การทดลองที่ 3
เซลล์ไฟฟ้าเคมี

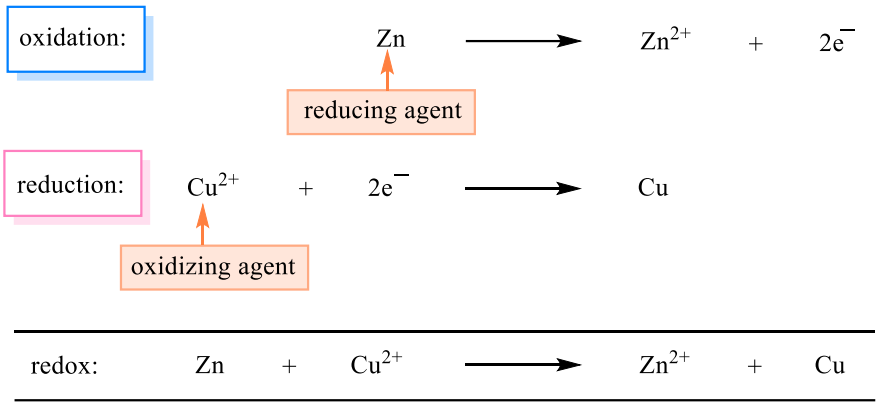
วัตถุประสงค์

1. เพื่อศึกษาลักษณะของเซลล์ไฟฟ้าเคมี
2. เพื่อศึกษาวิธีหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ และหาค่าศักย์มาตรฐานของเซลล์ไฟฟ้าเคมี

หลักการ

ปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน

ปฏิกิริยาเคมีที่เกี่ยวข้องกับการถ่ายโอนอิเล็กตรอนให้แก่กันเรียกว่า ปฏิกิริยาออกซิเดชัน-รีดักชัน หรือ ปฏิกิริยารีดอกซ์ ในปฏิกิริยารีดอกซ์จะมีสารหนึ่งทำหน้าที่เป็นตัวให้อิเล็กตรอนเรียกว่า ตัวรีดิวซ์ (reducing agent) หรือตัวถูกออกซิไดซ์ และอีกสารหนึ่งทำหน้าที่เป็นตัวรับอิเล็กตรอนเรียกว่า ตัวออกซิไดซ์ (oxidizing agent) หรือตัวถูกรีดิวซ์ ปฏิกิริยารีดอกซ์ประกอบด้วยปฏิกิริยาย่อย 2 ปฏิกิริยา คือครึ่งปฏิกิริยาออกซิเดชัน และครึ่งปฏิกิริยารีดักชัน ดังนี้

