

การทดลองที่ 12

การสร้างเซลล์กัลวานิกและศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ (Galvanic cell)

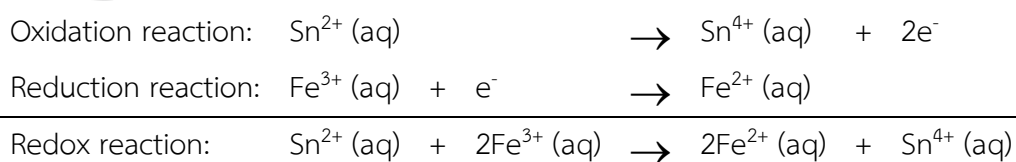
วัตถุประสงค์

1. เพื่อศึกษากระบวนการของปฏิกิริยาเคมีที่ทำให้เกิดพลังงานไฟฟ้า
2. เพื่อฝึกทักษะการสร้างเซลล์เคมีไฟฟ้า
3. เพื่อศึกษาวิธีการหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ และศักย์มาตรฐานของเซลล์เคมีไฟฟ้า

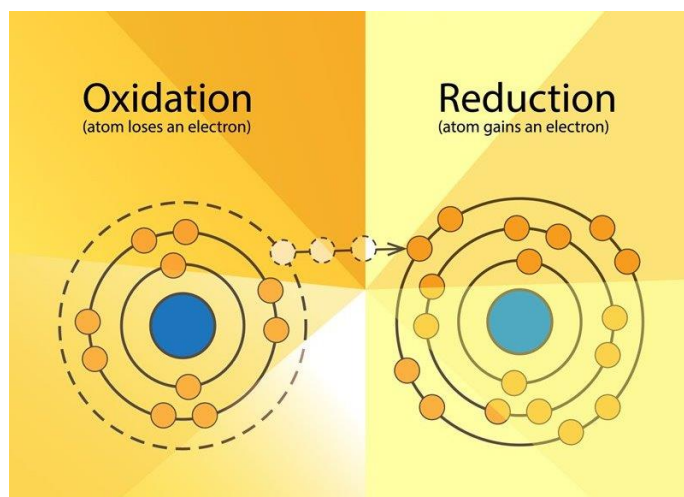
หลักการ

เคมีไฟฟ้า (Electrochemistry) เป็นการศึกษาปฏิกิริยาเคมีที่เกี่ยวข้องกับพลังงานไฟฟ้า โดยปฏิกิริยาเคมีที่มีการถ่ายโอนอิเล็กตรอนระหว่างสารเรียกว่า ปฏิกิริยารีดอกซ์ (Redox reaction) ซึ่งประกอบด้วยครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน โดยที่ธาตุหรือไอออนมีการให้และรับอิเล็กตรอน การที่ปฏิกิริยาเคมีไฟฟ้าจะเกิดขึ้นได้สารตั้งต้นไม่จำเป็นต้องสัมผัสกันโดยตรง กล่าวคือสารตั้งต้นจะรับและให้อิเล็กตรอนผ่านตัวนำไฟฟ้า (Electrical conductor) ซึ่งอาจจะเป็นโลหะเช่น ลวดทองแดง ลวดเงิน อลูมิเนียม สังกะสี หรือตะกั่ว เป็นต้น [1]

ปฏิกิริยารีดอกซ์ (Redox reaction) เป็นปฏิกิริยาที่มีการถ่ายโอนอิเล็กตรอน ซึ่งประกอบด้วยครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน (Oxidation reaction) ที่ทำหน้าที่เป็นตัวให้หรือเสียอิเล็กตรอน เรียกว่า ตัวรีดิวซ์ (Reducing agent) และครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน (Reduction reaction) ที่ทำหน้าที่เป็นตัวรับอิเล็กตรอน เรียกว่า ตัวออกซิไดซ์ (Oxidizing agent) ที่แสดงดังรูปที่ 12.1 ตัวอย่างของปฏิกิริยาเช่น



จากปฏิกิริยาข้างต้นจะเห็นว่า Sn 1 อะตอมจะต้องเสียอิเล็กตรอนไป 2 ตัว และ Fe 1 อะตอมทำให้ต้องได้รับอิเล็กตรอนทั้งหมด 2 ตัว (เนื่องจากต้องดุลจำนวนอิเล็กตรอน ทำให้ Fe ต้องคูณจำนวน 2 e⁻ เข้าไป) แสดงว่า Sn ถูกออกซิไดซ์ (Oxidized) ทำให้ Sn เป็นตัวรีดิวซ์ (Reducing agent) และ Fe ถูกรีดิวซ์ (Reduced) ทำให้ Fe เป็นตัวออกซิไดซ์ (Oxidizing agent)



