แบบฝึกหัดวิชาเคมีทั่วไป 01403111
เรื่อง เคมีไฟฟ้า

1. จงหาเลขออกซิเดชันของธาตุที่ขีดเส้นใต้ คำตอบในวงเล็บ แ $Ca_3\underline{P}_2$ (+2) $\underline{S}_2O_2^{2-}$ (+1) $H\underline{N}O_2$ (+3) $\underline{Pb}O_2$ (+4) $\underline{P}_4$ (0) $\underline{N}H_4\underline{N}O_3$ (+3, +5) คิดจากไอออน NH_4^+ และ NO_3^-

2. จงดุลสมการรีดอกซ์ต่อไปนี้

1) $2Fe^{3+}(aq) + 3Ni(s) \rightarrow 2Fe(s) + 3Ni^{2+}(aq)$

2) $Sn(s) + 2Fe^{3+}(aq) \rightarrow Sn^{2+}(aq) + 2Fe^{2+}(aq)$

3) $Cr_2O_7^{2-}(aq) + 3C_2O_4^{2-}(aq) + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 6CO_2(g) + 7H_2O$

4) $Mn(s) + 2HNO_3(aq) + 2H^+ \rightarrow 2Mn^{2+}(aq) + NO_2(g) + 2H_2O$

5) $I_2(s) + 5OCl^-(aq) + H_2O \rightarrow 2IO_3^-(aq) + 5Cl^-(aq) + 2H^+$

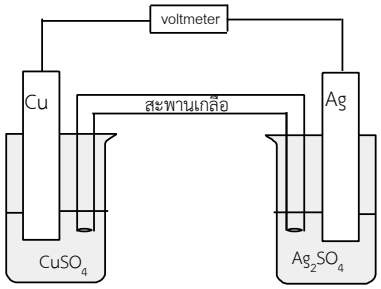
6) $2MnO_4^-(aq) + Br^-(aq) + 2H^+ \rightarrow 2MnO_2(s) + BrO_3^-(aq) + H_2O$

3. จงวาดรูปแสดงส่วนต่าง ๆ ของเซลล์กัลป์วานิกที่เกิดปฏิกิริยาดังสมการ พร้อมหาค่าศักย์ไฟฟ้าที่สภาวะมาตรฐาน

$2Ag^+(aq) + Cu(s) \rightarrow 2Ag(s) + Cu^{2+}(aq)$

Anode :Oxidation $Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2e^-$

Cathode: reduction $Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$



$$E^0_{cell} = E^0_{Ag+} - E^0_{Cu2+} = 0.80 - 0.15 = 0.65V$$

4. จงเขียนแผนภาพเซลล์ไฟฟ้าแบบย่อและหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ต่อไปนี้

1) $Cl_2(l) + Ni(s) \rightarrow Ni^{2+}(aq) + Cl^-(aq)$

$Ni(s) \mid Ni^{2+}(aq) \parallel Cl_2(l) \mid Cl^-(aq) \mid Pt(s)$

2) $2Ce^{4+}(aq) + 2I^-(aq) \rightarrow 2Ce^{3+}(aq) + 5I_2(s)$

$Pt(s) \mid I^-(aq) \mid I_2(s) \parallel Ce^{4+}(aq), Ce^{3+}(aq) \mid Pt(s)$

3) $Sn^{4+}(aq) + Cd(s) \rightarrow Sn^{2+}(aq) + Cd^{2+}(aq)$

$Cd(s) \mid Cd^{2+}(aq) \parallel Sn^{4+}(aq), Sn^{2+}(aq) \mid Pt(s)$

4) $Br_2(l) + 2Fe^{2+}(aq) \rightarrow 2Br^-(aq) + 2Fe^{3+}(aq)$

$Pt(s) \mid Fe^{2+}(aq), Fe^{3+}(aq) \parallel Br_2(l), Br^-(aq) \mid Pt(s)$

5) $Cd(s) + 2Ag^+(aq) \rightarrow Cd^{2+}(aq) + 2Ag(s)$

$Cd(s) \mid Cd^{2+}(aq) \parallel Ag^+(aq) \mid Ag(s)$

5. จากแผนภาพเซลล์ไฟฟ้าแบบย่อต่อไปนี้ จงเขียนปฏิกิริยาที่ขั้วแอโนดและแคโทด ปฏิกิริยารวม และหาค่า E^0_{cell} หรือ E_{cell} ตามความเหมาะสม

