



คู่มือ

ปฏิบัติการเคมีวิเคราะห์

Analytical Chemistry Laboratory

ผู้ช่วยศาสตราจารย์ ดร.วรวิทย์ จันทรสุวรรณ

คณะวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี

มหาวิทยาลัยเทคโนโลยีราชมงคลพระนคร



คำนำ

คู่มือปฏิบัติการเคมีวิเคราะห์ (ST2042208) สำหรับจัดการเรียนการสอนภาคปฏิบัติ ระดับปริญญาตรี นักศึกษาสาขาวิชาวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยีอาหาร เพื่อเป็นส่วนหนึ่งในการเพิ่มพูนความรู้ และช่วยให้นักศึกษา และผู้ที่สนใจได้ศึกษาเพื่อให้เกิดความรู้ในหลักการพื้นฐานทางเคมีวิเคราะห์ และนำไปประยุกต์ใช้ในการประกอบวิชาชีพ การค้นคว้าวิจัย ตลอดจนเพื่อให้เข้าใจขั้นตอนและหลักการคำนวณที่เกี่ยวข้องกับการวิเคราะห์เชิงปริมาณ

ผู้ช่วยศาสตราจารย์ ดร.วริทธิ์ จันทร์สุวรรณ
มิถุนายน 2564

สารบัญ

หน้า

บทปฏิบัติการที่ 1	
การทดลองที่ 1.1 การหาปริมาณซัลเฟตโดยวิธีการตกตะกอน.....	1
การทดลองที่ 1.2 การหาปริมาณความชื้นในใบชา	5
บทปฏิบัติการที่ 2	
การทดลองที่ 2.1 : การเตรียมสารละลายและการหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย NaOH.....	8
การทดลองที่ 2.2 : การเตรียมและการหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย HCl	11
บทปฏิบัติการที่ 3	
การทดลองที่ 3.1 : การหาปริมาณกรดแอสคอร์บิกในน้ำส้มสายชูกลั่น	15
การทดลองที่ 3.2 : การหาปริมาณอัลคาลินิตี้รวมของโซดาแอช	19
บทปฏิบัติการที่ 4	
การทดลองที่ 4.1 : การหาปริมาณคลอไรด์โดยวิธีของเมอร์.....	22
การทดลองที่ 4.2 : การวิเคราะห์หาปริมาณออกซิเจนละลายในน้ำ	27
การทดลองที่ 4.3 : การวิเคราะห์หาความกระด้างรวมในตัวอย่างน้ำดื่ม	33
บทปฏิบัติการที่ 5	
การทดลองที่ 5.1 การทำ potentiometric titration.....	41
บทปฏิบัติการที่ 6	
การทดลองที่ 6.1 การหาปริมาณเหล็กรวมในน้ำโดยการวัดการดูดกลืนแสง.....	49
การทดลองที่ 6.2 การหาปริมาณแอสไพรีนด้วยวิธียูวี-วิสิเบิลสเปกโทรโฟโตเมตรี	55

เอกสารอ้างอิง

ปฏิบัติการที่ 1

การวิเคราะห์โดยน้ำหนัก

(Gravimetric analysis)

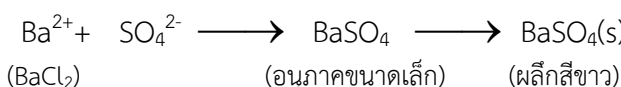
การทดลองที่ 1.1 การหาปริมาณซัลเฟตโดยวิธีการตกตะกอน

วัตถุประสงค์

1. เพื่อฝึกทักษะการทดลองโดยวิธีชั่งน้ำหนัก
2. เพื่อหาปริมาณซัลเฟตโดยวิธีการตกตะกอน

หลักการ

ไอออนซัลเฟตสามารถหาได้โดยการตกตะกอนกับ $BaCl_2$ ได้ตะกอนแบเรียมซัลเฟต อนุภาคตะกอนที่ตกในระยะเวลาเริ่มแรกมีขนาดเล็ก ดังนั้นจึงต้องมีการย่อย (digest) ให้ได้ผลึกที่โตขึ้น ดังสมการ



เกลือแบเรียมซัลเฟตง่ายต่อการตกตะกอนร่วมกับไอออนแพลกปลอม ดังนั้นจึงควรระมัดระวังเพื่อที่จะทำให้อัตราส่วนอิมิตัววยอดย่งต่ำที่สุดเท่าที่จะเป็นไปได้ในระหว่างการตกตะกอน ซึ่งกระทำได้โดยการเติมสารละลาย $BaCl_2$ ช้าๆ พร้อมทั้งคนสารละลาย

อุปกรณ์

1. เครื่องชั่งละเอียด 4 ตำแหน่ง
2. ครุชิลพร้อมฝาปิด
3. ตู้อบไฟฟ้า
4. เดซิเคเตอร์

สารเคมี

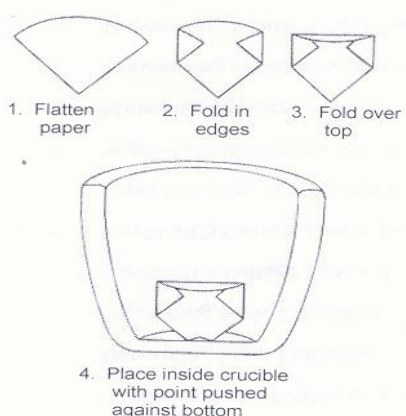
1. สารละลายแบเรียมคลอไรด์ ($BaCl_2$ 5% w/v)
2. สารละลายซิลเวอร์ไนเตรต ($AgNO_3$ 0.10 mol/L)
3. กรดไฮโดรคลอริกเข้มข้น (conc. HCl)

วิธีการทดลอง

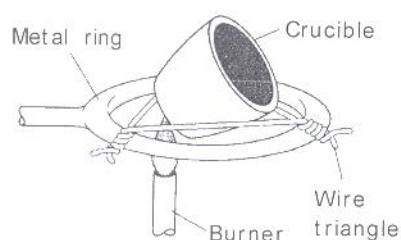
- 1) เตรียมครุชิลพร้อมฝาปิด ที่มีน้ำหนักคงที่ โดยการนำครุชิลพร้อมฝาที่ล้างสะอาดอบที่อุณหภูมิ $105^\circ C$ ประมาณ 1 ชั่วโมง ทำให้เย็นในเดซิเคเตอร์แล้วชั่งน้ำหนัก
- 2) ชั่งตัวอย่างให้ได้น้ำหนักที่แน่นอนในช่วง 0.30-0.35 กรัม ใส่สารตัวอย่างลงในปิเก็ตเจอร์ 500 mL
- 3) เติมน้ำกลั่นลงไป 25.00 mL และเติมสารละลาย HCl ลงไป 0.50 mL (ประมาณ 10 หยด) เติมน้ำกลั่นให้ได้ปริมาตรประมาณ 200-250 mL คนให้สารละลายตัวอย่างละลายเป็นเนื้อเดียวกัน
- 4) ต้มสารละลายให้เดือดด้วยเตาไฟฟ้า ยกออกจากเตาไฟฟ้า เติมสารละลาย $BaCl_2$ ปริมาตร 10-12 mL อย่างช้า ๆ พร้อมทั้งกวนสารละลายตลอดเวลา



- 5) ปล่อยให้เกิดตะกอนที่ก้นบีกเกอร์ประมาณ 2-3 นาที ทดสอบว่าการตกตะกอน BaSO_4 เกิดขึ้นสมบูรณ์หรือยัง โดยการหยดสารละลาย BaCl_2 ลงไปบนสารละลายส่วนที่ใส ถ้าพบว่ามีตะกอนขาวขึ้น ให้เติมสารละลาย BaCl_2 ลงไปอีก 3 mL และคนให้เข้ากัน ทดสอบความสมบูรณ์ของการตกตะกอนอีกครั้ง เมื่อการตกตะกอน BaSO_4 เป็นไปอย่างสมบูรณ์แล้ว ให้นำสารแขวนลอยนี้ไปอุ่นให้ร้อน (อย่าให้เดือด) เป็นเวลา 1 ชั่วโมง
- 6) กรองตะกอนที่ได้ด้วยกระดาษกรองเบอร์ 42 (ต้องฉีดล้างตะกอนที่ติดกับบีกเกอร์ออกให้หมดด้วยน้ำร้อน) จากนั้นล้างตะกอนที่ได้ด้วยน้ำร้อนหลายๆ ครั้งจนปราศจากไอออนคลอไรด์ (ทดสอบโดยสารละลาย AgNO_3 ถ้ายังมีตะกอนมีขาวให้ล้างตะกอนต่อด้วยน้ำร้อน)
- 7) นำกระดาษกรองพร้อมตะกอนออกจากกรวยกรอง พับกระดาษกรองดังภาพที่ 1.1



ภาพที่ 1.1 แสดงการพับกระดาษกรองสำหรับเผาสาร



ภาพที่ 1.2 การเผาตะกอนในครุชีเบล

- 8) นำกรวยกระดาษกรองที่พับเสร็จแล้วใส่ลงในถ้วยครุชีเบลที่มีฝาปิด นำไปเผาด้วยตะเกียงเบนเสน (รูปที่ 1.2) ค่อยๆ ให้ความร้อนเพื่อให้กระดาษกรองเกิดการไหม้อย่างช้าๆ ขณะที่ทำการเผาให้เปิดฝาครุชีเบลไว้ ถ้ากระดาษกรองติดไฟลุกไหม้ขึ้นมาให้ปิดฝาทันที เมื่อกระดาษกรองถูกเผาไหม้จนหมดแล้วให้เปลี่ยนไปเผาด้วยเตาเผาที่อุณหภูมิ 600°C เป็นเวลา 1 ชั่วโมง
- 9) นำครุชีเบลออกจากเตาเผา วางบนแผ่นกระเบื้องที่สะอาดจนอุณหภูมิลดลงและทิ้งให้เย็นในโถดูดความชื้น
- 10) นำไปชั่งหาน้ำหนักที่แน่นอน

หมายเหตุ ตะกอนหลังการทดลองให้พับในกระดาษ ทิ้งในถัง ห้ามทิ้งในอ่างน้ำ



รายงานการทดลอง
ปฏิบัติการที่ 1 เรื่อง การวิเคราะห์โดยน้ำหนัก

การทดลองที่ 1.1 การหาปริมาณไอออนซิลิเฟตโดยการชั่งน้ำหนัก

ผู้ทำการทดลอง

กลุ่ม วันที่ทำการทดลอง

1. วัตถุประสงค์การทดลอง

.....

2. หลักการหรือทฤษฎีที่เกี่ยวข้อง

.....

3. วิธีการทดลอง

.....



4. ผลการทดลอง

	ใบที่ 1	ใบที่ 2	ใบที่ 3
น้ำหนักสารตัวอย่าง (g)			
น้ำหนักครุชชีเปิล (g)			
น้ำหนักครุชชีเปิล+BaSO ₄ (g)			
น้ำหนัก BaSO ₄ (g)			
% SO ₄ ²⁻			
% SO ₄ ²⁻ เฉลี่ยในสารตัวอย่าง ± SD			

การคำนวณ %SO₄²⁻

.....

.....

.....

.....

.....

5. สรุปและอภิปรายผลการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....



ปฏิบัติการที่ 1

การวิเคราะห์โดยน้ำหนัก

(Gravimetric analysis)

การทดลองที่ 1.2 การหาปริมาณความชื้นในใบชา

วัตถุประสงค์

1. เพื่อฝึกทักษะการทดลองโดยน้ำหนักแบบการระเหย
2. เพื่อหาปริมาณความชื้นในใบชา

หลักการ

ความชื้น (moisture content) คือสารที่สูญเสียไปจากตัวอย่างเมื่อเพิ่มความร้อนให้แก่ตัวอย่างนั้น ความร้อนที่ต้องมีอุณหภูมิไม่สูงกว่าจุดเดือดของน้ำหรือปล่อยให้สารตัวอย่างตั้งทิ้งไว้ในสารดูดความชื้น น้ำหนักที่หายไปจากตัวอย่างคือสารที่ระเหยได้ทั้งหมด (total volatile matter) ส่วนกากหรือของแข็งแห้งที่เหลืออยู่หลังจากน้ำระเหยออกไปหมดแล้วเรียกว่า ของแข็งทั้งหมด (total solid) การวิเคราะห์หาปริมาณความชื้นที่นิยมใช้ในห้องปฏิบัติการมากคือวิธีให้ความร้อนด้วยเตาอบร้อน โดยมีหลักการคือหาน้ำหนักตัวอย่างที่หายไป เนื่องจากการระเหยของน้ำที่มีอยู่ในสารตัวอย่างเป็นไอน้ำ ที่อุณหภูมิใกล้จุดเดือดหรือที่จุดเดือดของน้ำ แต่อาจมีพวกน้ำมันระเหยที่ประกอบอยู่ในตัวอย่างสูญเสียไปด้วย เทคนิคการวิเคราะห์โดยการทำให้ระเหยมี 2 แบบ คือ

1) วิธีตรง (direct method) ใช้ตัวดูดกลืนที่เหมาะสม ซึ่งจะดูดกลืนไอสารที่ได้จากการเผา ตัวอย่างน้ำหนักที่เพิ่มขึ้นของตัวดูดกลืนคือน้ำหนักของไอที่ได้

2) วิธีอ้อม (indirect method) เป็นการหาน้ำหนักที่สูญเสียไปของสารประกอบเมื่อนำมาเผา เช่น การหาปริมาณน้ำในตัวอย่าง ผลต่างของน้ำหนักของตัวอย่างก่อนเผาและหลังเผาคือปริมาณน้ำในตัวอย่าง

อุปกรณ์

1. ครูซิเบลพร้อมฝาปิด
2. ตู้อบไฟฟ้า
3. โถแก้วดูดความชื้น

สารเคมี

1. ใบชา

วิธีการทดลอง

- 1) อบอุ่นครูซิเบลพร้อมฝาปิดที่ 105°C เป็นเวลา 30-60 นาที เก็บไว้ในโถแก้วดูดความชื้น
- 2) ชั่งน้ำหนักครูซิเบลพร้อมฝาปิด จดน้ำหนักที่แน่นอน
- 3) ชั่งตัวอย่างประมาณ 2.xxx กรัม ใส่ในครูซิเบล จดน้ำหนักสารตัวอย่าง
- 4) อบอุ่นฝาปิด (เปิดฝาปิดเล็กน้อย) ในตู้อบไฟฟ้าที่อุณหภูมิ 105°C เป็นเวลาประมาณ 3 ชั่วโมง
- 5) นำครูซิเบลพร้อมฝาปิด (อย่าใช้มือจับ) ทิ้งให้เย็นในโถดูดความชื้นประมาณ 30 นาที
- 6) ชั่งน้ำหนัก
- 7) นำไปอบซ้ำ ครั้งละ 30 นาที จนกระทั่งได้น้ำหนักที่คงที่



รายงานการทดลอง
ปฏิบัติการที่ 1 เรื่อง การวิเคราะห์โดยน้ำหนัก

การทดลองที่ 1.2 การหาปริมาณความชื้นในตัวอย่างใบชา

ผู้ทำการทดลอง

.....

