การทดลองที่ 12
การสร้างเซลล์กัลวานิกและศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ (Galvanic cell)

วัตถุประสงค์

1. เพื่อศึกษากระบวนการของปฏิกิริยาเคมีที่ทำให้เกิดพลังงานไฟฟ้า
2. เพื่อฝึกทักษะการสร้างเซลล์เคมีไฟฟ้า
3. เพื่อศึกษาวิธีการหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ และศักย์มาตรฐานของเซลล์เคมีไฟฟ้า

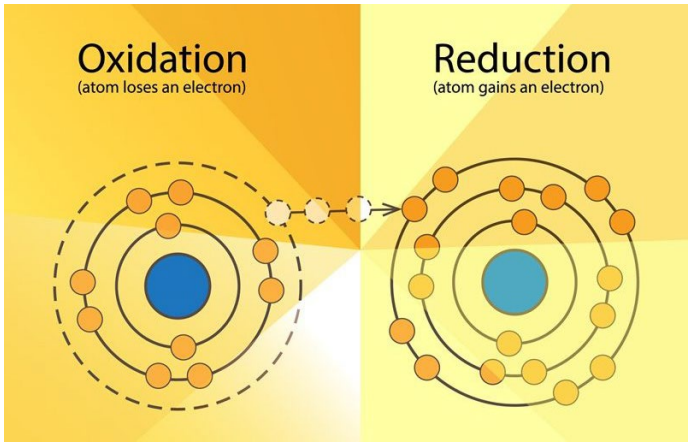
หลักการ

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

ปฏิกิริยารีดอกซ์ (Redox reaction) เป็นปฏิกิริยาที่มีการถ่ายโอนอิเล็กตรอน ซึ่งประกอบด้วยครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน (Oxidation reaction) ที่ทำหน้าที่เป็นตัวให้หรือเสียอิเล็กตรอน เรียกว่า ตัวรีดิวซ์ (Reducing agent) และครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน (Reduction reaction) ที่ทำหน้าที่เป็นตัวรับอิเล็กตรอน เรียกว่าตัวออกซิไดซ์ (Oxidizing agent) ที่แสดงดัง**รูปที่ 12.1** ตัวอย่างของปฏิกิริยาเช่น

Oxidation reaction:	Sn^{2+} (aq)			$\rightarrow$	Sn^{4+} (aq)	+	$2e^-$
Reduction reaction:	Fe^{3+} (aq)	+	e^-	$\rightarrow$	Fe^{2+} (aq)		
Redox reaction:	Sn^{2+} (aq)	+	$2Fe^{3+}$ (aq)	$\rightarrow$	$2Fe^{2+}$ (aq)	+	Sn^{4+} (aq)

จากปฏิกิริยาข้างต้นจะได้ว่า 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)



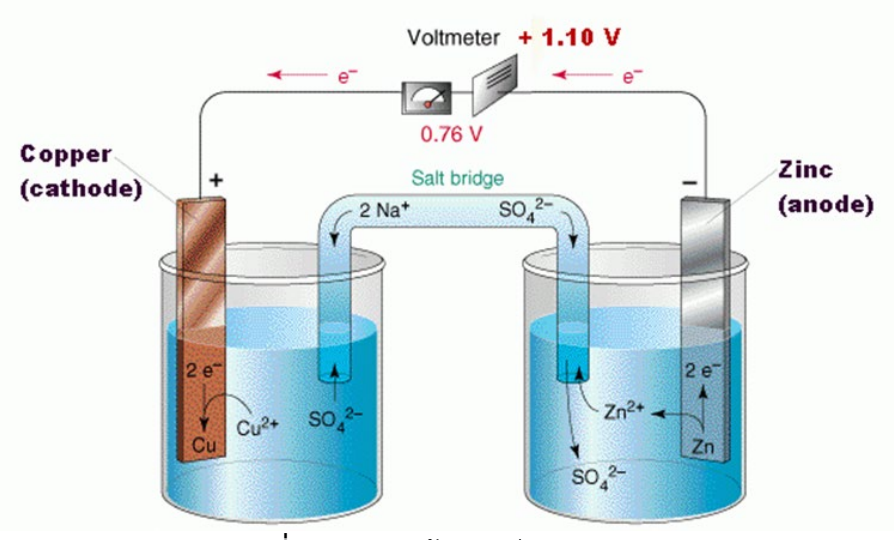
รูปที่ 12.1 การให้และรับอิเล็กตรอนของครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน [1]

