

**บทที่ 4**  
**เซลล์กัลวานิก**  
**(Galvanic Cells)**

**วัตถุประสงค์**

1. เพื่อให้ศึกษามีความรู้และเข้าใจเกี่ยวกับส่วนประกอบของเซลล์กัลวานิกบางชนิด
2. เพื่อเปรียบเทียบแรงเคลื่อนไฟฟ้าของเซลล์และความส่องไวของโลหะจากผลการทดลอง

### สารเคมี

1. สารละลายคอปเปอร์ไนเตรต 0.5 M ( $0.5 \text{ M Cu(NO}_3)_2$ )
2. สารละลายซิงค์ไนเตรต 0.5 M ( $0.5 \text{ M Zn(NO}_3)_2$ )
3. สารละลายแอมโมเนียมไนเตรต 1 M ( $1 \text{ M NH}_4\text{NO}_3$ )
4. สารละลายเลดไนเตรต 0.5 M ( $0.5 \text{ M Pb(NO}_3)_2$ )
5. แผ่นทองแดงขนาด 1x10 ซม. 2 แผ่น
6. แผ่นสังกะสีขนาด 1x10 ซม. 1 แผ่น
7. แผ่นตะกั่วขนาด 1x10 ซม. 1 แผ่น
8. สารละลายคอปเปอร์ซัลเฟต 1 M ( $1 \text{ M CuSO}_4$ )
9. สารละลายคอปเปอร์ซัลเฟต 0.1 M ( $0.1 \text{ M CuSO}_4$ )
10. สารละลายคอปเปอร์ซัลเฟต 0.01 M ( $0.01 \text{ M CuSO}_4$ )
11. สารละลายคอปเปอร์ซัลเฟต 0.001 M ( $0.001 \text{ M CuSO}_4$ )
12. สารละลายคอปเปอร์ซัลเฟต 0.0001 M ( $0.0001 \text{ M CuSO}_4$ )
13. ผงวุ้น

### อุปกรณ์

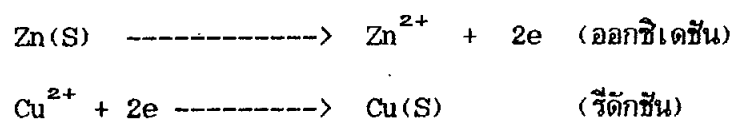
1. บีกเกอร์
2. กระจกทรง
3. โวลต์มิเตอร์
4. หลอดแก้วรูปตัวยู
5. กระจกทราย
6. แท่งแก้วคน

## ทฤษฎี

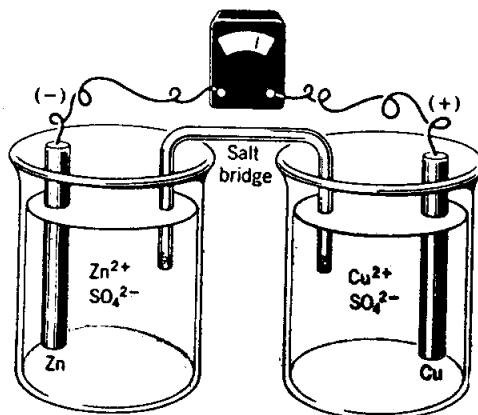
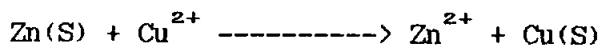
ปฏิกิริยาไฟฟ้าเคมีเป็นปฏิกิริยารีดอกซ์ ซึ่งมีการถ่ายเทอิเล็กตรอนระหว่างตัวออกซิไดส์และตัวรีดิวส์ โดยปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นนี้จะเกี่ยวข้องกับพลังงานไฟฟ้าที่ให้หรือใส่เข้าไปในปฏิกิริยา ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นในเซลล์ไฟฟ้าเคมีแบ่งได้เป็น 2 ประเภท คือ

1. ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นแล้วทำให้มีกระแสไฟฟ้าเกิดขึ้น เซลล์ไฟฟ้านิชนิดนี้เรียกว่าเซลล์กัลวานิก (galvanic cells) หรือเซลล์โวลตาอิก (voltaic cells) ตัวอย่างเช่น แบตเตอรี่สะสมชนิด Pb-PbO<sub>2</sub> ที่ประจุไฟฟ้าแล้ว ถ่านไฟฉาย
2. ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นก็ต่อเมื่อมีการผ่านกระแสไฟฟ้าเข้าไปในระบบ เซลล์ไฟฟ้านิชนิดนี้เรียกว่าเซลล์อิเล็กโทรไลต์ (electrolytic cells) ตัวอย่างเช่น การชุบโลหะ การผลิตคลอรีน