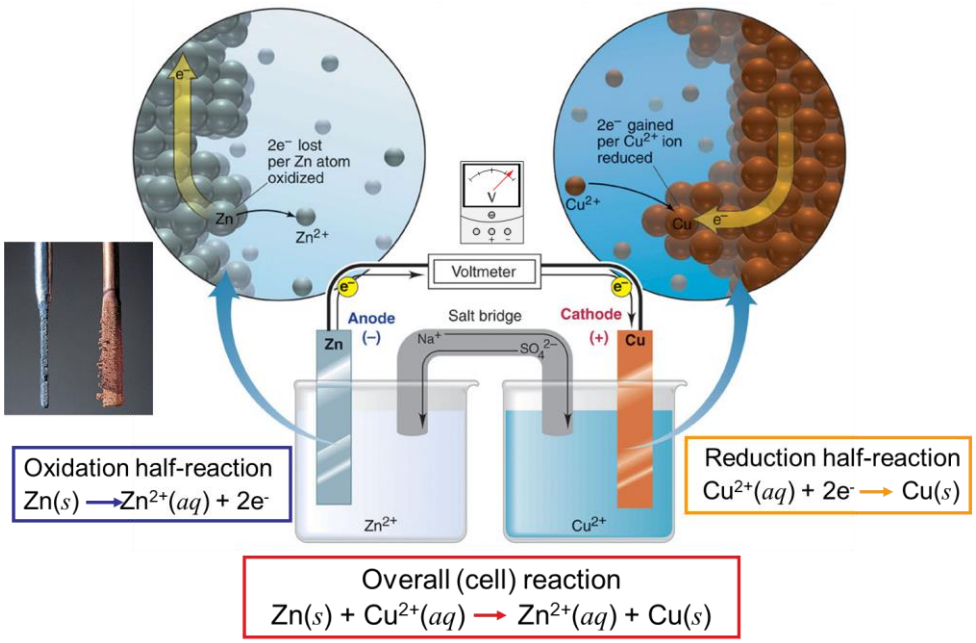


การสร้างเซลล์ไฟฟ้าเคมี

เซลล์ไฟฟ้าเคมีหนึ่งเซลล์ประกอบด้วยเซลล์ไฟฟ้าสองครึ่งเซลล์มาเชื่อมต่อกันด้วยสะพานไอออน โดยที่ครึ่งเซลล์หนึ่งทำหน้าที่ให้อิเล็กตรอนและอีกครึ่งเซลล์หนึ่งเป็นฝ่ายรับอิเล็กตรอน ในแต่ละครึ่งเซลล์ประกอบด้วยโลหะทำหน้าที่เป็นขั้วไฟฟ้าจุ่มอยู่ในสารละลายอิเล็กโตรไลต์ (electrolyte solution) ที่เป็นไอออนของโลหะนั้น เช่น zinc (Zn) จะจุ่มอยู่ในสารละลายที่มี zinc ion (Zn^{2+}) เขียนสัญลักษณ์ครึ่งเซลล์เป็น Zn^{2+}/Zn และ copper (Cu) จะจุ่มอยู่ในสารละลายที่มี copper ion (Cu^{2+}) เขียนสัญลักษณ์ครึ่งเซลล์เป็น Cu^{2+}/Cu เมื่อนำครึ่งเซลล์ทั้งสองมาเชื่อมต่อกันด้วยสะพานไอออนก็จะได้เซลล์ไฟฟ้าเคมีหนึ่งเซลล์ e^- จะไหลถ่ายโอนจากขั้วหนึ่งไปยังอีกขั้วหนึ่งโดย e^- จะไหลออกจากขั้ว anode ซึ่งเป็นครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยา oxidation เข้าสู่ขั้ว cathode ซึ่งเป็นครึ่งเซลล์ที่เกิดปฏิกิริยา reduction ทำให้มีกระแสไฟฟ้าเกิดขึ้นเรียกเซลล์ไฟฟ้าชนิดนี้ว่า **เซลล์กัลวานิก** (galvanic cell) หรือ **เซลล์โวลตาอิก** (voltaic cell)

ตัวอย่างเซลล์ไฟฟ้าเคมี

1. เซลล์กัลวานิก หรือ เซลล์โวลตาอิก เป็นเซลล์ที่เปลี่ยนพลังงานจากปฏิกิริยาเคมีให้เป็นพลังงานไฟฟ้ากล่าวคือ ปฏิกิริยาเคมีสามารถเกิดขึ้นได้เอง แล้วทำให้เกิดแรงเคลื่อนไฟฟ้าขึ้นเรียกว่า **ศักย์ของเซลล์** (cell potential, E_{cell}) ซึ่งสามารถวัดด้วยมาตรความต่างศักย์ (voltmeter) ดังในรูปที่ 6.1



รูปที่ 1 เซลล์กัลป์วานิกของปฏิกิริยา zinc-copper
ที่มา: Silberberg, M., & Amateis, P. (2014). *Chemistry The Molecular Nature of Matter and Change 7th edition*: McGraw-Hill Science.

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ

anode

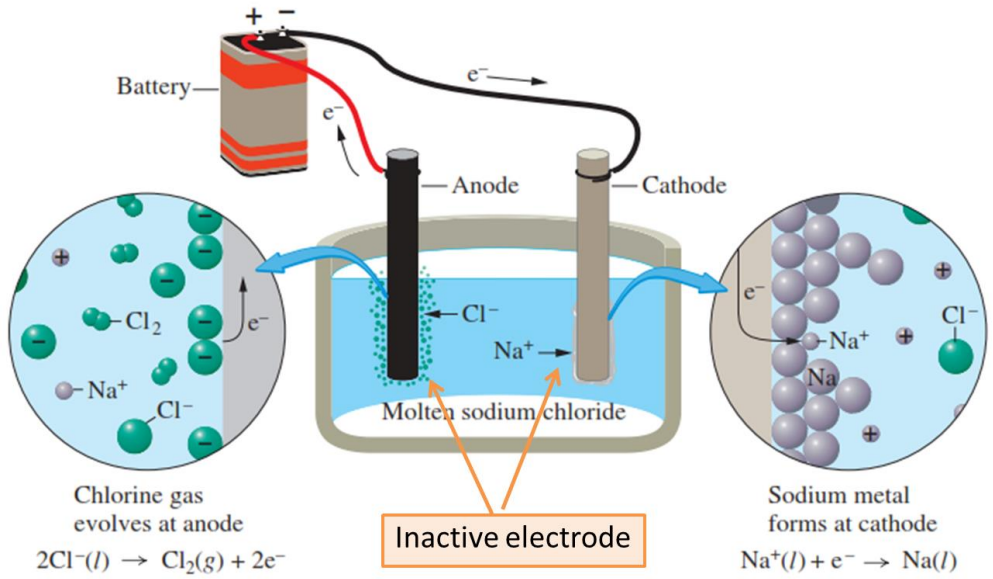
oxidation: $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$ $E^{o} = +0.76\ V$