1) Mg(s) | Mg^{2+}(aq) || Fe^{2+}(aq) | Fe(s)

Anode :Oxidation Mg(s) $\longrightarrow$ Mg^{2+}(aq) + $2e^-$

Cathode: reduction Fe^{2+}(aq) + $2e^-$ $\longrightarrow$ Fe(s)

ปฏิกิริยารวม Mg(s) + Fe^{2+}(aq) $\longrightarrow$ Fe(s) + Mg^{2+}(aq)

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

$$E^0_{cell} = E^0_{Fe2+} - E^0_{Mg2+} = -0.44 - (-2.37) = 1.93V$$

2) Fe(s) | Fe^{2+}(aq) || Cr^{3+}(aq), Cr^{2+}(aq) |Pt(s)

Anode :Oxidation Fe(s) $\rightarrow$ Fe^{2+}(aq) + $2e^-$

Cathode: reduction Cr^{3+}(aq) + e^- $\rightarrow$ Cr^{2+}(aq)

ปฏิกิริยารวม Fe(s) + 2 Cr^{3+}(aq) $\rightarrow$ Fe^{2+}(aq) + 2 Cr^{2+}(aq) (ดุล e^- ให้เท่ากัน)

$$E^0_{cell} = E^0_{Cr3+} - E^0_{Fe2+} = -0.41 - (-0.44) = 0.03V$$

3) Mn(s) | Mn^{2+}(0.40M) || Cr^{3+}(0.35M), Cr^{2+}(0.25M) |Pt(s)

Anode :Oxidation Mn(s) $\rightarrow$ Mn^{2+} (aq) + $2e^-$

Cathode: reduction Cr^{3+}(aq) + e^- $\rightarrow$ Cr^{2+}(aq)

ปฏิกิริยารวม Mn(s) + 2 Cr^{3+}(aq) $\rightarrow$ Mn^{2+} (aq) + 2 Cr^{2+}(aq)

$$E^0_{cell} = E^0_{Cr3+} - E^0_{Mn2+} = -0.41 - (-1.18) = 0.77V$$

ความเข้มข้นไม่ใช่ 1.0 M ต้องหา E_{cell}

$$E_{cell} = E^0_{cell} - \frac{0.059}{n} logQ$$

$$E_{cell} = E^0_{cell} - \frac{0.059}{n} log \frac{[Mn^{2+}]\ \ [Cr^{2+}]^2}{[Cr^{3+}]^2}$$

$$E_{cell} = 0.77 - \frac{0.059}{2} log \frac{[0.40]\ \ [0.25]^2}{[0.35]^2} = 0.77 - 0.0295 log 0.204 = 0.77 + 0.0204 = 0.7903V$$

4) Pt(s) | I^-(aq) | I_2(s) || Br_2(l) | Br^-(aq) |Pt(s)

Anode :Oxidation $2I^-$(aq) $\rightarrow$ I_2(s) + $2e^-$

Cathode: reduction Br_2(l) +2 e^- $\rightarrow$ $2Br^-$(aq)

ปฏิกิริยารวม Br_2(l) + $2I^-$(aq) $\rightarrow$ I_2(s) + $2Br^-$(aq)

$$E^0_{cell} = E^0_{Br2} - E^0_{I2} = 1.07 - (0.53) = 0.54V$$

6. ปฏิกิริยาต่อไปนี้เกิดเองหรือไม่ที่ สภาวะมาตรฐาน หา E^0_{cell} ถ้าเป็น + เกิดเอง