เซลล์กัลวานิก (galvanic cells) โดยทั่วไปประกอบด้วยขั้วไฟฟ้า (electrode) 2 ขั้วจุ่มในสารละลายอิเล็กโทรไลต์ (electrolyte) ซึ่งอาจเป็นชนิดเดียวกันหรือต่างชนิดก็ได้ และต่อให้ครบวงจร เมื่อเกิดปฏิกิริยารีดอกซ์ ก็จะมีการไหลของอิเล็กตรอนหรือกระแสไฟฟ้าขึ้นได้เองในสารละลาย พิจารณาจากปฏิกิริยาการจุ่มแผ่นสังกะสีในสารละลายคอปเปอร์ (II) ซัลเฟตพบว่าทองแดงจะไปเกาะที่ผิวสังกะสี และสีน้ำเงินของสารละลายคอปเปอร์ (II) ซัลเฟตจะจางลง เนื่องจากปฏิกิริยารีดอกซ์ที่เกิดขึ้นในสารละลาย ประกอบด้วยปฏิกิริยาออกซิเดชันและรีดักชัน ดังสมการ



จากปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นนี้จะทราบว่ามีการแสไฟฟ้าเกิดขึ้นหรือไม่ โดยการแยกปฏิกิริยานี้เป็นสองส่วนด้วยตัวขวางกั้น (barrier) ซึ่งยอมให้เฉพาะไอออนผ่านได้ หรือใช้สะพานเกลือ (salt bridge) แล้ววัดกระแสที่เกิดจากอิเล็กตรอนที่มีการถ่ายเทกันในปฏิกิริยา ดังตัวอย่างในรูปที่ 1 ซึ่งแสดงเซลล์กัลวานิกหรือเซลล์แดเนี่ยลมีขั้วไฟฟ้าที่เป็นสังกะสีจุ่มลงในสารละลายซิงค์ซัลเฟต และอีกภาชนะหนึ่งจะมีขั้วไฟฟ้าที่เป็นทองแดงจุ่มคอปเปอร์ (II) ซัลเฟตมีสะพานเกลือและต่อวงจรด้วยเส้นลวดนำซึ่งมีโวลต์มิเตอร์สำหรับวัดกระแสไฟฟ้า ขั้วไฟฟ้าที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันเรียก แอโนดในที่นี้คือขั้วสังกะสีอาจจะเรียกว่าเป็นขั้วลบก็ได้ เนื่องจากเป็นขั้วที่ทำให้เกิดความเป็นลบเด่น ส่วนขั้วทองแดงเรียก แคโทดหรือขั้วลบซึ่งเกิดปฏิกิริยารีดักชัน สำหรับสะพานเกลือเป็นหลอดรูปตัวยูบรรจุอิเล็กโทรไลต์แก่ที่นิยมคือ  $\text{KNO}_3$  ,  $\text{KCl}$  เพื่อทำให้เกิดภาวะดุลของประจุในสารละลายโดยแคตไอออนจากสะพานเกลือจะเข้าดุลกับ  $\text{SO}_4^{2-}$  ที่มากเกินไปทางแคโทด และแอนไอออนก็จะเข้าดุลกับ  $\text{Zn}^{2+}$  ที่มากเกินไปที่แอโนด ปฏิกิริยารวมที่เกิดในเซลล์กัลวานิกนี้คือ



รูปที่ 1 เซลล์กัลวานิกหรือเซลล์แดเนี่ยล

ศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์ใด ๆ ไม่สามารถวัดได้โดยตรง จะหาได้โดยต่อกับครึ่งเซลล์ที่เป็นขั้วไฟฟ้าอ้างอิง ๆ ชนิดแรกที่ยอมรับใช้คือ SHE (standard hydrogen electrode) ซึ่งมีค่าศักย์ไฟฟ้าเป็นศูนย์ ค่าศักย์ไฟฟ้ามาตรฐาน ( $E^\circ$ ) ของครึ่งเซลล์ใด ๆ ที่เข้มข้น 1 โมลาร์ที่  $25^\circ\text{C}$  ซึ่งวัดเปรียบเทียบกับ SHE แสดงในตาราง