cathode

reduction: $Cu^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow Cu$ $E^{o} = +0.34\ V$

redox: $Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$ $E^{o} = +1.10\ V$

2. เซลล์อิเล็กโตรไลติก (electrolytic cell) เป็นเซลล์ที่ต้องให้พลังงานไฟฟ้ากับเซลล์แล้วเป็นผลให้มีปฏิกิริยาเคมีเกิดขึ้นภายในเซลล์นั้น โดยใช้ไฟฟ้ากระแสตรงจากเซลล์แห้ง เพื่อจ่ายอิเล็กตรอนให้แก่เซลล์ดังในรูปที่ 2 e^- จะไหลออกจากขั้ว cathode ของแหล่งกำเนิดไฟฟ้ากระแสตรงเข้าสู่ขั้ว cathode ของเซลล์ ไอออนบวกในสารละลายจะเคลื่อนที่เข้ารับ e^- จากขั้วทำให้เกิดปฏิกิริยา reduction ขึ้นตรงขั้วไฟฟ้านี้ และไอออนลบในสารละลายก็จะเคลื่อนที่ไปคาย e^- ให้แก่ขั้ว anode ทำให้เกิดปฏิกิริยา oxidation ตรงขั้วไฟฟ้านี้



รูปที่ 2 ตัวอย่างเซลล์อิเล็กโทรไลติก (อิเล็กโทรไลซิสของ NaCl หลอมเหลว)
ที่มา: Ebbing, D.; Gammon, S. D. (2007). General Chemistry; Cengage Learning.

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ

anode

oxidation: $2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$

cathode

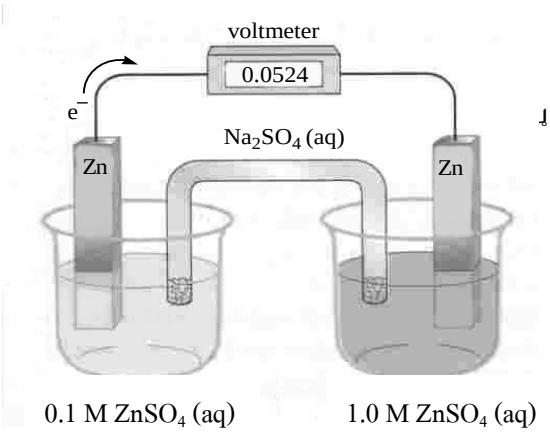
reduction: $4H_2O + 4e^- \longrightarrow 2H_2 + 4OH^-$

---

redox: $2H_2O \longrightarrow O_2 + 2H_2$

3. เซลล์ความเข้มข้น (concentration cell) เป็นเซลล์ไฟฟ้าเคมีที่ประกอบด้วยขั้วไฟฟ้าชนิดเดียวกัน 2 ขั้วจุ่มอยู่ในสารละลายชนิดเดียวกัน แต่มีความเข้มข้นไม่เท่ากัน เมื่อต่อให้ครบวงจรไฟฟ้าจะมีกระแสไฟฟ้าเกิดขึ้น อิเล็กตรอนจะไหลจากเซลล์ที่มีความเข้มข้นน้อยไปยังครึ่งเซลล์ที่มีความเข้มข้นมาก แต่ปฏิกิริยาจะเกิดจากสารละลายที่มีความเข้มข้นมากไปยังสารละลายที่มีความเข้มข้นน้อยจนเซลล์ทั้งสองมีความเข้มข้นเท่ากันกระแสก็จะหยุดไหล

