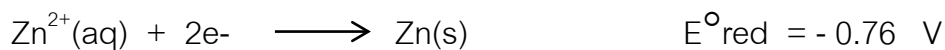
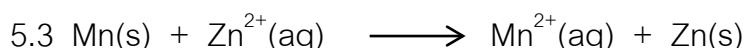
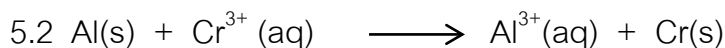


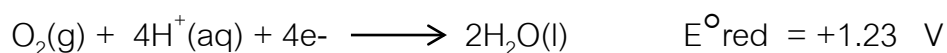
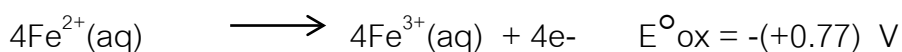
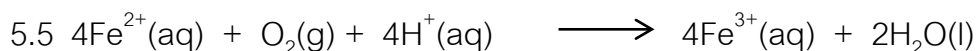
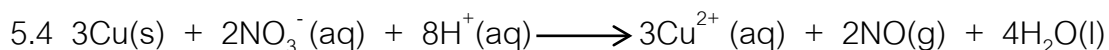
$$\begin{aligned} E^\circ_{\text{cell}} &= E^\circ_{\text{ox}} + E^\circ_{\text{red}} \\ &= -1.36 + (-0.13) \quad \text{V} \\ &= -1.49 \quad \text{V} \end{aligned}$$

ปฏิกิริยาเกิดขึ้นเองไม่ได้



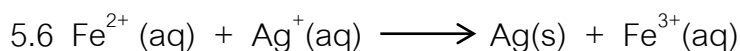
$$\begin{aligned} E^\circ_{\text{cell}} &= E^\circ_{\text{ox}} + E^\circ_{\text{red}} \\ &= 1.18 + (-0.76) \text{ V} \\ &= 0.42 \quad \text{V} \end{aligned}$$

ปฏิกิริยาเกิดขึ้นเองได้

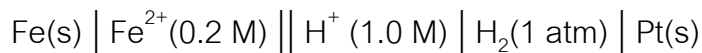
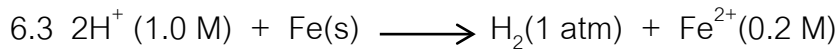
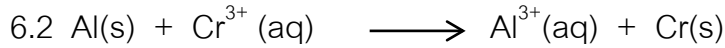
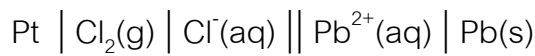
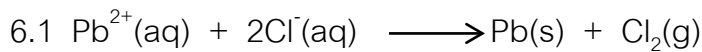


$$\begin{aligned} E^\circ_{\text{cell}} &= E^\circ_{\text{ox}} + E^\circ_{\text{red}} \\ &= -0.77 + 1.23 \quad \text{V} \\ &= 0.46 \quad \text{V} \end{aligned}$$

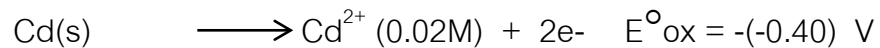
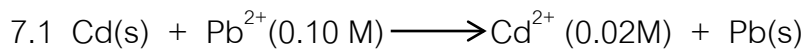
ปฏิกิริยาเกิดขึ้นเองได้



6. ให้เขียนแผนภาพเซลล์ไฟฟ้าของปฏิกิริยาต่อไปนี้



7. จากปฏิกิริยาหรือแผนภาพเซลล์ไฟฟ้าต่อไปนี้ให้คำนวณค่า E°_{cell} และ E_{cell}



$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{ox}} + E^{\circ}_{\text{red}}$$

$$= 0.40 - 0.13 \quad \text{V}$$

$$= 0.27 \quad \text{V}$$

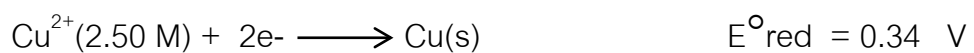
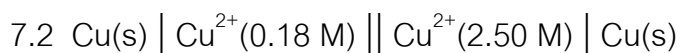
$$E_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cell}} - \frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{Cd}^{2+}]}{[\text{Pb}^{2+}]}$$