ตารางตัวอย่างค่าศักย์ไฟฟ้ารีดักชันมาตรฐาน ( $E^\circ$ ) ของครึ่งเซลล์ที่  $25^\circ\text{C}$

ครึ่งเซลล์รีดักชัน	ศักย์ไฟฟ้ามาตรฐาน (โวลต์)
$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e} \longrightarrow 2\text{F}^-$	2.87
$\text{Br}_2(\text{aq}) + 2\text{e} \longrightarrow 2\text{Br}^-$	1.087
$\text{Ag}^+ + \text{e} \longrightarrow \text{Ag}(\text{S})$	0.799
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} \longrightarrow \text{Cu}(\text{S})$	0.337
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e} \longrightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0.000
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} \longrightarrow \text{Pb}(\text{S})$	-0.126
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} \longrightarrow \text{Zn}(\text{S})$	-0.763
$\text{Na}^+ + \text{e} \longrightarrow \text{Na}(\text{S})$	-2.71

ในการพิจารณาทิศทางของปฏิกิริยาที่เกิดคำนวณได้จากตาราง ซึ่งค่า  $E^\circ$  ที่วัดเป็นศักย์ไฟฟ้ารีดักชันมาตรฐาน ครึ่งเซลล์ที่มีค่า  $E^\circ$  ต่ำกว่าจะเกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน และครึ่งเซลล์ที่มีค่า  $E^\circ$  สูงกว่าก็จะเกิดปฏิกิริยารีดักชัน ปฏิกิริยารีดอกซ์ที่เกิดได้เองค่าพลังงานอิสระ ( $G$ , Gibb free energy) จะมีค่าเป็นลบ

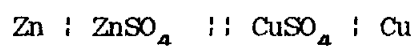
ซึ่งสัมพันธ์กับแรงเคลื่อนไฟฟ้าของเซลล์ คือ

$$\Delta G_{\text{เซลล์}} = -nFE_{\text{เซลล์}}$$

การเขียนแผนผังครึ่งเซลล์ที่นำมาต่อเข้าด้วยกันตามมาตรฐาน IUPAC คือ เขียนครึ่งเซลล์ที่เกิดออกซิเดชันทางซ้ายและครึ่งเซลล์ที่เกิดรีดักชันทางขวา

ตัวอย่าง : ครึ่งเซลล์ออกซิเดชัน || ครึ่งเซลล์รีดักชัน ; ขั้วบวก

ตัวอย่างเช่น เซลล์กัลวานิกในรูปที่ 1 สามารถเขียนแผนผังเซลล์ได้เป็น

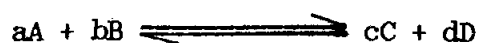


ค่า  $E^\circ$  เซลล์สามารถคำนวณได้จาก  $E^\circ$  ของครึ่งเซลล์ที่ประกอบกันเป็นเซลล์จากราวโดย

$$\begin{aligned} E^\circ_{\text{เซลล์}} &= E^\circ(\text{แคโทด}) - E^\circ(\text{แอโนด}) \\ &= E^\circ(\text{เซลล์ที่เกิดรีดักชัน}) - E^\circ(\text{เซลล์ที่เกิดออกซิเดชัน}) \end{aligned}$$

ถ้าค่า  $E^\circ$  เซลล์เป็นบวกแสดงว่าทิศทางปฏิกิริยาที่เกิดจะเป็นไปตามที่เขียนแผนผังเซลล์ แต่ถ้าเป็นลบก็แสดงว่าทิศทางจะกลับกันที่เขียนไว้