เช่น เซลล์ไฟฟ้าที่ประกอบด้วยครึ่งเซลล์ที่มีแท่งสังกะสีจุ่มอยู่ในสารละลาย 1.0 M Zn^{2+} และครึ่งเซลล์ที่มีแท่งสังกะสีจุ่มอยู่ในสารละลาย 0.1 M Zn^{2+} ในกรณีนี้ครึ่งเซลล์ที่มีความเข้มข้นน้อยกว่าจะเกิดปฏิกิริยาoxidation เป็นผลให้อิเล็กตรอนเคลื่อนที่ไปยังขั้วไฟฟ้าที่จุ่มอยู่ในสารละลายที่เข้มข้นมากกว่า ผลของการเกิด oxidation นี้ทำให้ในสารละลายมี Zn^{2+} มากขึ้น เมื่อครึ่งเซลล์ทั้งสองมีความเข้มข้นเท่ากันกระแสก็จะหยุด ดังในรูปที่ 3



รูปที่ 3 แสดงตัวอย่างเซลล์ความเข้มข้น

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ

anode

oxidation: $Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}\ (0.1\ M) + 2e^-$

cathode

reduction: $Zn^{2+}\ (1.0\ M) + 2e^- \longrightarrow Zn(s)$

---

redox: $Zn(s) + Zn^{2+}\ (1.0\ M) \longrightarrow Zn^{2+}\ (0.1) + Zn\ (s)$

ส่วนประกอบของเซลล์ไฟฟ้าเคมี

1. ขั้วไฟฟ้า

anode เป็นขั้วไฟฟ้าที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน โดยจ่ายอิเล็กตรอนผ่านวงจรภายนอกไปยังขั้ว cathode

cathode เป็นขั้วไฟฟ้าที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน โดยรับอิเล็กตรอนจากวงจรภายนอก

2. สะพานเกลือ (salt bridge) เป็นส่วนที่เชื่อมต่อระหว่างสารละลายในครึ่งเซลล์ทั้งสอง โดยใช้หลอดแก้วรูปตัวยูที่บรรจุด้วยสารละลายอิ่มตัวของ potassium chloride ในเจลาตินหรือวุ้น ทำหน้าที่ลดศักย์ไฟฟ้าระหว่างรอยต่อของของเหลว และทำให้เกิดการดุลของประจุในสารละลายของครึ่งเซลล์ทั้งสอง

3. สารละลายอิเล็กโตรไลต์ ได้แก่สารละลายไอออนของโลหะที่ใช้ทำขั้วไฟฟ้า

4. เครื่องวัดศักย์ไฟฟ้า (voltmeter)

การเขียนแผนภาพเซลล์ไฟฟ้า

1. กำหนดให้ขั้ว anode อยู่ซ้ายสุด ขั้ว cathode อยู่ขวาสุด
2. ใช้เครื่องหมาย / ขีดคั่นระหว่างโลหะกับสารละลาย
3. ใช้เครื่องหมาย // ขีดคั่นระหว่างสารละลายทั้งสอง
4. ใช้เครื่องหมาย , คั่นระหว่างสารที่มีสถานะเหมือนกัน
5. ถ้าขั้วไฟฟ้าเป็นก๊าซหรือของเหลวต้องใช้ร่วมกับขั้วไฟฟ้าเฉื่อย เช่น Pt , Pd หรือ C

ตัวอย่างที่ 1 ปฏิกิริยา $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$

แผนภาพเซลล์ไฟฟ้า คือ $Zn(s)/Zn^{2+}(aq)//Cu^{2+}(aq)/ Cu(s)$

anode cathode

ตัวอย่างที่ 2 ปฏิกิริยา $Cu(s) + Cl_2(g, 0.50\ atm) \longrightarrow Cu^{2+}(1.0\ M) + 2Cl^-(0.25\ M)$

แผนภาพเซลล์ไฟฟ้า คือ $Cu(s)/Cu^{2+}(1.0\ M)//Cl^-(0.25\ M)/Cl_2(g, 0.50\ atm)/Pt$

ศักย์มาตรฐานของขั้วไฟฟ้า (standard electrode potential , **E°**)

หมายถึงศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานรีดักชันของครึ่งเซลล์เมื่อวัดเปรียบเทียบกับครึ่งเซลล์มาตรฐานของไฮโดรเจน (standard hydrogen electrode , SHE) โดยกำหนดให้ E° ของ SHE มีค่า = 0.000 โวลต์

ถ้าใช้ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานรีดักชันของครึ่งเซลล์เป็นเกณฑ์ ค่า E° จะบอกถึงความสามารถในการเป็นตัวออกซิไดซ์ได้มาก น้อยกว่ากันได้ ปฏิกิริยาครึ่งเซลล์ใดที่ E° มีค่ามากจะเป็นตัวออกซิไดซ์ที่ดีกว่าเช่น

$$Zn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Zn \qquad E^o = -0.763\,V$$

$$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag \qquad E^o = +0.800\ V$$

