2006 : 549)

ตัวอย่างที่ 4.1 ในการไทเทรตสารละลายกรด HCl ความเข้มข้น 0.1 โมลาร์ ปริมาตร 20 มิลลิลิตร ด้วยกับสารละลาย NaOH ความเข้มข้น 0.1 โมลาร์ จงคำนวณ pH ของสารละลายขณะทำการไทเทรต เมื่อเติม NaOH ดังนี้ (1) 0.00 มิลลิลิตร (2) 10.00 มิลลิลิตร และ (3) 20.00 มิลลิลิตร

วิธีทำ เมื่อเติม NaOH 0.1 โมลาร์ ปริมาตร 0.00 มิลลิลิตร (ค่า pH ของสารละลายก่อนการไทเทรต)

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0.10)$$

$$\text{pH} = 1$$

เมื่อเติม NaOH 0.10 โมลาร์ ปริมาตร 10.00 มิลลิลิตร (ค่า pH ของสารละลายก่อนถึงจุดสมมูล)

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

จำนวน โมลของกรด HCl ที่เริ่มต้น = 20.00 มิลลิลิตร \times 0.10 โมลาร์ = 2.00×10^{-3} โมล

จำนวน โมลของกรด NaOH ที่เติม = 10.00 มิลลิลิตร \times 0.10 โมลาร์ = 1.00×10^{-3} โมล

จำนวน โมล ของกรด HCl ที่เหลือ = $2.00 \times 10^{-3} - 1.00 \times 10^{-3} = 1.00 \times 10^{-3}$ โมล

$$\begin{aligned} \text{ความเข้มข้นของกรด HCl} = [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ ที่เหลือ} &= \frac{1.00 \times 10^{-3} \text{ โมล}}{(20.00 + 10.00) \text{ มิลลิลิตร}} \times \frac{1000 \text{ มิลลิลิตร}}{\text{L}} \\ &= 0.03 \text{ โมลาร์} \\ \text{pH} &= -\log(3 \times 10^{-2}) = 1.52 \end{aligned}$$

เมื่อเติม NaOH 0.10 โมลาร์ ปริมาตร 20.00 มิลลิลิตร (ค่า pH ของสารละลายที่จุดสมมูล)
 จำนวน โมลของกรด HCl ที่เริ่มต้น = 20.00 มิลลิลิตร \times 0.10 โมลาร์ = 2.00×10^{-3} โมล
 จำนวน โมลของกรด NaOH ที่เติม = 20.00 มิลลิลิตร \times 0.10 โมลาร์ = 2.00×10^{-3} โมล
 ที่จุดสมมูล กรดทำปฏิกิริยาพอดีกับเบส

โดย $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ในสารละลายได้จากการแตกตัวของน้ำดังนี้

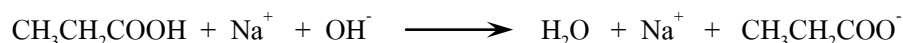
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ โมลาร์}$$

$$\text{pK}_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 7$$

การไทเทรตกรดอ่อนด้วยเบสแก่

กรด $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ จะเข้าทำปฏิกิริยาสะเทินกับเบส NaOH ได้ผลผลิตเป็น H_2O และเกลือ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COONa}$ ดังปฏิกิริยา



กราฟการไทเทรตกรดอ่อนด้วยเบสแก่ มีความกว้างบริเวณจุดสมมูลประมาณ 2-3 หน่วยของค่า pH ควรเลือกอินดิเคเตอร์ที่มีช่วง pH อยู่ระหว่าง 7-10 ดังนั้นจึงควรเลือกฟีนอล์ฟทาลีน (มีช่วง pH 7-9) เป็นอินดิเคเตอร์ ในกรณี que เลือก เมทิลเรด (มีช่วง pH 4.5-6) เป็นอินดิเคเตอร์จะเกิดการเปลี่ยนสีก่อนที่การไทเทรตนั้นจะถึงจุดสมมูล (ชนากร เปลื้องกลาง, 2550 : 211-212)