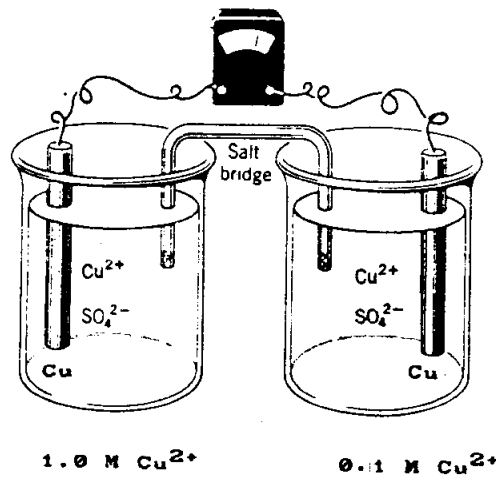
ตามทฤษฎีนี้ เพื่อความสะดวกในการเปรียบเทียบเซลล์ที่ต่างระบบกัน นิยมระบุเป็นสภาวะมาตรฐานเดียวกัน โดยการกำหนดให้ความเข้มข้นของไอออนในเซลล์มีค่าเท่ากับ 1 โมลาร์ ถ้าเป็นแก๊สที่มาเกี่ยวกับปฏิกิริยารีดอกซ์จะต้องมีความดัน 1 บรรยากาศที่อุณหภูมิที่  $25^\circ\text{C}$  แต่ในทางปฏิบัติแล้ว เซลล์กัลวานิกจะไม่เป็นไปตามสภาวะมาตรฐานอย่างเดียว การคำนวณหาค่า  $E$  เซลล์ที่สภาวะใด ๆ จะทำได้โดยพิจารณาจากความสัมพันธ์  $E^\circ$  เซลล์ และความเข้มข้นจากปฏิกิริยาทั่วไป



จากสมการ 
$$\Delta G = \Delta G^\circ + 2.303 RT \log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad (1)$$

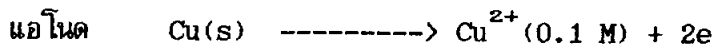
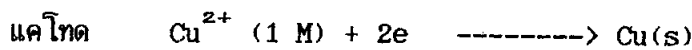


ของเซลล์ดังรูปที่ 2 ซึ่งเรียกว่าเซลล์ความเข้มข้น ขั้วไฟฟ้าทองแดงจุ่มลงในสารละลายทองแดง (II) ซัลเฟตซึ่งมีความเข้มข้น 0.1 และ 1 โมลาร์ และต่อวงจรเข้าด้วยกันด้วยลวดนำไฟฟ้า พร้อมกับมีสะพานเกลือด้วย

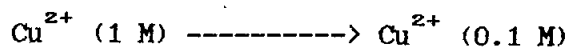


รูปที่ 2 เซลล์ความเข้มข้น

พิจารณาปฏิกิริยาที่เกิดในเซลล์ความเข้มข้นดังรูปที่ 2  $\text{Cu}^{2+}$  ในครึ่งเซลล์ที่เข้มข้น 1 โมลาร์ จะถูกรีดิวซ์เป็น  $\text{Cu(s)}$  และ  $\text{Cu}^{2+}$  ที่เข้มข้น 0.1 โมลาร์จะถูกออกซิไดส์เป็น  $\text{Cu}^{2+}$  ดังสมการ



เมื่อรวมปฏิกิริยาทั้งสอง



ปฏิกิริยาที่เกิดจากกล่าวอีกนัยหนึ่ง ได้ว่ามีการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนจากครึ่งเซลล์ที่มีความเข้มข้นต่ำกว่า ไปยังครึ่งเซลล์ที่มีความเข้มข้นสูงกว่า ซึ่งจะสังเกตได้จากการวัดแรงเคลื่อนไฟฟ้าที่เกิดหรือคำนวณจาก



$$E \text{ เซลล์} = E \text{ แคโทด} - E \text{ แอโนด}$$

$$E = E \text{ ที่เข้มข้น} - E \text{ ที่เจือจาง}$$

เมื่อคำนวณศักย์ไฟฟ้าของครึ่งเซลล์จากสมการเนินสต์จะได้ว่า

$$E_{\text{เข้มข้น}} = E^{\circ}_{\text{ทองแดง}} - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1}{[\text{Cu}^{2+}]_{\text{เข้มข้น}}}$$

$$E_{\text{เจือจาง}} = E^{\circ}_{\text{ทองแดง}} - \frac{0.0592}{2} \log \frac{1}{[\text{Cu}^{2+}]_{\text{เจือจาง}}}$$

$$\therefore E_{\text{เซลล์ความเข้มข้น}} = -\frac{0.0592}{2} \log \frac{1}{[\text{Cu}^{2+}]_{\text{เข้มข้น}}} +$$

$$\frac{0.0592}{2} \log \frac{1}{[\text{Cu}^{2+}]_{\text{เจือจาง}}}$$

$$= -\frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]_{\text{เจือจาง}}}{[\text{Cu}^{2+}]_{\text{เข้มข้น}}} \quad \text{ที่ } 25^{\circ}\text{C}$$