Ag^+ เป็นตัวออกซิไดซ์ที่ดีกว่า Zn^{2+} Ag^+ จึงเกิดปฏิกิริยา reduction ได้ดีกว่า

ถ้าใช้ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานออกซิเดชันของครึ่งเซลล์เป็นเกณฑ์ ค่า E° จะบอกถึงความสามารถในการเป็นตัวรีดิวซ์ได้มาก น้อยกว่ากันได้ ปฏิกิริยาครึ่งเซลล์ใดที่ E° มีค่ามากกว่าจะเป็นตัวรีดิวซ์ที่ดีกว่าเช่น

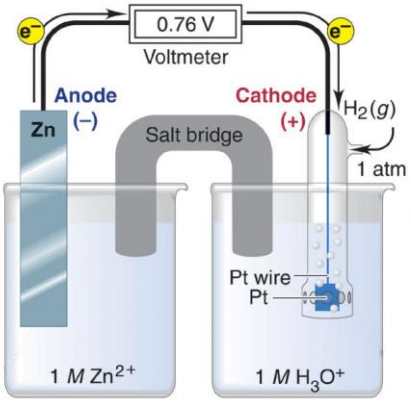
$$Pb(s) \longrightarrow Pb^{2+}(aq) + 2e^- \qquad E^o = +0.125\,V$$

$$Sn(s) \longrightarrow Sn^{2+}(aq) + 2e^- \qquad E^o = +0.137\,V$$

Sn เป็นตัวรีดิวซ์ที่ดีกว่า Pb Sn จึงเกิดปฏิกิริยา oxidation ได้ดีกว่า

การหาค่า E° ของครึ่งเซลล์

ถ้าต้องการหาค่า E° ของครึ่งเซลล์ใดให้เอาครึ่งเซลล์นั้นมาต่อเข้ากับครึ่งเซลล์มาตรฐาน ของไฮโดรเจน แล้ววัดค่า E°_{cell} จากนั้นนำไปคำนวณหาค่า E° ของครึ่งเซลล์นั้นได้ เช่น ต้องการหาค่า E° ของครึ่งเซลล์ Zn^{2+}/Zn ให้นำครึ่งเซลล์นี้ต่อเข้ากับครึ่งเซลล์มาตรฐานของไฮโดรเจน แล้ววัดค่า E°_{cell} ดังในรูปที่ 4



รูปที่ 4 การต่อครึ่งเซลล์มาตรฐานของไฮโดรเจนกับครึ่งเซลล์มาตรฐานของ Zn

ที่มา: Silberberg, M., & Amateis, P. (2014). *Chemistry The Molecular Nature of Matter and Change 7th edition*: McGraw-Hill Science. p. 932

ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ

anode oxidation: $Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^- \quad E^o = ? \ V$

cathode reduction: $2H^+(aq) + 2e^- \longrightarrow H_2(g) \quad E^o = 0.00 \ V$

redox: $Zn(s) + 2H^+(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g) \quad E^o_{cell} = +0.763 \ V$

หรือ $Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^- \quad E^o = +0.763 \ V$

หรือ $Zn^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Zn(s) \quad E^o = -0.763 \ V$

การหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ (E^0_{cell})

การหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ อาจหาได้ 2 วิธี

1. โดยการบวกสมการเข้าด้วยกัน เมื่อสมการหนึ่งเป็นปฏิกิริยา oxidation และอีกสมการหนึ่งเป็นปฏิกิริยา reduction ดังตัวอย่างที่ได้กล่าวมาแล้ว

2. โดยการใช้สูตร ถ้าสารละลายทุกชนิดอยู่ในภาวะมาตรฐานและมีความเข้มข้น 1 M เท่ากัน เช่น

2.1 เมื่อกำหนดค่า E° ของครึ่งเซลล์มาให้ในรูปของ reduction หาค่า E°_{cell} ได้จากความสัมพันธ์ข้างล่างนี้

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{cathode} - E^\circ_{anode}$$

กำหนดให้

$Al^{3+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Al(s) \quad E^o = -1.676 \ V$

$Mg^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Mg(s) \quad E^o = -2.356 \ V$