.....

.....

กลุ่ม วันที่ทำการทดลอง

1. วัตถุประสงค์การทดลอง

.....

.....

.....

2. หลักการหรือทฤษฎีที่เกี่ยวข้อง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3. วิธีการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

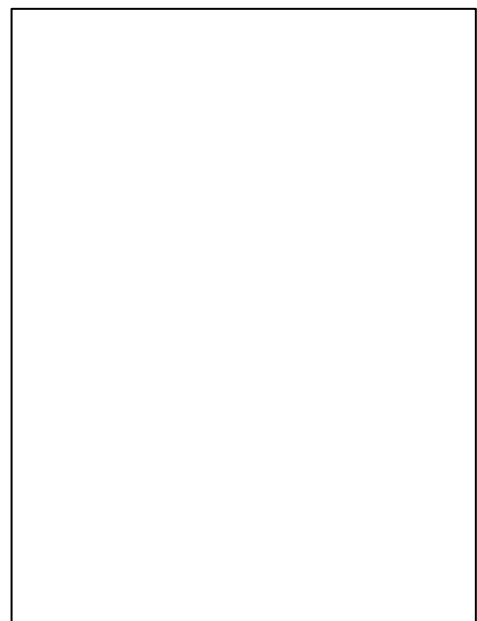
.....

.....

.....

.....

.....



4. ผลการทดลอง

ประเภทตัวอย่าง

	ใบที่ 1	ใบที่ 2	ใบที่ 3
น้ำหนักสารตัวอย่าง (g)			
น้ำหนักครุซีเปิด (g)			
น้ำหนักครุซีเปิด			
น้ำหนัก			
%ความชื้น			
%ความชื้นเฉลี่ยในสารตัวอย่าง \pm SD			

การคำนวณหาปริมาณความชื้น

$$\text{ปริมาณความชื้น (\%)} = \left(\frac{w_i - w_f}{w_i} \right) \times 100$$

เมื่อ w_i = น้ำหนักของตัวอย่างก่อนอบ (กรัม) w_f = น้ำหนักของตัวอย่างหลังอบ (กรัม)

แสดงการคำนวณ %ความชื้น

.....

.....

.....

.....

.....

.....

5. สรุปและอภิปรายผลการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....



ปฏิบัติการที่ 2

การเตรียมสารละลายและการหาความเข้มข้นที่แน่นอนของสารละลาย (Preparation of solutions and standardization)

การทดลองที่ 2.1 : การเตรียมสารละลายและการหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย NaOH

วัตถุประสงค์

1. เพื่อฝึกทักษะการเตรียมสารละลาย
2. เพื่อทดลองหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย NaOH

สารเคมี

- 1) โซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) (MW. = 40.0 g/mol)
- 2) ฟีนอล์ฟทาลีน (phenolphthalein) 0.1% w/v ชั่งฟีนอล์ฟทาลีน 0.1 กรัม ละลายด้วยเอทานอล 30 mL แล้วเติมน้ำกลั่น 70 mL คนให้ละลายเข้ากัน (เจ้าหน้าที่ห้องปฏิบัติการเตรียมให้แล้ว)
- 3) โพแทสเซียมไฮโดรเจนพทาเลต ($\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$, KHP) (MW.=204.224 g/mol) ที่ผ่านการอบที่อุณหภูมิ 110°C เป็นเวลา 2 ชั่วโมง และให้เย็นในเดซิเคเตอร์ (สารนี้เป็นสารมาตรฐานปฐมภูมิ)

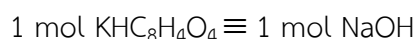
วิธีการทดลอง

ตอนที่ 1 เตรียมสารละลาย NaOH

ชั่ง NaOH ประมาณ 1 กรัม (ใช้เครื่องชั่ง 2 ตำแหน่ง) ละลายในบีกเกอร์ เติมน้ำกลั่น 250 mL คนให้ละลาย (บีกเกอร์จะร้อน) อาจจำเป็นต้องแช่ในอ่างน้ำ แล้วรินเก็บใส่ขวดพลาสติกปิดจุก (ห้ามใช้จุกแก้ว) (** ปิดฉลากวันที่เตรียม)

ตอนที่ 2 การหาความเข้มข้นแน่นอน (standardization) ของสารละลาย NaOH

- 1) ชั่งสาร $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ 0.50xx g ในบีกเกอร์ 50 mL เติมน้ำปริมาตร 25.00 mL (ใช้ปิเปตขนาด 25.00 mL) แล้วเทใส่ขวดรูปชมพู่ (ทำการทดลองซ้ำอีก 2 ครั้ง)
- 2) เติมฟีนอล์ฟทาลีน 2-3 หยด แล้วเติมน้ำปริมาตร 25.00 mL โดยใช้ปิเปต
- 3) ไทเทรตด้วยสารละลาย NaOH ที่บรรจุอยู่ในบิวเรต จนสารละลายเปลี่ยนจากสารละลายใสไม่มีสี เป็นสีชมพูอ่อนอย่างถาวร จดปริมาตร NaOH ที่ใช้ (ตามหลักเลขนัยสำคัญ)
- 4) คำนวณความเข้มข้นของสารละลาย NaOH



การคำนวณ $\text{mmol NaOH} = \text{mmol KHP}$

$$M_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}} = \frac{\text{mgKHP}}{\text{gfw.KHP}}$$

$$M_{\text{NaOH}} = \frac{\text{mgKHP}}{\text{gfw.KHP} \times V_{\text{NaOH}}}$$



รายงานการทดลอง

ปฏิบัติการที่ 2 เรื่อง การเตรียมและการหาความเข้มข้นแน่นอนสารละลาย

การทดลองที่ 2.1 การเตรียมสารละลายและการหาความเข้มข้นแน่นอนสารละลาย NaOH

ผู้ทำการทดลอง

.....

.....

.....

.....

กลุ่ม วันที่ทำการทดลอง

1. วัตถุประสงค์การทดลอง

.....

.....

.....

2. หลักการหรือทฤษฎีที่เกี่ยวข้อง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3. วิธีการทดลอง

3.1 อธิบายวิธีการเตรียมสารละลาย KHP ($\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$)

KHP เข้มข้น 0.100 mol/L ปริมาตร 1000 mL

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....



3.2 ขั้นตอนการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

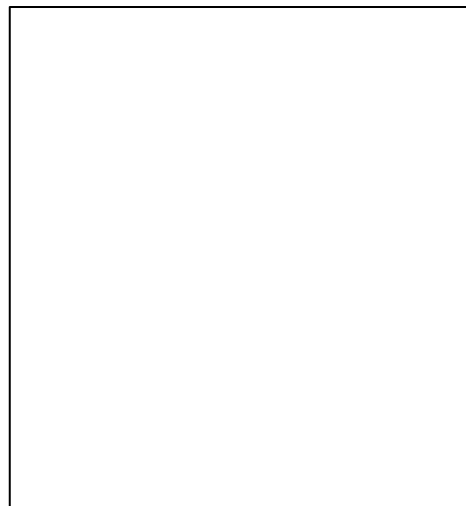
.....

.....

.....

.....

.....



4. ผลการทดลอง

ผลการหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย NaOH

	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2	ครั้งที่ 3
น้ำหนัก KHP (g)			
จำนวนโมล KHP (mmol)			
ปริมาตรสารละลาย NaOH (mL)			
ความเข้มข้นสารละลาย NaOH (M)			
ความเข้มข้นสารละลาย NaOH (M) เฉลี่ย \pm SD			

แสดงตัวอย่าง การคำนวณหาความเข้มข้นสารละลาย NaOH (ครั้งที่ 1)

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

5. สรุปและอภิปรายผลการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....



ปฏิบัติการที่ 2

การเตรียมสารละลายและการหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย (Preparation of solutions and standardization)

การทดลองที่ 2.2 : การเตรียมและการหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย HCl

วัตถุประสงค์

- 1) เพื่อฝึกทักษะการเตรียมสารละลาย
- 2) เพื่อทดลองหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย HCl

สารเคมี

- HCl 36%w/w (Mw.=36.46 g/mol, d=1.18 g/mL)
- เมทิลออเรนจ์ (methyl orange) (เจ้าหน้าที่ห้องปฏิบัติการเตรียมให้แล้ว)
- Na₂CO₃ (Mw.=105.99 g/mol) อบที่อุณหภูมิ 120°C เป็นเวลา 2 ชั่วโมงและให้เย็นในเดซิเคเตอร์

วิธีการทดลอง

ตอนที่ 1 เตรียมสารละลาย HCl

ปิเปตสารละลาย HCl 36%w/w ปริมาตร 2.00 mL ใส่ในบีกเกอร์ 500 mL เติมน้ำกลั่น 250 mL ผสมให้เข้ากัน

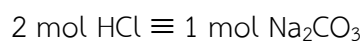
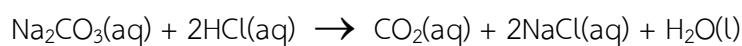
*เตรียมในตู้ดูดควัน เก็บในขวดจุกแก้ว

** ปิดฉลากวันที่เตรียมและผู้เตรียมเพื่อเก็บไว้ใช้การทดลองต่อไป

ตอนที่ 2 การหาความเข้มข้นแน่นอน (standardization) ของสารละลาย HCl

- 1) ชั่ง Na₂CO₃ 0.10xx กรัม ในบีกเกอร์ 50 mL เติมน้ำ 25.00 mL (ใช้ปิเปตขนาด 25 mL) แล้วเทใส่ขวดรูปชมพู่ (ทำการทดลอง 3 ครั้ง)
- 2) เติมสารละลายอินดิเคเตอร์เมทิลออเรนจ์ 5-6 หยด
- 3) ไทเทรตด้วยสารละลาย HCl ที่บรรจุอยู่ในบิวเรต จนสารละลายเปลี่ยนจากสารละลายเหลืองส้มเป็นสีแดง จดปริมาตรสารละลาย HCl ที่ใช้ (ตามหลักเลขนัยสำคัญ)
- 4) คำนวณความเข้มข้นของสารละลาย HCl

ปฏิกิริยา



การคำนวณ

$$2 \text{ mmol HCl} = 1 \text{ mmol Na}_2\text{CO}_3$$

$$M_{\text{HCl}} V_{\text{HCl}} = \left(\frac{1}{2} \right) \frac{\text{mg Na}_2\text{CO}_3}{\text{gfw.Na}_2\text{CO}_3}$$

$$M_{\text{HCl}} = \left(\frac{1}{2} \right) \frac{\text{mg Na}_2\text{CO}_3}{\text{gfw.Na}_2\text{CO}_3 \times V_{\text{HCl}}}$$



3. วิธีการทดลอง

3.1 คำถามและอธิบายวิธีการเตรียมสารละลาย HCl

HCl เข้มข้น 0.25 mol/L ปริมาตร 1000 mL จากฉลากข้างขวดระบุดังนี้ 37%w/w, $d=1.2$ g/mL, MW.=36.46 g/mol)

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3.2 ขั้นตอนการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

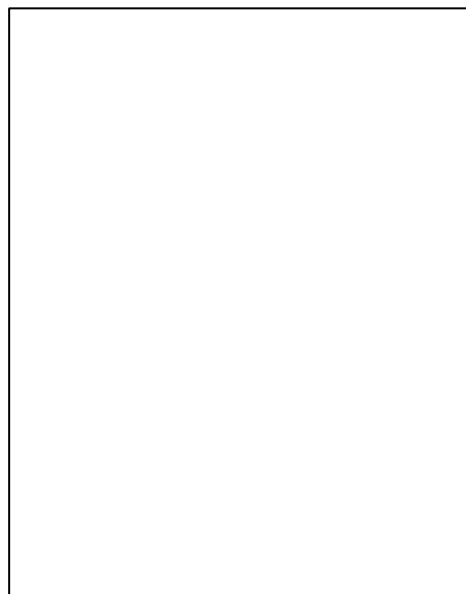
.....

.....

.....

.....

.....