## วิธีการทดลอง

ตอนที่ 1 การวัดแรงเคลื่อนไฟฟ้าของเซลล์และความว่องไวของโลหะ

1. บรรจุสารละลาย  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  เข้มข้น 0.5 M 50 มิลลิลิตร ในบีกเกอร์ขนาด 150 มิลลิลิตรที่แห้งและสะอาด
2. บรรจุสารละลาย  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  เข้มข้น 0.5 M 50 มิลลิลิตรใน บีกเกอร์ขนาด 150 มิลลิลิตรที่แห้งและสะอาด
3. วางสะพานเกลือซึ่งบรรจุสารละลาย  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  เข้มข้น 1.0 M ในวุ้น (หรือใช้กระดาษกรองชุบสารละลาย  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) วางระหว่างสารละลาย จากข้อ 1 และ 2 ( $\text{Zn}^{2+}$  และ  $\text{Cu}^{2+}$ )
4. ขัดแผ่นทองแดงและสังกะสีด้วยกระดาษทรายจากนั้นจุ่มปลายของ โลหะทั้งสองในสารละลายซึ่งเป็นชนิดเดียวกัน โดยจุ่มแผ่นทองแดงในบีกเกอร์ที่บรรจุ  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  และจุ่มสังกะสีในบีกเกอร์ที่บรรจุ  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
5. ต่อแผ่นทองแดงเข้ากับขั้วบวกของโวลต์มิเตอร์ และต่อแผ่นสังกะสีเข้ากับขั้วลบของโวลต์มิเตอร์ อ่านค่าแรงเคลื่อนไฟฟ้าของเซลล์ยกขั้วไฟฟ้าขึ้นและทำการจุ่มในสารละลายใหม่ และอ่านค่าแรงเคลื่อนไฟฟ้าของเซลล์อีกครั้ง
6. ทดลองเหมือนข้อ 1-5 แต่เปลี่ยนจากครึ่งเซลล์  $\text{Zn}:\text{Zn}^{2+}$  เป็นครึ่งเซลล์  $\text{Pb}:\text{Pb}^{2+}$  ทดสอบว่าขั้วใดควรเป็นบวกหรือลบ โดยต่อเข้ากับโวลต์มิเตอร์ แล้วเขียนบันทึกเดียวกับข้อ 5 (เขียนจะเบนไปทางค่าบวก)
7. ทดลองเหมือนข้อ 1-5 แต่เปลี่ยนจากครึ่งเซลล์  $\text{Cu}:\text{Cu}^{2+}$  เป็นครึ่งเซลล์  $\text{Pb}:\text{Pb}^{2+}$  ทดสอบว่าขั้วใดควรเป็นบวกหรือลบโดยต่อเข้ากับโวลต์มิเตอร์ แล้วเขียนบันทึกเดียวกับข้อ 5 (เขียนจะเบนไปทางค่าบวก)

ตอนที่ 2 เซลล์ความเข้มข้น

1. บรรจุสารละลาย  $\text{CuSO}_4$  เข้มข้น 1 M 50 มิลลิตรใน  
บีกเกอร์ขนาด 150 มิลลิตรที่แห้งและสะอาด
2. บรรจุสารละลาย  $\text{CuSO}_4$  เข้มข้น 1 M 50 มิลลิตรใน  
บีกเกอร์ขนาด 150 มิลลิตรที่แห้งและสะอาด
3. วางสะพานเกลือซึ่งบรรจุด้วยสารละลาย  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  เข้มข้น  
1.0 M ในจุ่ม (หรือใช้กระดาษกรองชุบสารละลาย  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) วางระหว่างสาร  
ละลายข้อ 1 และ 2
4. หักแผ่นทองแดงทั้งสองแผ่นด้วยกระดาษทราย แล้วจุ่มลงใน  
สารละลายทั้งสองบีกเกอร์ เซลล์ที่ได้นี้ เรียกว่าเซลล์ความเข้มข้น ต่อแผ่นทองแดง  
ทั้งสองกับขั้วของโวลต์มิเตอร์ อ่านค่าแรงเคลื่อนไฟฟ้า
5. ทดลองเหมือน 1 - 4 แต่เปลี่ยนความเข้มข้นของ  $\text{CuSO}_4$   
ในบีกเกอร์ตามตารางข้างล่างนี้