$$= 0.27 - 0.0296 \log \frac{[0.02 \text{ M}]}{[0.10 \text{ M}]}$$

$$= 0.27 - 0.0296 (-0.699) \quad \text{V}$$

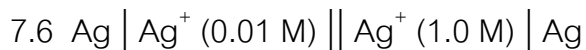
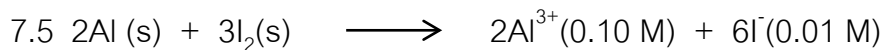
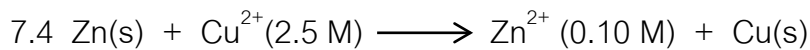
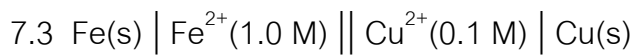
$$= 0.27 - 0.0296 (-0.699) \quad \text{V}$$

$$= +0.29 \quad \text{V}$$

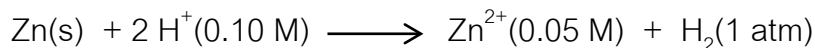
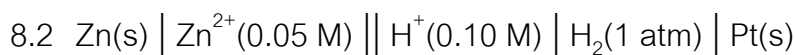
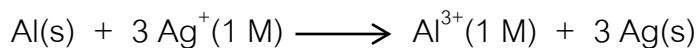


$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{ox}} + E^{\circ}_{\text{red}}$$

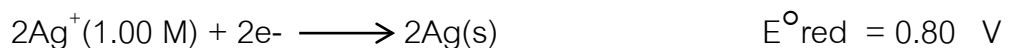
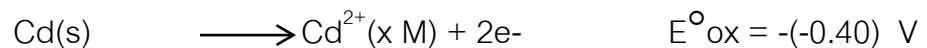
$$\begin{aligned}
&= -0.34 + 0.34 && \text{V} \\
&= 0.00 && \text{V} \\
E_{\text{cell}} &= E^{\circ}_{\text{cell}} - \frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} \\
&= 0.00 - 0.0296 \log \frac{[0.18 \text{ M}]}{[2.50 \text{ M}]} \\
&= 0.00 - 0.0296 (-1.143) \text{ V} \\
&= 0.00 + 0.03 && \text{V} \\
&= +0.03 && \text{V}
\end{aligned}$$



8. จากแผนภาพเซลล์ไฟฟ้าต่อไปนี้ให้เขียนปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น



9. ให้คำนวณหาความเข้มข้นของ Cd^{2+} ในเซลล์เคมีไฟฟ้าต่อไปนี้ $\text{Cd(s)} \mid \text{Cd}^{2+} (x \text{ M}) \parallel \text{Ag}^{+} (1.00 \text{ M}) \mid \text{Ag(s)}$



$$\begin{aligned}
E^{\circ}_{\text{cell}} &= E^{\circ}_{\text{ox}} + E^{\circ}_{\text{red}} \\
&= 0.40 + 0.80 && \text{V} \\
&= 1.2 && \text{V}
\end{aligned}$$

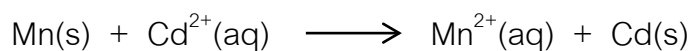
$$E_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cell}} - \frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{Cd}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]}$$

$$E_{\text{cell}} = 1.2 - 0.0296 \log \frac{[x]}{[1.0 \text{ M}]}$$

$$\log [x] = - \frac{E_{\text{cell}} - 1.2}{0.0296}$$

$$[x] = \text{antilog} \left[- \frac{E_{\text{cell}} - 1.2}{0.0296} \right]$$

10. จงคำนวณหาค่า E°_{cell} , $\Delta G^{\circ}_{\text{cell}}$ และ K ของเซลล์ไฟฟ้า $\text{Mn(s)} + \text{Cd}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cd(s)}$



$$\begin{aligned} E^{\circ}_{\text{cell}} &= E^{\circ}_{\text{ox}} + E^{\circ}_{\text{red}} \\ &= -(-1.18 + (-0.40)) \quad \text{V} \\ &= 0.78 \quad \text{V} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta G^{\circ}_{\text{cell}} &= -nF E^{\circ}_{\text{cell}} \\ &= -(2 \text{ mol})(96500 \text{ C/mol})(0.78 \text{ V}) \\ &= 150,540 \quad \text{C/V} \end{aligned}$$

$$E_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cell}} - \frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{Mn}^{2+}]}{[\text{Cd}^{2+}]}$$