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

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

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

ในการทดลองนี้จะกล่าวถึงการสร้างเซลล์กัลวานิก โดยการนำครึ่งเซลล์สองครึ่งเซลล์ ซึ่งเตรียมโดยเอาแท่งโลหะจุ่มในสารละลายอิเล็กโตรไลต์ (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 ดัง**รูปที่ 12.2**



รูปที่ 12.2 การสร้างเซลล์กัลวานิก [2]

สามารถเขียนปฏิกิริยาได้ดังนี้

Oxidation reaction:	Zn (s)				$\rightarrow$	Zn^{2+} (aq)	+	$2e^-$
Reduction reaction:	Cu^{2+} (aq)	+	$2e^-$		$\rightarrow$	Cu (s)		
Redox reaction:	Zn (s)	+	Cu^{2+} (aq)		$\rightarrow$	Zn^{2+} (aq)	+	Cu (s)

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

$$Zn\ (s)\ |\ Zn^{2+}\ (aq)\ ||\ Cu^{2+}\ (aq)\ |\ Cu\ (s)$$

การที่จะทำให้เซลล์ไฟฟ้าเกิดครบวงจร ต้องมีสะพานเกลือ (Salt bridge) เพื่อที่จะทำให้ประจุนั้นไหลครบวงจร โดยทั่วไปสะพานเกลือจะใช้สารละลายอิเล็กโทรไลต์แก่ (Strong electrolyte) เช่น KCl, KNO_3 ในสารละลายวุ้น (Agar) โดยบรรจุในหลอดแก้วรูปตัวยู แต่ในห้องปฏิบัติการเคมีการสร้างสะพานเกลืออย่างง่ายสามารถใช้กระดาษกรองกว้างประมาณ 1 cm ยาวๆ ชุบสารละลายอิ่มตัว KNO_3 ให้เปียกหมดทั้งแผ่น แล้วจึงนำไปใช้แทนสะพานเกลือได้ [4-5]

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

$$2H^+\ (aq)\ +\ 2e^-\ \rightarrow\ H_2\ (g)$$

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

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

เมื่อต้องการวัดค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของขั้วใดๆ ให้นำมาเชื่อมกับครึ่งเซลล์มาตรฐาน SHE แล้ววัดความต่างศักย์ไฟฟ้าที่เกิดขึ้น ทำให้ได้ค่าศักย์ไฟฟ้าของขั้วนั้นๆ ดัง**ตารางที่ 1**

ตารางที่ 1 ศักย์ไฟฟ้ารีดักชันมาตรฐานที่ 25°C (298.15 K)

	Reduction Half-Reaction		E° (V)	
Stronger oxidizing agent	$F_2(g) + 2\,e^-$	$\longrightarrow 2\,F^-(aq)$	2.87	Weaker reducing agent
	$H_2O_2(aq) + 2\,H^+(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow 2\,H_2O(l)$	1.78	
	$MnO_4^-(aq) + 8\,H^+(aq) + 5\,e^-$	$\longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4\,H_2O(l)$	1.51	
	$Cl_2(g) + 2\,e^-$	$\longrightarrow 2\,Cl^-(aq)$	1.36	
	$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14\,H^+(aq) + 6\,e^-$	$\longrightarrow 2\,Cr^{3+}(aq) + 7\,H_2O(l)$	1.33	
	$O_2(g) + 4\,H^+(aq) + 4\,e^-$	$\longrightarrow 2\,H_2O(l)$	1.23	
	$Br_2(l) + 2\,e^-$	$\longrightarrow 2\,Br^-(aq)$	1.09	
	$Ag^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Ag(s)$	0.80	
	$Fe^{3+}(aq) + e^-$	$\longrightarrow Fe^{2+}(aq)$	0.77	
	$O_2(g) + 2\,H^+(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow H_2O_2(aq)$	0.70	
	$I_2(s) + 2\,e^-$	$\longrightarrow 2\,I^-(aq)$	0.54	
	$O_2(g) + 2\,H_2O(l) + 4\,e^-$	$\longrightarrow 4\,OH^-(aq)$	0.40	
	$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow Cu(s)$	0.34	
	$Sn^{4+}(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow Sn^{2+}(aq)$	0.15	
	$2\,H^+(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow H_2(g)$	0	
	$Pb^{2+}(aq) + 2e^-$	$\longrightarrow Pb(s)$	−0.13	
	$Ni^{2+}(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow Ni(s)$	−0.26	
	$Cd^{2+}(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow Cd(s)$	−0.40	
	$Fe^{2+}(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow Fe(s)$	−0.45	
	$Zn^{2+}(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow Zn(s)$	−0.76	
	$2\,H_2O(l) + 2\,e^-$	$\longrightarrow H_2(g) + 2\,OH^-(aq)$	−0.83	
	$Al^{3+}(aq) + 3\,e^-$	$\longrightarrow Al(s)$	−1.66	
	$Mg^{2+}(aq) + 2\,e^-$	$\longrightarrow Mg(s)$	−2.37	
	$Na^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Na(s)$	−2.71	
Weaker oxidizing agent	$Li^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Li(s)$	−3.04	Stronger reducing agent