4. ผลการทดลอง

ผลการหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย HCl

	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2	ครั้งที่ 3
น้ำหนัก Na_2CO_3 (g)			
จำนวนโมล Na_2CO_3 (mmol)			
ปริมาตรสารละลาย HCl (mL)			
ความเข้มข้นสารละลาย HCl (M)			
ความเข้มข้นสารละลาย HCl (M) เฉลี่ย \pm SD			

บทปฏิบัติการที่ 3

การไทเทรตกรด-เบส

(Acid-base titration)

การทดลองที่ 3.1 : การหาปริมาณกรดแอสติกในน้ำส้มสายชูกลั่น

วัตถุประสงค์

1. เพื่อฝึกทักษะการไทเทรตปฏิกิริยากรด-เบส
2. เพื่อหาปริมาณกรดแอสติกในน้ำส้มสายชูกลั่นวิธีการไทเทรต

สารเคมี

1. น้ำส้มสายชู
2. สารละลาย NaOH (จากการทดลองที่ 2.1)
3. ฟีนอล์ฟทาลีน

วิธีการทดลอง

1. การเตรียมสารละลายตัวอย่างน้ำส้มสายชู

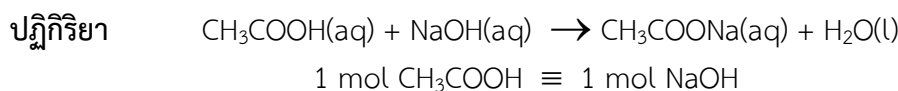
ปิเปตน้ำส้มสายชู 5.00 mL (ใช้ปิเปต) ใส่ลงในขวดกำหนดปริมาตร 100 mL แล้วเจือจางด้วยน้ำกลั่นจนถึงขีดบอกปริมาตร จะมีอัตราส่วนเจือจาง (dilution factor) 20 เท่า

2. การทดลอง

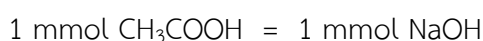
ตอนที่ 1 การหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย NaOH (ทำการทดลองเช่นเดียวกับการทดลองที่ 2.1)
คำนวณความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย NaOH ในหน่วย mol/L

ตอนที่ 2 การไทเทรตหาปริมาณกรดแอสติก (%w/v) ในน้ำส้มสายชูกลั่น

1. ปิเปตน้ำส้มสายชูที่เตรียมไว้ ปริมาตร 25.00 mL ใส่ลงในขวดรูปชมพู่ขนาด 250 mL
2. เติมสารละลายอินดิเคเตอร์ฟีนอล์ฟทาลีน 2-3 หยด
3. ไทเทรตกับสารละลาย NaOH ที่บรรจุในบิวเรต จนกระทั่งสารละลายเปลี่ยนจากสารละลายใสไม่มีสีเป็นสีชมพูอ่อนอย่างถาวร จดปริมาตรของสารละลาย NaOH ที่ใช้ (ตามหลักเลขนัยสำคัญ)
4. คำนวณความเข้มข้น CH₃COOH ในสารตัวอย่าง
5. คำนวณ %(w/v) CH₃COOH ในสารตัวอย่าง



การคำนวณ %w/v CH₃COOH



รายงานการทดลอง
ปฏิบัติการที่ 3 เรื่อง การไทเทรตกรด-เบส

การทดลองที่ 3.1 การหาปริมาณกรดแอสติคในน้ำส้มสายชูกลั่น

ผู้ทำการทดลอง

.....

.....

.....

กลุ่ม วันที่ทำการทดลอง

1. วัตถุประสงค์การทดลอง

.....

.....

.....

2. หลักการ

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3. วิธีการทดลอง

3.1 อธิบายขั้นตอนการเจือจางสารตัวอย่าง

.....

.....

.....

.....

.....

dilution factor =



3.2 ขั้นตอนการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

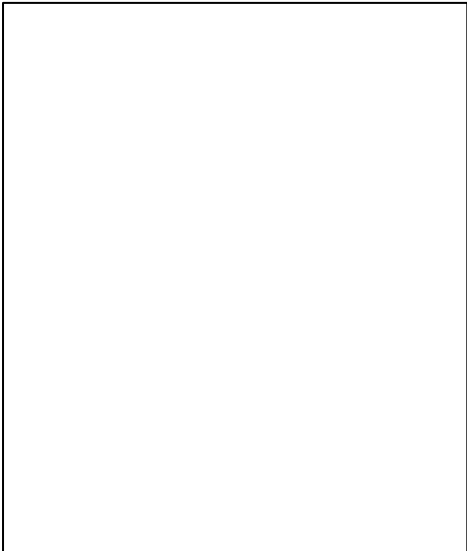
.....

.....

.....

.....

.....



4. ผลการทดลอง

ตอนที่ 1 การเทียบความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย NaOH

เขียนปฏิกิริยา

	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2	ครั้งที่ 3
น้ำหนัก KHP (g)			
จำนวนโมล HHP (mmol)			
ปริมาตรสารละลาย NaOH (mL)			
ความเข้มข้นสารละลาย NaOH (M)			
ความเข้มข้นสารละลาย NaOH (M) เฉลี่ย \pm SD			

ตอนที่ 2 การหาปริมาณกรดแอสซิติค (%w/v) ในน้ำส้มสายชูกลั่น

เขียนปฏิกิริยา

อินดิเคเตอร์ :

การเปลี่ยนแปลงสีของสารละลายที่จุดยุติ :

	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2	ครั้งที่ 3
ปริมาตรน้ำส้มสายชูตัวอย่าง (mL)			
ปริมาตรสารละลาย NaOH ที่ใช้ในการไทเทรต (mL)			
จำนวน mmol NaOH (mmol)			
จำนวน mmol CH_3COOH (mmol)			
จำนวน mg CH_3COOH (mg)			
%w/v CH_3COOH ในสารตัวอย่าง			
%w/v CH_3COOH ในสารตัวอย่างเฉลี่ย \pm SD			



แสดงการคำนวณ %w/v CH_3COOH ในสารตัวอย่าง (ครั้งที่ 1)

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

คำนวณ %relative error

ค่า %w/v CH_3COOH ที่ระบุข้างขวด =

.....

.....

.....

.....

.....

5. สรุปและอภิปรายผลการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....



ปฏิบัติการที่ 3 การไทเทรตกรด-เบส (Acid-base titration)

การทดลองที่ 3.2 : การหาปริมาณอัลคาลินิตี้รวมของโซดาแอช
วัตถุประสงค์

1. เพื่อฝึกทักษะการไทเทรตปฏิกิริยากรด-เบส
2. เพื่อหาปริมาณโซเดียมคาร์บอเนตโดยวิธีการไทเทรต

สารเคมี

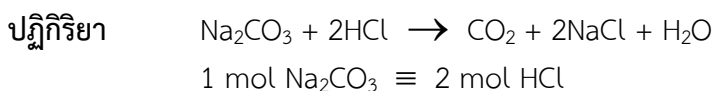
1. สารตัวอย่าง รับจากอาจารย์คุมการทดลอง
2. สารละลาย HCl (จากการทดลองที่ 2.2)
3. สารละลายอินดิเคเตอร์เมทิลออเรนจ์

วิธีการทดลอง

ตอนที่ 1 การหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย HCl (ทำเช่นเดียวกับการทดลองที่ 2.2)
- คำนวณความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย HCl ในหน่วย mol/L

ตอนที่ 2 การวิเคราะห์หาปริมาณโซเดียมคาร์บอเนตในโซดาแอช

1. ชั่งสารตัวอย่างให้มีปริมาณระหว่าง 0.10-0.15 กรัม แล้วใส่ลงในขวดรูปชมพู่ ละลายด้วยน้ำกลั่น 50.00 mL (ทำ 3 ขวด)
2. เติมสารละลายอินดิเคเตอร์เมทิลออเรนจ์ 5-6 หยด
3. ไทเทรตด้วยสารละลาย HCl ที่บรรจุอยู่ในบิวเรต จนสารละลายเปลี่ยนจากสารละลายเหลืองส้มเป็นสีแดง จดปริมาตรสารละลาย HCl ที่ใช้ (ตามหลักเลขนัยสำคัญ)
4. คำนวณร้อยละโดยน้ำหนัก Na_2CO_3 ในสารตัวอย่าง



การคำนวณ

$$1 \text{ mmol Na}_2\text{CO}_3 = 2 \text{ mmol HCl}$$

$$\frac{\text{mg}_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{\text{Mw}_{\text{Na}_2\text{CO}_3}} = \left(\frac{1}{2}\right) M_{\text{HCl}} V_{\text{HCl}}$$

$$\text{mg}_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \left(\frac{1}{2}\right) M_{\text{HCl}} V_{\text{HCl}} \times \text{Mw}_{\text{Na}_2\text{CO}_3}$$



รายงานการทดลอง ปฏิบัติการที่ 3 เรื่อง การไทเทรตกรด-เบส

การทดลองที่ 3.2 การหาปริมาณอัลคาลินิทีรรมของโซดาแอส

ผู้ทำการทดลอง

.....

.....

.....

กลุ่ม วันที่ทำการทดลอง

1. วัตถุประสงค์การทดลอง

.....

.....

2. หลักการ

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3. วิธีการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

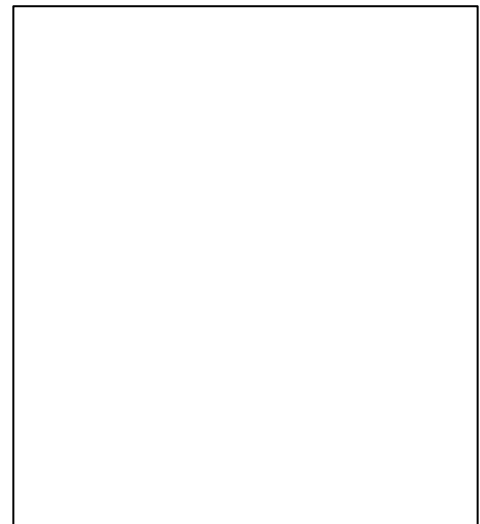
.....

.....

.....

.....

.....



4. ผลการทดลอง

ตอนที่ 1 การหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย HCl

เขียนปฏิกิริยา

	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2	ครั้งที่ 3
น้ำหนัก Na_2CO_3 (g)			
ปริมาตรสารละลาย HCl (mL)			
ความเข้มข้นสารละลาย HCl (M)			
ความเข้มข้นสารละลาย HCl (M) เฉลี่ย \pm SD			

ตอนที่ 2 ผลการไทเทรตและการหาปริมาณแอลคาลินิตี้รวมในโซดาแอส

(นักศึกษาออกแบบตารางบันทึกผลการทดลองเอง)

เขียนปฏิกิริยา

อินดิเคเตอร์ คือ

การเปลี่ยนแปลงที่จุดยุติ คือ.....

5. สรุปและอภิปรายผลการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....



ปฏิบัติการที่ 4

การวิเคราะห์เชิงปริมาณโดยวิธีไทเทรต

(Quantitative analysis by titration method)

การทดลองที่ 4.1 : การหาปริมาณคลอไรด์โดยวิธีของเมอร์

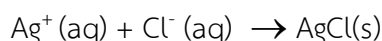
วัตถุประสงค์

1. เพื่อฝึกทักษะการไทเทรตปฏิกิริยาแบบเกิดตะกอน
2. เพื่อหาปริมาณคลอไรด์โดยวิธีของเมอร์

หลักการ

วิธีการวิเคราะห์คลอไรด์โดยวิธีของเมอร์เป็นวิธีการไทเทรตโดยตรง ใช้ได้ดีในช่วงความเข้มข้น 0.15-10 มิลลิกรัมคลอไรด์ วิธีนี้ใช้ซิลเวอร์ไนเตรต (AgNO_3) เป็นตัวไทเทรต (titrant) ทำปฏิกิริยากับคลอไรด์ไอออน (Cl^-) โดยมีโพแทสเซียมโครเมต (K_2CrO_4) เป็นอินดิเคเตอร์ เมื่อ Ag^+ ทำปฏิกิริยาพอดีกับคลอไรด์ไอออนในตัวอย่างทั้งหมดแล้ว Ag^+ จะทำปฏิกิริยากับ CrO_4^{2-}

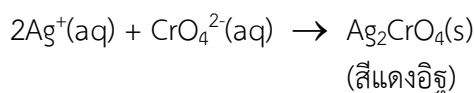
สารละลาย AgNO_3 ต้องทำการหาความเข้มข้นแน่นอนด้วยสารละลายมาตรฐานปฐมภูมิ NaCl ในการไทเทรตคลอไรด์ไอออนจะตกเป็นตะกอนสีขาวของซิลเวอร์คลอไรด์ (AgCl) ดังสมการ



เกลือ AgCl ละลายน้ำได้น้อยมาก

$$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1.6 \times 10^{-10}$$

จุดยุติ (end point) ของปฏิกิริยาไม่สามารถวัดด้วยตาเปล่า จึงต้องใช้อินดิเคเตอร์โครเมตไอออน (CrO_4^{2-}) ทำหน้าที่เป็นอินดิเคเตอร์โดยให้สีแดงเข้มของซิลเวอร์โครเมต (Ag_2CrO_4) เนื่องจากอินดิเคเตอร์ชนิดนี้ต้องการปริมาณน้ำยาเคมีที่ใช้ในการไทเทรตที่มากเกินไปเพื่อที่จะให้เกิดตะกอนที่มีสีซึ่งสามารถมองเห็นได้ ในขณะที่ถึงจุดยุตินั้นคลอไรด์ในน้ำจะหมดไปเมื่อหยดสารละลาย AgNO_3 ลงมาอีก Ag^+ จะทำปฏิกิริยากับ CrO_4^{2-} ทำให้เกิดตะกอนสีแดงเข้มของ Ag_2CrO_4 ดังสมการ



สารเคมีและการเตรียม

1. AgNO_3 (Mw.=169.87 g/mol) ชั่ง AgNO_3 ประมาณ 1.2x กรัม ในปิ๊กเกอร์ 50 mL ละลายด้วยน้ำกลั่นเล็กน้อย เทใส่ขวดกำหนดปริมาตร 500 mL ปรับปริมาตรด้วยน้ำกลั่น เก็บไว้ในขวดสีชา
2. NaCl (Mw.=58.44 g/mol) ชั่ง NaCl 0.206x กรัม (ที่ผ่านการอบที่ 120°C เวลาประมาณ 2 ชม.) ในปิ๊กเกอร์ 50 mL ละลายด้วยน้ำกลั่นเล็กน้อย เทใส่ขวดกำหนดปริมาตร 250 mL ปรับปริมาตรด้วยน้ำกลั่นคำนวณความเข้มข้นในหน่วย นอร์มัล (N)
3. โพแทสเซียมโครเมต (K_2CrO_4) ละลาย K_2CrO_4 4.00 กรัมในน้ำกลั่นปริมาตร 100 mL เติมสารละลาย AgNO_3 ที่ละลายจนเกิดตะกอนสีแดงของซิลเวอร์โครเมตขึ้น ตั้งทิ้งไว้ 12 ชั่วโมง กรองตะกอนทิ้งไป (เจ้าหน้าที่ห้องปฏิบัติการเตรียมให้)
4. น้ำตัวอย่าง แต่ละกลุ่มเตรียมน้ำดื่ม หรือน้ำที่ต้องการวิเคราะห์