ที่สมดุล $E_{\text{cell}} = 0$

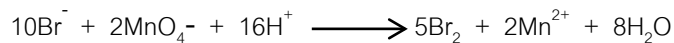
$$E^{\circ}_{\text{cell}} = \frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{Mn}^{2+}]_{\text{eq}}}{[\text{Cd}^{2+}]_{\text{eq}}}$$

$$0.78 \text{ V} = 0.0296 \log K$$

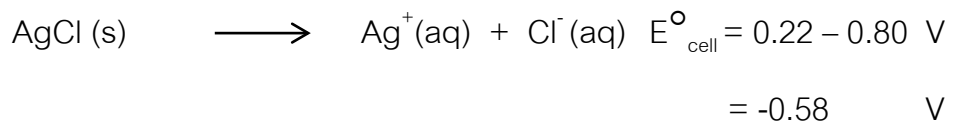
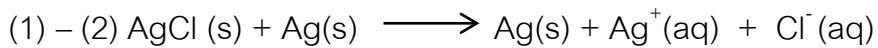
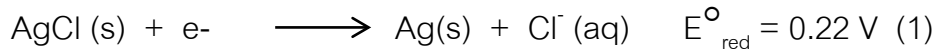
$$\log K = 26.35$$

$$K = 10^{26.35} = 2.24 \times 10^{26}$$

11. จงหาค่าคงที่สมดุลของปฏิกิริยาต่อไปนี้ (คล้าย ข้อ 10 ให้หา E°_{red} จากตาราง)



12. จงหาค่า K_{sp} ของ AgCl ที่สภาวะมาตรฐาน โดยกำหนด



สมดุลของเกลือที่ละลายน้ำได้น้อย $K_{\text{eq}} = K_{\text{sp}}$

$$\text{ที่สมดุล} \quad E_{\text{cell}} = 0$$

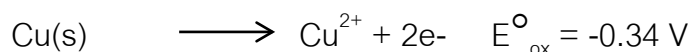
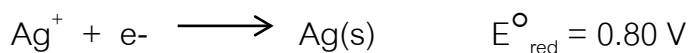
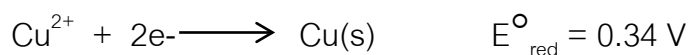
$$E^\circ_{\text{cell}} = \frac{0.0592 \log K_{\text{sp}}}{n}$$

$$-0.58 \text{ V} = \frac{0.0592 \log K_{\text{sp}}}{n}$$

$$\log K_{\text{sp}} = \frac{(1)(-0.58)}{0.0592} = -9.80$$

$$K_{\text{sp}} = 10^{-9.80} = 6.27 \times 10^{-10}$$

13. ให้หาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ต่อไปนี้ $\text{Cu (s)} | \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) | \text{Ag}^+ (\text{aq}) | \text{Ag (s)}$ เมื่อกำหนด $[\text{Cu}^{2+}] = 1.0 \times 10^{-4} \text{ M}$, $[\text{Ag}^+] = 2.0 \times 10^{-3} \text{ M}$

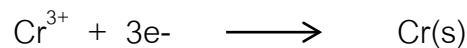


$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{ox}} + E^\circ_{\text{red}}$$

$$= -0.34 + 0.80 \quad \text{V}$$

$$\begin{aligned}
&= 0.46 \quad \text{V} \\
E_{\text{cell}} &= E^{\circ}_{\text{cell}} - \frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]} \\
&= 0.46 - 0.0296 \log \frac{[1.0 \times 10^{-4} \text{ M}]}{[2.0 \times 10^{-3} \text{ M}]} \\
&= 0.46 - 0.0296 (-1.3) \quad \text{V} \\
&= 0.46 + 0.04 \quad \text{V} \\
&= 0.50 \quad \text{V}
\end{aligned}$$

14. ถ้าต้องให้โครเมียมจากสารละลาย Cr^{3+} มาเกาะที่ขั้วไฟฟ้า 0.20 กรัมในเวลา 30 นาที ต้องใช้กระแสไฟฟ้าจำนวนเท่าไร



$$\text{Cr(s)} \ 0.20 \text{ g} = \frac{0.20 \text{ g}}{52.0 \text{ g/mol}} = 3.85 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{จำนวนโมลอิเล็กตรอน} = 3.85 \times 10^{-3} \times 3 = 11.55 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{ดังนั้นต้องใช้ปริมาณไฟฟ้า} = 11.55 \times 10^{-3} \text{ F (Faraday)}$$