ตัวอย่างที่ 4.2 ในการไทเทรตกรด CH_3COOH ความเข้มข้น 0.10 โมลาร์ ปริมาตร 20.00 มิลลิลิตร ด้วยสารละลาย NaOH ความเข้มข้น 0.10 โมลาร์ จงคำนวณค่า pH ของสารละลาย ขณะทำการไทเทรต เมื่อปริมาตรของ NaOH ที่ใช้เป็นดังต่อไปนี้ (1) 0.00 มิลลิลิตร (2) 5.00 มิลลิลิตร (3) 10.00 มิลลิลิตร กำหนดให้ K_a ของ $\text{CH}_3\text{COOH} = 1.75 \times 10^{-5}$

วิธีทำ เมื่อเติม NaOH 0.10 โมลาร์ ปริมาตร 0.00 มิลลิลิตร

(ค่า pH ของสารละลายก่อนทำการไทเทรต)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \times C_{\text{CH}_3\text{COOH}}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{1.75 \times 10^{-5} \text{ โมลาร์} \times 0.10 \text{ โมลาร์}}$$

$$= 1.32 \times 10^{-3} \text{ โมลาร์}$$

$$\text{pH} = -\log(1.32 \times 10^{-3}) = 2.88$$

เมื่อเติม NaOH 0.10 โมลาร์ ปริมาตร 5.00 มิลลิลิตร (ค่า pH ของสารละลายก่อนถึงจุดสมมูล)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \times \frac{M_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{M_{\text{CH}_3\text{COONa}}}$$

ความเข้มข้นของกรด CH_3COOH ที่เหลือ

$$= \frac{(20.00 \text{ มิลลิลิตร} \times 0.10 \text{ โมลาร์}) - (5.00 \text{ มิลลิลิตร} \times 0.10 \text{ โมลาร์})}{(20.00 + 5.00) \text{ มิลลิลิตร}}$$

$$= 0.06 \text{ โมลาร์}$$

ความเข้มข้นของเกลือ CH_3COONa ที่เกิดขึ้น = ความเข้มข้นของ NaOH ที่เติมลงไป

$$= \frac{5.00 \text{ มิลลิลิตร} \times 0.10 \text{ โมลาร์}}{(20.00 + 5.00) \text{ มิลลิลิตร}}$$

$$= 0.02 \text{ โมลาร์}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.75 \times 10^{-5} \text{ โมลาร์} \times \frac{0.06 \text{ โมลาร์}}{0.02 \text{ โมลาร์}}$$

$$= 5.25 \times 10^{-5} \text{ โมลาร์}$$

$$\text{pH} = -\log(5.25 \times 10^{-5}) = 4.28$$

เมื่อเติม NaOH 0.10 โมลาร์ ปริมาตร 10.00 มิลลิลิตร (ค่า pH ของสารละลายที่จุดสมมูล)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \times \sqrt{\frac{K_w}{K_a} \times C_{\text{CH}_3\text{COONa}}}$$

ความเข้มข้นของกรด CH_3COONa ที่เกิดขึ้น = ความเข้มข้นของ NaOH ที่เติม

$$= \frac{10.00 \text{ มิลลิลิตร} \times 0.10 \text{ โมลาร์}}{(20.00 + 10.00) \text{ มิลลิลิตร}} = 0.03 \text{ โมลาร์}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{1.0 \times 10^{-14} \text{ โมลาร์}}{1.75 \times 10^{-5} \text{ โมลาร์}}} \times 0.03 \text{ โมลาร์}$$

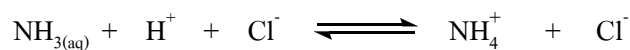
$$= 1.3 \times 10^{-5} \text{ โมลาร์}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14} (\text{โมลาร์})^2}{1.3 \times 10^{-5} (\text{โมลาร์})} = 0.78 \times 10^{-9} \text{ โมลาร์}$$

$$\text{pH} = -\log(0.78 \times 10^{-9}) = 8.11$$

การไทเทรตระหว่างเบสอ่อนกับกรดแก่

ธนากร เปลื้องกลาง (2550 : 212-213) อธิบายและยกตัวอย่างเกี่ยวกับการไทเทรตระหว่างเบสอ่อนกับกรดแก่ ตัวอย่างเช่น เป็นการไทเทรต NH_3 ด้วยสารละลายมาตรฐาน HCl เมื่อทำการไทเทรต $\text{NH}_{3(\text{aq})}$ จะเข้าทำปฏิกิริยาสะเทินกับกรด HCl ได้สารผลิตภัณฑ์เป็น NH_4^+ กับ Cl^- ดังปฏิกิริยา



