

เซลล์อิเล็กโทรไลต์ (Electrolytic Cell)

8

จุดประสงค์

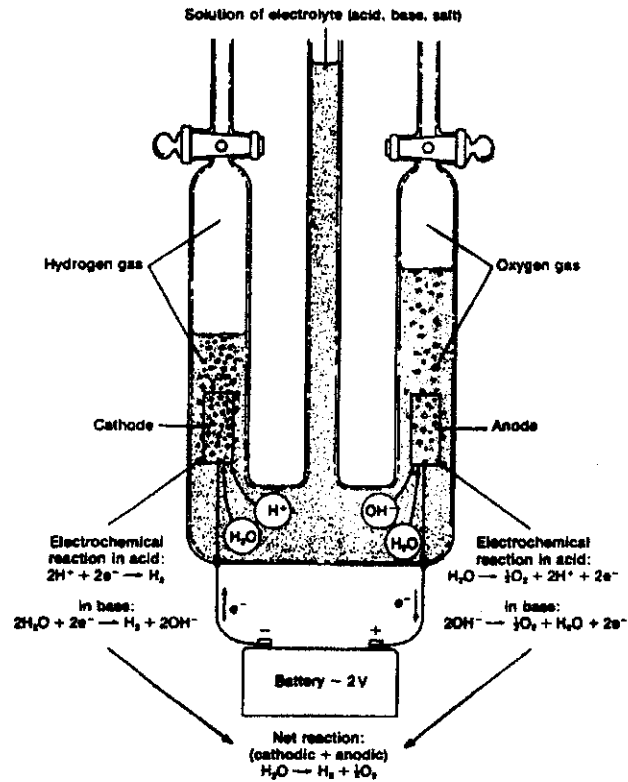
1. เพื่อศึกษาเซลล์อิเล็กโทรไลต์
2. เพื่อศึกษากฎฟาราเดย์ (Faraday's Laws)

ทฤษฎี

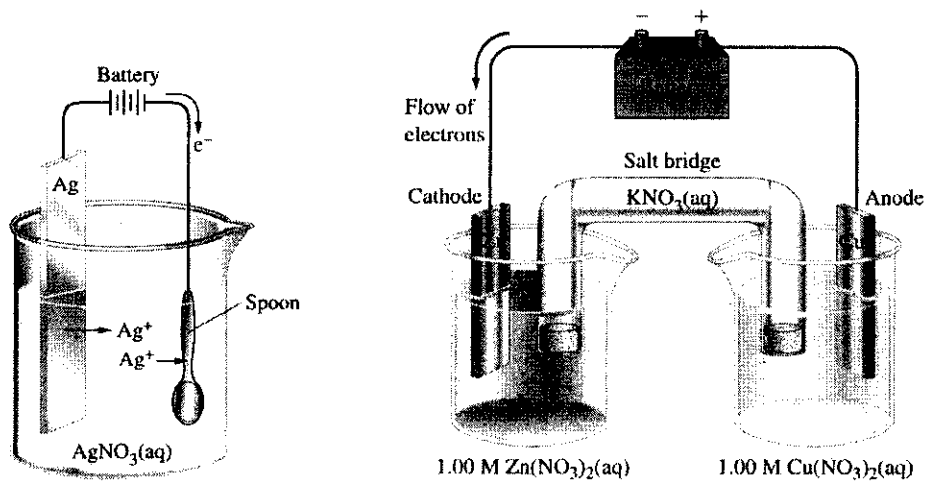
เซลล์อิเล็กโทรไลต์เป็นเซลล์เคมีไฟฟ้าชนิดที่ไม่สามารถเกิดขึ้นได้เอง (nonspontaneous reaction) ปฏิกิริยาเคมีจะเกิดขึ้นได้เมื่อผ่านกระแสไฟฟ้าเข้าไป ปฏิกิริยาเคมีดังกล่าวคือปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน ตัวอย่างเซลล์อิเล็กโทรไลต์ ได้แก่ เซลล์ที่ใช้ในการแยกน้ำด้วยไฟฟ้า การแยกสลายโซเดียมคลอไรด์ด้วยไฟฟ้า การชุบโลหะ (ดังรูปที่ 8.1)