$$\text{ปริมาณไฟฟ้าในหน่วยคูลอมป์} = 11.55 \times 10^{-3} \times 96500 \text{ C}$$

$$\text{ปริมาณกระแส} = \frac{\text{ปริมาณไฟฟ้า (C)}}{\text{เวลา (second)}} \text{ A}$$

$$= \frac{11.55 \times 10^{-3} \times 96500}{30 \times 60} \text{ A}$$

$$= 0.62 \text{ A}$$

15. จากการอิเล็กโทรลิซิสสารละลายโซเดียมคลอไรด์ โดยใช้กระแสไฟฟ้า 5.00 A เป็นเวลา 20.0 นาที จะเกิดแก๊สคลอรีนกี่กรัม

อิเล็กโทรลิซิสสารละลายโซเดียมคลอไรด์

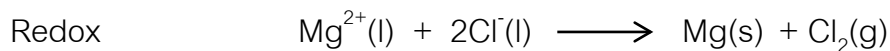
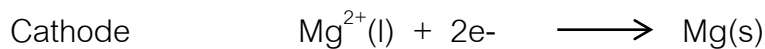


$$\text{ปริมาณไฟฟ้าในหน่วยคูลอมป์} = \text{ปริมาณกระแส (A)} \times \text{เวลา (second)} \text{ C}$$

$$\begin{aligned}
&= (5.00 \text{ A}) \times (20 \times 60 \text{ s}) && \text{C} \\
&= 6000 && \text{C} \\
\text{จำนวนโมลอิเล็กตรอน} &= \frac{\text{ปริมาณไฟฟ้าในหน่วยคูลอมป์}}{96500 \text{ C/mol}} \\
&= 6000 / 96500 = 0.0622 && \text{mol} \\
\text{อิเล็กตรอน 2 mol ทำให้เกิด Cl}_2 & \text{ 1 mol หรือ } && 35.5 \times 2 \text{ g} \\
\text{อิเล็กตรอน 0.0622 mol ทำให้เกิด Cl}_2 & && \frac{35.5 \times 2 \times 0.0622}{2} \text{ g} \\
&= && 2,21 \text{ g}
\end{aligned}$$

16. จะต้องใช้กระแสไฟฟ้ากี่แอมแปร์ในการผลิตโลหะแมกนีเซียม 12.0 กรัม ระหว่างการอิเล็กโทรลิซิส MgCl_2 หลอมเหลวในเวลา 15 นาที

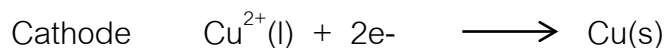
การอิเล็กโทรลิซิส MgCl_2 หลอมเหลว



$$\text{Mg}(\text{s}) \ 12.0 \text{ g} = \frac{12.0 \text{ g}}{24.3 \text{ g/mol}} = 0.49 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned}
\text{จำนวนโมลอิเล็กตรอน} &= 0.49 \times 2 = 0.99 \text{ mol} \\
\text{ดังนั้นต้องใช้ปริมาณไฟฟ้า} &= 0.99 \text{ F (Faraday)} \\
\text{ปริมาณไฟฟ้าในหน่วยคูลอมป์} &= 0.99 \times 96500 \text{ C} \\
\text{ปริมาณกระแส} &= \frac{\text{ปริมาณไฟฟ้า (C)}}{\text{เวลา (second)}} \\
&= \frac{0.99 \times 96500}{15 \times 60} \text{ A} \\
&= 105.8 \text{ A}
\end{aligned}$$

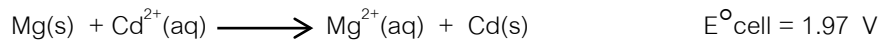
17. กระแสไฟฟ้า 12 แอมแปร์ ไหลผ่านสารละลาย CuSO_4 เป็นเวลา 2 ชั่วโมง จะได้ทองแดงหนักเท่าไร