1) Fe^{2+}(aq) + Ni(s) $\longrightarrow$ Fe(s) + Ni^{2+}(aq)

Oxidation Ni(s) $\longrightarrow$ Ni^{2+}(aq) + $2e^-$

Reduction $Fe^{2+}(aq)\ 2e^{-} \rightarrow Fe(s)$

$E^0_{cell} = E^0_{Fe2+} - E^0_{Ni2+} = -0.44 - (-0.25) = -0.19V$ เกิดเองไม่ได้

2) $Fe^{2+}(aq) + MnO_4^{-}(aq) \rightarrow Mn^{2+}(aq) + Fe^{3+}(aq)$

Oxidation $5Fe^{2+}(aq) \rightarrow 5Fe^{3+}(aq) + 5\ e^{-}$

Reduction $MnO_4^{-}(aq) + 8H^{+} + 5e^{-} \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O$

$7Fe^{2+}(aq) + MnO_4^{-}(aq) + 8H^{+} \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 7Fe^{3+}(aq) + 4H_2O$

$E^0_{cell} = E^0_{MnO4-} - E^0_{Fe3+} = 1.51 — 0.77 = 0.74V$ เกิดเอง

3) $2\ Fe^{3+}(aq) + Fe(s) \rightarrow 3\ Fe^{2+}(aq)$

Oxidation $Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2e^{-}$

Reduction $Fe^{3+}(aq) + e^{-} \rightarrow Fe^{2+}(aq)$

$E^0_{cell} = E^0_{Fe3+} - E^0_{Fe2+} = 0.77 - (-0.44) = 1.21V$ เกิดเอง

4) $Cl^{-}(aq) + Sn^{4+}(aq) \rightarrow Cl_2(g) + Sn^{2+}(aq)$

$E^0_{cell} = E^0_{Sn4+} - E^0_{Cl2} = 0.13 - (1.36) = -1.23V$ เกิดเองไม่ได้

5) $Al(s) + H^{+}(aq) \rightarrow Al^{3+}(aq) + H_2(g)$

$E^0_{cell} = E^0_{H+} - E^0_{Al3+} = 0.00 - (-1.66) = 1.66V$ เกิดเอง

7. จงเปรียบเทียบความแรงของตัวออกซิไดซ์ จากน้อยไปมาก ดูค่า E^0_r ถ้ามีค่ามากมีความแรงมาก

1) Cl^{-}, H_2, AgCl — $Cl^{-} < H_2 < AgCl$

2) Cu, Pb, Zn — $Zn < Pb < Cu$

3) Cr^{+3}, Br_2 ,Cu — $Cu < Cr^{+3} < Br_2$

4) Cr^{3+}, $Cr_2O_7^{2-}$, Cu^{2+}, H^{+}, O_2, O_3, Na^{+} — $Na^{+} < Cr^{3+} < O_2 < H^{+} < Cr_2O_7^{2-} < O_3$

8. จงหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ $Pb^{2+}_{(aq)} + Al_{(s)} \rightarrow Pb_{(s)} + Al^{3+}_{(aq)}$ ที่ 25 °C เมื่อ $[Al^{3+}] = 0.00300$ M และ $[Pb^{2+}] = 2.45$ M

ดุลสมการ $3Pb^{2+}_{(aq)} + 2Al_{(s)} \rightarrow 3Pb_{(s)} + 2Al^{3+}_{(aq)}$

$E_{cell} = E^0_{cell} - \frac{0.059}{n} logQ$

$$E^0_{cell} = E^0_{Pb2+} - E^0_{Al3+} = -0.13 — (-1.66) = 1.53V$$

$$E_{cell} = E^0_{cell} - \frac{0.059}{n} log \frac{[Al^{3+}]^2}{[Pb^{2+}]^3}$$

$$E_{cell} = 1.53 - \frac{0.059}{6} log \frac{[0.00300]^2}{[2.45]^3}$$

$$E_{cell} = 1.53 - \frac{0.059}{6} \log 1.499 \times 10^{-6} = 1.53 - \frac{0.059}{6}(-5.82) = 1.53 + 0.057 = 1.59V$$