CATREE LAB

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

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

จากสมการที่ 12.1

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

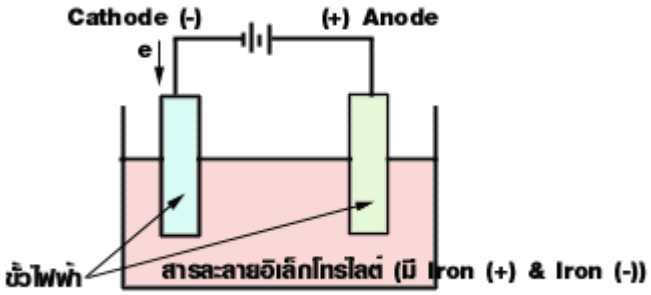
แทนค่า E^0_{cell} ลงในสมาการ (12.2) จะได้ดังสมการ (12.3)

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

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

n คือจำนวนอิเล็กตรอน

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



รูปที่ 12.3 การทำงานของเซลล์อิเล็กโทรไลต์ [3]

ตัวอย่างการหาค่าศักย์ไฟฟ้าเช่น กำหนดแผนภาพเซลล์ดังนี้

$$Cr\ (s)\ |\ Cr^{3+}\ (aq)\ ||\ Sn^{4+}\ (aq),\ Sn^{2+}\ (aq)\ |\ Pt\ (s)$$

กำหนดให้ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์

$Cr^{3+}\ (aq) + 3e^- \longrightarrow Cr\ (s)$ $\quad E^0 = -0.74$ V $\quad [Cr^{3+}] = 4M$

$Sn^{4+}\ (aq) + 2e^- \longrightarrow Sn^{2+}\ (aq)$ $\quad E^0 = +0.13$ V $\quad [Sn^{4+}] = 2M$

คำนวณหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ (Standard cell potential; E^0_{cell})

วิธีทำ

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

Oxidation reaction:	$Cr\ (s)$			$\longrightarrow$	$Cr^{3+}\ (aq)$	+	$3e^-$
Reduction reaction:	$Sn^{4+}\ (aq)$	+	$2e^-$	$\longrightarrow$	$Sn^{2+}\ (aq)$		
Redox reaction:	$2Cr\ (s)$	+	$3Sn^{4+}\ (aq)$	$\longrightarrow$	$2Cr^{3+}\ (aq)$	+	$3Sn^{2+}\ (aq)$

จากสมการ E^0_{cell}

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

$E^0_{cell} = 0.13 - (-0.74)$

$E^0_{cell} = 0.87$ V

ดังนั้น E^0_{cell} เท่ากับ 0.87 โวลต์

CATRE LAB

ตัวอย่างเช่น พิจารณาเซลล์กัลวานิกที่ใช้ปฏิกิริยา

$$Zn\,(s) + 2H^{+}\,(aq) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + H_2\,(g)$$

คำนวณหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ (Cell potential; *E*) ที่อุณหภูมิ 25°C เมื่อ $[H^+]$ = 1M, $[Zn^{2+}]$ = 0.001M และ P_{H2} = 0.1 atm