วิธีการทดลอง

ตอนที่ 1 การหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย AgNO_3

- 1) ปิเปตสารละลาย NaCl 10.00 mL ลงในขวดรูปชมพู่ขนาด 250 mL เติมน้ำกลั่น 10.00 mL
- 2) เติมสารละลาย K_2CrO_4 0.5 mL (ประมาณ 10 หยด)
- 3) ไทเทรตด้วยสารละลาย AgNO_3 ที่บรรจุในบิวเรตและเขย่าขวดรูปชมพู่อยู่เสมอ สังเกตสีแดงของสารละลายเมื่อเติมสารละลาย AgNO_3 ลงไป จนกระทั่งได้ตะกอนสีเหลืองอมส้ม (สีอิฐ) ถือว่าเป็นจุดยุติ (ระมัดระวังในการสังเกตสีของตะกอน)
- 4) จดปริมาตรสารละลาย AgNO_3 ที่ใช้ไป (ตามหลักเลขนัยสำคัญ)
- 5) คำนวณความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย AgNO_3 หน่วยนอร์มัล

ตอนที่ 2 การไทเทรตหาปริมาณคลอไรด์ในน้ำตัวอย่าง

- 1) เตรียมตัวอย่างน้ำ 10.00 mL ลงในขวดรูปชมพู่ขนาด 250 mL เติมน้ำกลั่น 10.00 mL (ทำการทดลองซ้ำ 3 ซ้ำ)
- 2) ปรับ pH ของน้ำตัวอย่างอยู่ในช่วง 7-8 โดยใช้สารละลาย NaOH 1 mol/L หรือ H_2SO_4 0.1 mol/L
- 3) เติมสารละลาย K_2CrO_4 1.0 mL (20 หยด)
- 4) ไทเทรตด้วยสารละลาย AgNO_3 จนกระทั่งได้ตะกอนสีเหลืองอมส้ม (สีอิฐ) ถือว่าเป็นจุดยุติ

ตอนที่ 3 การทำแบลнк (Blank)

ทำการทดลองเหมือนตอนที่ 2 แต่ใช้น้ำกลั่น 100 mL แทนน้ำตัวอย่าง (ค่า Blank ควรอยู่ระหว่าง 0.2-0.4 mL)

การคำนวณ

$$\text{Cl}^- = \frac{(A-B) \times N \times 35450}{\text{mL Sample}}$$

เมื่อ A = ปริมาตร (mL) ของสารละลาย AgNO_3 ที่ใช้ในการไทเทรตตัวอย่างน้ำ

B = ปริมาตร (mL) ของสารละลาย AgNO_3 ที่ใช้ในการไทเทรตแบลнк

N = นอร์มัลของสารละลาย AgNO_3

หมายเหตุ สารละลายในการทดลองนี้มีโครเมียม (Cr) ซึ่งมีความเป็นพิษสูง ให้นักศึกษาทิ้งสารละลายในถังบรรจุของเสียที่เป็น $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{6+}$ ห้ามทิ้งลงอ่างน้ำ



รายงานการทดลอง
ปฏิบัติการที่ 4 เรื่อง การวิเคราะห์เชิงปริมาณโดยการไทเทรต

การทดลองที่ 4.1 การหาปริมาณคลอไรด์โดยวิธีของเมอร์

ผู้ทำการทดลอง

.....

.....

.....

กลุ่ม วันที่ทำการทดลอง

1. วัตถุประสงค์การทดลอง

.....

.....

.....

2. หลักการ

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3. วิธีการทดลอง

3.1 คำนวณและอธิบายการเตรียมสารละลาย

0.0100 N NaCl ปริมาตร 50.00 mL

.....

.....

.....

.....

.....

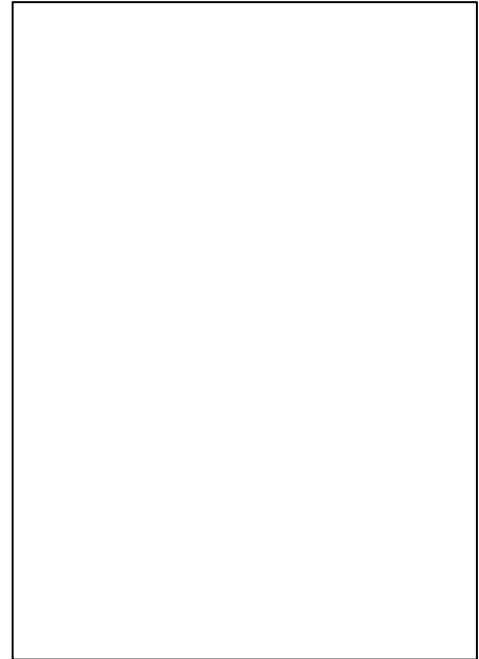
.....

.....



3.2 ขั้นตอนการทดลอง

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



4. ผลการทดลอง

ตอนที่ 1 การหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย AgNO_3

เขียนปฏิกิริยา

อินดิเคเตอร์ คือ

	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2	ครั้งที่ 3
น้ำหนัก NaCl (g)			
ปริมาตรสารละลาย AgNO_3 (mL)			
ความเข้มข้นสารละลาย AgNO_3 (N)			
ความเข้มข้นสารละลาย AgNO_3 (N) เฉลี่ย \pm SD			

แสดงการหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย AgNO_3 (การทดลองครั้งที่ 1)

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

ตอนที่ 2 การไทเทรตหาปริมาณคลอไรด์ในน้ำ

ประเภทน้ำตัวอย่าง (ระบุ).....

เขียนปฏิกิริยา

อินดิเคเตอร์ คือ



การเปลี่ยนแปลงที่จุดยุติ คือ.....

	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2	ครั้งที่ 3
ปริมาตรน้ำตัวอย่าง (mL)			
ปริมาตรสารละลาย AgNO ₃ (mL)			
จำนวน mg Cl ⁻ ในสารตัวอย่าง (mg)			
เฉลี่ย mg Cl ⁻ ในสารตัวอย่าง ± SD			

ตอนที่ 3 ผลการทำแบลนด์

	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2	ครั้งที่ 3
ปริมาตรน้ำกลั่น (mL)			
ปริมาตรสารละลาย AgNO ₃ (mL)			

แสดงการคำนวณ mg Cl⁻ (การทดลองครั้งที่ 1)

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

5. สรุปและอภิปรายผลการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....



ปฏิบัติการที่ 4

การวิเคราะห์เชิงปริมาณโดยวิธีไทเทรต

(Quantitative analysis by titration method)

การทดลองที่ 4.2 : การหาปริมาณออกซิเจนละลายในน้ำ

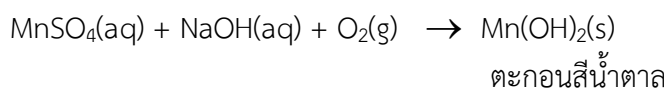
วัตถุประสงค์

1. เพื่อฝึกทักษะการไทเทรตปฏิกิริยารีดอกซ์
2. เพื่อหาปริมาณออกซิเจนละลายในน้ำ

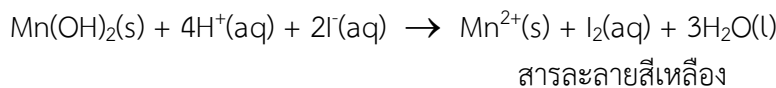
หลักการ

การหาค่าออกซิเจนละลาย (dissolved oxygen, DO) คือการหาปริมาณของออกซิเจนที่ละลายในน้ำ ปริมาณออกซิเจนในน้ำเป็นลักษณะที่สำคัญที่จะบอกให้ทราบว่าน้ำนั้นมีความเหมาะสมเพียงใดในการดำรงชีวิตของสิ่งมีชีวิตในน้ำ ค่าการละลายของออกซิเจนในน้ำจะอยู่ในช่วง 14.6 mg/L ที่ 0°C และ 7 mg/L ที่ 35°C ภายใต้ความดัน 1 บรรยากาศ ในน้ำเสียค่าอิ่มตัวของออกซิเจนที่ละลายน้อยกว่าในน้ำสะอาด การวิเคราะห์หาค่าออกซิเจนละลายทำได้หลายวิธี เช่นการใช้เครื่องวัดเรียกว่า ดีโอมิเตอร์ (DO meter) ซึ่งเป็นเครื่องมือที่สามารถวัดปริมาณออกซิเจนละลายในน้ำได้โดยตรง (หน่วยเป็นมิลลิกรัมต่อลิตร) หรือจะใช้วิธีทางเคมี เช่น วิธีไอโอดิเมตริก (azide modification of iodometric method)

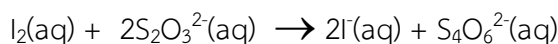
ในการทดลองนี้จะใช้วิธีไอโอดิเมตริกเคชันของไอโอดิเมตริก ซึ่งเป็นการไทเทรตแบบเกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ (redox reaction) อาศัยปฏิกิริยาเคมีจากการเติมแมงกานีสซัลเฟต และอัลคาไลต์ไอโอดิเดอไซด์ ไปเกิดปฏิกิริยากับแก๊สออกซิเจนที่ละลายในน้ำ แล้วรวมตัวเป็นตะกอนสีน้ำตาลของแมงกานีสไฮดรอกไซด์ (Mn(OH)₂) ดังสมการ



ตะกอน Mn(OH)₂ จะละลาย เมื่อเติมกรดซัลฟิวริกและเกิดสารละลายสีเหลืองของไอโอดีน (I₂) ดังสมการ



ปริมาณไอโอดีนที่เกิดขึ้นจะสัมพันธ์กับปริมาณออกซิเจนละลายในน้ำตามปริมาณสัมพันธ์ สามารถหาปริมาณไอโอดีนที่เกิดขึ้นโดยไทเทรตกับสารละลายโซเดียมไธโอซัลเฟต (Na₂S₂O₃) ดังสมการ



อุปกรณ์

1. ขวด DO ขนาด 300 mL

สารเคมี

1. สารละลายแมงกานีสซัลเฟต (manganese sulfate) ละลาย MnSO₄·4H₂O 48.0 กรัม หรือ ในน้ำกลั่น แล้วทำให้เจือจางเป็น 100 mL (อาจารย์ผู้ควบคุมเตรียมให้)



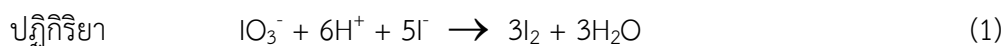
- อัลคาไลน์ ไอโอไดต์ เอไซด์ (alkaline-iodide-azide) ละลาย NaOH 50 กรัม และ NaI 13.5 กรัมในน้ำกลั่นแล้วทำให้เจือจางปริมาตร 100 mL และเติมโซเดียมเอไซด์ (NaN_3) 1 กรัม (ซึ่งละลายในน้ำกลั่น 4 mL) (อาจารย์ผู้ควบคุมเตรียมให้)
- น้ำแข็ง ละลายแข็ง 1.6 กรัม เติมกรดซัลฟิวริก 0.2 กรัม ในน้ำร้อนเดือด 100 mL
- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 0.025 N ซึ่ง $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (Mw=248.18 g/mol) 6.02xx กรัม ในปิเก็ตเจอร์ 50 mL ละลายน้ำกลั่นเล็กน้อย และเติม NaOH 0.4 กรัม เติมน้ำกลั่นให้ปริมาตรเป็น 1000 mL
- $\text{KH}(\text{IO}_3)_2$ 0.025 N ซึ่ง $\text{KH}(\text{IO}_3)_2$ (Mw=389.92 g/mol) 0.4062 กรัม (ผ่านการอบที่ 105°C) ในปิเก็ตเจอร์ 50 mL ละลายน้ำกลั่นเล็กน้อย เทใส่ขวดวัดปริมาตร 500 mL ปรับปริมาตรครบขีดปริมาตร

วิธีการทดลอง

ตอนที่ 1 การหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

- ชั่ง KI 2 กรัม ในปิเก็ตเจอร์ 50 mL แล้วเทใส่ในขวดรูปชมพู่ 250 mL เติมน้ำกลั่น 100 mL
- เติมสารละลาย H_2SO_4 0.50 mL ด้วยปิเปต 1.00 mL
- เติมสารละลาย $\text{KH}(\text{IO}_3)_2$ 20.00 mL (ใช้ปิเปต 20.00 mL) ใส่ลงไป เขย่าให้เข้ากัน
- ไทเทรตกับสารละลาย $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ที่บรรจุในบิวเรต จนสารละลายเป็นสีเหลืองอ่อน ให้หยุดไทเทรตไว้ก่อน ให้เติมน้ำแข็ง 20 หยด แล้วไทเทรตต่อจนสารละลายเปลี่ยนจากสีน้ำเงินเป็นสารละลายใสไม่มีสี
- จดปริมาตรของสารละลาย $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (ตามหลักเลขนัยสำคัญ)
- คำนวณหาความเข้มข้นของสารละลาย $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ หน่วยนอร์มัล (N)

การคำนวณหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$



$$\text{ปริมาณสัมพันธ์ของปฏิกิริยา (1)} \quad \text{mol I}_2 = \left(\frac{3}{1}\right) \text{mol IO}_3^-$$

$$\text{ปริมาณสัมพันธ์ของปฏิกิริยา (2)} \quad \text{mol I}_2 = \left(\frac{1}{2}\right) \text{mol S}_2\text{O}_3^{2-}$$

$$\text{ดังนั้น} \quad \left(\frac{1}{2}\right) \text{mol S}_2\text{O}_3^{2-} = \left(\frac{3}{1}\right) \text{mol IO}_3^-$$

$$\text{mol S}_2\text{O}_3^{2-} = \left(\frac{6}{1}\right) \text{mol IO}_3^-$$

$$N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = \left(\frac{6}{1}\right) \left(\frac{N_{\text{KH}(\text{IO}_3)_2} \times V_{\text{KH}(\text{IO}_3)_2}}{V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}} \right)$$