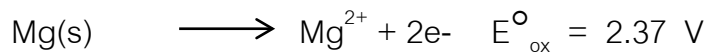
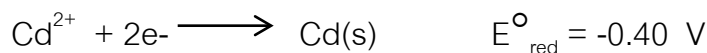
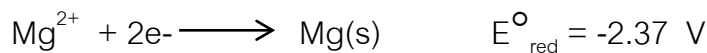
$$\text{ปริมาณไฟฟ้าในหน่วยคูลอมป์} = \text{ปริมาณกระแส (A)} \times \text{เวลา (second)} \quad \text{C}$$

$$\begin{aligned}
&= (12.00 \text{ A}) \times (2 \times 60 \times 60 \text{ s}) = 86,400 \quad \text{C} \\
\text{จำนวนโมลอิเล็กตรอน} &= \frac{\text{ปริมาณไฟฟ้าในหน่วยคูลอมป์}}{96500 \text{ C/mol}} \\
&= 86400 / 96500 = 0.8953 \quad \text{mol} \\
\text{อิเล็กตรอน 2 mol ทำให้เกิด Cu 1 mol หรือ} & \quad 63.5 \quad \text{g} \\
\text{อิเล็กตรอน 0.8953 mol ทำให้เกิด Cl}_2 & \quad \frac{63.5 \times 0.8953 \text{ g}}{2} \\
&= 28.4 \quad \text{g}
\end{aligned}$$

18. เซลล์ไฟฟ้าของปฏิกิริยาคือ



ถ้านำขั้วของแมกนีเซียมจุ่มในสารละลาย 1.00 M MgSO_4 และขั้วแคดเมียมจุ่มในสารละลาย Cd^{2+} ซึ่งไม่ทราบความเข้มข้น ถ้าวัดศักย์ไฟฟ้าได้ 1.45 V ดังนั้น สารละลาย Cd^{2+} มีความเข้มข้นเท่าไร



$$E^\circ_{\text{cell}} = 1.97 \quad \text{V}$$

$$E_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cell}} - \frac{0.0592}{2} \log \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{[\text{Cd}^{2+}]}$$

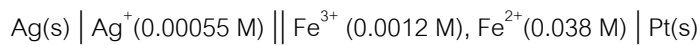
$$1.45 \text{ V} = 1.97 \text{ V} - 0.0296 \log \frac{[1.00 \text{ M}]}{[\text{Cd}^{2+}]}$$

$$\log \frac{[1.00 \text{ M}]}{[\text{Cd}^{2+}]} = 0.52 \div 0.0296$$

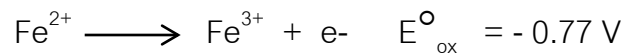
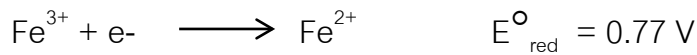
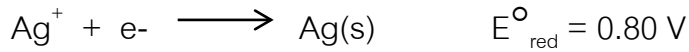
$$\frac{[1.00 \text{ M}]}{[\text{Cd}^{2+}]} = \text{antilog } 17.57 = 3.69 \times 10^{17}$$

$$[\text{Cd}^{2+}] = 1.00 \text{ M} \div (3.67 \times 10^{17}) = 2.72 \times 10^{-18}$$

19. จากเซลล์กัลวานิกของ



จงคำนวณหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ (E_{cell}) และเขียนสมการรีดอกซ์ที่เกิดขึ้นได้เอง



$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{ox}}^{\circ} + E_{\text{red}}^{\circ}$$

$$= -0.77 + 0.80 \quad \text{V}$$

$$= 0.03 \quad \text{V}$$

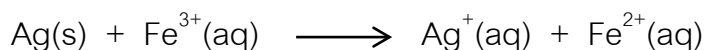
$$E_{\text{cell}} = E_{\text{cell}}^{\circ} - \frac{0.0592}{1} \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}][\text{Ag}^+]}$$

$$= 0.03 - 0.0592 \log \frac{[0.0012 \text{ M}]}{[0.038 \text{ M}][0.00055 \text{ M}]}$$

$$= 0.03 - 1.76 \quad \text{V}$$

$$= -1.73 \quad \text{V}$$

สมการรีดอกซ์ที่เกิดขึ้นได้เอง คือ



20. จงวาดรูปแสดงเซลล์กัลวานิกที่ประกอบด้วยขั้วทองแดงจุ่มอยู่ในสารละลาย 1.00 M CuSO_4 ขั้วของเหล็กที่จุ่ม

ในสารละลาย 1.00 M FeSO_4 (ที่ 25 องศาเซลเซียส)

20.1 ระบุขั้วแอโนด และขั้วแคโทดให้ชัดเจน

20.2 เขียนปฏิกิริยาออกซิเดชัน รีดักชัน และปฏิกิริยารีดอกซ์

20.3 คำนวณค่าศักย์ไฟฟ้า