บทที่ 5

เซลล์อิเล็กโทรไลต์

(Electrolytic Cells)

<u>วัตถุประสงค์</u> เพื่อให้นักศึกษามีความรู้และเข้าใจเกี่ยวกับ

1. เซลล์อิเล็กโทรไลต์อย่างง่าย ๆ
2. การประยุกต์ใช้เซลล์อิเล็กโทรไลต์ในการคำนวณหามวลอะตอมของทองแดง

สารเคมี

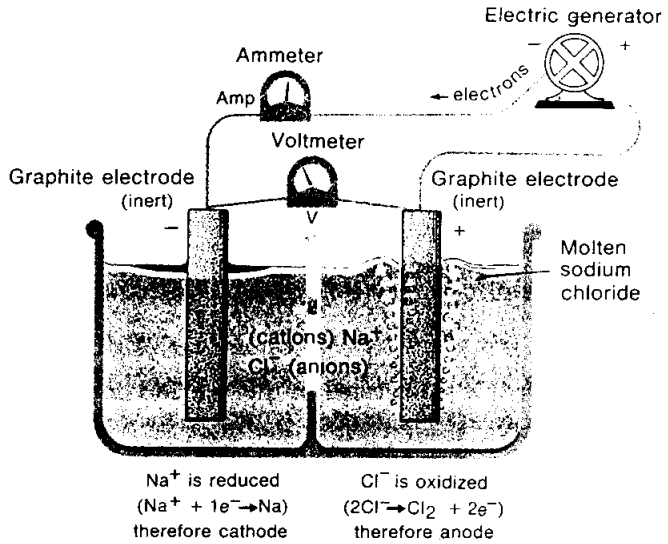
สารละลายกรดซัลฟูริก 1 M (1 M H_2SO_4)

อุปกรณ์

1. แหล่งให้กระแสไฟฟ้าตรงซึ่งเป็นแบตเตอรี (9 โวลต์)
2. แอมมิเตอร์
3. สวิทช์ไฟฟ้า
4. บารอมิเตอร์
5. นาฬิกาจับเวลามีเข็มวินาที
6. บิวเรต
7. ลูกยาง
8. ฐานและที่ตั้ง
9. ตัวยึดบิวเรต
10. เครื่องชั่งชนิดละเอียด
11. กระดาษทราย
12. เทอร์โมมิเตอร์
13. แผ่นทองแดงขนาด 1 ซม. x 4 ซม.
14. ลวดทองแดงมีฉนวนหุ้มยาว 25 ซม.
15. กระบอกฉีดน้ำ

ทฤษฎี

เซลล์อิเล็กโทรไลต์เป็นชนิดของเซลล์ไฟฟ้าที่ทำให้การเปลี่ยนแปลงทางเคมีโดยอาศัยพลังงานไฟฟ้าภายนอก ส่วนประกอบทั่วไปของเซลล์ชนิดนี้จะประกอบด้วยขั้วไฟฟ้า (electrode) 2 ขั้วจุ่มในสารละลายอิเล็กโทรไลต์ โดยที่ขั้วไฟฟ้าทั้งสองนี้จะต่อเข้าด้วยกับแหล่งที่ให้กระแสไฟฟ้าตรงเช่นแบตเตอรีดังรูป พิจารณาปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นที่ขั้วไฟฟ้าในระหว่างที่มีกระแสไหลพบว่า ขั้วไฟฟ้าทางด้านซ้ายซึ่งต่อกับขั้วลบของกระแสไฟฟ้าตรงจะเกิดปฏิกิริยารีดักชัน โดยการรับอิเล็กตรอนที่เกิดด้วยไอออนหรือโมเลกุลเรียกขั้วไฟฟ้านี้ว่า แคโทด (cathode) ส่วนขั้วทางขวาซึ่งต่อกับขั้วบวกของกระแสไฟฟ้าตรงจะเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน โดยมีการให้อิเล็กตรอนจากไอออนหรือโมเลกุลแก่ขั้วไฟฟ้าซึ่งเรียกว่า แอโนด (anode)