9. จงหาศักย์ไฟฟ้าของเซลล์ $Sn^{4+}_{(aq)} + 2Ti^{2+}_{(aq)} \rightarrow Sn^{2+}_{(aq)} + 2Ti^{3+}_{(aq)}$ ที่ 25 °C เมื่อ $[Sn^{4+}]$ = 0.0200 M $[Ti^{2+}]$ = 0.0080 M, $[Sn^{2+}]$ = 1.90 M และ $[Ti^{3+}]$ = 2.80 M

Oxidation $2Ti^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2Ti^{3+}_{(aq)} + 2\,e^{-}$ $E^0_r = -0.37V$

Reduction $Sn^{4+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Sn^{2+}_{(aq)}$

$$E_{cell} = E^0_{cell} - \frac{0.059}{n} log \frac{[Ti^{3+}]^2[Sn^{2+}]}{[Ti^{2+}]^2[Sn^{4+}]}$$

$$E^0_{cell} = E^0_{Sn4+} - E^0_{Ti3+} = 0.13 — (-0.37) = 0.24V$$

$$E_{cell} = 0.24 - \frac{0.059}{2} log \frac{(2.8)^2(1.90)}{(0.0080)^2(0.0200)}$$

$$E_{cell} = 0.24 - \frac{0.059}{2} log 1.16 \times 10^7 = 0.24 - 0.21 = 0.03V$$

10. จงหาค่าคงที่สมดุล (K) ที่ 25 °C ของ

สมดุล $E_{cell} = 0$

$$E_{cell} = E^0_{cell} - \frac{0.059}{n} logK$$

$$E^0_{cell} = \frac{0.059}{n} logK$$

$$logK = \frac{n}{0.059} E^0_{cell}$$

1) $2Au^{+}_{(aq)} + Pb^{2+}_{(aq)} \rightleftharpoons 2Au_{(s)} + Pb^{4+}_{(aq)}$

$$E^0_{cell} = E^0_{Au+} - E^0_{Pb4+} = 1.69 — (1.61) = 0.08V$$

$$logK = \frac{n}{0.059} E^0_{cell} = \frac{2}{0.059}(0.08) = 2.71$$

$$K = antilog 2.71 = 10^{2.71} = 512$$

2) $Sn^{4+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)} \rightleftharpoons Sn^{2+}_{(aq)} + 2Ag^{+}_{(aq)}$

$$E^0_{cell} = E^0_{Sn4+} - E^0_{Ag+} = 0.13 — (0.80) = -0.67V$$

$$logK = \frac{2}{0.059}(-0.67) = -22.71$$

$$K = antilog(-22.71) = 10^{0.29} \times 10^{-23} = 1.95 \times 10^{-23}$$

11. จากแผนภาพเซลล์ไฟฟ้า $Zn(s) \mid Zn^{2+}(1.00M) \parallel Ag^{+}(x\ M) \mid Ag\ (s)$ เมื่อ E_{cell} = 1.250 V ความเข้มข้นของ Ag^{+} เป็นเท่าไร