ความเข้มข้นของ $\text{CuSO}_4$ (M)	
ครึ่งเซลล์ที่ 1	ครึ่งเซลล์ที่ 2
1	1
1	0.1
1	0.01
1	0.001
1	0.0001

หมายเหตุ ในการวัดแรงเคลื่อนไฟฟ้าของเซลล์ความเข้มข้นแต่ละคู่ นั้น การต่อ  
ขั้วทองแดงกับโวลต์มิเตอร์ ให้ทดสอบว่าขั้วใดเป็นบวกหรือลบ โดยต่อแล้วเข็มจะ  
เบนไปทางค่าบวกเสมอ และทองแดงที่จะใช้จุ่มในเซลล์ความเข้มข้นใหม่จะต้อง  
ทำความสะอาดด้วยน้ำกลั่นทุกครั้ง

### รายงานผลการทดลอง

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

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

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

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

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

อาจารย์ผู้ควบคุม 1.....

2.....

3.....

### ผลการทดลอง

ตอนที่ 1 การวัดแรงเคลื่อนไฟฟ้าของเซลล์และความว่องไวของโลหะ

1. แรงเคลื่อนไฟฟ้า

คู่ที่	โลหะ แอโนด	โลหะ แคโทด	แรงเคลื่อนไฟฟ้า (mv)			
			ครั้งที่ 1	ครั้งที่ 2	เฉลี่ย	จากทฤษฎี
1						
2						
3						

2. ปฏิกิริยาของเซลล์ จากผลการทดลอง

เซลล์ไฟฟ้าคู่ที่	ปฏิกิริยาที่แอโนด	ปฏิกิริยาที่แคโทด
1		
2		
3		

ปฏิกิริยาทั้งหมดที่เกิดใน

เซลล์ไฟฟ้าคู่ที่ 1

.....

.....

เซลล์ไฟฟ้าคู่ที่ 2

.....

.....

เซลล์ไฟฟ้าคู่ที่ 3

.....

.....







2. แผนผังของเซลล์คือ

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

3. จากผลการทดลองตอนที่ 2 นี้จะสามารถคำนวณหาจำนวนโมลของอิเล็กตรอนที่เกี่ยวข้องในเซลล์ความเข้มข้นได้หรือไม่ อย่างไร

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



### คำถาม

1. คู่ของครึ่งเซลล์ไฟฟ้า  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  มีศักย์ครึ่งเซลล์เท่ากับ 0.28 โวลต์  
จงคำนวณหาค่าความเข้มข้นของ  $\text{Cu(II)}$  ในสารละลายในหน่วยโมลาร์  
กำหนดให้  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} \longrightarrow \text{Cu} \quad E^\circ = 0.34$  โวลต์

.....  
 .....\*.....\*...  
 .....\*.....  
 .....\*.....\*.....  
 .....  
 .....\*.....\*.....  
 .....

2. จากผลการทดลองวัดแรงเคลื่อนไฟฟ้าของเซลล์ ซึ่งประกอบด้วยขั้วไฟฟ้า  
ทองแดงจุ่มใน 1 M  $\text{CuSO}_4$  และขั้วไฟฟ้าเงินจุ่มใน 1 M  $\text{AgNO}_3$  พบว่า  $E^\circ$   
เซลล์เท่ากับ 0.47 โวลต์ และขั้วไฟฟ้าทองแดงเป็นขั้วลบ จงตอบ  
คำถามต่อไปนี้

(1) ขั้วไฟฟ้าใดที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน

.....

(2) เขียนสมการที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชัน

.....\*.....

.....

(3) เขียนสมการที่เกิดปฏิกิริยารีดอกซ์

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

(4) จงเขียนแผนผังของเซลล์ไฟฟ้านี้

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

(5) ถ้าค่า  $E^\circ_{Ag^+, Ag} = 0.000$  โวลต์ ในปฏิกิริยาที่เกิด จงหาค่าความต่างศักย์ของปฏิกิริยาออกซิเดชัน ( $E^\circ_{Cu, Cu^{2+}}$ )

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

(6) จงเขียนสมการไฮออนิกสุทธิที่เกิด

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