ไอออนบวกจากเบสอ่อนสามารถเกิดปฏิกิริยาไฮโดรไลซิสได้ ทำให้สารละลายมีสมบัติเป็นบัฟเฟอร์ ทำให้การเปลี่ยนแปลง pH ของสารละลายเป็นไปอย่างช้า ๆ ดังนั้นการไทเทรตเบส $\text{NH}_{3(\text{aq})}$ ความเข้มข้น 0.10 โมลาร์ ปริมาตร 40.00 มิลลิลิตร ด้วยกรด HCl ความเข้มข้น 0.10 โมลาร์ ควรเลือกเมทิลเรดเป็นอินดิเคเตอร์ ถ้าเลือกใช้ฟีนอล์ฟทาลีนเป็นอินดิเคเตอร์จะเกิดการเปลี่ยนแปลงสีก่อนที่ปฏิกิริยาจะถึงจุดสมมูล

ตัวอย่างที่ 4.3 ในการไทเทรต $\text{NH}_3(\text{aq})$ ความเข้มข้น 0.10 โมลาร์ ปริมาตร 20.00 มิลลิลิตรด้วยกรด HCl ความเข้มข้น 0.10 โมลาร์ จงคำนวณค่า pH ของสารละลายขณะทำการไทเทรตเมื่อปริมาตรของ HCl เป็นดังต่อไปนี้ (1) 0.00 มิลลิลิตร (2) 5.00 มิลลิลิตร (3) 20.00 มิลลิลิตร กำหนด K_b ของ $\text{NH}_3(\text{aq}) = 1.76 \times 10^{-5}$
วิธีทำ เมื่อเติม HCl 0.10 โมลาร์ 0.00 โมลาร์ (ค่า pH ของสารละลายก่อนทำการไทเทรต)

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= \sqrt{K_b \times C_{\text{NH}_3(\text{aq})}} \\ &= \sqrt{1.76 \times 10^{-5} \text{ โมลาร์} \times 0.10 \text{ โมลาร์}} \\ &= 0.13 \times 10^{-2} \text{ โมลาร์} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{1.0 \times 10^{-14} (\text{โมลาร์})^2}{0.13 \times 10^{-2} (\text{โมลาร์})} \\ &= 7.69 \times 10^{-12} \text{ โมลาร์} \\ \text{pH} &= -\log(7.69 \times 10^{-12}) \\ &= 11.11 \end{aligned}$$

เมื่อเติม HCl 0.10 โมลาร์ ปริมาตร 5.00 มิลลิลิตร(ค่า pH ของสารละลายก่อนถึงจุดสมมูล)

$$[\text{OH}^-] = K_b \times \frac{C_{\text{NH}_3(\text{aq})}}{C_{\text{NH}_4\text{Cl}}}$$

ความเข้มข้นของ $\text{NH}_3(\text{aq})$ ที่เหลือ = $\frac{(20.00 \text{ มิลลิลิตร} \times 0.10 \text{ โมลาร์}) - (5.00 \text{ โมลาร์} \times 0.10 \text{ โมลาร์})}{(20.00 + 5.00) \text{ มิลลิลิตร}}$
= 0.06 โมลาร์