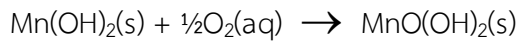
ตอนที่ 2 การทดลองหาปริมาณออกซิเจนละลายในน้ำ

1) เก็บน้ำตัวอย่างในขวด DO (แนะนำวิธี ขั้นตอนและข้อควรระวังในการเก็บตัวอย่าง)

2) เติมสารละลาย $MnSO_4$ 1 mL และสารละลายอัลคาไลน์ ไฮโดรเจนเพอร์ออกไซด์ 1 mL ลงในขวด BOD โดยให้ปลายปิเปตแตะที่ปากขวดเหนือผิวน้ำตัวอย่างเล็กน้อย (อย่าให้ปลายปิเปตจุ่มลงในน้ำตัวอย่าง) ปิดจุกขวด ระวังอย่าให้มีฟองอากาศ ผสมให้เข้ากันโดยคว่ำขวดขึ้นลง 15 ครั้ง เพื่อให้ของเหลวผสมเข้ากัน ปฏิกริยาที่เกิดขึ้นดังสมการ

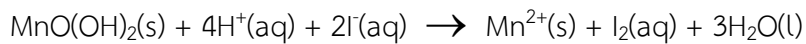
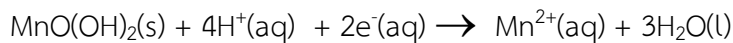


ตะกอนสีขาวของ $Mn(OH)_2$ จะถูกออกซิไดซ์โดยออกซิเจนในน้ำเป็นตะกอนสีน้ำตาลของแมงกานีส (IV) ออกซิไฮดรอกไซด์ ($MnO(OH)_2$) ดังสมการ



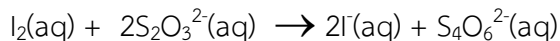
3) ตั้งทิ้งไว้ให้ตกตะกอนจนได้ปริมาณน้ำใส $\frac{1}{2}$ ของขวด (ปริมาณตะกอนขึ้นอยู่กับปริมาณออกซิเจนที่ละลายในน้ำ)

4) เติม H_2SO_4 1 mL โดยให้กรดค่อย ๆ ไหลไปข้างขวด ปิดจุกผสมให้เข้ากันโดยคว่ำขวดขึ้นลงจนกระทั่งตะกอนละลายหมด ในขั้นตอนนี้แมงกานีส (IV) จะออกซิไดซ์ไอโอดีน (I) เป็นไอโอดีน (I_2) แทนที่ ซึ่งให้สารละลายสีเหลืองใส ดังสมการ



5) ตวงสารละลายปริมาตร 201 mL ใส่ในขวดรูปชมพู่ 250 mL (โดยใช้กระบอกตวง 100 mL และปิเปต 1 mL)

6) ไทเทรตกับสารละลาย $Na_2S_2O_3$ ที่บรรจุในบิวเรต จนสารละลายเป็นสีเหลืองอ่อนให้หยุดไทเทรต แล้วเติมน้ำแข็ง 1 mL (20 หยด) แล้วไทเทรตต่อจนสารละลายเปลี่ยนจากสีน้ำเงินเป็นสารละลายไม่มีสี



7) จดปริมาตรของสารละลาย $Na_2S_2O_3$ (ตามหลักเลขนัยสำคัญ)

8) คำนวณปริมาณออกซิเจนละลายในน้ำ (หน่วย mg/L)

$$\text{ปริมาณ } O_2 \text{ ที่ละลาย (mg/L)} = \frac{N_{Na_2S_2O_3} \times V_{Na_2S_2O_3}}{V_{\text{sample}}} \times 8000$$



รายงานการทดลอง

ปฏิบัติการที่ 4 เรื่อง การวิเคราะห์เชิงปริมาณโดยการไทเทรต

การทดลองที่ 4.2 การหาปริมาณออกซิเจนละลายในน้ำ

ผู้ทำการทดลอง

.....

.....

.....

กลุ่ม วันที่ทำการทดลอง

1. วัตถุประสงค์การทดลอง

.....

.....

.....

2. หลักการ

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3. วิธีการทดลอง

3.1 คำนวณและอธิบายการเตรียมสารละลาย

1) 0.025 N $\text{KH}(\text{IO}_3)_2$ ปริมาตร 100 mL

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....



แสดงการคำนวณความเข้มข้นของสารละลาย $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ จากการไทเทรต (การทดลองครั้งที่ 1)

ปฏิกิริยา (1)
 (2)

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

อินดิเคเตอร์ คือ

ตอนที่ 2 ผลการหาปริมาณออกซิเจนละลายในน้ำ

ประเภทน้ำตัวอย่าง (ระบุ).....

	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2	ครั้งที่ 3
ปริมาตรน้ำตัวอย่าง mL			
ปริมาตรสารละลาย $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (mL)			
ปริมาณ O_2 (mg/L)			
ปริมาณ O_2 เฉลี่ย (mg/L) ในน้ำตัวอย่าง \pm SD			

5. สรุปและอภิปรายผลการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....



ปฏิบัติการที่ 4

การวิเคราะห์เชิงปริมาณโดยวิธีไทเทรต

(Quantitative analysis by titration method)

การทดลองที่ 4.3 : การหาความกระด้างรวมในตัวอย่างน้ำ

วัตถุประสงค์

1. เพื่อฝึกทักษะการไทเทรตปฏิกิริยาแบบเกิดไอออนเชิงซ้อน
2. เพื่อหาปริมาณความกระด้างรวมในน้ำ

หลักการ

ความกระด้างของน้ำเป็นการวัดความสามารถของน้ำที่จะตกตะกอนสบู่ สบู่จะถูกทำให้ตกตะกอนโดย Ca^{2+} และ Mg^{2+} ในน้ำเป็นส่วนใหญ่ แต่อาจตกตะกอนโดยไอออนตัวอื่น ๆ เช่น Al^{3+} , Fe^{2+} , Mn^{2+} , Sr^{2+} , Zn^{2+} ได้ด้วย แต่เนื่องจากไอออน Ca^{2+} และ Mg^{2+} มีอยู่ในน้ำธรรมชาติเป็นปริมาณมาก ดังนั้นจึงให้คำจำกัดความของความกระด้างของน้ำว่าเป็นสมบัติของน้ำ ซึ่งแทนค่าความเข้มข้นทั้งหมดของ Ca^{2+} และ Mg^{2+} ซึ่งบอกในรูปมิลลิกรัมต่อลิตร (mg/L หรือ ppm) ของแคลเซียมคาร์บอเนต (CaCO_3) เช่น น้ำอ่อน, น้ำค่อนข้างกระด้าง, น้ำกระด้าง และน้ำกระด้างมากจะมีความกระด้างเป็น 0-75, 75-150, 150-300 และมากกว่า 300 mg/L as CaCO_3 ตามลำดับ

ความกระด้างของน้ำจะแสดงในหน่วยมิลลิกรัมต่อลิตรของเกลือแคลเซียมคาร์บอเนต ในการวิเคราะห์จะนำน้ำตัวอย่างมาทำการไทเทรตด้วยสารละลาย EDTA โดยมี eriochrome Black-T เป็นอินดิเคเตอร์

สารเคมี

1. CaCO_3 (MW=100.01 g/mol) ชั่ง CaCO_3 1.0000 กรัม (ที่ผ่านการอบที่อุณหภูมิ 105°C นาน 1 ชั่วโมง) ในปิเก็ตเจอร์ 50 mL ละลายด้วยน้ำกลั่นประมาณ 25.00 mL จนละลายหมด ต้มจนเดือดเพื่อไล่ CO_2 จึงเทสารทั้งหมดลงในขวดกำหนดปริมาตรขนาด 1000 mL แล้วปรับปริมาตรด้วยน้ำกลั่น (1 mL = 1 mg CaCO_3)
2. EDTA (MW=372.24 g/mol) ชั่ง $\text{Na}_2\text{EDTA}\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ หนักประมาณ 3.725 กรัม (ที่ผ่านการอบที่อุณหภูมิ 80°C นาน 1 ชั่วโมง) ละลายในน้ำ 700 mL กวนสารละลายโดยใช้แท่งแม่เหล็ก เติม NaOH ที่ละน้อย ๆ (ประมาณ 5 กรัม) คนจนละลายหมดแล้วปรับปริมาตรด้วยน้ำกลั่นให้ได้ 1000 mL
3. สารละลาย eriochrome black-T 1% w/v ละลาย eriochrome black-T 1.0 กรัม ใน 100 mL (20:20:60 v/v ethanol : ethanolamine : H_2O)
4. บัฟเฟอร์ pH 10 ($\text{NH}_4\text{Cl}-\text{NH}_3$) ชั่งเกลือ NH_4Cl 6.8 กรัม ละลายด้วยสารละลายแอมโมเนียเข้มข้น 57 mL แล้วเจือจางด้วยน้ำกลั่นจนครบปริมาตร 100 mL

วิธีการทดลอง

ตอนที่ 1 การหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย EDTA

- 1) ปิเปตสารละลาย CaCO_3 ปริมาตร 10.00 mL ลงในขวดรูปชมพู่ขนาด 250 mL และเติมสารละลายบัฟเฟอร์ 2 mL
- 2) เติมสารละลาย eriochrome black-T 4-5 หยด
- 3) ไทเทรตกับสารละลาย EDTA จนสารละลายเปลี่ยนจากม่วงแดงเป็นสีฟ้าอย่างถาวร



- 4) บันทึกปริมาตรสารละลาย EDTA
- 5) คำนวณความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย EDTA

การคำนวณความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย EDTA



$$1 \text{ โมล } \text{Ca}^{2+} \equiv 1 \text{ โมล EDTA}$$

$$M_{\text{EDTA}} \times V_{\text{EDTA}} = M_{\text{CaCO}_3} \times V_{\text{CaCO}_3}$$

$$M_{\text{EDTA}} = \frac{M_{\text{CaCO}_3} V_{\text{CaCO}_3}}{V_{\text{EDTA}}}$$

ตอนที่ 2 การวิเคราะห์หาความกระด้างของน้ำ

- 1) ตวงน้ำตัวอย่าง 50 mL ใส่ในขวดรูปชมพู่ 250 mL และเติมสารละลายบัฟเฟอร์ 2 mL
- 2) เติมสารละลาย eriochrome black-T 4-5 หยด (สารละลายเป็นสีม่วงแดง ถ้าน้ำตัวอย่างมีความกระด้าง)
- 3) ไทเทรตกับสารละลาย EDTA จนสารละลายกลายเป็นสีฟ้าอย่างถาวร
- 4) คำนวณความกระด้างรวม (ในหน่วย mg/L as CaCO_3)

การคำนวณหาความกระด้างรวมในน้ำ

$$\text{ความกระด้างรวม (mg/L as } \text{CaCO}_3) = \frac{M_{\text{EDTA}} V_{\text{EDTA}} \times \text{MW}_{\text{CaCO}_3}}{V_{\text{sample}}} \times 1000$$



รายงานการทดลอง

ปฏิบัติการที่ 4 เรื่อง การวิเคราะห์เชิงปริมาณโดยการไทเทรต

การทดลองที่ 4.3 การวิเคราะห์หาความกระด้างรวมในตัวอย่างน้ำ

ผู้ทำการทดลอง

.....

.....

.....

กลุ่ม..... วันที่ทำการทดลอง

1. วัตถุประสงค์การทดลอง

.....

.....

2. หลักการ

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3. วิธีการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

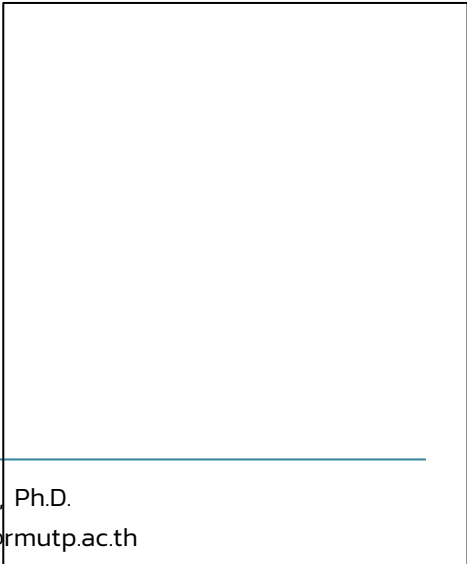
.....

.....

.....

.....

.....



.....

4. ผลการทดลอง

ตอนที่ 1 การหาความเข้มข้นมาตรฐานสารละลาย EDTA

ปฏิกิริยาการไทเทรต

อินดิเคเตอร์ คือ

	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2	ครั้งที่ 3
ความเข้มข้น CaCO_3 (M)			
ปริมาตร CaCO_3 (mL)			
ปริมาตร EDTA (mL)			
ความเข้มข้น EDTA (M)			
ความเข้มข้น EDTA (M) เฉลี่ย \pm SD			

แสดงการคำนวณหาความเข้มข้น EDTA ในการไทเทรต (ครั้งที่ 1)

.....

ตอนที่ 2 การวิเคราะห์หาความกระด้างรวมในน้ำตัวอย่าง

ประเภทน้ำตัวอย่าง (ระบุแหล่ง).....

ปฏิกิริยาการไทเทรต

	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2	ครั้งที่ 3
ปริมาตรน้ำตัวอย่าง (mL)			
ปริมาตร EDTA (mL) ที่จุดยุติ			
จำนวนมิลลิโมล EDTA (mmol)			
จำนวนมิลลิโมล CaCO_3 (mmol)			
จำนวน CaCO_3 (มิลลิกรัม)			
ความกระด้างรวม (mg/L) ในน้ำตัวอย่าง			
ความกระด้างรวมเฉลี่ย (mg/L) \pm SD			



รายงานการทดลอง
ปฏิบัติการที่ 4 เรื่อง การวิเคราะห์เชิงปริมาณโดยวิธีไทเทรต

การทดลองที่ 4.3 การวิเคราะห์หาความกระด้างรวมในตัวอย่างน้ำ

ผู้ทำการทดลอง

.....

.....

.....

กลุ่ม..... วันที่ทำการทดลอง

1. วัตถุประสงค์การทดลอง

.....

.....