เซลล์อิเล็กโทรไลต์จะประกอบด้วย 2 ช่องขั้ว จะมีขั้วไฟฟ้าและจุ่มในสารละลายอิเล็กโทรไลต์ อิเล็กตรอนจะถูกดึงจากช่องขั้วแอโนด เพราะปฏิกิริยาไม่สามารถเกิดเองได้ และในช่องขั้วแคโทดจะมีอิเล็กตรอนจากภายนอกเข้าไปสู่ระบบ เพื่อให้เกิดปฏิกิริยารีดักชัน ดังนั้นในกรณีของเซลล์อิเล็กโทรไลต์ แอโนดจะมีขั้วบวก และแคโทดจะเป็นขั้วลบ พิจารณาเซลล์อิเล็กโทรไลต์อย่างง่ายสำหรับอิเล็กโทรไลต์ สารละลายโซเดียมคลอไรด์ ตัวอย่างดังรูปที่ 8.2

เซลล์อิเล็กโทรไลต์



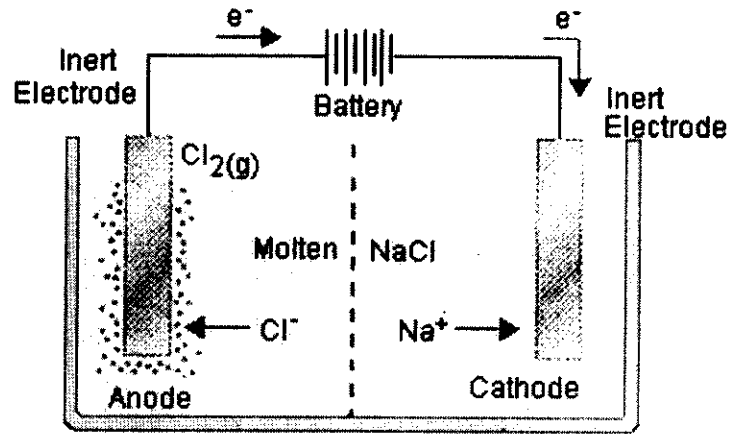
รูปที่ 8.1 ก) เซลล์ที่ใช้ในการแยกออกซิเจนและไฮโดรเจนออกจากน้ำ



รูปที่ 8.1 ข) เซลล์การชุบชั้นโลหะเงิน

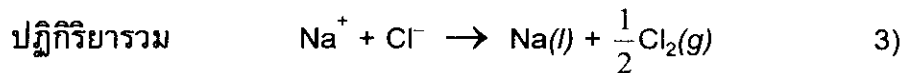
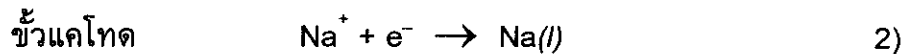
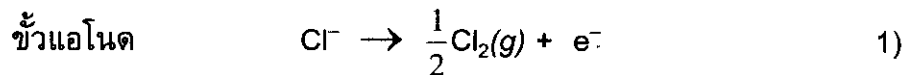
ค) ตัวอย่างของเซลล์อิเล็กโทรไลต์

<http://www.research.umbc.edu>



รูปที่ 8.2 การแยกสลายด้วยไฟฟ้าของโซเดียมคลอไรด์

สายไฟจากแบตเตอรี่จะต่อกับขั้วไฟฟ้าที่จุ่มอยู่ในสารละลายโซเดียมคลอไรด์ ขั้วไฟฟ้าที่แสดงขั้วลบ (แคโทด) จะพบว่า Na^+ จะเข้ามาเกาะในขณะที่ Cl^- จะเข้าไปเกาะที่ขั้วที่เป็นบวก (แอโนด) โดยจะเกิดปฏิกิริยาที่ขั้วแอโนดเป็นออกซิเดชัน และขั้วแคโทดเป็นรีดักชัน