ความเข้มข้นของ NH_4Cl ที่เกิดขึ้น = ความเข้มข้นของกรด HCl ที่เติม

$$\begin{aligned} &= \frac{5.00 \text{ มิลลิลิตร} \times 0.10 \text{ โมลาร์}}{(20.00 + 5.00) \text{ มิลลิลิตร}} = 0.02 \text{ โมลาร์} \\ [\text{OH}^-] &= 1.76 \times 10^{-5} \text{ โมลาร์} \times \frac{0.02 \text{ โมลาร์}}{0.06 \text{ โมลาร์}} = 0.58 \times 10^{-5} \text{ โมลาร์} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{1.0 \times 10^{-14} (\text{โมลาร์})^2}{0.58 \times 10^{-5} (\text{โมลาร์})} = 1.72 \times 10^{-9} \text{ โมลาร์} \\ \text{pH} &= -\log(1.72 \times 10^{-9}) \\ &= 8.76 \end{aligned}$$

เมื่อเติม HCl 0.10 โมลาร์ ปริมาตร 20.00 มิลลิลิตร (ค่า pH ของสารละลายที่จุดสมมูล)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \times C_{\text{NH}_4\text{Cl}}}$$

ความเข้มข้นของ NH_4Cl = ความเข้มข้นของ HCl ที่เติม

$$= \frac{20.00 \times 0.10}{(20.00 + 20.00)} = 0.05 \text{ โมลาร์}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{1.0 \times 10^{-14} \text{ (โมลาร์)}^2}{1.76 \times 10^{-5} \text{ โมลาร์}}} \times 0.05 \text{ โมลาร์}$$

$$= 5.3 \times 10^{-5} \text{ โมลาร์}$$

$$\text{pH} = -\log(5.3 \times 10^{-5})$$

$$= 4.28$$

ไทเทรนต์

ไทเทรนต์มีความสำคัญต่อการหาจุดยุติของการไทเทรตมาก ดังนั้นต้องใช้ไทเทรนต์เป็นกรดแก่หรือเบสแก่ เพื่อให้ได้จุดยุติที่ชัดเจน ดังที่ นงนิตย์ มรกต (2541 : 116) ได้ยกตัวอย่างไทเทรนต์ที่นิยมใช้ทั่วไป ได้แก่

กรดไฮโดรคลอริก (HCl) สารละลายมาตรฐานกรดแก่ เตรียมได้โดยการนำกรดแก่มาเจือจางให้ได้ความเข้มข้นที่ต้องการ แล้วทำการหาความเข้มข้นที่แน่นอนของกรดแก่โดยทำการเทียบมาตรฐานความเข้มข้น (standardize) ด้วย Na_2CO_3 หรือ $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

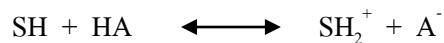
โซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) สารละลายมาตรฐานเบสแก่ เตรียมได้โดยชั่งโซเดียมไฮดรอกไซด์ตามปริมาณที่ต้องการ แล้วละลายด้วยน้ำ แล้วทำการหาความเข้มข้นที่แน่นอนของกรดแก่โดยทำการเทียบมาตรฐานความเข้มข้น ด้วยโพแทสเซียมไฮโดรเจนพธาเลต (KHP) หรือกรดซัลฟามิก ($\text{H}_2\text{NSO}_3\text{H}$)

ตัวทำละลายที่ไม่ใช่ น้ำ

ตัวทำละลายแต่ละชนิดมีอิทธิพลทำให้กรดและเบสแสดงสมบัติที่แตกต่างกัน โดยการเปรียบเทียบกับกรใช้น้ำเป็นตัวทำละลายเพราะน้ำเป็นตัวทำละลายที่แสดงสมบัติเป็นได้ทั้งกรดและเบสซึ่งเรียกตัวทำละลายนี้ว่า แอมฟิโพรติก (amphiprotic) และตัวทำละลายชนิดอื่น เช่น แอลกอฮอล์ แอมโมเนีย กรดอะซิติก ซึ่งตัวทำละลายเหล่านี้จะแตกตัวแบบ การแยกสลายด้วยตัวเอง

(autoprotolysis) ซึ่งตัวทำละลายแอมฟิโพรติกแบ่งได้เป็น 3 ประเภท ดังนี้ (ชูติมา ศรีวิบูลย์, 2556 : 393)