2. หลักการ

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3. วิธีการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

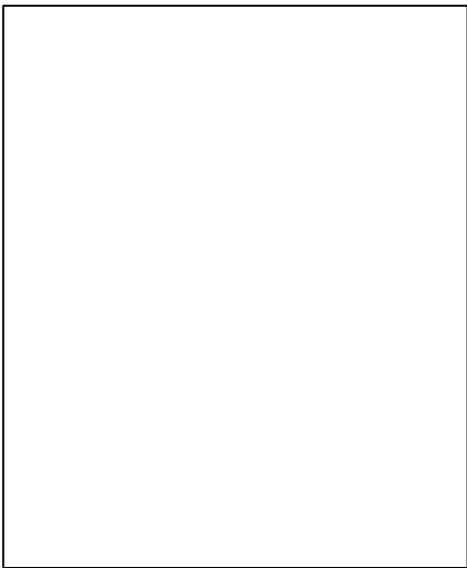
.....

.....

.....

.....

.....



4. ผลการทดลอง

ตอนที่ 1 การหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย EDTA

ปฏิกิริยาการไทเทรต

อินดิเคเตอร์ คือ

	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2	ครั้งที่ 3
ความเข้มข้น CaCO_3 (M)			
ปริมาตรสารละลาย CaCO_3 (mL)			
ปริมาตรสารละลาย EDTA (mL)			
ความเข้มข้นสารละลาย EDTA (M)			
ความเข้มข้นสารละลาย EDTA (M) เฉลี่ย \pm SD			

แสดงการคำนวณหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย EDTA ในการไทเทรต (การทดลองครั้งที่ 1)

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

ตอนที่ 2 การวิเคราะห์หาความกระด้างรวมในน้ำ

ประเภทน้ำตัวอย่าง (ระบุแหล่ง).....

ลักษณะกายภาพ

ปฏิกิริยาการไทเทรต

	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2	ครั้งที่ 3
ปริมาตรน้ำตัวอย่าง (mL)			
ปริมาตรสารละลาย EDTA (mL) ที่จุดยุติ			
จำนวนมิลลิโมล EDTA (mmol)			
จำนวนมิลลิโมล CaCO_3 (mmol)			
จำนวน CaCO_3 (มิลลิกรัม)			
ความกระด้างรวม (mg/L) ในน้ำตัวอย่าง			
ความกระด้างรวมเฉลี่ย (mg/L) \pm SD			

ปฏิบัติการที่ 5

โพเทนชิโอเมตริกไทเทรชัน

(Potentiometric titration)

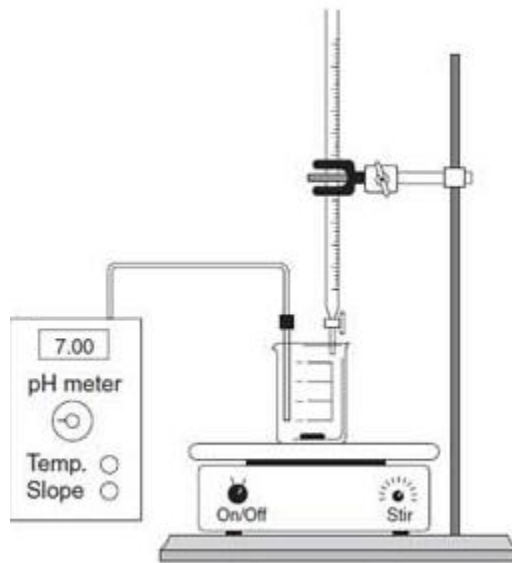
การทดลองที่ 5.1 การวิเคราะห์โดยวิธีโพเทนชิโอเมตริกไทเทรชัน

วัตถุประสงค์

- 1) เพื่อฝึกทักษะการใช้เครื่องวัด pH (pH meter)
- 2) เพื่อหาจุดสมมูลจากกราฟไทเทรชันและกราฟอนุพันธ์

หลักการ

วิธีโพเทนชิโอเมตริกไทเทรชัน (potentiometric method) คือวิธีวัดศักย์ไฟฟ้าของขั้วชี้บอกที่ไวต่อไอออนที่ต้องการวัดหาปริมาณ โพเทนชิโอเมตริกไทเทรชันเป็นเทคนิคที่สามารถใช้กับปฏิกิริยาเคมีแบบต่าง ๆ เช่น ปฏิกิริยากรด-เบส ปฏิกิริยาการเกิดตะกอน ปฏิกิริยาการไอออนเชิงซ้อน และปฏิกิริยารีดอกซ์ การติดตามวัดค่าศักย์ไฟฟ้าที่เกิดจากปฏิกิริยาแต่ละชนิดนั้น จะต้องเลือกใช้ขั้วบ่งชี้ที่เหมาะสมกับสารที่จะศึกษา เช่น ใช้ขั้ววitre (glass electrode) สำหรับวัดปริมาณ H_3O^+ หรือขั้ว $Ag/AgCl$ สำหรับ Cl^- หรือ Ag^+ เป็นต้น ในการทดลองนี้จะศึกษาปฏิกิริยากรด-เบส โดยใช้ pH meter เป็นตัวบอกการเปลี่ยนค่า pH



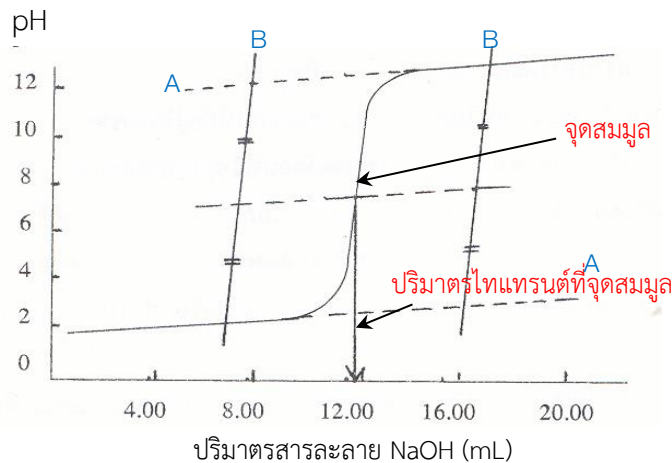
ภาพที่ 5.1 การติดตั้งอุปกรณ์สำหรับวิธีโพเทนชิโอเมตริกไทเทรชัน

จุดสมมูลปฏิกิริยากรด-เบส คือจุดที่สารที่สนใจและตัวไทเทรตทำปฏิกิริยาพอดี ซึ่งในการทดลองจะอาศัยการสังเกตการเปลี่ยนสีของอินดิเคเตอร์ เพื่ออนุมานเป็นจุดสมมูล แต่การใช้อินดิเคเตอร์จะมีความคลาดเคลื่อนเนื่องจากจุดที่อินดิเคเตอร์เปลี่ยนสีจะเกินจุดสมมูลเสมอ ในการทดลองนี้จะใช้วิธีโพเทนชิโอเมตริกไทเทรชัน เพื่อหาจุดสมมูลปฏิกิริยากรด-เบส ซึ่งโดยทั่วไปสามารถหาได้หลายวิธี เช่น



1. โดยใช้กราฟไทเทรชัน (titration curve)

กราฟไทเทรชันของปฏิกิริยากรด-เบส สามารถเขียนขึ้นระหว่างค่า pH ที่วัดได้ เทียบกับปริมาตรไทเทรนต์ที่ใช้ จุดสมมูลจะอยู่ในช่วงที่เส้นกราฟเปลี่ยนค่าไปอย่างรวดเร็ว (pH jumped) ตัวอย่างการไทเทรตระหว่างกรด HCl และเบส NaOH กราฟไทเทรชันแสดงในภาพที่ 5.2 จุดสมมูลหาได้โดยการลากเส้นสัมผัสต่อจากเส้นกราฟ (เส้นปะ A) โดยทั้งสองเส้นต้องขนานกัน และลากเส้นแนวตั้งให้ขนานกับกับเส้นกราฟ สองเส้น (เส้นทึบ) วัดจุดกึ่งกลางของเส้น B แล้วลากผ่านเส้นกราฟ จุดตัดบนเส้นกราฟ คือจุดสมมูล



ภาพที่ 5.2 กราฟไทเทรชันของปฏิกิริยาระหว่าง HCl กับ NaOH

2. โดยใช้กราฟอนุพันธ์ (derivative curve)

โดยเขียนกราฟระหว่างค่า pH ที่เกิดการเปลี่ยนแปลงปริมาตร ($\Delta pH/\Delta v$) เทียบกับปริมาตรของตัวไทเทรต ตัวอย่างการไทเทรตระหว่างกรด HCl และเบส NaOH มีข้อมูลที่ได้จากการไทเทรต และค่าอนุพันธ์ (derivative) ที่ได้จากการคำนวณ ดังแสดงในตารางที่ 5.1 ส่วนรูปกราฟไทเทรชันแสดงในภาพที่ 5.3

จากกราฟภาพที่ 5.2 เมื่อเข้าใกล้จุดยุติ อัตราการเปลี่ยนแปลงค่า pH ต่อปริมาตรของตัวไทเทรตที่ใช้จะเพิ่มมากขึ้นและมีอัตราการเปลี่ยนแปลงสูงสุดยุติพอดี ค่าอัตราการเปลี่ยนแปลงนี้เป็นอนุพันธ์อันดับหนึ่ง (first derivative) ซึ่งเป็นไปตามสมการ

$$\frac{dpH}{dV} = \frac{\Delta pH}{\Delta V} = \text{ค่าสูงสุด}$$

เมื่อนำค่าอนุพันธ์ที่ 1 มาเขียนกราฟเทียบกับปริมาตรของไทเทรนต์ที่ใช้ จะได้รูปกราฟอนุพันธ์ที่ซึ่งมีจุดยุติอยู่ที่จุดสูงสุดของกราฟ ดังภาพที่ 5.3 (ก) ในทำนองเดียวกันเมื่อพิจารณาการเปลี่ยนแปลงในเทอมของอนุพันธ์ที่ 2 (second derivative) จะได้จุดยุติที่มีอัตราการเปลี่ยนแปลงเท่ากับศูนย์ซึ่งเป็นไปตามสมการ

$$\frac{d\left(\frac{dpH}{dv}\right)}{dv} = \frac{d^2 pH}{(dv)^2} = \frac{\Delta^2 pH}{(\Delta v)^2} = 0$$

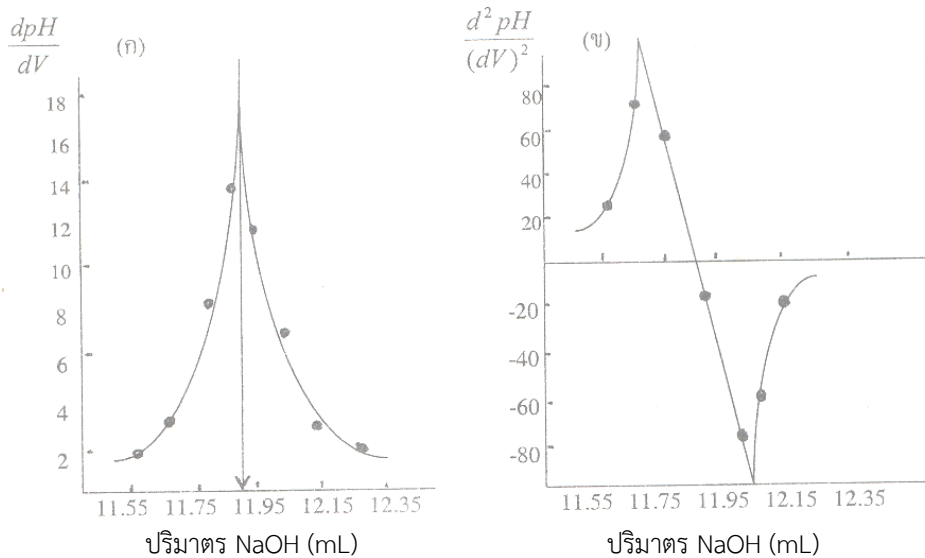
และเมื่อเขียนกราฟระหว่างอนุพันธ์ที่ 2 เทียบกับปริมาตรของไทเทรนต์ที่ใช้จะได้รูปกราฟอนุพันธ์ที่ 2 ซึ่งมีจุดยุติอยู่ที่เส้นกราฟตัดแกนปริมาตรตัดตัวไทเทรต ดังภาพที่ 5.3 (ข)

หมายเหตุ ในปฏิกิริยาของกรด-เบส การลากต่อเส้นกราฟในรูปกราฟอนุพันธ์ที่ 1 และกราฟอนุพันธ์ที่ 2 จะต้องให้รูปกราฟที่เขียนขึ้นนั้นมีความสมมาตร



ตารางที่ 5.1 ค่าอนุพันธ์ที่ 1 และ 2 ของการไทเทรต 0.05 M HCl กับ 0.1010 N NaOH

ปริมาตร	pH	ΔpH	Δv	$\Delta\text{pH}/\Delta v$	$\Delta(\text{pH}/\Delta v)$	Δv	$\Delta^2\text{pH}/\Delta v^2$
4.00	1.70						
8.00	2.00						
10.00	2.30						
11.00	2.70						
11.50	3.15						
11.60	3.35	0.20	0.10	2.00	2.50	0.10	2.50
11.70	3.80	0.45	0.10	4.50	7.50	0.10	75.0
11.80	5.00	1.20	0.10	12.00	6.50	0.10	65.0
11.90	6.85	1.85	0.10	18.50	-1.50	0.10	-15.0
12.00	8.55	1.70	0.10	17.00	-7.00	0.10	-70.0
12.10	9.55	1.00	0.10	10.00	-6.00	0.10	-60.0
12.20	9.95	0.40	0.10	4.00	-1.50	0.10	-15.0
12.30	10.20	0.25	0.10	2.50			
13.00	10.85						
14.00	11.30						
16.00	11.65						
20.00	11.85						



ภาพที่ 5.3 กราฟอนุพันธ์ (ก) กราฟอนุพันธ์ที่ 1 และ (ข) กราฟอนุพันธ์ที่ 2 ของการไทเทรตระหว่างสารละลาย HCl กับ สารละลาย NaOH



