



Guía de ejercicios Auxiliar Pre control:

Ecuación de Nernst, electrólisis y pH

Pregunta 1

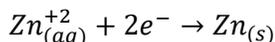
¿Cuántos gramos de metal se depositan por electrólisis al pasar durante 75 min una corriente de 2,15 A por disoluciones acuosas que contienen: (a) Zn^{2+} ; (b) Al^{3+} ; (c) Ag^+ ; (d) Ni^{2+} ? Pesos moleculares respectivos: 65,38 ; 26,98 ; 107,86 ; 58,69

Solución:

Todas especies se someten a una misma corriente por la misma cantidad, esto quiere decir que poseen la misma cantidad de electrones implicados:

$$n_{e^-} = \frac{I \cdot t}{F} = \frac{2,15[A] \cdot 75[min] \cdot \frac{60[s]}{1[min]}}{96485 \left[\frac{C}{mol e^-} \right] \cdot \frac{1[A \cdot s]}{1[C]}} = 1,0027 \cdot 10^{-1} [mol e^-]$$

- a) Identificamos la semirreacción de reducción en el cátodo:

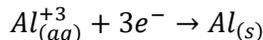


Los moles de $Zn_{(s)}$ producida en el cátodo por este número de moles de electrones es:

$$n_{Zn} = n_{e^-} \cdot \frac{coef_{Zn}}{coef_{e^-}} = 1,0027 \cdot 10^{-1} [mole^-] \cdot \frac{1[mol Zn]}{2[mol e^-]} = 5,0135 \cdot 10^{-2} [mol Zn]$$

$$\text{Luego } m_{Zn} = n_{Zn} \cdot PM = 5,0135 \cdot 10^{-2} [mol Zn] \cdot 65,38 \left[\frac{g}{mol Zn} \right] = 3,2778[g]$$

- b) Identificamos la semirreacción de reducción en el cátodo:

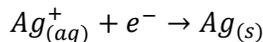


Los moles de $Al_{(s)}$ producida en el cátodo por este número de moles de electrones es:

$$n_{Al} = n_{e^-} \cdot \frac{coef_{Al}}{coef_{e^-}} = 1,0027 \cdot 10^{-1} [mole^-] \cdot \frac{1[mol Al]}{3[mol e^-]} = 3,3423 \cdot 10^{-2} [mol Al]$$

$$\text{Luego } m_{Al} = n_{Al} \cdot PM = 3,3423 \cdot 10^{-2} [mol Al] \cdot 26,98 \left[\frac{g}{mol Al} \right] = 0,9017[g]$$

- c) Identificamos la semirreacción de reducción en el cátodo:



Los moles de $Ag_{(s)}$ producida en el cátodo por este número de moles de electrones es:

$$n_{Ag} = n_{e^-} \cdot \frac{coef_{Ag}}{coef_{e^-}} = 1,0027 \cdot 10^{-1} [mole^-] \cdot \frac{1[mol Ag]}{1[mol e^-]} = 1,0027 \cdot 10^{-1} [mol Ag]$$

$$\text{Luego } m_{Ag} = n_{Ag} \cdot PM = 1,0027 \cdot 10^{-1} [mol Ag] \cdot 107,86 \left[\frac{g}{mol Ag} \right] = 10,8151[g]$$

- d) Identificamos la semirreacción de reducción en el cátodo:



Los moles de $Ni_{(s)}$ producida en el cátodo por este número de moles de electrones es:

$$n_{Ni} = n_{e^-} \cdot \frac{coef_{Ni}}{coef_{e^-}} = 1,0027 \cdot 10^{-1} [mole^-] \cdot \frac{1[mol Ni]}{2[mol e^-]} = 5,0135 \cdot 10^{-2} [mol Ni]$$

$$\text{Luego } m_{Ni} = n_{Ni} \cdot PM = 5,0135 \cdot 10^{-2} [mol Ni] \cdot 58,69 \left[\frac{g}{mol Ni} \right] = 2,9422[g]$$



DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

21/11/2022

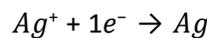
Pregunta 2

Para un proceso electrolítico de una disolución de AgNO_3 en el que se obtiene Ag metal, justifique si son verdaderas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:

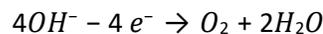
- Para obtener un mol de Ag se requiere el paso de 2 moles de electrones
- En el ánodo se produce la oxidación de los protones del agua
- En el cátodo se produce oxígeno
- Los cationes de plata se reducen en el cátodo

Solución:

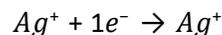
- Falso, por cada mol de Ag depositado en la reducción de los iones Ag^+ se requiere un mol de electrones, según la ecuación:



- Falso, el único proceso electroquímico en el que se pueden ver inmersos los protones (H^+) es una reducción, ya que carecen de electrones, y por tanto, no pueden cederlos para oxidarse.
"Hay oxidación siempre que un átomo o grupo de átomos pierde electrones, o aumenta sus cargas positivas"
- Falso, la única forma de producir oxígeno en esta celda será por la oxidación de los grupos hidroxilo (OH^-), proveniente de la auto ionización del agua, en el ánodo, mediante el proceso de oxidación:



- Verdadero, todos los cationes metálicos, y en este caso el Ag^+ , se depositarán en el cátodo mediante un proceso de reducción (ganancia de electrones), según la ecuación:



Pregunta 3

Como prisionero de guerra con ciertos conocimientos avanzados de química durante la primera guerra mundial le encargan la tarea de desarrollar una nueva arma química bajo la presión de ajusticiar a sus compañeros. La idea es obtener el peligroso gas cloro (Cl_2) a partir de la electrólisis del CaCl_2 fundido.

- Formule las semirreacciones que se producen en el cátodo y el ánodo
- ¿Cuántos litros de cloro molecular, a 1 atm de presión y 0°C , se obtienen haciendo pasar una corriente de 12 A durante 8 hrs?
- ¿Durante cuántas horas debe estar conectada la corriente de 12 A para obtener 20 gramos de Ca?

SOLUCIÓN:

- La reacción de disociación es: $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$



DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

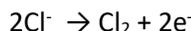
Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

21/11/2022

Entonces, la semirreacciones son:



b. Tomando en cuenta la reacción catódica (reacción de interés)



y reconociendo los datos que dan por enunciado, se utiliza la siguiente ecuación:

$$n = \frac{It}{F} \cdot \frac{1}{z}$$

Reemplazando:

$$n = 12 \text{ [A]} \cdot 28.800 \text{ [s]} \cdot \frac{1}{96500 \text{ [C/mol]} \cdot 2}$$

$$n = 1,79 \text{ mol}$$

Luego, usando ley de los gases ideales, se calcula el volumen:

$$PV = nRT$$

$$V = 1,79 \text{ [mol]} \cdot 0,082 \text{ [atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K]} \cdot 273 \text{ [K]} \cdot 1 \text{ [atm]}$$

$$V = 40,1 \text{ [L]}$$

c. Ahora se pone atención en la reacción anódica $\text{Ca}^{+2} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ca}^{\circ}$ (cambia la reacción de interés), se usa la siguiente ecuación:

$$m = \frac{It}{F} \cdot \frac{M}{z}$$

Despejando el tiempo, se reemplaza:

$$t = m \cdot z \cdot F / I \cdot M$$

$$t = 20 \text{ [g]} \cdot 2 \cdot 96500 \text{ [C/mol]} / 12 \text{ [A]} \cdot 40 \text{ [g/mol]}$$

$$t = 8.041,7 \text{ [s]} = 2 \text{ horas y } 14 \text{ minutos}$$

Pregunta 4

Durante cuánto tiempo debió ocurrir la electrólisis del agua usando Pt como electrodos y una corriente de 2,13 A para producir 2,62 L de O₂ a 26,2 °C y 738 mm Hg?