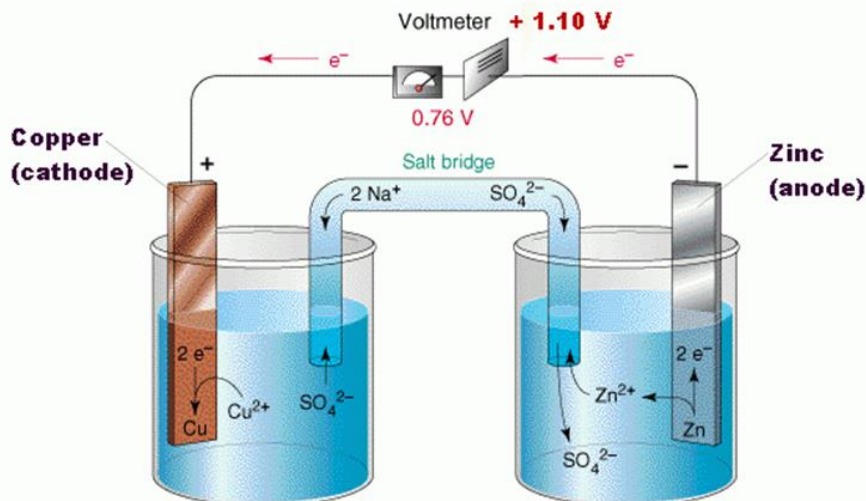
รูปที่ 12.1 การให้และรับอิเล็กตรอนของครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน [1]

เซลล์เคมีไฟฟ้า (Electrochemical cell) เป็นเครื่องมือหรืออุปกรณ์เคมีที่มีกระแสไฟฟ้าเข้าไปเกี่ยวข้องกับ โดยมีการเปลี่ยนแปลงพลังงานเคมีเป็นพลังงานไฟฟ้า หรือจากพลังงานไฟฟ้าเป็นพลังงานเคมี เซลล์ไฟฟ้าเคมี แบ่งออกเป็น 2 ประเภท [2]

- 1) เซลล์อิเล็กโทรไลต์ (Electrolytic cell) เป็นเซลล์เคมีไฟฟ้าที่ไม่สามารถเกิดขึ้นเองได้ (Nonspontaneous reaction) ต้องใช้กระแสไฟฟ้าผ่านเข้าไปเพื่อให้เกิดปฏิกิริยา ทำให้มีการเปลี่ยนแปลงพลังงานไฟฟ้าเป็นพลังงานเคมี แล้วจึงเกิดปฏิกิริยาเคมีขึ้น เช่น การชุบโลหะด้วยไฟฟ้า การใช้ปฏิกิริยาเคมีทำให้เกิดกระแสไฟฟ้าหรือการใช้กระแสไฟฟ้าทำให้เกิดการเปลี่ยนแปลงทางเคมีเกิดได้ในเซลล์ไฟฟ้าเคมี (Electrochemical cell)
- 2) เซลล์กัลวานิก (Galvanic cell) เป็นเซลล์เคมีไฟฟ้าที่สามารถให้กระแสไฟฟ้า เนื่องจากเป็นปฏิกิริยาที่สามารถเกิดขึ้นเองได้ (Spontaneous reaction) โดยมีการเปลี่ยนแปลงพลังงานเคมีเป็นพลังงานไฟฟ้า ซึ่งเกิดจากสารเคมีทำปฏิกิริยากันในเซลล์ แล้วเกิดกระแสไฟฟ้า เช่น ถ่านไฟฉาย เซลล์แอลคาไลน์ เซลล์ปรอท เซลล์เงิน เป็นต้น

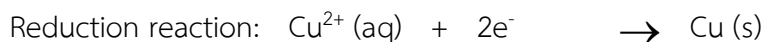
เซลล์เคมีไฟฟ้าประกอบด้วยขั้วไฟฟ้า (Electrode) และอิเล็กโทรไลต์ (Electrolyte) และเชื่อมต่อแต่ละครึ่งเซลล์ด้วยสะพานเกลือ (Salt bridge) โดยที่ขั้วไฟฟ้าประกอบด้วยขั้วแอโนด (Anode) คือขั้วไฟฟ้าที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน และขั้วแคโทด (Cathode) คือขั้วไฟฟ้าที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน [3]

ในการทดลองนี้จะกล่าวถึงการสร้างเซลล์กัลวานิก โดยการนำครึ่งเซลล์สองครึ่งเซลล์ ซึ่งเตรียมโดยเอาแท่งโลหะจุ่มในสารละลายอิเล็กโทรไลต์ (Electrolyte solution) ที่เป็นไอออนของโลหะนั้นมาต่อเข้าด้วยกันด้วยลวดนำไฟฟ้า เช่น โลหะสังกะสี (Zinc; Zn) จุ่มอยู่ในสารละลายของ $ZnSO_4$ แสดงว่ามี Zn^{2+} และ SO_4^{2-} อยู่ในสารละลาย และโลหะทองแดง (Copper; Cu) จุ่มอยู่ในสารละลายของ $CuSO_4$ แสดงว่ามี Cu^{2+} และ SO_4^{2-} อยู่ในสารละลาย และสารละลายทั้งสองก็เชื่อมต่อกันด้วยสะพานเกลือ โลหะที่จุ่มลงในสารละลายเรียกว่าขั้วไฟฟ้า ซึ่งขั้วไฟฟ้าอาจทำหน้าที่เป็นขั้วแอโนด หรือขั้วแคโทด ดังรูปที่ 12.2

