

MI 51G Procesos Hidro-Electrometalúrgicos

Profesor: Tomás Vargas

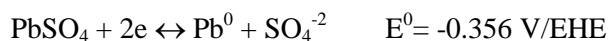
Prof.Auxiliar: Daniela Siñuela P.

14.08.09

Ejercicio 2

P1

Las semireacciones involucradas en las baterías de plomo usadas en los autos son:



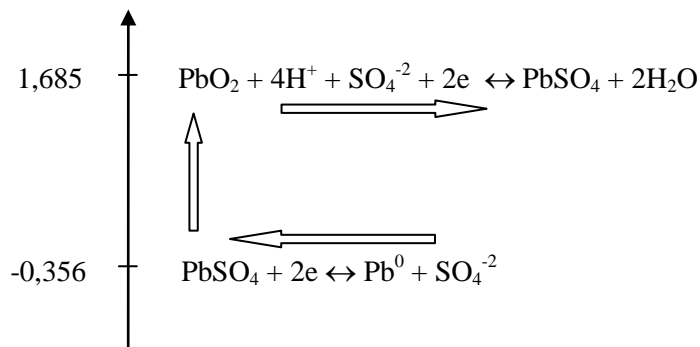
- a) Escriba la reacción global e indique en qué sentido ocurre de manera espontanea (etapa de descarga) y en qué sentido ocurre cuando se recarga la batería aplicando trabajo eléctrico externo.

Solución:

- a) Para la reacción global, se tomaron como correctas éstas 2 soluciones:

- $\text{Pb}^0 + \text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Pb}^0 + \text{PbO}_2 + 2\text{SO}_4^{-2} + 4\text{H}^+ \rightarrow 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

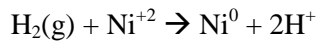
El sentido en que ocurre la reacción es el siguiente:



El sentido "natural" es la descarga, es decir del potencial más bajo al más alto y la carga es el "forzamiento" a hacer circular los electrones en el sentido contrario al "natural" o sea yendo del potencial más alto al más bajo

P2

En un reactor se tiene una solución proveniente de una etapa de lixiviación con una concentración de 1M de Ni^{+2} , el cual se desea precipitar como Ni^0 mediante burbujeo con hidrógeno gaseoso a 100 atm según la siguiente reacción global:

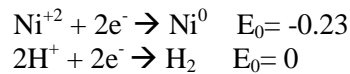


- Escriba cada una de las semi-reacciones involucradas y determine el potencial de Nernst.
- Determine qué pH hay que fijar en la solución para poder reducir la concentración de Ni^{+2} hasta 10^{-6} M.

Nota: considere que el pH y la presión de hidrógeno gaseoso se mantienen constantes durante el proceso.

Solución:

- Las reacciones involucradas son:



Se quiere que la concentración final de Ni^{+2} sea de 10^{-6} . La ecuación de Nernst para cada reacción es:

- Para Ni:

$$\begin{aligned} E &= E^o + \frac{0.0591}{n} \text{Log} \left(\frac{[Ni^{+2}]}{[Ni^0]} \right) \\ E &= -0.23 + \frac{0.0591}{2} \text{Log} \left(\frac{10^{-6}}{1} \right) \\ E &= -0.4073 \end{aligned}$$

- Para H_2 :

$$\begin{aligned} E &= E^o + \frac{0.0591}{n} \text{Log} \left(\frac{[H^+]^2}{pH_2} \right) \\ E &= 0 + \frac{0.0591}{2} \text{Log} \left(\frac{[H^+]^2}{100} \right) \end{aligned}$$

b) En el equilibrio, se tiene:

$$\begin{aligned}E_{Ni} &= E_H \\-0.4073 &= \frac{0.0591}{2} \cdot \text{Log}\left(\frac{[H^+]^2}{100}\right) \\-13.783 &= 2\text{Log}([H^+]) - \text{Log}(100) \\-13.78 &= -2\text{pH} - 2 \\pH &= 5.89\end{aligned}$$

P3

Un electrodo de cobre que pesa 50 gramos está inmerso en 5 lt de electrolito cuya concentración de ión cúprico es $[Cu^{+2}] = 15 \text{ g/l}$.

a) Determine que potencial hay que aplicar el electrodo de cobre (con respecto al electrodo estándar) para disolver sólo el 50% del peso del electrodo.

DATOS: PM Cu^{+2} : 63.5;

Recuerde que $(RT/zF) \ln x$ a 25°C es $(0.0591/z) \log x$

Solución:

a) Se desea disolver el 50% del electrodo, es decir, habrá 25 gramos adicionales en 5 litros de solución.

Con esto, se tiene que la concentración final será:

$$[Cu^{+2}]_f = 15 \left[\frac{gr}{lt} \right] + \frac{25}{5} \left[\frac{gr}{lt} \right] = 20 \text{ gpl}$$

Luego, la concentración molar es:

$$[Cu^{+2}] = \frac{20 [gr/lt]}{63.5 [gr/mol]} = 0.314 [M]$$

Finalmente el potencial es:

$$E = E^{\circ} - \frac{0.0591}{n} \text{Ln} \left(\frac{[1]}{[\text{Cu}^{2+}]} \right)$$

$$E = 0.34 - \frac{0.0591}{2} \text{Log} \left(\frac{1}{0.314} \right)$$

$$E = 0.325[\text{v}]$$