ไมเคิลฟาราเดย์ (Michael Faraday) ได้ทำการทดลองเซลล์อิเลคโทรไลต์และสรุปความสัมพันธ์ได้ว่า

1. ปริมาณของสารเคมีที่เปลี่ยนแปลงที่ขั้วไฟฟ้าจะขึ้นกับปริมาณของกระแสไฟฟ้าหรือประจุที่ไหลผ่านเซลล์ไฟฟ้ามีหน่วยเป็นคูลอมบ์ (coulomb) ซึ่งสามารถคำนวณได้จากอัตราการไหลของกระแสไฟฟ้า (หน่วยแอมแปร์) คูณกับเวลาที่ใช้ (หน่วยวินาที) เขียนเป็นสมการได้ดังนี้

ปริมาณไฟฟ้า (คูลอมบ์) = กระแส (แอมแปร์) x เวลา (วินาที)

เมื่อพิจารณาจากปฏิกิริยารีดักชันของซิลเวอร์ไอออนเกิดเป็นโลหะเงินที่แคโทด ครึ่งปฏิกิริยาที่เกิดคือ

$Ag^+ + e \text{ ----------> } Ag(S)$

จากสมการแสดงว่า Ag^+ 1 โมลรับอิเล็กตรอน 1 โมล แล้วเกิด Ag(s) 1 โมล ซึ่งหนัก 107.87 กรัม

"กำหนดให้ 1 ฟาราเดย์ เท่ากับกระแสไฟฟ้าที่ต้องใช้เพื่อให้ได้อิเล็กตรอน 1 โมล" นั่นคือถ้าต้องการรีดิวซ์ Ag^+ 1 โมลเป็น Ag(s) 1 โมลจะต้องใช้ไฟฟ้า 1 ฟาราเดย์ และเนื่องจากประจุหนึ่งอิเล็กตรอนเท่ากับ 1.6021×10^{-19} คูบอมบ์ ดังนั้นประจุ 1 โมลของอิเล็กตรอน

$$= 1.6021 \times 10^{-19} \ \frac{\text{คูลอมบ์}}{\text{อิเล็กตรอน}} \times 6.02 \times 10^{23} \ \frac{\text{อิเล็กตรอน}}{\text{โมล}}$$

$$= 96,487 \ \frac{\text{คูลอมบ์}}{\text{โมล}}$$

$$= \text{ประมาณ } 96,500 \ \frac{\text{คูลอมบ์}}{\text{โมล}}$$

สรุป 1 ฟาราเดย์ = 1 โมลของอิเล็กตรอน = 96,500 คูลอมบ์

2. ในการแยกสลายด้วยไฟฟ้า น้ำหนักของสารที่เปลี่ยนแปลงที่ขั้วไฟฟ้าจะเป็นสัดส่วนโดยตรงกับสมมูลของสาร โดยกำหนดให้ 1 ฟาราเดย์ เท่ากับปริมาณไฟฟ้าที่ทำให้เกิดการเปลี่ยนแปลงน้ำหนักของสาร เท่ากับน้ำหนักสมมูลของสารใด ๆ ที่ขั้วไฟฟ้า

ในการทดลองบทนี้จะทำการแยกสลายไฟฟ้าสารละลายกรดซัลฟูริกโดยใช้ขั้วไฟฟ้าทองแดงเป็นแอโนด

ปฏิกิริยาที่เกิดที่แคโทด เป็นปฏิกิริยารีดักชัน

$2H^{+}$ (aq) + 2e ------> H_2(g)