ในปี 1831 และ 1832 Michael Faraday นักเคมีและฟิสิกส์ชาวอังกฤษได้แสดงให้เห็นว่าปริมาณของสารตั้งต้นที่หายไปเป็นสารผลิตภัณฑ์ที่เกาะที่ขั้วไฟฟ้า และประจุจะสัมพันธ์กับปริมาณไฟฟ้าที่เข้าสู่เซลล์เคมีไฟฟ้า

สรุปได้ว่า

1. ปริมาณของสารตั้งต้นที่ไปเกาะที่ขั้วไฟฟ้าจะขึ้นอยู่กับปริมาณของประจุไฟฟ้าที่ผ่านเข้าสู่เซลล์

เซลล์อิเล็กโทรไลต์

2. สำหรับปริมาณของประจุไฟฟ้า ปริมาณของโลหะต่าง ๆ นั้นจะเป็นสัดส่วนโดยตรงกับน้ำหนักสมมูลของสาร (*equivalent weight*) (น้ำหนักอะตอมคูณกับประจุของไอออนของโลหะ)

หน่วยไฟฟ้า

ปริมาณ	หน่วย	
ศักย์ (Potential)	โวลต์ (Volt, V)	
กระแส (Current)	แอมแปร์ (Ampere, A)	อัตราการไหลของอิเล็กตรอน
ประจุ (Charge)	คูลอมบ์ (Coulomb, C)	1 แอมแปร์สำหรับ 1 วินาที
พลังงาน (Energy)	จูล (Joules, J)	จำนวนโวลต์ × จำนวนคูลอมบ์

$$1 \text{ โมลของอิเล็กตรอน} = 96500 \text{ คูลอมบ์} = 1 \text{ ฟาราเดย์}$$

ปริมาณประจุไฟฟ้า (คูลอมบ์) จะหาได้จากการทดลองโดยวัดอัตราการไหลของกระแสไฟฟ้า (หน่วยแอมแปร์, amperes) คูณกับเวลา (วินาที)

$$\text{ปริมาณประจุไฟฟ้า (คูลอมบ์)} = \text{กระแสไฟฟ้า (แอมแปร์)} \times \text{เวลา (วินาที)}$$

พิจารณาการแยกสลายด้วยไฟฟ้าของโซเดียมคลอไรด์ (NaCl) ดังสมการ 3) เมื่ออิเล็กตรอนหนึ่งโมลทำปฏิกิริยากับโซเดียมไอออน (Na^+) จะต้องผ่านประจุไฟฟ้าหนึ่ง ฟาราเดย์ลงในเซลล์อิเล็กโทรไลต์เพื่อให้ได้โลหะโซเดียมไปเกาะที่ขั้วไฟฟ้า

สเทอร์ไอเมติกมักจะเป็นปัญหาในการวัดจำนวนอิเล็กตรอน ดังนั้นการวัดปริมาณประจุไฟฟ้าที่ผ่านเข้าสู่จอร์จใช้ฟาราเดย์ (Faraday, F) หนึ่งฟาราเดย์ ($9.65 \times 10^4 \text{ C}$) จะเป็นประจุสมมูลของหนึ่งโมลอิเล็กตรอน

$$1 \text{ ฟาราเดย์} = 1 \text{ โมลอิเล็กตรอน} = 9.65 \times 10^4 \text{ คูลอมบ์}$$