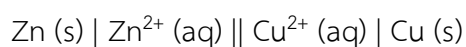


รูปที่ 12.2 การสร้างเซลล์กัลวานิก [2]

สามารถเขียนปฏิกิริยาได้ดังนี้

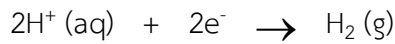


แสดงว่าขั้วโลหะของ Zn จะเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน ซึ่งเป็นขั้วแอโนด (Anode) และขั้วโลหะของ Cu เกิดปฏิกิริยารีดักชัน ซึ่งเป็นขั้วแคโทด (Cathode) จากปฏิกิริยารีดอกซ์ข้างต้นสามารถเขียนแสดงได้ด้วยแผนภาพเซลล์ (Cell diagram / Shorthand notation) โดยที่ฝั่งซ้ายมือจะเป็นครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน หรือขั้วแอโนด และฝั่งขวามือจะเป็นครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน หรือขั้วแคโทด โดยเขียนไอออนในรูปสารละลายก่อน ตามด้วยขั้วไฟฟ้าไว้ทางขวาสุด แล้วใช้เส้นเดี่ยว | ชิดคั่น แสดงถึงความต่างสถานะ และเส้นคู่ขนาน || แทนสะพานเกลือกั้นระหว่างครึ่งเซลล์ทั้งสอง ซึ่งสามารถเขียนได้เป็น



การที่จะทำให้เซลล์ไฟฟ้าเกิดครบวงจร ต้องมีสะพานเกลือ (Salt bridge) เพื่อที่จะทำให้ประจุในหลอดครบวงจร โดยทั่วไปสะพานเกลือจะใช้สารละลายอิเล็กโทรไลต์แก่ (Strong electrolyte) เช่น KCl, KNO₃ ในสารละลายวุ้น (Agar) โดยบรรจุในหลอดแก้วรูปตัวยู แต่ในห้องปฏิบัติการเคมีการสร้างสะพานเกลืออย่างง่ายสามารถใช้กระดาษกรองกว้างประมาณ 1 cm ยาวๆ ชุบสารละลายอิ่มตัว KNO₃ ให้เปียกหมดทั้งแผ่น แล้วจึงนำไปใช้แทนสะพานเกลือได้ [4-5]

ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์ (Standard cell potential; E^0_{cell}) ในการวัดค่าศักย์ไฟฟ้าครึ่งเซลล์ โดยตรงไม่สามารถวัดได้ จึงต้องใช้ขั้วอ้างอิง (Reference Electrode; RE) โดยที่นิยมใช้คือครึ่งเซลล์มาตรฐานของไฮโดรเจน (Standard Hydrogen Electrode; SHE) โดยมีค่าศักย์ไฟฟ้า หรือ E^0 เท่ากับ 0 โวลต์ (Volt; V) และมีปฏิกิริยาครึ่งเซลล์ดังนี้



เมื่อ E^0_{cell} ที่มีสารตั้งต้นและผลิตภัณฑ์อยู่ในสภาวะมาตรฐาน (ความเข้มข้น 1M อุณหภูมิ 25°C และความดันบรรยากาศ 1 atm) จะสามารถคำนวณศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์ได้ดังสมการที่ 12.1

$$E^0_{\text{cell}} = E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}} \quad (12.1)$$

เมื่อต้องการวัดค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของขั้วใดๆให้นำมาเชื่อมกับครึ่งเซลล์มาตรฐาน SHE แล้ววัดความต่างศักย์ไฟฟ้าที่เกิดขึ้น ทำให้ได้ค่าศักย์ไฟฟ้าของขั้วนั้นๆ ดังตารางที่ 1

ตารางที่ 1 ศักย์ไฟฟ้ารีดักชันมาตรฐานที่ 25°C (298.15 K)

	Reduction Half-Reaction	E^0 (V)	
Stronger oxidizing agent ↑	$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{F}(\text{aq})$	2.87	Weaker reducing agent ↓
	$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1.78	
	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1.51	
	$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$	1.36	
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1.33	
	$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1.23	
	$\text{Br}_2(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-(\text{aq})$	1.09	
	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	0.80	
	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	0.77	
	$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	0.70	
	$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$	0.54	
	$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-(\text{aq})$	0.40	
	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	0.34	
	$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	0.15	
	$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0	
	$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0.13	
	$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0.26	
	$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{s})$	-0.40	
	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0.45	
	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0.76	
	$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	-0.83	
	$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1.66	
	$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2.37	
	$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2.71	
Weaker oxidizing agent	$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3.04	Stronger reducing agent

การคำนวณศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ใดๆ (Cell potential; E / E_{cell}) ที่อยู่ในสภาวะมาตรฐาน สามารถคำนวณได้จากสมการเนิสต์ (Nernst equation)

$$E_{\text{cell}} = E^0_{\text{cell}} - \frac{0.059}{n} \log K \quad (12.2)$$

จากสมการที่ 12.1

$$E^0_{\text{cell}} = E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}}$$

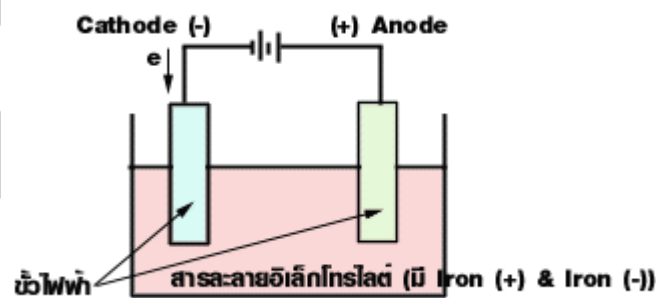
แทนค่า E^0_{cell} ลงในสมการ (12.2) จะได้ดังสมการ (12.3)

$$E_{\text{cell}} = (E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}}) - \frac{0.059}{n} \log K \quad (12.3)$$

เมื่อ K คือค่าคงที่สมดุล (Equilibrium constant) ซึ่งขึ้นอยู่กับความเข้มข้นที่เข้าทำปฏิกิริยา โดยเป็นอัตราส่วนความเข้มข้นของสารละลายอิเล็กโทรไลต์ระหว่างขั้วแอโนดกับขั้วแคโทด $K = \frac{[\text{Anode}]}{[\text{Cathode}]}$

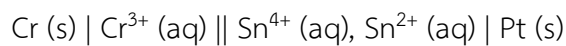
n คือจำนวนอิเล็กตรอน

กรณีที่ E_{cell} มีค่าเป็นบวก หมายความว่าปฏิกิริยาสามารถเกิดขึ้นเองได้ และเกิดอย่างต่อเนื่องในเซลล์กัลวานิก (Galvanic cell) แต่ถ้า E_{cell} มีค่าเป็นลบ หมายความว่าปฏิกิริยาเคมีไม่สามารถเกิดขึ้นเองได้ ต้องให้พลังงานไฟฟ้า เรียกว่า เซลล์อิเล็กโทรไลต์ (Electrolytic Cell) ดังรูปที่ 12.3 [6-7]

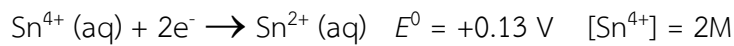


รูปที่ 12.3 การทำงานของเซลล์อิเล็กโทรไลต์ [3]

ตัวอย่างการหาค่าศักย์ไฟฟ้าเช่น กำหนดแผนภาพเซลล์ดังนี้



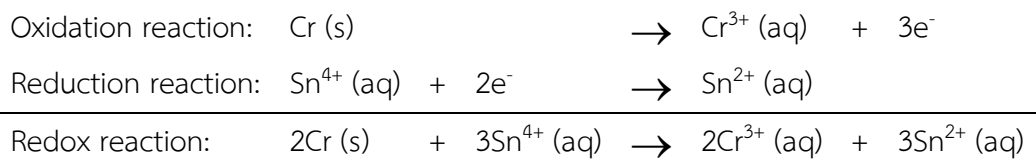
กำหนดให้ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์



คำนวณหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ (Standard cell potential; E°_{cell})

วิธีทำ

จากแผนภาพเซลล์จะเห็นได้ว่าสมการครึ่งเซลล์ $\text{Cr (s) | Cr}^{3+} \text{ (aq)}$ เป็นขั้วแอโนดที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน และครึ่งเซลล์ $\text{Pt (s) | Sn}^{4+} \text{ (aq), Sn}^{2+} \text{ (aq)}$ เป็นขั้วแคโทดที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน ดังนั้นจะเขียนสมการได้ดังนี้



จากสมการ E°_{cell}

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}}$$

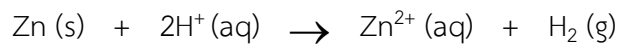
$$E^{\circ}_{\text{cell}} = 0.13 - (-0.74)$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = 0.87 \text{ V}$$

ดังนั้น E°_{cell} เท่ากับ 0.87 โวลต์

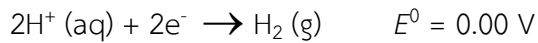
CATRE
LAB

ตัวอย่างเช่น พิจารณาเซลล์กัลวานิกที่ใช้ปฏิกิริยา

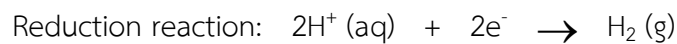


คำนวณหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ (Cell potential; E) ที่อุณหภูมิ 25°C เมื่อ $[\text{H}^+] = 1\text{M}$, $[\text{Zn}^{2+}] = 0.001\text{M}$ และ $P_{\text{H}_2} = 0.1 \text{ atm}$

กำหนดให้ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์



วิธีทำ



จากปฏิกิริยารีดอกซ์ ขั้วโลหะของ Zn จะเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน ซึ่งเป็นขั้วแอโนด (Anode) และขั้วโลหะของ H เกิดปฏิกิริยารีดักชัน ซึ่งเป็นขั้วแคโทด (Cathode)