เมื่อนำครึ่งเซลล์ Al^{3+}/Al มาต่อกับ Mg^{2+}/Mg E°_{cell} จะมีค่าเท่าใด

$E^\circ_{Al3+/Al}$ มีค่ามากกว่าเกิด reduction ที่ cathode

$E^\circ_{Mg2+/Mg}$ มีค่าน้อยกว่าเกิด oxidation ที่ anode

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{cathode} - E^\circ_{anode}$$
$$= (-1.676) - (-2.356)$$
$$= + 0.68 \ V$$

2.2 เมื่อกำหนดค่า E° ของครึ่งเซลล์มาให้ในรูป oxidation การหาค่า E° หาได้จากความสัมพันธ์ข้างล่างนี้

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} - E^\circ_{cathode}$$

กำหนดให้

$Li(s) \longrightarrow Li^+ + e^- \quad E^o = +3.040 \ V$

$Ca(s) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2e^- \quad E^o = +2.84 \ V$

เมื่อนำครึ่งเซลล์ Li/Li^+ มาต่อกับ Ca/Ca^{2+} E^o_{cell} จะมีค่าเท่าใด

E^o_{Li/Li^+} มีค่ามากกว่าเกิด oxidation ที่ anode

$E^o_{Ca/Ca^{2+}}$ มีค่าน้อยกว่าเกิด reduction ที่ cathode

$$E^o_{cell} = E^o_{anode} - E^o_{cathode}$$
$$= (+3.040) - (+2.84)$$
$$= + 0.20 \text{ V}$$

2.3 ถ้าสารละลายไม่ได้อยู่ที่ภาวะมาตรฐานและมีความเข้มข้นไม่เท่ากับ 1 M ให้ใช้ความสัมพันธ์ตามสมการของ Nernst ข้างล่างนี้

$$E_{cell} = E^o_{cell} - \frac{0.592}{n}\log\frac{[Anode]}{[Cathode]}$$

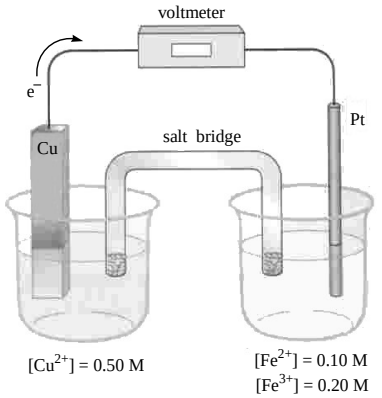
โดยที่ n คือ จำนวนอิเล็กตรอนที่ถ่ายเท หมายถึง จำนวนอิเล็กตรอนที่ cathode รับ ซึ่งเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอนที่ anode จ่ายออกไป

$[M^{x+}]$ คือ ความเข้มข้นของสารละลายที่ anode

$[N^{y+}]$ คือ ความเข้มข้นของสารละลายที่ cathode

ถ้า $[M^{x+}] = [N^{y+}]$ จะทำให้ $E_{cell} = E^o_{cell}$

ตัวอย่าง กำหนดเซลล์ไฟฟ้าให้ดังนี้



จงหาค่า E_{cell}

anode : oxidation $Cu(s) \longrightarrow Cu^{2+}(1\text{ M}) + 2e^-$

cathode : reduction $2Fe^{3+}(1\text{ M}) + 2e^- \longrightarrow 2Fe^{2+}(1\text{ M})$

redox $Cu(s) + 2Fe^{3+}(1\text{ M}) \longrightarrow Cu^{2+}(1\text{ M}) + 2Fe^{2+}(1\text{ M})$

จากปฏิกิริยาข้างบนสามารถหาค่า E^o_{cell} ได้จาก

$$E^o_{cell} = E^o_{cathode} - E^o_{anode}$$
$$= E^o_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} - E^o_{Cu^{2+}/Cu}$$
$$= +0.771 - (+0.340)$$
$$= +0.431 \text{ V}$$

จากปฏิกิริยา $Cu(s) + 2Fe^{3+}(0.20\ M) \longrightarrow Cu^{2+}(0.50\ M) + 2Fe^{2+}(0.10\ M)$