1. ตัวทำละลายที่มีสมบัติเป็นกลาง เป็นสารที่มีแนวโน้มการให้และรับโปรตอนเท่ากัน เช่น เมทานอล เอทานอล
2. ตัวทำละลายที่มีสมบัติเป็นเบส เป็นตัวทำละลายที่มีความเป็นเบสมากกว่าน้ำ เช่น แอมโมเนีย เอธิลีนไดอามีน



เมื่อ SH เป็นตัวทำละลาย และ HA เป็นตัวถูกละลาย

3. ตัวทำละลายที่มีสมบัติเป็นกรด เป็นตัวทำละลายที่มีสมบัติเป็นกรดมากกว่าน้ำ เช่น กรดอะซิติก ฟอร์มิก

ผลของความเป็นกรด-เบสที่มีต่อตัวถูกละลาย

ตัวทำละลายพวกแอมฟิโพรติก เป็นตัวทำละลายที่ให้โปรตอนได้ดี เมื่อนำมาละลายตัวถูกละลายที่เป็นเบสอ่อน เช่น อะนิลีน สารละลายที่ได้จะมีสมบัติเป็นเบสของอะนิลีนเพิ่มขึ้น แต่ถ้านำอะนิลีนไปละลายในน้ำสมบัติความเป็นเบสของอะนิลีนจะลดลง จึงไม่สามารถนำอะนิลีนมาไทเทรตกับน้ำได้ในทางตรงกันข้ามถ้าตัวถูกละลายเป็นกรดอ่อน เมื่อนำมาละลายในน้ำจะทำให้ความเป็นกรดลดลง แต่ถ้านำตัวถูกละลายที่เป็นกรดอ่อน เช่น ฟีนอล ไปละลายในตัวทำละลายพวกที่รับโปรตอนได้ดีจะทำให้ความเป็นกรดของฟีนอลเพิ่มขึ้น (ศุภชัย ไข่เทียมวงศ์, 2555 : 238-239)

อิทธิพลของค่าคงที่ไดอิเล็กทริกของตัวทำละลาย

ค่าคงที่ไดอิเล็กทริก (Dielectric constant) ของตัวทำละลายหมายถึง ความสามารถในการแยกไอออนที่มีประจุต่างกันออกจากกัน ซึ่งน้ำเป็นตัวทำละลายที่มีค่าคงที่ไดอิเล็กทริกสูง ($D_{\text{H}_2\text{O}}$) เท่ากับ 78.5 ซึ่งจะใช้พลังงานน้อยในการแยกไอออนที่มีประจุต่างกันออกจากกัน ส่วนกรดอะซิติกมีค่าคงที่ไดอิเล็กทริกต่ำ เท่ากับ 6.2 จะต้องใช้พลังงานสูงเพื่อที่จะแยกไอออนที่มีประจุต่างกันออกจากกัน ค่าคงที่ไดอิเล็กทริกของตัวทำละลายชนิดต่างๆ แสดงดังตารางที่ 4.2 (ศุภชัย ไข่เทียมวงศ์, 2555 : 39)

ตารางที่ 4.2 สมบัติของตัวทำละลายบางชนิดที่อุณหภูมิ 25 องศาเซลเซียส

ตัวทำละลาย	Ks	Dielectric constant
กรดซัลฟูริก	1.4×10^{-4}	100
น้ำ	1.0×10^{-14}	78.5
เมทานอล	2.0×10^{-17}	32.6
เอทานอล	3.0×10^{-20}	24.4
กรดฟอร์มิก	6.0×10^{-7}	58.5
กรดอะซิติก	3.5×10^{-15}	6.2
แอมโมเนียเหลว	1.0×10^{-23}	14.2
เอธิลีนไดเอมีน	5.0×10^{-16}	14.2

ที่มา : ดัดแปลงจาก ศุภชัย ไข่มวงษ์ (2553 : 240)

การเลือกตัวทำละลาย

หลักในการเลือกตัวทำละลาย เป็นดังนี้ (ชุติมา ศรีวิบูลย์, 2556 : 520)