อุปกรณ์

1. เครื่องวัดพีเอช (pH meter)
2. เครื่องกวนสารละลายแบบแม่เหล็ก

สารเคมี

1. โพแทสเซียมไฮโดรเจนพธาเลต ($\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$)
2. โซเดียมไฮดรอกไซด์ (NaOH) 0.010 mol/L
3. สารละลาย HCl 0.010 mol/L และ CH_3COOH 0.010 mol/L

วิธีการทดลอง**ตอนที่ 1 การหาความเข้มข้นแน่นอนของสารละลาย NaOH**

ทำการทดลองเหมือนการทดลองที่ 2.1

ตอนที่ 2 การทำกราฟไทเทรชันของสารละลาย HCl

- 1) (*เจ้าหน้าที่) เตรียมเครื่องวัด pH ตามคำแนะนำของเจ้าหน้าที่ผู้ควบคุม ฉีดล้างขั้วไฟฟ้าด้วยน้ำกลั่น ชั้เบาๆ ด้วยกระดาษทิชชูแล้วทำการปรับค่ามาตรฐาน (calibration) โดยจุ่มขั้วไฟฟ้าลงในขวดสารละลายบัฟเฟอร์มาตรฐานพีเอช 4, 7 และ 10 ตามลำดับ (ควรทำตามคำแนะนำของเจ้าหน้าที่และอาจารย์ผู้ควบคุมอย่างเคร่งครัด โดยเฉพาะการใช้งานขั้วอิเล็กโทรด)
- 2) ปิเปตสารละลาย HCl 20.00 mL ถ่ายใส่ลงในบีกเกอร์ขนาด 250 mL เติมน้ำกลั่นประมาณ 75.00 mL (ให้ท่วมกระเปาะขั้วไฟฟ้า) ใส่แท่งแม่เหล็กที่ล้างสะอาดแล้วปรับให้หมุนอย่างสม่ำเสมอด้วยเครื่องกวนแท่งแม่เหล็ก
- 3) จุ่มขั้วไฟฟ้าที่ล้างสะอาดลงไป โดยให้สารละลายอยู่ในระดับท่วมกระเปาะแก้ว ระวังอย่าให้กระทบแท่งแม่เหล็ก และผนังบีกเกอร์
- 4) บรรจุสารละลาย NaOH ลงในบิวเรต จัดให้ปลายบิวเรตอยู่ในระดับ และตำแหน่งที่พอเหมาะ
- 5) เตรียมกระดาษกราฟ เขียนแกน x และ y ให้มีอัตราส่วน (scale) ที่เหมาะสม
- 6) อ่านค่า pH เริ่มต้นของสารละลาย แล้วเริ่มไทเทรตโดยปล่อยสารละลาย NaOH ลงมาครั้งละ 1.0 mL บันทึกค่า pH ที่ได้ พร้อมทั้งลากกราฟเพื่อหาจุดยุติ (ตามรูปที่ 5.2) ปริมาตรสารละลาย NaOH หลังจุดยุติควรมีปริมาตรเท่ากับก่อนจุดยุติ
- 7) ทำการทดลองเหมือนเดิมอีกครั้ง แต่ช่วงก่อนถึงจุดยุติและหลังจุดยุติประมาณ 2 mL ให้ปล่อยสารละลาย NaOH ทีละ 0.10 mL บันทึกค่า pH สำหรับเขียนกราฟอนุพันธ์ (ตามรูปที่ 5.3)

ตอนที่ 3 การทำกราฟไทเทรชันของ CH_3COOH

ทำการทดลองเช่นเดียวกับตอนที่ 2 แต่เปลี่ยนจากสารละลาย HCl เป็นสารละลาย CH_3COOH 0.0100 mol/L



รายงานการทดลอง
ปฏิบัติการที่ 5 เรื่อง การวิเคราะห์โดยวิธีโพเทนซีโอเมตริกไทเทรชัน

การทดลองที่ 5.1 การวิเคราะห์โดยวิธีโพเทนซีโอเมตริกไทเทรชัน

ผู้ทำการทดลอง

.....

.....

.....

กลุ่ม..... วันที่ทำการทดลอง

1. วัตถุประสงค์การทดลอง

.....

.....

2. หลักการ

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3. วิธีการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

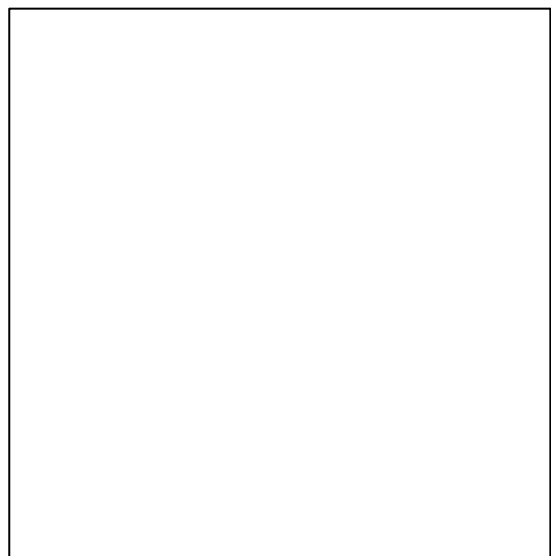
.....

.....

.....

.....

.....



4. ผลการทดลอง

4.1 ผลการวัดค่า pH

V_{NaOH}	pH	V_{NaOH}	pH	V_{NaOH}	pH	V_{NaOH}	pH
1.00		11.00		22.00		33.00	
2.00		12.00		23.00		34.00	
2.00		13.00		24.00		35.00	
3.00		14.00		25.00		36.00	
4.00		15.00		26.00		37.00	
5.00		16.00		27.00		38.00	
6.00		17.00		28.00		39.00	
7.00		18.00		29.00		40.00	
8.00		19.00		30.00			
9.00		20.00		31.00			
10.00		21.00		32.00			

เขียนกราฟไทเทรชันระหว่างสารละลาย HCl กับสารละลาย NaOH



4.2 ผลการวัดค่า pH (ครั้งที่ 2)

V _{NaOH}	pH	V _{NaOH}	pH	V _{NaOH}	pH	V _{NaOH}	pH	V _{NaOH}	pH
1.00		14.00		19.50		21.90		31.00	
2.00		15.00		19.60		22.00		32.00	
2.00		16.00		19.70		22.20		33.00	
3.00		17.00		19.80		22.40		34.00	
4.00		18.00		19.90		22.60		35.00	
5.00		18.20		20.00		22.80		36.00	
6.00		18.40		21.10		23.00		37.00	
7.00		18.60		21.20		24.00		38.00	
8.00		18.80		21.30		25.00		39.00	
9.00		19.00		21.40		26.00		40.00	
10.00		19.10		21.50		27.00			
11.00		19.20		21.60		28.00			
12.00		19.30		21.70		29.00			
13.00		19.40		21.80		30.00			


ผลการหาอนุพันธ์อันดับหนึ่ง

V _{NaOH}	pH	ΔpH	Δv	ΔpH/Δv
18.00				
18.20				
18.40				
18.60				
18.80				
19.00				
19.10				
19.20				
19.30				
19.40				
19.50				
19.60				
19.70				
19.80				
19.90				
20.00				

V _{NaOH}	pH	ΔpH	Δv	ΔpH/Δv
21.10				
21.20				
21.30				
21.40				
21.50				
21.60				
21.70				
21.80				
21.90				
22.00				
22.20				
22.40				
22.60				
22.80				
23.00				



เขียนกราฟอนุพันธ์อันดับหนึ่ง



5. สรุปและอภิปรายผลการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....



ปฏิบัติการที่ 6

การหาปริมาณวิเคราะห์โดยวิธียูวี-วิสิเบิลสเปกโทรสโกปี

(Quantitative analysis by UV-vis spectroscopy)

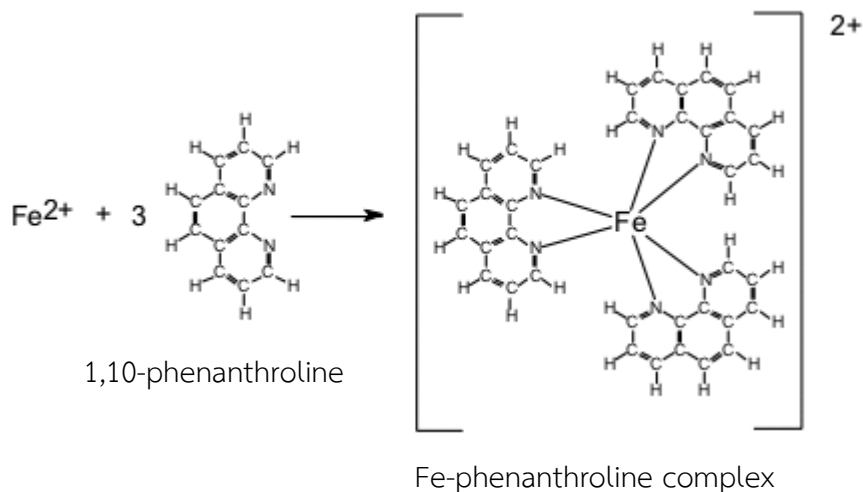
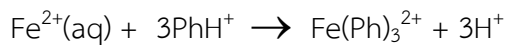
การทดลองที่ 6.1 การหาปริมาณเหล็กรวมในน้ำด้วยวิธียูวี-วิสิเบิลสเปกโทรโฟโตเมตรี

วัตถุประสงค์

1. เพื่อฝึกทักษะการใช้เครื่องวัดการดูดกลืนแสง
2. เพื่อฝึกทักษะการสร้างกราฟมาตรฐานความเข้มข้น
3. เพื่อหาปริมาณเหล็กรวมในน้ำตัวอย่าง

หลักการ

การหาปริมาณน้อยของเหล็กสามารถทำได้โดยการทำให้เหล็กเกิดสารเชิงซ้อนที่มีสี (สีแดงถึงส้ม) ระหว่างไอออน Fe^{2+} กับ 1,10-phenanthroline ที่เรียกว่าสารเชิงซ้อนเหล็กฟีแนนโทรีน สารเชิงซ้อนไม่ขึ้นกับ pH ช่วงระหว่าง 3-9 โดยทั่วไปจะให้ pH ประมาณ 3.5 เพื่อป้องกันการตกตะกอนของเกลือเหล็ก เช่น เกลือฟอสเฟส เป็นต้น ในการทำให้เกิดสารเชิงซ้อนกับฟีแนนโทรีน จะต้องทำการรีดิวซ์เหล็กทั้งหมดในสารละลายให้เป็นเหล็ก (II) เสียก่อนหรือไฮดรอกซีลามีนไฮโดรคลอไรด์ (hydroxylamine hydrochloride) สีของสารเชิงซ้อนระหว่างเหล็ก (II) กับฟีแนนโทรีนจะเสถียรได้นาน



เครื่องมือและอุปกรณ์

1. เครื่อง UV-Vis spectrophotometer
2. เซลล์ใส่สารตัวอย่าง (cell)
3. กระดาษกราฟ



สารเคมี

1. สารละลายมาตรฐานเหล็ก 10 ppm (เตรียมจาก stock 1000 ppmFe) ในขวดกำหนดปริมาตร 25.00 mL
2. สารละลาย $\text{NH}_2\text{OH}\cdot\text{HCl}$ 10%(w/v)
3. สารละลายอะซิเตดบัฟเฟอร์ ละลาย $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ 250 กรัม ในน้ำกลั่น 100 mL เติม CH_3COOH 700 mL เติมน้ำกลั่นจนครบปริมาตร 1000 mL
4. สารละลายฟีแนนโธรลีน (1,10-phenanthrolien, 1% w/v)

วิธีการทดลอง

ตอนที่ 1 การหาความยาวคลื่นสูงสุด (λ_{max})

- 1) ปิเปต 1.00 mL ของสารละลายมาตรฐานเหล็ก 10 ppm Fe ใส่ลงในขวดกำหนดปริมาตรขนาด 25.00 mL
- 2) เติมสารละลาย $\text{NH}_2\text{OH}\cdot\text{HCl}$ 1 mL และสารละลายบัฟเฟอร์ 1 mL
- 3) เติมสารละลาย 1,10-phenanthrolien 2 mL แล้วเติมน้ำกลั่นลงไปจนครบขีดปริมาตร เขย่าให้เข้ากันแล้วตั้งทิ้งไว้ประมาณ 10 นาทีจะได้สีของสารละลายเชิงซ้อนสีแดงของเหล็กฟีแนนโธรลีน
- 4) นำสารละลายไปวัดการดูดกลืนแสงที่ความยาวคลื่นตั้งแต่ 800-400 nm
- 5) นำผลที่วัดได้ไปเขียนความสัมพันธ์ระหว่างค่าการดูดกลืนแสงและความยาวคลื่น

ตอนที่ 2 การทำกราฟมาตรฐาน (standard calibration curve)

- 1) เตรียมขวดกำหนดปริมาตรขนาด 25.00 mL จำนวน 6 ขวด แล้วปิเปตสารละลายมาตรฐานเหล็ก 10 ppm Fe ปริมาตร 0, 0.50, 1.00, 2.00, 3.00, 4.00 และ 5.00 mL ตามลำดับ (โดยใช้ปิเปตอันเดียวกัน) (**ขวดที่ 1 เป็นแบลนค์)
- 2) ทำการทดลองเช่นเดียวกับตอนที่ 1
- 3) นำผลที่วัดได้ไปเขียนกราฟมาตรฐานความเข้มข้น โดยเขียนระหว่างความเข้มข้นของสารละลายมาตรฐานเหล็กกับค่าการดูดกลืนแสงที่วัดได้

ตอนที่ 3 การวิเคราะห์หาปริมาณเหล็กทั้งหมดในน้ำตัวอย่าง

- 1) ปิเปตน้ำตัวอย่างที่ได้รับใส่ลงในขวดกำหนดปริมาตรขนาด 25.00 mL 3 ขวดๆ ละ 10.00 mL (ถ้าในน้ำตัวอย่างมีตะกอนหรือสิ่งเจือปนให้กรองเสียก่อน)
- 2) ทำการทดลองเช่นเดียวกับตอนที่ 1 แต่วัดการดูดกลืนแสงที่ความยาวคลื่น 510 nm
- 3) คำนวณหาปริมาณของเหล็กโดยเทียบกับกราฟมาตรฐาน แล้วคำนวณปริมาณเหล็กในน้ำตัวอย่าง



รายงานการทดลอง

ปฏิบัติการที่ 6 เรื่อง การทำปริมาณวิเคราะห์โดยวิธียูวี-วิสิเบิลสเปกโทรสโกปี

การทดลองที่ 6.1 การหาปริมาณเหล็กกรวมในน้ำด้วยวิธียูวี-วิสิเบิลสเปกโทรโฟโตเมตรี

ผู้ทำการทดลอง

.....