พิจารณาจากปฏิกิริยาที่เกิดสรุปได้ว่า

ปฏิกิริยารีดักชันของ 1 โมลของ H^{+} ต้องใช้อิเล็กตรอน 1 โมล หรือเมื่อเกิดแก๊สไฮโดรเจน 1 โมลจะต้องใช้อิเล็กตรอน 2 โมล (2 ฟาราเดย์) เมื่อทำการทดลองวัดปริมาตรของแก๊สไฮโดรเจนที่เกิดภายใต้เงื่อนไขความดันและอุณหภูมิที่ทดลอง เพื่อคำนวณหาจำนวนโมลของแก๊สไฮโดรเจนที่เกิดโดยใช้ Ideal Gas Law และจะสามารถคำนวณหาจำนวนฟาราเดย์ของกระแสไฟฟ้าที่ผ่านในสารละลายได้จากจำนวนโมลของแก๊สไฮโดรเจนที่คำนวณได้

ปฏิกิริยาที่เกิดที่แอโนด เป็นปฏิกิริยาออกซิเดชัน

Cu(s) ----------> Cu^{2+}(aq) + 2e

ในระหว่างเกิดการแยกสลายไฟฟ้า ขั้วไฟฟ้าทองแดงจะเปลี่ยนเป็นไอออนทองแดงอยู่ในสารละลาย และน้ำหนักของทองแดงที่ลดลงนั้นจะขึ้นตรงกับปริมาณไฟฟ้าที่ผ่านลงในเซลล์ จากปฏิกิริยาที่เกิดจะเห็นว่าในการออกซิไดส์ทองแดง 1 โมล จะใช้ปริมาณไฟฟ้าเท่ากับประจุของอิเล็กตรอนคือ 2 โมลหรือ 2 ฟาราเดย์ และหนึ่งฟาราเดย์คือปริมาณไฟฟ้าที่ทำให้เกิดการเปลี่ยนแปลงสารเท่าน้ำหนักสมมูลของสารนั้น ดังนั้นน้ำหนักสมมูลของทองแดงจะสามารถคำนวณได้จากน้ำหนักของ

ทองแดงที่หายไปหลังจากแยกสลายด้วยไฟฟ้าเมื่อใช้ปริมาณไฟฟ้า 1 ฟาราเดย์ โดยปริมาณไฟฟ้าที่ใช้จะคำนวณได้จากค่ากระแสไฟฟ้า และเวลาที่ทำการแยกสลายด้วยไฟฟ้าหรือจากจำนวนโมลของแก๊สไฮโดรเจนที่เกิดจากการทดลอง

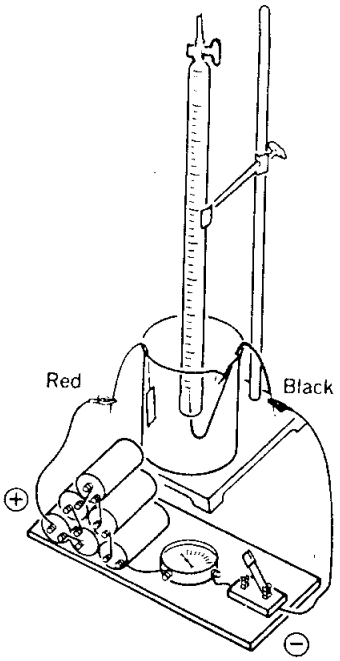
ตารางแสดงความดันไอน้ำที่อุณหภูมิต่าง ๆ

อุณหภูมิ (°ซ)	ความดัน(มม. ของปรอท)	อุณหภูมิ(°ซ)	ความดัน(มม. ของปรอท)
0	4.6	26	25.2
1	4.9	27	26.7
2	5.3	28	28.3
3	5.7	29	30.0
4	6.1	30	31.8
5	6.5	31	33.7
6	7.0	32	35.7
7	7.5	33	37.7
8	8.0	34	39.9
9	8.6	35	42.2
10	9.2	40	55.3
11	9.8	45	71.9
12	10.5	50	92.5
13	11.2	55	118.0
14	12.0	60	149.4
15	12.8	65	187.5
16	13.6	70	233.7
17	14.5	75	289.1
18	15.5	80	355.1
19	16.5	85	433.6
20	17.5	90	525.8
21	18.7	95	633.9
22	19.8	97	682.1
23	21.1	99	733.2
24	22.4	100	760.0
25	23.8	101	787.6