1. ค่า Ks ของตัวทำละลายควรมีค่าต่ำ
2. ตัวทำละลายในการไทเทรตกรดอ่อนควรเลือกตัวทำละลายที่มีแนวโน้มในการรับโปรตอนที่ดี สำหรับเบสอ่อนควรเลือกตัวทำละลายที่มีแนวโน้มให้โปรตอนที่ดี
3. ตัวทำละลายที่ดีควรมีค่าคงที่ไดอิเล็กทริกสูง
4. ตัวทำละลายต้องละลายตัวถูกละลายได้ดี

การหาจุดยุติของการไทเทรตกรด-เบสในสารละลายที่ไม่ใช่ น้ำ

การหาจุดยุติของปฏิกิริยาที่เกิดจากการไทเทรตกรด-เบสในสารละลายที่ไม่ใช่ น้ำ มี 2 วิธี ดังนี้ (ศุภชัย ไข่มวงษ์, 2553 : 249)

1. การวัดความต่างศักย์ โดยใช้อิเล็กโทรดแก้ว (glass electrode) จุ่มในสารละลายเทียบกับอิเล็กโทรดอ้างอิง (reference electrode) ในขณะที่ทำการไทเทรต
2. การใช้อินดิเคเตอร์ อินดิเคเตอร์หลายตัวที่ใช้ในการไทเทรตกรด-เบส สามารถนำมาใช้กับการไทเทรตกรด-เบสในสารละลายที่ไม่ใช่ น้ำได้ แต่ต้องแน่ใจในสมบัติของอินดิเคเตอร์ที่นำมาใช้ เพราะในการไทเทรตทั้ง 2 แบบ มีข้อแตกต่างกันดังแสดงในตารางที่ 4.3

ตารางที่ 4.3 ค่า pK_1 ของอินดิเคเตอร์บางชนิดในตัวทำละลายที่แตกต่างกัน

อินดิเคเตอร์	การเปลี่ยนสี	น้ำ	เมทานอล	เอทานอล	อะซิโต- ไนไตรล์	ไดเมทิล- ซัลฟอกไซด์
o-nitro diphenylamine	ไม่มีสี-เหลือง	-2.9	-	-	2.0	-
Tropelin OO	แดง-เหลือง	1.8	2.2	2.3	8.0	-
Methyl orange	แดง-เหลือง	3.5	3.8	3.4	10.6	-
Neutral red	แดง-เหลือง	7.5	8.2	8.2	15.6	-
Bromophenol blue	เหลือง-น้ำเงิน	4.0	8.9	9.5	17.5	-
Bromocresol green	เหลือง-น้ำเงิน	4.7	9.8	10.6	18.5	7.3
Bromothymol blue	เหลือง-น้ำเงิน	7.1	12.4	13.2	22.3	11.3
Phenol red	เหลือง-แดง	7.9	12.8	13.6	25.0	13.7
Phenolphthalein	ไม่มีสี-แดง	9.5	-	-	29.2	16.3

ที่มา : คัดแปลงจาก ชูติมา ศรีวิบูลย์ (2556 : 523)

จากสมบัติต่าง ๆ ของตัวทำละลายที่ไม่ใช้น้ำ พบว่าเมื่อทำการไทเทรตจะทำให้เกิดความยุ่งยากในการไทเทรตมากกว่าการไทเทรตที่ใช้น้ำเป็นตัวทำละลาย โดยสามารถสรุปได้ดังนี้ (ศุภชัย ไข่เทียมวงศ์, 2553 : 234-235)