.....

.....

กลุ่ม..... วันที่ทำการทดลอง

1. วัตถุประสงค์การทดลอง

.....

.....

.....

2. หลักการ

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3. วิธีการทดลอง

3.1 คำนวณและอธิบายการเตรียมสารละลาย 1000 mg/L Fe ปริมาตร 100 mL จาก $FeCl_3$ (162.20 g/mol)

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....



3.2 คำนวณและอธิบายการเตรียมสารละลาย 10 mg/L Fe ปริมาตร 25.00 mL จากสารละลาย 1000 mg/L Fe

.....

.....

.....

.....

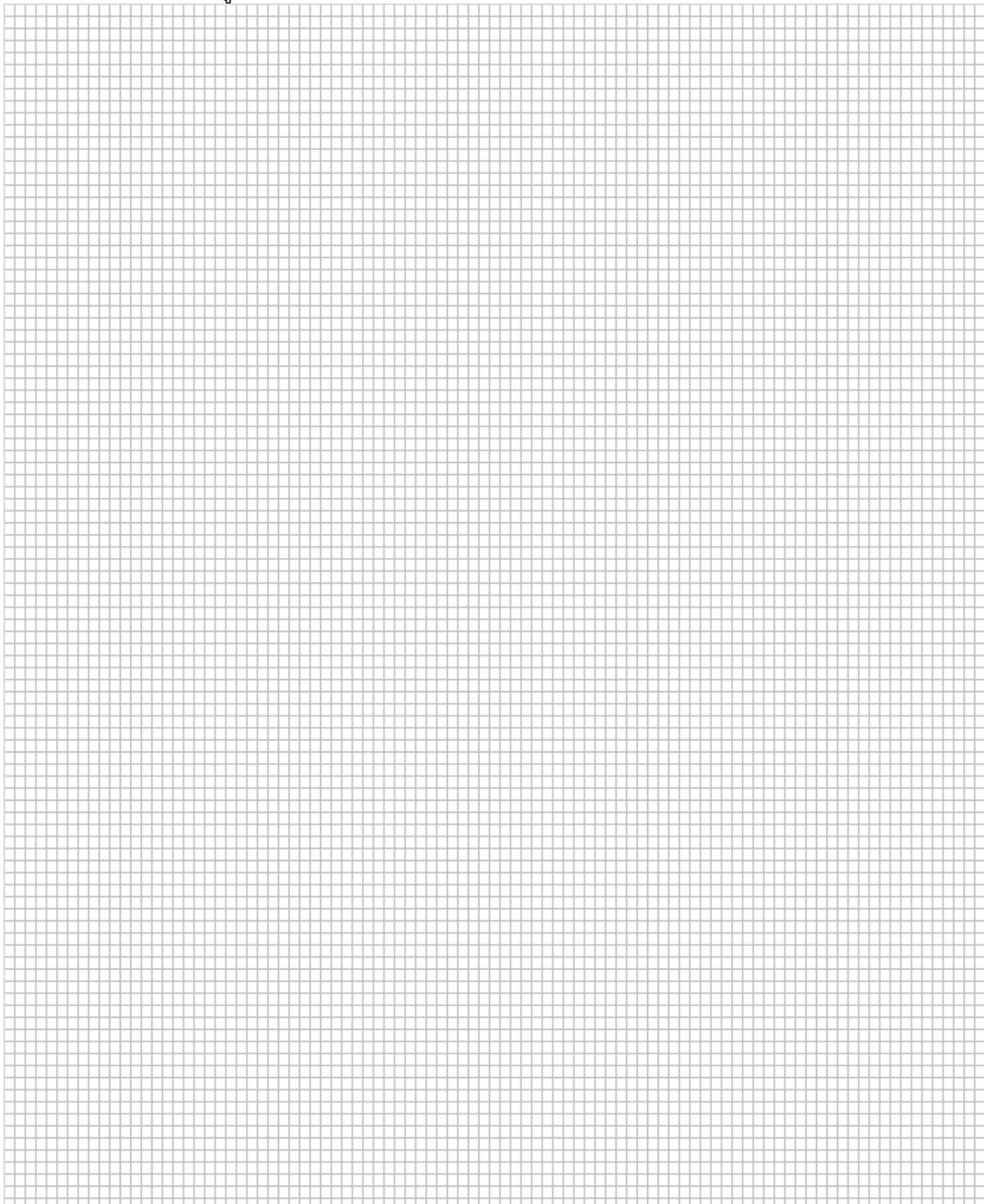
.....

.....

4. ผลการทดลอง

ตอนที่ 1 การหาความยาวคลื่นสูงสุด (λ_{\max})

ความสัมพันธ์ระหว่างค่าการดูดกลืนแสงและความยาวคลื่น



ตอนที่ 2 การทำกราฟมาตรฐานความเข้มข้น

ขวดที่	สารละลายมาตรฐานเหล็ก 10 mg/L		ค่าการดูดกลืนแสง (Abs) ที่ 510 nm
	mL ที่ปิเปต	ความเข้มข้น (mg/L)	
1			
2			
3			
4			
5			
6			



ความชัน =

จุดตัดแกน =

สมการเส้นตรง จากกราฟมาตรฐาน คือ

สมการเส้นตรง จากโปรแกรม Excel คือ

$R^2 = \dots\dots\dots$



ตอนที่ 3 การวิเคราะห์หาปริมาณเหล็กในน้ำตัวอย่าง

ผลการทดลอง	การทดลองซ้ำ		
	ขวดที่ 1	ขวดที่ 2	ขวดที่ 3
ปริมาตรสารตัวอย่าง (mL)			
ค่าดูดกลืนแสง (Abs)			
mg/L Fe จากกราฟมาตรฐาน			
mg/L Fe เฉลี่ย			
mg/L Fe จากสมการเส้นตรง			
mg/L Fe เฉลี่ย			

แสดงการคำนวณ mg/L Fe โดยใช้สมการเส้นตรง จากโปรแกรม Excel

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

5. สรุปและอภิปรายผลการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....



ปฏิบัติการที่ 6

การหาปริมาณวิเคราะห์โดยวิธียูวี-วิสิเบิลสเปกโทรสโกปี

(Quantitative analysis by UV-vis spectroscopy)

การทดลองที่ 6.2 การหาปริมาณแอสไพรินด้วยวิธียูวี-วิสิเบิลสเปกโทรโฟโตเมตรี

วัตถุประสงค์

1. เพื่อฝึกทักษะการใช้เครื่องวัดการดูดกลืนแสง
2. เพื่อฝึกทักษะการสร้างกราฟมาตรฐานความเข้มข้น
3. เพื่อหาปริมาณแอสไพรินในตัวอย่างยาเม็ด

เครื่องมือและอุปกรณ์

1. เครื่อง UV-Vis spectrophotometer
2. เซลล์ใส่สารตัวอย่าง (cell)

สารเคมี

1. กรดซาลิไซลิกความเข้มข้น 100 ppm โดยชั่งกรดซาลิไซลิก 0.100 กรัม ละลายด้วยสารละลาย NaOH 0.5 mol/L ปริมาตร 10.00 mL เทใส่ขวดกำหนดปริมาตร ขนาด 100 mL ปรับปริมาตรด้วยน้ำกลั่น
2. สารละลาย Fe^{3+} (0.100 mol/L) โดยชั่ง FeCl_3 (anhydrous) 1.62 กรัม ละลายลงในขวดกำหนดปริมาตรขนาด 100 mL และปรับปริมาตรด้วยน้ำกลั่น
3. เตรียมสารตัวอย่าง ทำการบดยาเม็ดให้ละเอียด ชั่งน้ำหนัก 1.00 g แล้วละลายด้วยสารละลาย NaOH 0.5 mol/L ปริมาตร 1.00 mL ตั้งทิ้งไว้ประมาณ 10 นาที เทลงในขวดกำหนดปริมาตรขนาด 25.00 mL ปรับปริมาตรด้วยน้ำกลั่น

วิธีการทดลอง

ตอนที่ 1 การหาความยาวคลื่นสูงสุด (λ_{max})

1. เตรียมขวดวัดปริมาตร 25.00 mL 1 ขวด เติมสารละลายกรดซาลิไซลิก 1.0 mL และเติมสารละลาย Fe^{3+} 4.0 mL แล้วปรับปริมาตรด้วยน้ำกลั่น
2. นำสารละลายไปวัดการดูดกลืนแสงที่ความยาวคลื่นตั้งแต่ 800-400 nm
3. นำผลที่วัดได้ไปเขียนกราฟการดูดกลืน ระหว่างค่าการดูดกลืนแสงกับความยาวคลื่น
4. เลือกความยาวคลื่นสูงสุด (λ_{max}) สำหรับทำการทดลองตอนที่ 2

ตอนที่ 2 การเตรียมกราฟมาตรฐานความเข้มข้น

1. เตรียมขวดกำหนดปริมาตรขนาด 25.00 mL จำนวน 6 ขวด แล้วปิเปตสารละลายกรดซาลิไซลิก ปริมาตร 0, 1.0, 1.5, 2.5, 4.0 และ 5.0 mL ตามลำดับ (**ขวดที่ 1 เป็นแบลงค์) และเติมสารละลาย Fe^{3+} 4.0 mL แล้วปรับปริมาตรด้วยน้ำกลั่น



2. วัดการดูดกลืนแสงที่ความยาวคลื่นสูงสุด (λ_{\max})
3. บันทึกค่าการดูดกลืนแสงของความเข้มข้นของกรดซาลิไซลิกที่แตกต่างกัน
4. เขียนกราฟมาตรฐานความเข้มข้น คำนวณหาความชัน และจุดตัดแกน โดยใช้โปรแกรม MS Excel

ตอนที่ 3 การทดลองหาปริมาณแอสไพรินในยาเม็ด

1. ตวงสารละลายตัวอย่างลงในขวดวัดปริมาตรขนาด 25.00 mL 3 ขวดๆ ละ 10.00 mL
2. เติมสารละลาย Fe^{3+} 4.0 mL แล้วปรับปริมาตรด้วยน้ำกลั่น
3. วัดการดูดกลืนแสงที่ความยาวคลื่นสูงสุด (λ_{\max})
4. คำนวณหาปริมาณโดยเทียบกับกราฟมาตรฐาน (จากตอนที่ 2)



.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

4. ผลการทดลอง

ตอนที่ 1 การหาความยาวคลื่นสูงสุด (λ_{\max})

ติดกราฟ

ตอนที่ 2 การทำกราฟมาตรฐานความเข้มข้น

ขวดที่	สารละลายมาตรฐาน		ค่าการดูดกลืนแสง (Abs)
	mL ที่ปิเปต	ความเข้มข้น (mg/L)	
1			
2			
3			
4			
5			
6			



ความชัน =

จุดตัดแกน =

สมการเส้นตรง จากกราฟมาตรฐาน คือ

สมการเส้นตรง จากโปรแกรม Excel คือ

$R^2 =$

เอกสารอ้างอิง

- กรมควบคุมมลพิษ. สำนักจัดการคุณภาพน้ำ. (2547). *คู่มือการประกันและควบคุมคุณภาพ การติดตามตรวจสอบคุณภาพน้ำทะเล*. กรุงเทพฯ: กรม.
- กรมควบคุมมลพิษ. สำนักจัดการคุณภาพน้ำ. (2553). *คู่มือวิธีปฏิบัติสำหรับการเก็บตัวอย่างน้ำจากแหล่งน้ำ*. กรุงเทพฯ: กรม.
- กรมโรงงานอุตสาหกรรม. สำนักวิจัยและพัฒนาสิ่งแวดล้อมโรงงาน. (ม.ป.ป.). *คู่มือการเก็บตัวอย่างมลพิษ (น้ำ อากาศ ดิน กากอุตสาหกรรม)*. กรุงเทพฯ: กรม.
- แมน อมรสิทธิ์, และ อมร เพชรสม. (2550). *หลักการและเทคนิคการวิเคราะห์เชิงเครื่องมือ*. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์ชวนชม.
- วรวิทย์ จันทร์สุวรรณ. 2563. เคมีวิเคราะห์: หลักการและเทคนิคการคำนวณเชิงปริมาณ. สำนักพิมพ์จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
- อภิชาติ อัมย์ม. (2559). *การจัดทำระบบคุณภาพ ISO 17025&GLP สำหรับห้องปฏิบัติการเคมี*. กรุงเทพฯ: สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.
- Demirhan, B., Eda H., Kara S., & Demirhan, B.E. (2017). *Overview of Green Sample Preparation Techniques in Food Analysis*. In M.T. Stauffer. *Ideas and Applications Toward Sample Preparation for Food and Beverage Analysis*. p. 1-23. Doi: 10.5772/intechopen.68787.
- Giinzler, H., & William, A. (2001). *Handbook of Analytical Techniques*. New York: Wiley-VCH.
- Ham, B.M., & Ma-Ham, A. (2016). *Analytical Chemistry: A Chemist and Laboratory Technician's Toolkit*. New Jersey: John Wiley & Sons.
- Harris, D.C. (2010). *Quantitative Chemical Analysis* (8th ed.). New York: W.H. Freeman and Company.
- Harvey, D. (2000). *Modern Analytical Chemistry 2.0. (Electronic Version)*. Retrieved from <https://chem.libretexts.org/>
- Jacobsen, J.J., Jetzer, K.H., & Patani, N. (1995). Titration techniques. *J. Chem. Edu.* 72(7) p. 612-613.