วิธีทดลอง

1. เทสารละลายกรดซัลฟูริก 1 M 150 มล. ลงในบีกเกอร์ขนาด 250 มิลลิลิตร

2. จัดเครื่องมือส่วนอื่นใส่ในบีกเกอร์ดังรูปข้างล่าง ซึ่งประกอบด้วยบิวเรตและวงจรไฟฟ้า ส่วนของบิวเรตให้ใช้ลูกยางดูดสารละลายกรดซัลฟูริกจากบีกเกอร์ขึ้นไปจนถึงระดับที่อ่านปริมาตรได้



3. ขัดแผ่นทองแดงให้สะอาดด้วยกระดาษทรายและชั่งน้ำหนักโดยใช้เครื่องชั่งชนิดละเอียดก่อนที่จะต่อกับวงจรไฟฟ้า

4. ต่อวงจรไฟฟ้าโดยต่อแผ่นทองแดงกับขั้วบวก และต่อขั้วลบเข้ากับขั้วทองแดงหุ้มฉนวน กระแสตรงที่ใช้แรงเคลื่อนไฟฟ้า 9 โวลต์ต่อกับแอมมิเตอร์และสวิทช์

5. บันทึกค่ากระแสไฟฟ้า(จากแอมมิเตอร์) เวลาเริ่มต้นทดลอง และปริมาตรของน้ำ เริ่มต้นในบิวเรตก่อนให้กระแสไฟฟ้าแก่วงจร(ก่อนเปิดสวิทช์)

6. เปิดสวิทช์และระวังอย่ารบกวนระบบ จนกระทั่งเมื่อปริมาตรแก๊สไฮโดรเจนที่เกิดในบิวเรตประมาณ 20 มิลลิลิตร(ประมาณ 2 นาที) จึงปิดสวิทช์ บันทึกค่ากระแสไฟฟ้า เวลาสุดท้ายที่ทดลอง ปริมาตรของน้ำในบิวเรต อุณหภูมิของสารละลายในบีกเกอร์และความดันบรรยากาศขณะทำการทดลอง

7. ถอดส่วนประกอบของเครื่องออกจากกัน ทำแผ่นทองแดงมาล้างด้วยน้ำกลั่นหลาย ๆ ครั้ง และซับให้แห้งด้วยกระดาษกรองแล้วชั่งน้ำหนักแผ่นทองแดงด้วยเครื่องชั่งไฟฟ้า คำนวณหาค่าน้ำหนักสมมูลของทองแดง

8. ทำการทดลองซ้ำจาก 1 ถึง 7 โดยเปลี่ยนสารละลายกรดซัลฟูริกและแผ่นทองแดงใหม่

รายงานผลการทดลอง

ปฏิบัติการเคมีเรื่อง.....วันที่ทำการทดลอง.....

ชื่อผู้ทำการทดลอง.....รหัส.....เลขที่....

ชื่อผู้ร่วมทำการทดลอง.....รหัส.....เลขที่....

ชื่อผู้ร่วมทำการทดลอง.....รหัส.....เลขที่....

กลุ่มปฏิบัติการ.....section.....ตู้เลขที่.....ห้องที่ทดลอง.....

อาจารย์ผู้ควบคุม 1.....

2.....

3.....