จากครึ่งปฏิกิริยาของสมการ 2) โซเดียมไอออน (Na^+) เกิดปฏิกิริยารีดักชันโดยปริมาณของอิเล็กตรอนจำนวน 1 โมล (6.02×10^{23} อิเล็กตรอน) เท่ากัน ดังนั้นปริมาณประจุไฟฟ้าที่ใช้กับปฏิกิริยาของโซเดียมไอออน 1 โมล คือ

$$= 6.0221 \times 10^{23} \text{ อิเล็กตรอน} \times 1.6021 \times 10^{-19} \text{ coulomb/อิเล็กตรอน}$$

$$= 92,487 \text{ coulomb}$$

ซึ่งในกรณีนี้จะเท่ากับ 1 ฟาราเดย์ (Faraday , F) แต่เมื่อพิจารณาครึ่งปฏิกิริยาในสมการ 1) พบว่าคลอรีนไอออน (Cl⁻) 1 โมล จะเปลี่ยนเป็นก๊าซคลอรีน (Cl₂) ได้เพียงครึ่งโมล นั้นหมายความว่าปริมาณประจุไฟฟ้า 1 ฟาราเดย์ ที่ให้แก่อิเล็กตรอน 1 โมล จะออกซิไดส์ได้เพียงครึ่งโมลของก๊าซคลอรีนเท่านั้น

ตัวอย่างการคำนวณ เมื่อสารละลายคอปเปอร์(II)ซัลเฟต (CuSO₄) ถูกแยกสลายด้วยไฟฟ้าได้โลหะทองแดง (Cu) ดังสมการ $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$

ถ้าผ่านกระแสไฟฟ้าคงที่แก่เซลล์นาน 5 ชั่วโมงจะได้โลหะคอปเปอร์ 404 มิลลิกรัม อยากทราบว่ากระแสไฟฟ้าที่ใช้มีค่าเท่าใด

วิธีทำ

จากสมการข้างต้นของคอปเปอร์ไอออนกับอิเล็กตรอน 2 โมลจะได้คอปเปอร์ 1 โมล สำหรับอิเล็กตรอน 1 โมลจะต้องใช้ประจุไฟฟ้า 9.65×10^4 coulomb (1 ฟาราเดย์)

ดังนั้น ถ้าปฏิกิริยาอิเล็กโทรลิซิสของสารละลายคอปเปอร์(II)ซัลเฟตได้โลหะคอปเปอร์ 404 มิลลิกรัม จะต้องใช้ปริมาณประจุไฟฟ้า

$$= 0.404 \text{ g Cu} \times \frac{1 \text{ mole Cu}}{63.6 \text{ g Cu}} \times \frac{2 \text{ mole e}^-}{1 \text{ mole Cu}} \times \frac{9.65 \times 10^4 \text{ C}}{1 \text{ mole e}^-}$$

$$= 1.226 \times 10^3 \text{ C}$$

$$\text{เวลาที่ใช้ 5 ชั่วโมง} = 1.8 \times 10^4 \text{ วินาที (s)}$$

$$\text{ดังนั้น กระแสไฟฟ้า} = \frac{\text{ปริมาณประจุไฟฟ้า}}{\text{เวลา}}$$

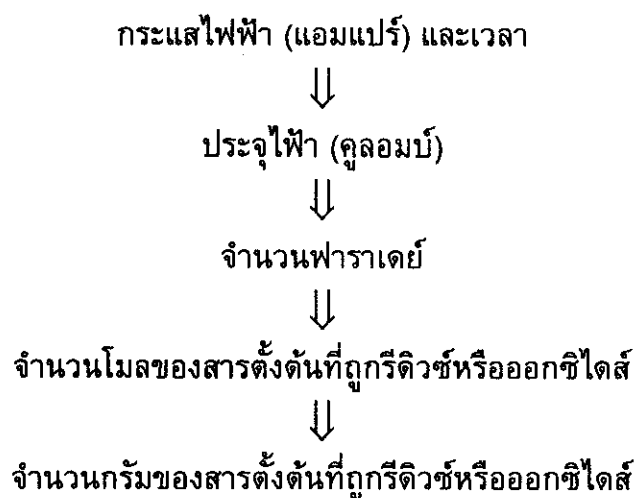
$$= \frac{1.226 \times 10^3 \text{ C}}{1.8 \times 10^4 \text{ s}} = 6.81 \times 10^{-2} \text{ A}$$