จากสมการ $E_{\text{cell}} = (E^0_{\text{cell}}) - \frac{0.059}{n} \log K$

$$E^0_{\text{cell}} = E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}}$$

$$E^0_{\text{cell}} = 0.00 - (-0.76)$$

$$E^0_{\text{cell}} = 0.76 \text{ V}$$

$$E_{\text{cell}} = (E^0_{\text{cell}}) - \frac{0.059}{n} \log K = (E^0_{\text{cell}}) - \frac{0.059}{n} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}][\text{H}^+]}{[\text{H}^+]^2}$$

$$E_{\text{cell}} = 0.76 - \frac{0.059}{2} \log \frac{(0.001)(0.1)}{(1)^2}$$

$$E_{\text{cell}} = 0.88 \text{ V}$$

ดังนั้น ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์เท่ากับ 0.88 โวลต์

อุปกรณ์

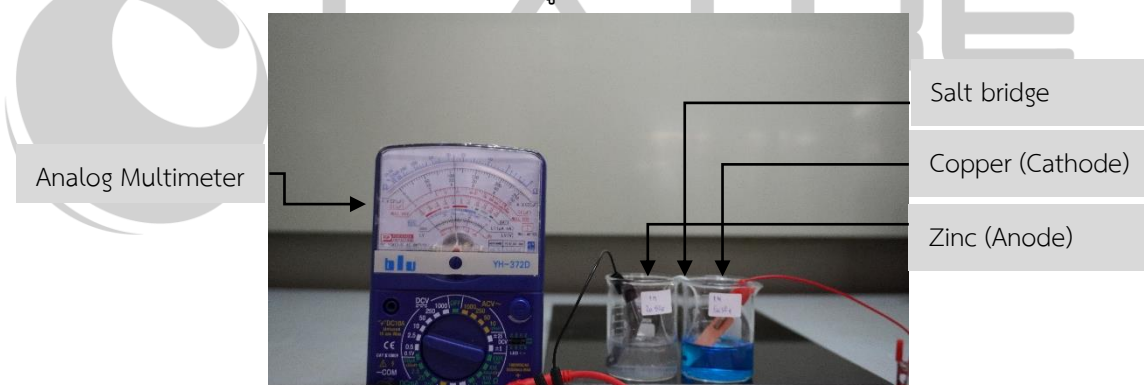
1. มาตรฐานวัดศักย์ไฟฟ้า พร้อมสายวัด
2. กระดาษทราย
3. แผ่นทองแดง 2 แผ่น
4. ปีกเกอร์ขนาด 50 mL
5. แผ่นสังกะสี 1 แผ่น
6. กระจกบอทวง 50 mL
7. ตะปูเหล็ก หรือลวด 1 ตัว/เส้น
8. กระดาษกรอง

สารเคมี

1. 1M CuSO_4 (Copper sulfate)
2. KNO_3 อิมิตัว (Potassium nitrate)
3. 1M ZnSO_4 (Zinc sulfate)
4. 1M FeSO_4 (Ferrous sulfate)

วิธีการทดลอง

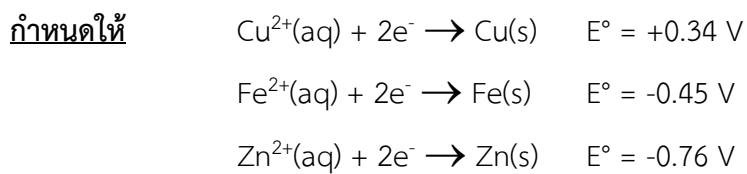
1. นำกระดาษกรองมาตัดเป็นแผ่นกว้างประมาณ 1 cm ยาวๆ นำไปแช่ในสารละลาย KNO_3 อิมิตัว เพื่อนำมาใช้เป็นสะพานเกลือ (Salt bridge)
2. ใช้กระดาษทรายขัดแผ่นโลหะทองแดง สังกะสี และลวดเหล็กให้สะอาด ล้างด้วยน้ำและน้ำกลั่น เช็ดให้แห้ง
3. ในการวัดศักย์ของเซลล์แต่ละครั้งให้จัดเซลล์ดังรูป



4. ตวงสารละลาย 1M ZnSO_4 ปริมาตร 20 mL ลงในปีกเกอร์ใบที่ 1 จุ่มแผ่นสังกะสีลงไป ในสารละลาย ZnSO_4 และตวงสารละลาย 1M CuSO_4 ปริมาตร 20 mL ลงในปีกเกอร์ใบที่ 2 จุ่มแผ่นทองแดงลงไป ในสารละลาย CuSO_4 แล้ว ใช้สะพานเกลือเชื่อมระหว่างสารอิเล็กโตรไลต์ทั้งสอง
5. ใช้มาตรฐานวัดศักย์ไฟฟ้าวัดศักย์ไฟฟ้าระหว่างขั้วโลหะทั้งสอง โดยให้ขั้วบวก (สายสีแดง) ของมาตรฐานวัดต่อกับโลหะทองแดง ขั้วลบ (สายสีดำ) ของมาตรฐานวัดต่อกับโลหะสังกะสี อ่านศักย์ไฟฟ้าที่เกิดขึ้น
6. ทำความสะอาดแผ่นโลหะทั้งสองที่ใช้แล้ว โดยการล้างน้ำและน้ำกลั่นแล้วเช็ดให้แห้ง เพื่อนำไปใช้ได้กับการทดลองครั้งต่อไป
7. ทำการทดลองซ้ำตามข้อ 2-4 โดยเปลี่ยนคูโลหะขั้วไฟฟ้าและสารละลาย ดังตาราง