ผลการทดลองและการคำนวณ

การแยกสลายด้วยไฟฟ้า

ข้อมูล	ผลการทดลอง	
	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2
1. เวลาเริ่มต้น (วินาที) 2. เวลาสุดท้าย (วินาที) 3. เวลาที่ทำการแยกสลายด้วยไฟฟ้า (วินาที) (2-1)		

ข้อมูล	ผลการทดลอง	
	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2
4. กระแสไฟฟ้าเริ่มต้น (แอมแปร์)		
5. กระแสไฟฟ้าสุดท้าย (แอมแปร์)		
6. กระแสไฟฟ้าที่ใช้ในการแยกสลายด้วยไฟฟ้า (แอมแปร์) (5-4)		
7. ระดับน้ำเริ่มต้นในบิวเรต(มล.)		
8. ระดับน้ำสุดท้ายในบิวเรต(มล.)		
9. ปริมาตรแก๊สไฮโดรเจนที่เกิด(มล.) (7-8)		
10. ความดันบรรยากาศ(มม. ของปรอท)		
11. อุณหภูมิของสารละลาย (°ซ)		
12. ความดันไอน้ำที่อุณหภูมิของสารละลาย(อ่านจากตาราง,มม. ของปรอท)		
13. ความดันแก๊สไฮโดรเจนแห้ง (มม. ของปรอท) (10-12)		
14. น้ำหนักเริ่มต้นของแผ่นทองแดง (กรัม)		

ข้อมูล	ผลการทดลอง	
	ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2
15. น้ำหนักสุดท้ายของแผ่นทองแดง (กรัม)		
16. น้ำหนักทองแดงที่หายไป(กรัม) (14-15)		

การคำนวณผลจากการทดลอง

เพื่อหาน้ำหนักสมมูลของทองแดงสามารถคำนวณได้ 2 วิธี

1. คำนวณหาจำนวนโมลของแก๊สไฮโดรเจนที่เกิด

จาก PV = nRT

และปฏิกิริยาที่เกิด $2H^+(aq) + 2e \text{ --------> } H_2(g)$

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

ฉะนั้นจำนวนโมลของแก๊สไฮโดรเจนที่เกิด =.....

นั่นคือปริมาณไฟฟ้าที่ใช้ =.....ฟาราเดย์

น้ำหนักของทองแดงที่หายไป =.....กรัม

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

=.....

=.....กรัม

2. คำนวณจากปริมาณไฟฟ้าที่ใช้

กระแสไฟฟ้าที่ใช้ =.....แอมแปร์

เวลาที่ใช้ =.....วินาที

ปริมาณกระแสไฟฟ้าที่ใช้ =.....คูลอมบ์

=.....ฟาราเดย์

น้ำหนักทองแดงที่หายไป =.....กรัม

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

=.....

=.....กรัม

3. จากผลการทดลองเซลล์อิเลกโทรไลต์ดังการทดลองนี้มีนักศึกษาคนหนึ่งทดลองแล้ว พบว่าโลหะที่ขั้วแอโนดมีน้ำหนักหายไป 0.208 กรัม และปริมาตรรวมของแก๊สไฮโดรเจนที่ได้เท่ากับ 96.30 มล. อุณหภูมิที่วัดได้ 25 °ซ และความดันบรรยากาศ = 748 มม.ของปรอท จากข้อมูลที่ได้จะคำนวณหาน้ำหนักสมมูลของโลหะได้อย่างไร แสดงวิธีคำนวณ

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

คำถามและการคำนวณ

1. จากผลการทดลองที่นักศึกษาทดลองได้คำนวณหาค่ามวลอะตอมของทองแดง และคำนวณค่าเปอร์เซนต์ผิดพลาดที่ได้ (โดยค่ามวลอะตอมของทองแดงจากตารางธาตุ = 63.546 กรัม)

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

2. จงเขียนครึ่งปฏิกิริยาที่เกิดที่แคโทดและแอโนดจากเซลล์อิเล็กโทรไลต์ที่นักศึกษาทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3. ถ้า Cu^{2+} ที่เกิดจากแอโนดเคลื่อนที่ไปยังแคโทดและถูกรีดิวซ์เป็น Cu จะมีผลต่อค่าการคำนวณฟาราเดย์จากผลการทดลองนี้หรือไม่อธิบาย

.....

.....

.....

.....

.....

.....

4. ประโยชน์และข้อแตกต่างระหว่างเซลล์กัลวานิกและเซลล์อิเล็กโทรไลต์

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....