1. ตัวทำละลายที่เป็นกลาง ได้แก่ น้ำ และแอลกอฮอล์ สารเหล่านี้จะมีแนวโน้มการให้และการรับโปรตอนเท่ากัน
2. ตัวทำละลายที่เป็นเบส หมายถึง ตัวทำละลายที่เป็นเบสมากกว่าน้ำ ได้แก่ แอมโมเนีย เอมีน และอีเทอร์ ตัวทำละลายเหล่านี้จะทำปฏิกิริยากับตัวถูกละลายที่เป็นกรด ทำให้เกิดสารที่มีโมเลกุลของตัวทำละลายรวมกับโปรตอน และคู่เบสของกรดที่เป็นตัวถูกละลาย
3. ตัวทำละลายที่เป็นกรด หมายถึงตัวทำละลายที่เป็นกรดมากกว่าน้ำ ได้แก่ แกลเซอิล กรดอะซิติก แอนไฮดริค กรดฟอร์มิก และกรดซัลฟูริก ที่เข้มข้น เป็นต้น ตัวทำละลายนี้จะทำปฏิกิริยากับตัวถูกละลายซึ่งเป็นเบสที่ไม่มีประจุ

สรุป

วิธีการไทเทรตถูกนำมาใช้ในการหาปริมาณของกรดหรือเบส เรียกว่า การไทเทรตกรด-เบส สามารถทำได้โดยการใช้สารละลายมาตรฐานที่ทราบความเข้มข้นที่แน่นอนของกรดหรือเบส (ไทเทรนต์) ทำปฏิกิริยากับสารตัวอย่าง โดยค่อย ๆ เติมไทเทรนต์ลงในสารละลายที่ต้องการหาปริมาณ (ไทเทรนต์) เมื่อกรดและเบสทำปฏิกิริยาพอดีกันหรือถึงจุดสมมูล จะทำให้เกิดการเปลี่ยนแปลงค่า pH ของสารละลายอย่างรวดเร็วการเปลี่ยนแปลงนี้สามารถตรวจวัดได้ด้วยการเปลี่ยนแปลงสีของอินดิเคเตอร์เรียกว่าจุดยุติ จุดยุตินี้ควรจะใกล้เคียงกับจุดสมมูลมากที่สุด ดังนั้นการเลือกใช้อินดิเคเตอร์จึงมีความสำคัญอย่างยิ่ง นอกจากนี้ในการไทเทรตสามารถเลือกใช้ได้ทั้งตัวทำละลายที่เป็นน้ำและตัวทำละลายที่ไม่ใช่น้ำ เพราะบางครั้งไม่สามารถระบุความแรงของกรดได้ในตัวทำละลายชนิดเดียว เนื่องจากความสามารถในการแตกตัวของกรดในตัวทำละลายนั้น ๆ แตกต่างกัน โดยเรียกตัวทำละลายที่ไม่ใช่น้ำนี้ว่า แอมฟิโพรติก ซึ่งเป็นสารละลายที่แสดงได้ทั้งสมบัติที่เป็นกรดและเบส สามารถแตกตัวได้เอง โดยในการไทเทรตปฏิกิริยาสะเทินในตัวทำละลายแอมฟิโพรติกต้องคำนึงถึงความแรงของกรดหรือเบส เรียกว่า ค่าคงที่ไดอิเล็กทริก ส่งมีผลต่อการเลือกตัวทำละลายและอินดิเคเตอร์ที่เหมาะสมในการไทเทรตกรด-เบสในตัวทำละลายที่ไม่ใช่น้ำด้วย