เซลล์อิเล็กโทรไลต์

หมายเหตุ ข้อแตกต่างที่ควรทราบของเซลล์กัลวานิกและเซลล์อิเล็กโทรไลต์

	แอโนด	แคโทด
เซลล์กัลวานิก	-	+
เซลล์อิเล็กโทรไลต์	+	-

สรุปลำดับขั้นตอนในการคำนวณหาปริมาณของสารผลิตภัณฑ์ในเซลล์อิเล็กโทรไลต์



คำถามก่อนการทดลอง

1. Electrolysis คือขบวนการใด
2. จงคำนวณหาปริมาตรของก๊าซไฮโดรเจนที่ 25°C และ 1 บรรยากาศ โดยมีสารละลายโซเดียมซัลเฟตเป็นสารละลายอิเล็กโทรไลต์ ในการทำปฏิกิริยาอิเล็กโทรลิซิส ใช้เวลานาน 2 ชั่วโมง กระแสไฟฟ้า 10.0 แอมแปร์
3. หลักการของเซลล์อิเล็กโทรไลต์ จะอาศัยปฏิกิริยาเคมีชนิดใด

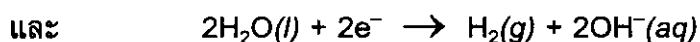
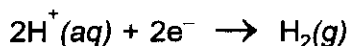
อุปกรณ์และสารเคมี

1. แบตเตอรี่ขนาด 9 โวลท์
2. แอมมิเตอร์
3. บิวเรตต์
4. ฐานและที่ตั้ง
5. กระดาษทราย
3. เทอร์โมมิเตอร์
4. แผ่นทองแดง ขนาด 1x4 ซม.
5. ขวดน้ำกลั่น
6. สารละลายกรดซัลฟูริกเข้มข้น 1.0M (1.0M H₂SO₄)
7. นาฬิกาจับเวลา

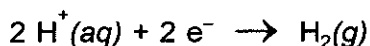
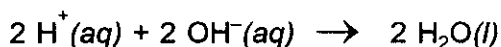
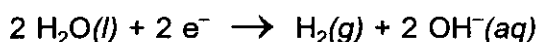
ตอนที่ 1 ปฏิกริยาการแยกสารละลายกรดซัลฟูริก โดยเซลล์อิเล็กโทรไลต์

ศึกษาปฏิกริยาอิเล็กโทรไลต์ของกรดซัลฟูริกโดยใช้โลหะทองแดงเป็นขั้วไฟฟ้าแอโนด กรดซัลฟูริก (H₂SO₄) เป็นกรดแก่ที่แตกตัวให้ H⁺ และ HSO₄⁻ แต่ HSO₄⁻ เป็นไอออนที่สามารถแตกตัวให้ H⁺ และ SO₄²⁻ ได้ ดังนั้นสปีชีส์ที่เราจะพิจารณาในส่วนของสารละลายกรดซัลฟูริกคือ H⁺, SO₄²⁻ และ H₂O

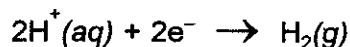
พิจารณาปฏิกริยารีดักชันที่เกิดขึ้น คือ



แต่ในสารละลายกรด OH⁻ จะทำปฏิกริยากับ H⁺ ให้ H₂O กลับมาอีกได้ นั่นคือ

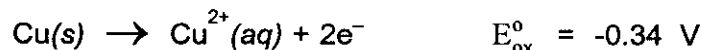
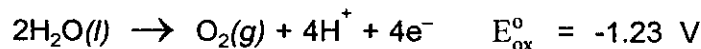
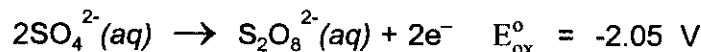