กำหนดให้ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของเซลล์

$2H^{+}\,(aq) + 2e^{-} \rightarrow H_2\,(g)$ $\quad E^0 = 0.00$ V

$Zn^{2+}\,(aq) + 2e^{-} \rightarrow Zn\,(s)$ $\quad E^0 = -0.76$ V

วิธีทำ

Oxidation reaction: $Zn\,(s) \rightarrow Zn^{2+}\,(aq) + 2e^{-}$

Reduction reaction: $2H^{+}\,(aq) + 2e^{-} \rightarrow H_2\,(g)$

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

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

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

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

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

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

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

$E_{cell} = 0.88$ V

ดังนั้น ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์เท่ากับ 0.88 โวลต์

CATRE LAB

อุปกรณ์

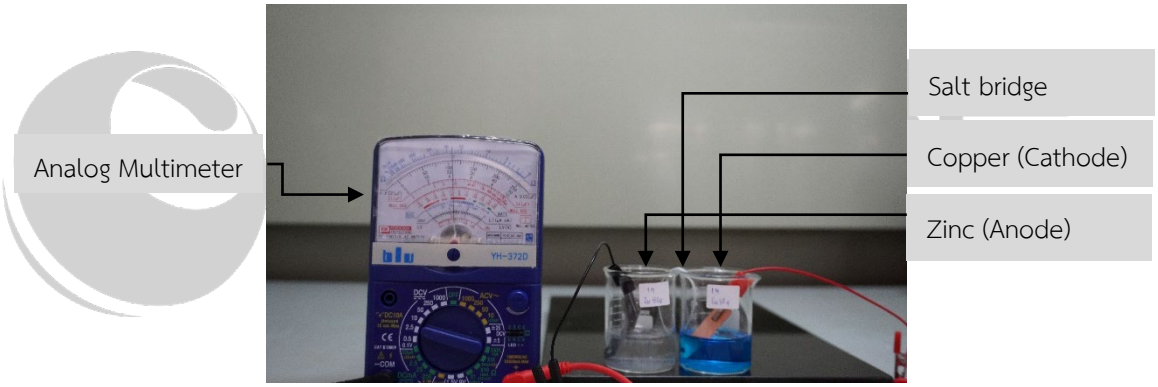
1. มาตรวัดศักย์ไฟฟ้า พร้อมสายวัด
2. กระดาษทราย
3. แผ่นทองแดง 2 แผ่น
4. บีกเกอร์ขนาด 50 mL
5. แผ่นสังกะสี 1 แผ่น
6. กระบอกตวง 50 mL
7. ตะปูเหล็ก หรือลวด 1 ตัว/เส้น
8. กระดาษกรอง

สารเคมี

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

วิธีการทดลอง

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



4. ตวงสารละลาย 1M $ZnSO_4$ ปริมาตร 20 mL ลงในบีกเกอร์ใบที่ 1 จุ่มแผ่นสังกะสีลงไปในสารละลาย $ZnSO_4$ และตวงสารละลาย 1M $CuSO_4$ ปริมาตร 20 mL ลงในบีกเกอร์ใบที่ 2 จุ่มแผ่นทองแดงลงไปในสารละลาย $CuSO_4$ แล้ว ใช้สะพานเกลือเชื่อมระหว่างสารอิเล็คโตรไลต์ทั้งสอง
5. ใช้มาตรวัดศักย์ไฟฟ้าวัดศักย์ไฟฟ้าระหว่างขั้วโลหะทั้งสอง โดยให้ขั้วบวก (สายสีแดง) ของมาตรวัดต่อกับโลหะทองแดง ขั้วลบ (สายสีดำ) ของมาตรวัดต่อกับโลหะสังกะสี อ่านศักย์ไฟฟ้าที่เกิดขึ้น
6. ทำความสะอาดแผ่นโลหะทั้งสองที่ใช้แล้ว โดยการล้างน้ำและน้ำกลั่นแล้วเช็ดให้แห้ง เพื่อนำไปใช้ได้กับการทดลองครั้งต่อๆ ไป
7. ทำการทดลองซ้ำตามข้อ 2-4 โดยเปลี่ยนคู่โลหะขั้วไฟฟ้าและสารละลาย ดังตาราง