$Zn(s) + 2Ag^{+}(x\ M) \rightarrow Zn^{2+}(1.00M) + 2\ Ag\ (s)$

$$E^0_{cell} = E^0_{Ag+} - E^0_{Zn2+} = 0.80 — (-0.76) = 1.56V$$

$$E_{cell} = E^0_{cell} - \frac{0.059}{n} logQ$$

$$E_{cell} = E^0_{cell} - \frac{0.059}{2} log \frac{[Zn^{2+}]}{[Ag^{+}]^2}$$

$$log \frac{[Zn^{2+}]}{[Ag^{+}]^2} = [E^0_{cell} - E_{cell}]\left(\frac{2}{0.059}\right) = [1.56 - 1.250]\left(\frac{2}{0.059}\right)$$

$$log\frac{[Zn^{2+}]}{[Ag^{+}]^2} = 10.50$$

$$\frac{[Zn^{2+}]}{[Ag^{+}]^2} = antilog 10.50 = 3.16 \times 10^{10}$$

$$[Ag^{+}]^2 = \frac{[Zn^{2+}]}{3.16 \times 10^{10}} = \frac{[1.00]}{3.16 \times 10^{10}} = 3.16 \times 10^{-11}$$

$$[Ag^{+}] = \sqrt{3.16 \times 10^{-11}} = 5.62 \times 10^{-6}\ M$$

12. จาก $NiO_2(s) + 4H^{+}(aq) + 2Ag(s) \longrightarrow Ni^{2+}(aq) + 2H_2O + 2Ag^{+}(aq)$
เมื่อ E^0_{cell} = 2.48 V จงหา E_{cell} เมื่อสารละลายมี pH = 6.00 และความเข้มข้นของ Ni^{2+} และ Ag^{+} เป็น 0.10 M

Oxidation $2Ag(s) \longrightarrow 2Ag^{+}(aq) + 2e^{-}$

Reduction $NiO_2(s) + 4H^{+}(aq) + 2e^{-} \longrightarrow Ni^{2+}(aq) + 2H_2O$

$$E_{cell} = E^0_{cell} - \frac{0.059}{n} logQ$$

pH = 6.00 ดังนั้น $[H^{+}] = 10^{-6}$

$$E_{cell} = E^0_{cell} - \frac{0.059}{n} log\frac{[Ni^{2+}][Ag^{+}]^2}{[H^{+}]^4}$$

$$E_{cell} = 2.48 - \frac{0.059}{2} log\frac{[0.10][0.10]^2}{[10^{-6}]^4} = 2.48 - \frac{0.059}{2} log(1 \times 10^{21}) = 2.48 - 0.62 = 1.86V$$

13. จงเขียนแผนภาพเซลล์ ของปฏิกิริยา $Cl^{-}(0.50\ M) \longrightarrow Cl^{-}(0.10\ M)$ และหาค่าศักย์ไฟฟ้าของเซลล์

Pt(s) | Cl^{-}(010M) | $Cl_2(l)$ || Cl^{-} (0.50M) | $Cl_2(l)$ |Pt(s)

$2Cl^{-}(0.50\ M) \longrightarrow 2Cl^{-}(0.10\ M)$

$$E_{cell} = E^0_{cell} - \frac{0.059}{n} logQ$$

เซลล์ความเข้มข้น ดังนั้น $E^0_{cell} = 0$

$$E_{cell} = -\frac{0.059}{2} log\frac{[Cl^{-}(0.10)]^2}{[Cl^{-}(0.50)]^2} = -\frac{0.059}{2} log 0.04 = \left(-\frac{0.059}{2}\right)(-1.398) = 0.041V$$

14. ผ่านกระแสไฟฟ้า 13.5 แอมแปร์ ลงในสารละลาย gold(III)chloride เป็นเวลา 4 ชั่วโมง จะเกิดโลหะทองกี่กรัม

$Au^{3+} + 3e^{-} \longrightarrow Au$

$$C = A \cdot s = 13.5 \times 4 \times 60 \times 60 = 194400C$$

จำนวนโมล $e^{-} = \frac{194400}{96500} = 2.015$โมล

e^{-} 3 โมลเกิด Al 197 กรัม (1 โมล)

e^{-} 2.015 โมลเกิด Al $\frac{197 \times 2.015}{3} = 132.32$ กรัม

15. เมื่อผ่านกระแสไฟฟ้า 8.25 แอมแปร์ ลงในสารละลายที่มี Cr^{+3} ต้องใช้เวลากี่ชั่วโมงจึงเกิด Chromium 125 กรัม