ตาราง โลหะและสารละลายที่ใช้สร้างเซลล์กัลวานิก

ขั้วไฟฟ้า	สารอิเล็กโทรไลต์		การต่อโลหะกับมาตรฐานวัดศักย์ไฟฟ้า	
	บีกเกอร์ที่ 1	บีกเกอร์ที่ 2	ขั้วลบของมาตรฐานวัด	ขั้วบวกของมาตรฐานวัด
1) Cu – Zn	1M ZnSO ₄	1M CuSO ₄	Zn	Cu
2) Cu – Fe	1M FeSO ₄	1M CuSO ₄	Fe	Cu
3) Fe – Zn	1M ZnSO ₄	1M FeSO ₄	Zn	Fe
4) Cu – Cu	1M CuSO ₄	1M CuSO ₄	Cu	Cu
5) Cu – Cu	0.1M CuSO ₄	1M CuSO ₄	Cu (0.1M CuSO ₄)	Cu (1 M CuSO ₄)



รายงานผลการทดลองที่ 12 การสร้างเซลล์กัลวานิกและศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ (Galvanic cell)

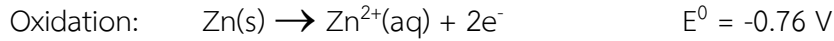
เซลล์กัลวานิก	1	2	3	4	5
	Cu - Zn	Cu - Fe	Fe - Zn	Cu - Cu	Cu - Cu
ศักย์ไฟฟ้าของ เซลล์ที่วัดได้ (Volt)	1.10	-0.20	1.40	0	0.02
ศักย์ไฟฟ้าของ เซลล์ที่คำนวณได้ (Volt)	1.10	0.79	0.31	0	0.0295
ทิศทางของอิเล็ก ตรอนจากโลหะใด ไปโลหะใด	Zn → Cu	Fe → Cu	Zn → Fe	Cu → Cu	Cu (0.1M) → Cu (1M)
โลหะที่เป็น ขั้วแอโนดของ เซลล์	Zn	Fe	Zn	Cu	Cu (0.1M)
โลหะที่เป็นขั้ว แคโทดของเซลล์	Cu	Cu	Fe	Cu	Cu (1M)
สมการครึ่ง ปฏิกิริยาที่ ขั้วแอโนด	$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$	$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$	$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$	$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	$Cu^{2+}(aq) (0.1M) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$
สมการครึ่ง ปฏิกิริยาที่ขั้ว แคโทด	$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$	$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	$Cu^{2+}(aq) (1M) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$

วิธีการคำนวณ

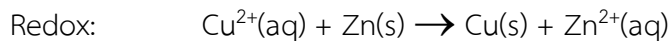
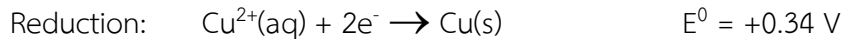
การคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ Cu-Zn

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ

Anode



Cathode



แผนภาพเซลล์ไฟฟ้า $\text{Zn(s)} \mid \text{ZnSO}_4(\text{aq}) (1\text{M}) \parallel \text{CuSO}_4(\text{aq}) (1\text{M}) \mid \text{Cu(s)}$

$$\begin{aligned} E^0_{\text{cell}} &= E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}} \\ &= (+0.34) - (-0.76) \\ &= 1.10 \text{ Volt} \end{aligned}$$

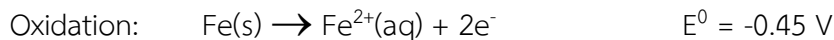
จากสมการ Nernst equation

$$\begin{aligned} E_{\text{cell}} &= E^0_{\text{cell}} - \frac{0.059}{2} \log \frac{[\text{Anode}]}{[\text{Cathode}]} \\ E_{\text{cell}} &= (1.10) - \frac{0.059}{2} \log \frac{1}{1} \\ E_{\text{cell}} &= 1.10 \text{ Volt} \end{aligned}$$

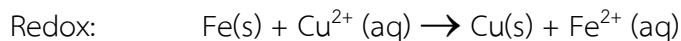
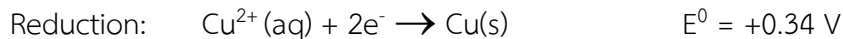
การคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ Cu-Fe

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ

Anode



Cathode



แผนภาพเซลล์ไฟฟ้า $\text{Fe(s)} \mid \text{FeSO}_4(\text{aq}) (1\text{M}) \parallel \text{CuSO}_4(\text{aq}) (1\text{M}) \mid \text{Cu(s)}$

$$\begin{aligned} E^0_{\text{cell}} &= E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}} \\ &= 0.34 - (-0.45) \\ &= 0.79 \text{ Volt} \end{aligned}$$

จากสมการ Nernst equation

$$E_{\text{cell}} = E^0_{\text{cell}} - \frac{0.059}{2} \log \frac{[\text{Anode}]}{[\text{Cathode}]}$$