ดังนั้นปฏิกิริยาที่คาโทดจึงเป็นปฏิกิริยารีดักชันของ H^+



จากปฏิกิริยาเพื่อให้ได้ก๊าซไฮโดรเจน 1 โมล จะต้องใช้อิเล็กตรอน 2 โมล นั่นคือจะต้องผ่านประจุไฟฟ้าลงไป 2 ฟาราเดย์ ดังนั้นจากการทดลองถ้าเราวัดปริมาณของก๊าซไฮโดรเจนที่เกิดขึ้นได้ เราจะทราบจำนวนโมลของก๊าซไฮโดรเจนที่เกิดขึ้นก็สามารถที่จะคำนวณหาปริมาณประจุไฟฟ้า (ฟาราเดย์) ที่ผ่านลงในเซลล์ได้

ปฏิกิริยาที่แอโนด เราพิจารณาคำว่าปฏิกิริยาออกซิเดชันและค่าศักย์ไฟฟ้าออกซิเดชันมาตรฐานครึ่งเซลล์ของสปีชีส์ต่างๆที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน



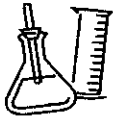
สปีชีส์ที่จะเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันได้ดีที่สุดคือ Cu เนื่องจากมีค่าศักย์ไฟฟ้าออกซิเดชันสูงกว่า H_2O และ SO_4^{2-} จึงสามารถถูกออกซิไดส์ได้ดี

ปริมาณโลหะทองแดงที่หายไปจะเกิดเป็นไอออนของทองแดง (Cu^{2+}) โดยใช้ประจุไฟฟ้า 2 ฟาราเดย์ (เพื่อให้ได้อิเล็กตรอน 2 โมล)

1 mole Cu ทำปฏิกิริยาให้ 2 mole e^-

ดังนั้น เพื่อให้ได้อิเล็กตรอน 1 โมล จะต้องใช้ปริมาณประจุไฟฟ้า 1 ฟาราเดย์ (9.65×10^4 คูลอมบ์) ในการเปลี่ยนแปลงน้ำหนักสมมูลของโลหะทองแดง

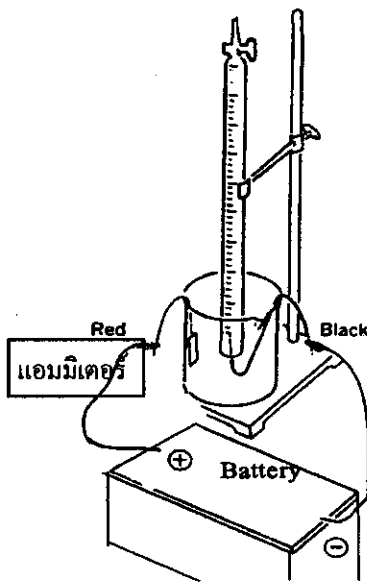
การหาน้ำหนักสมมูลของโลหะทองแดงสามารถคำนวณได้จากน้ำหนักของโลหะทองแดงที่หายไปหลังจากใช้ปริมาณประจุไฟฟ้า 1 ฟาราเดย์ โดยปริมาณประจุไฟฟ้าที่ใช้คำนวณได้ว่า กระแสไฟฟ้าคูณเวลาที่ทำการทดลอง



วิธีการทดลอง

1. ขัดแผ่นโลหะทองแดงขนาด 1×5 ซม.² ด้วยกระดาษทราย ชั่งน้ำหนักอย่างละเอียด

2. ต่อแผ่นโลหะทองแดงกับแหล่งกำเนิดไฟฟ้า (power supply) ที่มีแอมมิเตอร์ (ammeter) กับสายไฟขั้วบวก (สีแดง) และต่อลวดทองแดงที่มีฉนวนหุ้มยาว 25 ซม. กับสายไฟขั้วลบ (สีดำ)



3. จัดตั้งเครื่องมือดังรูป

4. เติมน้ำสารละลายกรดซัลฟูริกเข้มข้น 1 โมล จำนวน 150 มล. ลงในบีกเกอร์ ดูดสารละลายเข้าในบิวเรต เมื่อระดับของสารละลายในบิวเรตอยู่ที่ขีดพอดีแล้ว ปิดบิวเรต