$Cr^{+3} + 3e^- \rightarrow Cr$

Cr 125 กรัม = 125/52 = 2.40 โมล

Cr 1 โมล ใช้ e^- 3 โมล

Cr 2.40 โมล ใช้ e^- $\frac{3\times2.4}{1} = 7.2$ โมล

1 โมล e^- มีประจุ 96500 C

7.2 โมล e^- มีประจุ $\frac{96500\times7.2}{1} = 694800\ C$

$$C = A \cdot s$$

$$s = \frac{C}{A} = \frac{694800}{8.25} = 84218\ s = 23.4 \text{ ชั่วโมง}$$

16. ต้องใช้เวลากี่ชั่วโมงเพื่อทำให้เกิดตะกั่ว 25.0 กรัม จากสารละลาย $PbSO_4$ เมื่อผ่านกระแสไฟฟ้า 0.50 A

$PbSO_4 \rightarrow Pb^{2+} + SO_4^{2-}$

$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$

เหมือนข้อ 16 คำตอบคือ 46618 s = 12.95 ชั่วโมง

17. การ electrolysis สารต่อไปนี้ เกิดสารใดที่แคโทดและแอโนด

1) สารละลาย K_2SO_4

มีปฏิกิริยาของ ไอออนและน้ำดูค่าE_r^0 และ E_O^0 ปฏิกิริยาที่มีค่า E^0 สูงกว่าเกิดดีกว่า

$K_2SO_4 \rightarrow 2K^+ + SO_4^{2-}$

Reduction $K^+ + e^- \rightarrow K$ $E_r^0 = -2.93\ V$

$2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$ $E_r^0 = -0.83\ V$

Oxidation $2\ SO_4^{2-}(aq) \rightarrow S_2O_8^{2-}(aq) + 2e^-$ $E_O^0 = -2.01\ V$

$2H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4H^+ + 4e^-$ $E_O^0 = -1.23\ V$

ดังนั้นแคโทด เกิด $H_2(g)$ และแอโนด เกิด $O_2(g)$

2) $CaBr_2$ หลอมเหลว

$CaBr_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2Br^-$

Reduction $Ca^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ca(s)$

Oxidation $2Br^-(aq) \rightarrow Br_2(l) + 2e^-$

ดังนั้นแคโทด เกิด Ca(s) และแอโนด เกิด Br_2 (l)

18. จงอธิบายคำต่อไปนี้

1) emf electromotive force แรงเคลื่อนไฟฟ้า

2) เซลล์ปฐมภูมิ เซลล์ไฟฟ้ากัลวานิกที่ไม่สามารถทำให้เกิดกระสไฟฟ้าได้เมื่อสิ้นสุดปฏิกิยาปฏิกิริยา

3) เซลล์กัลป์วานิก เซลล์ไฟฟ้าที่เกิดกระแสไฟฟ้าจากปฏิกิริยาที่เกิดได้เอง

4) สะพานเกลือ อุปกรณ์ที่ช่วยในการดุลประจุในเซลล์ไฟฟ้าทำให้เกิดกระแสไฟฟ้าต่อเนื่อง

5) เซลล์ความเข้มข้น เซลล์ไฟฟ้ากัลวานิกที่มีขั้วและอิเล็กโตรไลท์เป็นสารชนิดเดียวกันแต่ความเข้มข้นต่างกัน

6) Nernst's equation สมการที่ใช้คำนวณความต่างศักย์ของเซลล์นอกสภาวะมาตรฐาน

7) Standard hydrogen electrode ครึ่งเซลล์ที่มีปฏิกิริยาของแก๊สไฮโดรเจน ใช้เป็นมาตรบานในการวัดค่าศักย์ไฟฟ้าครึ่งเซลล์มาตรฐาน