ตาราง โลหะและสารละลายที่ใช้สร้างเซลล์กัลวานิก

ขั้วไฟฟ้า	สารอิเล็กโทรไลต์		การต่อโลหะกับมาตรวัดศักย์ไฟฟ้า	
	บีกเกอร์ที่ 1	บีกเกอร์ที่ 2	ขั้วลบของมาตรวัด	ขั้วบวกของมาตรวัด
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 $CuSO_4$)

<u>กำหนดให้</u> $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$ $E° = +0.34$ V

$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Fe(s)$ $E° = -0.45$ V

$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Zn(s)$ $E° = -0.76$ V

CATRE LAB

<u>รายงานผลการทดลองที่ 12 การสร้างเซลล์กัลวานิกและศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ (Galvanic cell)</u>

เซลล์กัลวานิก	1	2	3	4	5
	Cu – Zn	**Cu – Fe**	**Fe – Zn**	**Cu – Cu**	**Cu – Cu**
ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ที่วัดได้ (Volt)					
ศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ที่คำนวณได้ (Volt)					
ทิศทางของอิเล็กตอนจากโลหะใดไปโลหะใด					
โลหะที่เป็นขั้วแอโนดของเซลล์					
โลหะที่เป็นขั้วแคโทดของเซลล์					
สมการครึ่งปฏิกิริยาที่ขั้วแอโนด					
สมการครึ่งปฏิกิริยาที่ขั้วแคโทด					

CATRE LAB

วิธีการคำนวณ

การคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ Cu-Zn

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ

Anode

Oxidation:..... E^0 = ... V

Cathode

Reduction:..... E^0 = ... V

Redox:

แผนภาพเซลล์ไฟฟ้า Zn(s) | $ZnSO_4$(aq) (1M) || $CuSO_4$(aq) (1M) | Cu(s)

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

= ..... - .....

= .....Volt

จากสมการ Nernst equation

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

E_{cell} = ...

E_{cell} = ...Volt

การคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ Cu-Fe

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ

Anode

Oxidation:..... E^0 = ... V

Cathode

Reduction:..... E^0 = ... V

Redox:

แผนภาพเซลล์ไฟฟ้า Fe(s) | $FeSO_4$(aq) (1M) || $CuSO_4$(aq) (1M) | Cu(s)

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

= ..... - .....

= .....Volt

จากสมการ Nernst equation

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

E_{cell} = ...

E_{cell} = ...Volt

CATRE LAB

การคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ Fe-Zn

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ

Anode

Oxidation:..... E^0 = ... V

Cathode

Reduction:..... E^0 = ... V

Redox:

แผนภาพเซลล์ไฟฟ้า Zn(s) | $ZnSO_4$(aq) (1M) || $FeSO_4$(aq) (1M) | Fe(s)

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

= ..... - .....

= .....Volt

จากสมการ Nernst equation

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

E_{cell} = ...

E_{cell} = ...Volt

การคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ Cu – Cu

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ

Anode

Oxidation:..... E^0 = ... V

Cathode

Reduction:..... E^0 = ... V

Redox:

แผนภาพเซลล์ไฟฟ้า Cu(s) | $CuSO_4$(aq) (1M) || $CuSO_4$(aq) (1M) | Cu(s)

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

= ..... - .....

= .....Volt

จากสมการ Nernst equation

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

E_{cell} = ...

E_{cell} = ...Volt

CATRE LAB

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

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ

Anode

Oxidation:..... E^0 = ... V

Cathode

Reduction:..... E^0 = ... V

Redox:

แผนภาพเซลล์ไฟฟ้า Cu(s) | $CuSO_4$(aq) (0.1M) || $CuSO_4$(aq) (1M) | Cu(s)

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

= ..... - .....

= .....Volt

จากสมการ Nernst equation

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

E_{cell} = ...

E_{cell} = ...Volt

CATRE LAB

สรุปและวิจารณ์ผลการทดลอง

.....

.....

.....

.....

.....

CATRE LAB

อ้างอิง

[1] สถาบันส่งเสริมการสอนวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี กระทรวงศึกษาธิการ, “เคมีไฟฟ้า,” *รายวิชาเพิ่มเติมวิทยาศาสตร์และเทคโนโลยี เคมี ชั้นมัธยมศึกษาปีที่ 5 เล่ม 4*, กรุงเทพ, 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, “เซลล์อิเลคโทรไลต์กับแบตเตอรี่รถยนต์เกี่ยวกันอย่างไรนะ,” 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.

CATRE LAB