5. อ่านค่ากระแสไฟฟ้าจากแอมมิเตอร์ก่อนเปิดสวิตช์

6. ให้ประจุไฟฟ้าแก่วงจร (เปิดสวิตช์) นาน 2 นาที บันทึกค่ากระแสไฟฟ้าและเวลาที่ใช้ในการให้ประจุไฟฟ้า วัดปริมาณของน้ำในบิวเรต อุณหภูมิของสารละลายในบีกเกอร์ และความดันบรรยากาศ สำหรับความดันไอของ H_2 อุณหภูมิขณะนั้น ให้ดูจากภาคผนวกท้ายเล่ม

7. ชั่งน้ำหนักอย่างละเอียดของแผ่นโลหะทองแดง (ที่แห้ง)

8. ทำการทดลองซ้ำอีกครั้ง โดยใช้โลหะแผ่นเดิม ทำความสะอาดด้วยกระดาษทรายแล้วทำการทดลองจากข้อ 4-7 โดยใช้สารละลายกรดซัลฟูริกใหม่

เซลล์อิเล็กโทรไลต์

ผลการทดลอง

	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2
1. น้ำหนักแผ่นทองแดงก่อนทดลอง	กรัม	กรัม
2. น้ำหนักแผ่นทองแดงหลังทดลอง	กรัม	กรัม
3. น้ำหนักแผ่นทองแดงที่หายไป	กรัม	กรัม
4. เวลาเริ่มต้นการทดลอง		
5 เวลาสิ้นสุดการทดลอง		
6. เวลาที่ใช้ในการทดลอง	วินาที	วินาที
7. กระแสไฟฟ้าที่ใช้ในการทดลอง	แอมแปร์	แอมแปร์
8. ระดับน้ำเริ่มต้นในบิวเรต	มล.	มล.
9. ระดับน้ำสุดท้ายในบิวเรต	มล.	มล.
10. ปริมาตรของก๊าซไฮโดรเจนที่เกิด (8-9)	มล.	มล.
11. ความดันบรรยากาศ	มม.ปรอท	มม.ปรอท
12. อุณหภูมิของสารละลาย	°ซ	°ซ
13. ความดันไอน้ำที่อุณหภูมิของสารละลาย	มม.ปรอท	มม.ปรอท
14. ความดันแก๊สไฮโดรเจนแห้ง (11-13)	มม.ปรอท	มม.ปรอท

ตอบคำถาม

- จงคำนวณหาจำนวนโมลของก๊าซไฮโดรเจนที่เกิดขึ้น ในการทดลองจากปฏิกิริยา



- จงคำนวณหาน้ำหนักสมมูลของทองแดง ในการทดลอง จากกระแสไฟฟ้าที่ใช้

ปริมาณประจุไฟฟ้า (คูลอมบ์) = กระแสไฟฟ้า (แอมแปร์) × เวลา (วินาที)

น้ำหนักสมมูลของทองแดง = $\frac{\text{น้ำหนักทองแดงที่หายไป}}{\text{ปริมาณไฟฟ้าที่ใช้(ฟาราเดย์)}}$

3. จงเขียนครึ่งปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นที่ขั้วแคโทดและขั้วแอโนด ในการทดลอง
4. จงคำนวณหาปริมาณของซิลเวอร์ ที่ถูกชุบด้วยกระแสไฟฟ้า 1.0 แอมแปร์ เป็นเวลานาน 9650 วินาที
5. จงคำนวณหากระแสไฟฟ้าที่ต้องใช้ในการเคลือบโลหะทองแดงบนอิเล็กโทรดในเวลา 6.24 วินาที
6. เซลล์อิเล็กโทรไลต์ของสารละลายต่อไปนี้ที่มีความเข้มข้น 1M จะได้สารผลิตภัณฑ์เป็นอะไรบ้าง
 - 6.1 CaCl_2
 - 6.2 K_2SO_4
 - 6.3 $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$
 - 6.4 Na_2S