หาค่า E_{cell} ได้จาก

$$E_{cell} = E^{o}_{cell} - \frac{0.0592}{n}\log\frac{[Cu^{2+}][Fe^{2+}]^2}{[Fe^{3+}]^2}$$

$$= 0.431 - \frac{0.0592}{2}\log\frac{0.50 \times (0.10)^2}{(0.20)^2}$$

ดังนั้น $E_{cell} = +0.458\ V$

การทดลอง

อุปกรณ์

1. มาตรความต่างศักย์ (voltmeter)
2. หลอดแก้วรูปตัวยู (ใช้เป็นสะพานเกลือ)
   บางกรณี อาจใช้กระดาษกรองยาวจุ่มในสารละลายอิ่มตัวของ KCl เพื่อใช้เป็นสะพานเกลือ
3. กระดาษทราย
4. กระบอกตวงขนาด 50 cm^3
5. บีกเกอร์ขนาด 100 cm^3
6. สายไฟฟ้าสีดำและสีแดง ปลายด้านหนึ่งเป็น alligator clip
7. กระจกนาฬิกา

สารเคมี

1. แผ่นทองแดงขนาด 0.5 x 10 cm^2
2. แผ่นสังกะสีขนาด 0.5 x 10 cm^2
3. 1.0 M และ 0.5 M zinc sulfate (1.0 , 0.5 M $ZnSO_4$)
4. saturated potassium chloride (KCl)
5. 1.0 M และ 0.5 M copper sulfate ($CuSO_4$)
6. สำลี
7. ลวดหนีบกระดาษ

วิธีการทดลอง

ตอนที่ 1 เซลล์กัลวานิก

1. เตรียมครึ่งเซลล์ Cu^{2+}/Cu โดยจุ่มแผ่นทองแดงที่สะอาด (ขัดด้วยกระดาษทราย) ลงในบีกเกอร์ ซึ่งมีสารละลาย 1 M $CuSO_4$ ปริมาตร 50 cm^3 บรรจุอยู่ ต่อขั้วทองแดงเข้ากับขั้วบวกของโวลต์มิเตอร์
2. เตรียมครึ่งเซลล์ Zn^{2+}/Zn โดยจุ่มแผ่นสังกะสีที่สะอาด (ขัดด้วยกระดาษทราย) ลงในบีกเกอร์ ซึ่งมีสารละลาย 1 M $ZnSO_4$ ปริมาตร 50 cm^3 บรรจุอยู่ ต่อขั้วสังกะสีเข้ากับขั้วลบของโวลต์มิเตอร์
3. อ่านค่าความต่างศักย์จากโวลต์มิเตอร์ บันทึกผล

4. ต่อครึ่งเซลล์ทั้งสองเข้าด้วยกันด้วยสะพานเกลือ ซึ่งประกอบด้วยสารละลายอิ่มตัวของ KCl ในวุ้นบรรจุในหลอดแก้วรูปตัวยู และอุดปลายทั้งสองข้างด้วยสำลี
5. บันทึกค่าความต่างศักย์

ตอนที่ 2.1 เซลล์อิเล็กโตรไลติก

1. ต่อลวดหนีบกระดาษอันที่ 1 กับปลายด้านหนึ่งของสายไฟ ส่วนปลายอีกด้านหนึ่งต่อขั้วลบของ Battery
2. ต่อลวดหนีบกระดาษอันที่ 2 กับปลายด้านหนึ่งของสายไฟ ส่วนปลายอีกด้านหนึ่งต่อขั้วบวกของ Battery
3. จุ่มลวดทั้งสองลงในสารละลาย 0.5 M $CuSO_4$ โดยให้ปลายของโลหะทั้งสองอยู่เหนือสารละลายเล็กน้อย ระวังอย่าให้โลหะทั้งสองสัมผัสกัน สังเกตการเปลี่ยนแปลงที่ลวดทั้งสอง สังเกตการเปลี่ยงแปลงขั้วไหนถูกเคลือบ และขั้วไหนมีแก๊สอะไรเกิดขึ้น

ตอนที่ 2.2 เซลล์อิเล็กโตรไลติก (ชุบโลหะ)

1. ต่อลวดหนีบกระดาษอันที่ 1 กับปลายด้านหนึ่งของสายไฟ ส่วนปลายอีกด้านหนึ่งต่อขั้วลบของ Battery
2. ต่อแผ่นโลหะทองแดง กับปลายด้านหนึ่งของสายไฟ ส่วนปลายอีกด้านหนึ่งต่อขั้วบวกของ Battery
3. จุ่มโลหะทั้งสองลงในสารละลาย 0.5 M $CuSO_4$ โดยให้ปลายของโลหะทั้งสองอยู่เหนือสารละลายเล็กน้อย ระวังอย่าให้โลหะทั้งสองสัมผัสกัน สังเกตการเปลี่ยนแปลงที่ลวดและแผ่นทองแดงที่เป็นขั้วไฟฟ้า ยกลวดและแผ่นโลหะออกจากสารละลาย วางไว้ในกระจกนาฬิกา สังเกตว่าขั้วไหนสึกกร่อน ขั้วไหนถูกเคลือบ และถูกเคลือบด้วยโลหะอะไร