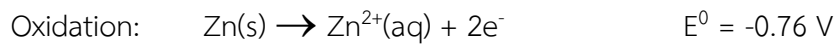
$$E_{\text{cell}} = (0.79) - \frac{0.059}{2} \log \frac{1}{1}$$

$$E_{\text{cell}} = 0.79 \text{ Volt}$$

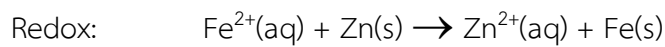
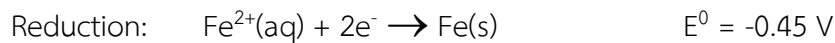
การคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ Fe-Zn

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ

Anode



Cathode



แผนภาพเซลล์ไฟฟ้า $\text{Zn(s)} \mid \text{ZnSO}_4(\text{aq}) (1\text{M}) \parallel \text{FeSO}_4(\text{aq}) (1\text{M}) \mid \text{Fe(s)}$

$$E^0_{\text{cell}} = E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}}$$

$$= (-0.45) - (-0.76)$$

$$= 0.31 \text{ Volt}$$

จากสมการ Nernst equation

$$E_{\text{cell}} = E^0_{\text{cell}} - \frac{0.059}{2} \log \frac{[\text{Anode}]}{[\text{Cathode}]}$$

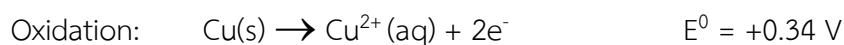
$$E_{\text{cell}} = (0.31) - \frac{0.059}{2} \log \frac{1}{1}$$

$$E_{\text{cell}} = 0.31 \text{ Volt}$$

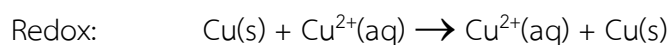
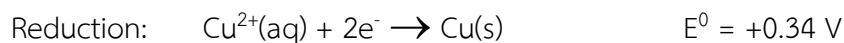
การคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ Cu - Cu

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ

Anode



Cathode



แผนภาพเซลล์ไฟฟ้า $\text{Cu(s)} \mid \text{CuSO}_4(\text{aq}) (1\text{M}) \parallel \text{CuSO}_4(\text{aq}) (1\text{M}) \mid \text{Cu(s)}$

$$E^0_{\text{cell}} = E^0_{\text{cathode}} - E^0_{\text{anode}}$$

$$= (+0.34) - (+0.34)$$

$$= 0 \text{ Volt}$$

จากสมการ Nernst equation

$$E_{\text{cell}} = E_{\text{cell}}^0 - \frac{0.059}{2} \log \frac{[\text{Anode}]}{[\text{Cathode}]}$$

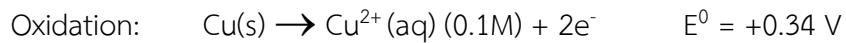
$$E_{\text{cell}} = (0) - \frac{0.059}{2} \log \frac{1}{1}$$

$$E_{\text{cell}} = 0 \text{ Volt}$$

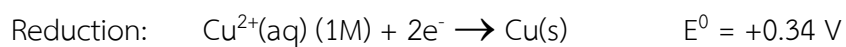
การคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ Cu (0.1M) – Cu (1M) (คู่ที่ 5)

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ

Anode



Cathode



แผนภาพเซลล์ไฟฟ้า $\text{Cu(s)} | \text{CuSO}_4(\text{aq}) (0.1\text{M}) || \text{CuSO}_4(\text{aq}) (1\text{M}) | \text{Cu(s)}$

$$E_{\text{cell}}^0 = E_{\text{cathode}}^0 - E_{\text{anode}}^0$$

$$= (+0.34) - (+0.34)$$

$$= 0 \text{ Volt}$$

จากสมการ Nernst equation

$$E_{\text{cell}} = E_{\text{cell}}^0 - \frac{0.059}{2} \log \frac{[\text{Anode}]}{[\text{Cathode}]}$$

$$E_{\text{cell}} = 0 - \frac{0.059}{2} \log \frac{0.1}{1}$$

$$E_{\text{cell}} = 0.0295 \text{ Volt}$$

สรุปและวิจารณ์ผลการทดลอง

จากการทดลองการสร้างเซลล์กัลวานิกและศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ (Galvanic cell) เพื่อศึกษากระบวนการของปฏิกิริยาเคมีที่ทำให้เกิดพลังงานไฟฟ้าหรือเคมีไฟฟ้า โดยภายในปฏิกิริยามีการถ่ายโอนอิเล็กตรอนระหว่างสารที่ประกอบไปด้วยครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน ซึ่งความสามารถในการให้หรือรับอิเล็กตรอนในปฏิกิริยาสามารถสังเกตได้จากการทดลองการสร้างเซลล์เคมีไฟฟ้า หรือเซลล์กัลวานิก ที่ประกอบด้วยสารละลายอิเล็กโทรไลต์จำพวกซัลเฟต (Sulfate) ความเข้มข้น 1M อย่าง Copper, Zinc และ Ferrous และขั้วไฟฟ้าโลหะของ แผ่นสังกะสี แผ่นทองแดง และลวดเหล็ก โดยมี KNO_3 (Potassium nitrate) เป็นสะพานเกลือเชื่อมระหว่างสองครึ่งเซลล์เข้าด้วยกัน และใช้มาตรวัดศักย์ไฟฟ้า เพื่อวัดค่าศักย์ไฟฟ้าที่ได้จากการทดลองเปรียบเทียบกับค่าศักย์ไฟฟ้าที่คำนวณได้จากการใช้ตารางค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์ที่สถานะมาตรฐาน

ในการหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ (Cell potential; E) และศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์ (Standard cell potential; E^0_{cell}) จะแบ่งสารละลายออกเป็น 5 คู่ ทำการวัดค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ทั้ง 5 คู่ ได้ผลดังนี้

Cu – Zn	Cu – Fe	Fe – Zn	Cu(1M) – Cu(1M)	Cu(0.1M)– Cu(1M)
1.10	-0.20	1.40	0	0.02 Volt

เมื่อกำหนดค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์แต่ละคู่ ได้ผลดังนี้

Cu – Zn	Cu – Fe	Fe – Zn	Cu(1M) – Cu(1M)	Cu(0.1M)– Cu(1M)
1.10	0.79	0.31	0	0.0295 Volt

เมื่อเปรียบเทียบกับค่าศักย์ไฟฟ้าที่ได้จากการทดลอง ได้ผลดังนี้

คู่อิ	1	2	3	4	5
	Cu – Zn	Cu – Fe	Fe – Zn	Cu(1M) – Cu(1M)	Cu(0.1M)– Cu(1M)
ค่าที่ได้จากการทดลอง	1.10	-0.20	1.40	0	0.02 Volt
ค่าที่ได้จากการคำนวณ	1.10	0.79	0.31	0	0.0295 Volt

จะเห็นว่าในคู่อิ 2 และ 3 มีค่าที่คำนวณได้ไม่ใกล้เคียงหรือเท่ากับค่าที่ได้จากการทดลอง อาจเป็นผลเนื่องมาจากการใช้โลหะลวดที่ไม่ได้ทำการขัดด้วยกระดาษทรายไม่ดีพอ ทำให้เกิดการถ่ายโอนอิเล็กตรอนไม่สมบูรณ์จึงทำให้ค่าศักย์ไฟฟ้าที่ได้คาดเคลื่อนไป ในขณะที่คู่อิ 4 และ 5 ที่แสดงให้เห็นถึงการเปรียบเทียบคู่อิเซลล์ความเข้มข้น (Concentration cell) คือเซลล์ไฟฟ้าที่มีขั้วชนิดเดียวกัน จุ่มลงในสารละลายชนิดเดียวกัน แต่ต่างความเข้มข้น

ดังนั้น จะเห็นได้ว่าที่ความเข้มข้นเท่ากันส่งผลให้ค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ที่ได้จากการทดลองและการคำนวณมีค่าเป็น 0 แต่เมื่อความเข้มข้นต่างกันค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ที่ได้จากการทดลองและการคำนวณจึงมีค่าใกล้เคียงกัน ทั้งนี้เกิดจากความเข้มข้นของฝั่งที่มีความเข้มข้นต่ำจะเพิ่มสูงขึ้น และฝั่งที่มีความเข้มข้นสูงจะต่ำลงเรื่อย ๆ จนถึงจุดสมดุล ทำให้ความเข้มข้นของทั้งสองฝั่งเท่ากัน



อ้างอิง

- [1] สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี กระทรวงศึกษาธิการ, “เคมีไฟฟ้า,” *รายวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี เคมี ชั้นมัธยมศึกษาปีที่ 5 เล่ม 4*, กรุงเทพฯ, สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี กระทรวงศึกษาธิการ, 2019, p. 113.
- [2] ณปภัช พิมพ์ดี, “เซลล์ไฟฟ้าเคมี,” 5 6 2017. [ออนไลน์]. Available: <https://www.scimath.org/lesson-chemistry/item/7181-2017-06-05-14-40-23>.
- [3] สุภาวดี สาระวัน, “เซลล์อิเล็กโทรไลต์กับแบตเตอรี่รถยนต์เกี่ยวข้องกับอย่างไรนะ,” 15 4 2020. [ออนไลน์]. Available: <https://www.scimath.org/article-chemistry/item/11218-2019-12-19-04-44-20>.
- [4] มหาวิทยาลัยราชภัฏสวนสุนันทา, “การทดลองที่ 3 เซลล์ไฟฟ้าเคมี,” มหาวิทยาลัยราชภัฏสวนสุนันทา, 2018.
- [5] R. Belford, “Oxidation and Reduction- Some Definitions,” 12 7 2023. [ออนไลน์]. Available: https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Introductory_Chemistry/Introductory_Chemistry/16%3A_Oxidation_and_Reduction/16.02%3A_Oxidation_and_Reduction-_Some_Definitions.
- [6] P. Atkins และ J. d. Paula, ATKINS' PHYSICAL CHEMISTRY, New York: Great Britain by Oxford University Press, 2006.
- [7] E. J. Neth, P. Floewrs, K. Theopold, R. Langley และ W. R. Robinson, Chemistry: Atoms First, Texas: Rice University, 2017.