fcfm

DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

Tamara Bruna

Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

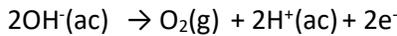
21/11/2022

Solución:

Recordando la reacción de hidrólisis del agua :



Y la semireacción de formación del oxígeno es:



Reconociendo datos:

$$I = 2,13 \text{ [A]}$$

$$P = 736 \text{ [mm Hg]} = 0,971 \text{ [atm]}$$

$$V = 2,62 \text{ [L]}$$

$$T = 26,2 \text{ [}^\circ\text{C]} = 299,35 \text{ [K]}$$

$$R = 0,082 \text{ [atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K]}$$

$$F = 96.500 \text{ [C/mol]}$$

$$PM_{\text{O}_2} = 32 \text{ [g/mol]}$$

Luego, como se está produciendo oxígeno gaseoso, su volumen es pasado a masa mediante ley de gases ideales:

$$PV = nRT \quad n = \frac{PV}{RT} \Rightarrow n = \frac{0,971 \text{ [atm]} \cdot 2,62 \text{ [L]}}{0,082 \text{ [atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K}] \cdot 299,35 \text{ [K]}}$$

$$\Rightarrow n = 0,103 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{PM} \Rightarrow m = n \cdot PM_{\text{O}_2} = 0,103 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol}$$

$$\Rightarrow m = 3,32 \text{ [g]}$$

Finalmente:

$$z = \frac{It}{PM_{\text{O}_2} F} \Rightarrow t = \frac{z m F}{I PM_{\text{O}_2}} = \frac{23,32 \text{ [g]} \cdot 96.500 \text{ [C/mol]} \cdot 2,13 \text{ [A]}}{32 \text{ [g/mol]}} \Rightarrow t = 6.411 \text{ [s]}$$

$$\Rightarrow t = 1,78 \text{ [h]}$$

Pregunta 5

- Se pasó una corriente constante a través de una solución con iones de AuCl_4^- entre electrodos de oro. Después de un periodo de 10 minutos, el cátodo se incrementó en masa en 1.314 g. ¿Cuánta carga "q" ha pasado? ¿Cuál es la corriente "I"? $PM_{\text{Au}} = 197 \text{ g/mol Au}$.
- En el proceso anterior, se necesita que la solución sea agitada rápidamente durante la electrólisis. Explique brevemente a qué se debe esto.

Solución:

- La reacción en el cátodo viene dada por:



fcfm

DEPARTAMENTO DE INGENIERÍA
QUÍMICA, BIOTECNOLOGÍA
Y MATERIALES
FACULTAD DE CIENCIAS
FÍSICAS Y MATEMÁTICAS
UNIVERSIDAD DE CHILE

IQ2211-2 Química Semestre Primavera 2022

Profesoras: Isadora Berlanga

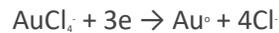
Tamara Bruna

Auxiliares: Bárbara Andrade Rojas

Jorge Palma Uribe

Auxiliar laboratorio: Daniela Balbontín Campomanes

21/11/2022



Los moles de oro son:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,314 \text{ g}}{197 \text{ g/mol}} = 6,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Au}$$

Cabe notar, que por cada mol de oro que se reduce, se necesitan 3 moles de electrones:

$$q = 6,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Au} \cdot 3 \text{ mol de } e^- / 1 \text{ mol de Au}$$
$$q = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } e^-$$

Con lo que definimos la carga necesaria para depositar 1,314 g de oro. Por otra parte, la corriente queda:

$$I = \frac{q}{t} = \frac{(2 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } e^-) \cdot (96500 \text{ C/mol de } e^-)}{600 \text{ s}} = 3,22 \text{ A}$$

Con lo que definimos la corriente necesaria.

- b. Debido a que el electrolito es negativo y el electrodo posee exceso de electrones, se hace necesario promover el movimiento de los iones, a través de una agitación fuerte.