คำถามท้ายบทที่ 4

- จงคำนวณหาความเข้มข้นของ H_3^+O และ OH^- ในสารละลาย เมื่อสารละลายมีค่า pH หรือ pOH ดังต่อไปนี้
 - 1.1 pH = 2.5
 - 1.2 pH = 5.0
 - 1.3 pOH = 4.5
 - 1.4 pOH = 11.3
- จงบอกคุณสมบัติที่เหมาะสมของอินดิเคเตอร์ในการไทเทรตกรด-เบส
- กรดอะซิติก (CH_3COOH) ที่มีความเข้มข้น 0.02 โมลาร์ จะมีค่า pH และ pOH เป็นเท่าใด (กำหนดให้ K_a ของ $CH_3COOH = 1.8 \times 10^{-5}$)
- เมื่อผสมสารละลายกรด CH_3COOH ความเข้มข้น 1.0 โมลาร์ ปริมาตร 200 มิลลิลิตร กับสารละลาย CH_3COONa ความเข้มข้น 1.0 โมลาร์ ปริมาตร 200 มิลลิลิตร จงคำนวณค่า pH และ pOH เมื่อเติมกรด หรือเบสดังนี้ (กำหนดให้ K_a ของ $CH_3COOH = 1.8 \times 10^{-5}$)
 - 4.1 สารละลาย HCl ความเข้มข้น 0.1 โมลาร์ ปริมาตร 20 มิลลิลิตร
 - 4.2 สารละลาย NaOH ความเข้มข้น 0.1 โมลาร์ ปริมาตร 20 มิลลิลิตร
- จงอธิบายถึงปัจจัยต่าง ๆ ที่มีผลต่อลักษณะเส้นโค้งของการไทเทรต
- จงคำนวณหา pH ของสารละลายที่จุดต่าง ๆ ของการไทเทรตกรด HCl ความเข้มข้น 0.1 โมลาร์ ปริมาตร 20 มิลลิลิตร ด้วยเบส NaOH ความเข้มข้น 0.1 โมลาร์ ปริมาตร 5.0 มิลลิลิตร 10.5 มิลลิลิตร 15 มิลลิลิตร และ 30.0 มิลลิลิตร
- ค่า pK_a ของเมธิลเรดเท่ากับ 5.0 จงหาอัตราส่วนของอินดิเคเตอร์ใน รูปแบบกรด และ รูปแบบเบส ของอินดิเคเตอร์นี้ เมื่อสารละลายมีค่า pH เท่ากับ 3.0, 6.0, และ 7.0
- จงเขียนเส้นโค้งของการไทเทรตกรด CH_3COOH ความเข้มข้น 0.05 โมลาร์ ปริมาตร 20.00 มิลลิลิตร ด้วยสารละลาย NaOH ความเข้มข้น 0.05 โมลาร์ (กำหนดให้ K_a ของ $CH_3COOH = 1.8 \times 10^{-5}$)
- จงอธิบายความหมายของสารละลายแอมฟิโพรติก พร้อมยกตัวอย่างประกอบ
- จงอธิบายวิธีการหาจุดยุติของการไทเทรตกรด-เบสในสารละลายที่ไม่ใช้น้ำ

เอกสารอ้างอิง

- คงศักดิ์ ปัตตาฤทธิ. (2558). **ปริมาณวิเคราะห์**. อรุษา : มหาวิทยาลัยราชภัฏพระนครศรีอยุธยา.
- ชุติมา ศรีวิบูลย์. (2549). **คู่มือเคมีวิเคราะห์ 1**. กรุงเทพฯ : มหาวิทยาลัยรามคำแหง.
- ._____. (2556). **เคมีวิเคราะห์ 1**. กรุงเทพฯ : มหาวิทยาลัยรามคำแหง.
- ชนาकर เปลื้องกลาง. (2550). **เคมีวิเคราะห์**. นครราชสีมา : มหาวิทยาลัยราชภัฏนครราชสีมา.
- นนิตย์ มรกต. (2541). **เคมีวิเคราะห์**. มหาสารคาม : มหาวิทยาลัยมหาสารคาม.
- ประสิทธิ์ มุกดา. (2547). **เคมีวิเคราะห์**. บุรีรัมย์ : มหาวิทยาลัยราชภัฏบุรีรัมย์.
- ไรอัน, ลอวีร์. (2559). **เคมีขั้นสูง**. แปลโดย เรวัต ตันตยานนท์ และ อรุษา โชคชัยเจริญพร.
กรุงเทพฯ : นานมีบุ๊คส์.
- ศุภชัย ไข่เทียมวงศ์. (2553). **เคมีวิเคราะห์**. กรุงเทพฯ : สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
- อภิชัย ศิวประภากร. (2551). **เคมีวิเคราะห์**. อุบลราชธานี : มหาวิทยาลัยอุบลราชธานี.
- Daniel, C.H. (2007). **Quantitative Chemistry Analysis 7th edition**. New York: W.H. Freeman and Company.
- Myers, T.R., Oldham, K.B. & Tocci, S. (2006). **Chemistry**. United States of America : Holt.