คำถามก่อนการทดลอง

1. ปฏิกิริยารีดอกซ์คืออะไร จงอธิบายความหมายของตัวรีดิวซ์ (reducing agent) และตัวออกซิไดซ์ (oxidizing agent) พร้อมทั้งยกตัวอย่างสมการตัวอย่างประกอบ
2. จงบอกความแตกต่างของเซลล์กัลวานิก และเซลล์อิเล็กโตรไลติก
3. จากแผนภาพเซลล์ต่อไปนี้

   $Zn/Zn^{2+}(0.5\ M)//Cu^{2+}(0.5\ M)/Cu$

   จงระบุ ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นที่ anode และ cathode
4. จากปฏิกิริยารีดอกซ์ต่อไปนี้ จงเขียนแผนภาพเซลล์

   $$2Al(s) + 3Sn^{4+}(aq) \longrightarrow 2Al^{3+}(aq) + 3Sn^{2+}(s)$$

5. ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐานของครึ่งเซลล์คืออะไรมีวิธีการวัดอย่างไร
6. สะพานเกลือคืออะไร มีประโยชน์อย่างไร

รายงานผลการทดลองที่ 3
เซลล์ไฟฟ้าเคมี

หมู่เรียน.....โปรแกรมวิชา.....กลุ่มที่.....
ชื่อผู้รายงาน..... รหัส.....
ผู้ร่วมงาน 1..... รหัส.....
2..... รหัส.....
3..... รหัส.....
วันที่ทำการทดลอง.....

ผลการทดลอง

ตอนที่ 1 เซลล์กัลวานิก

เซลล์	ชนิด	E_{cell} (โวลต์)	
		จากการทดลอง	จากการคำนวณ
Zn/Zn^{2+}(1 M)//Cu^{2+}(1 M)/Cu	ไม่มีสะพานเกลือ	.....	.....
Zn/Zn^{2+}(1 M)//Cu^{2+}(1 M)/Cu	มีสะพานเกลือ	.....	.....

1. ปฏิกิริยาของครึ่งเซลล์ cathode.....
   ปฏิกิริยาของครึ่งเซลล์ anode.....
2. เปรียบเทียบศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ชนิดที่มีสะพานเกลือและไม่มีสะพานเกลือ

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

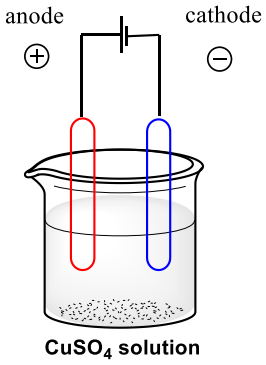
3. ถ้าใช้สารที่บรรจุในสะพานเกลือต่างกัน เช่น KNO_3 NH_3Cl CH_3COOH และ KCl จะให้ผลการทดลองแตกต่างกันอย่างไร

.....
.....

4. เปรียบเทียบค่า E_{cell} ที่ได้จากการคำนวณกับค่าที่ได้จากการวัดโดยใช้โวลต์มิเตอร์

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

ตอนที่ 2.1



$Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu(s)$ E = +0.34 V

$2H_2O(l) + 2e \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$ E = -0.83 V

$S_2O_8^{2-} + e \rightarrow SO_4^{2-}$ E = 2.01 V

$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \rightarrow 2H_2O(l)$ E = 1.23 V

อภิปรายผล (ตอนที่ 2.1)

.....เขียนแผนผังเซลล์ ทำนายผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้น อธิบายผลว่าทำไมจึงเกิด product นั้น.....

.....

.....

2.2 เซลล์อิเล็กโตรไลติก (ชุบโลหะ)

การทดลอง	ผลการเปลี่ยนแปลงที่สังเกตได้	
	ลวดหนีบกระดาษ	ขั้วทองแดง
เมื่อต่อเซลล์ด้วยแบตเตอรี่		

1. จงเขียนแผนผังของเซลล์ทั้งหมด

.....

.....

.....

.....

.....

.....

2. จงเขียนปฏิกิริยาที่เกิดที่ anode และ cathode

.....

.....

.....

.....

.....

วิเคราะห์ผลการทดลองและสรุปผล

.....

.....

.....

ข้อเสนอแนะ

.....

.....