

# FUNDAMENTOS QUÍMICOS DE LA INGENIERÍA (I. MECÁNICA) - 2016- Septiembre-Org

## PROBLEMA (3.5 puntos)

Calcular el trabajo útil ( $\Delta G^\circ$ ) que produce un acumulador de plomo cuyo voltaje en condiciones estándar es de 2.02 v. Se pide también: a) La reacción ajustada que tiene lugar en el proceso de descarga, b) Qué electrodo actúa de polo positivo? e) Cuantos kWh, se producirían por gramo de Pb oxidado, y que cantidad de  $PbO_2$  se reduce en el cátodo y en qué se transforma?

DATOS:  $1\text{kWh} = 3,6 \cdot 10^6$  Julios.  $F = 96485$  culombios. Masas atómicas del O y Pb: 16,0 y 207,2 g/mol respectivamente.

## CUESTIONES (1 punto cada cuestión)

- 1.- Explicar razonadamente porque los metales son dúctiles y maleables, conductores de la electricidad y tienen dureza variable, en tanto que los compuestos iónicos son duros, frágiles y aislantes.
- 2.- Un arrabio contiene las siguientes impurezas: 4% de C; 2% de Si y 1% de Mn. Describa brevemente los procesos empleados para la eliminación de las citadas impurezas como paso previo a la obtención de un acero.
- 3.- Defina el siguiente término Relación Pilling-Bedworth y ponga un ejemplo
- 4.- Calcular el volumen de ácido clorhídrico del 52,5% en peso, densidad 1,083 g/ml, que se necesitan para preparar 5L de disolución del ácido 2N. (Masas atómicas del H y Cl: 1,0 y 35,5 g/mol).
- 5.- Se disuelve 1 g de una aleación de duraluminio (Al-Cu) en 20 ml de solución acuosa de  $HNO_3$ , la resultante se satura con una corriente de  $H_2S$ , con lo que precipita cuantitativamente todo el  $Cu^{2+}$  como  $CuS$ , este una vez separado y seco arroja un peso de 95,5 mg. ¿ Cual es la composición en % de la aleación. (Masas atómicas del S y Cu: 32,0 y 63,5 g/mol).

## TEMA (1,5 puntos).

El hierro y sus compuestos. Metalurgia del hierro.

# SOLUCIONES

## PROBLEMA (3.5 puntos)

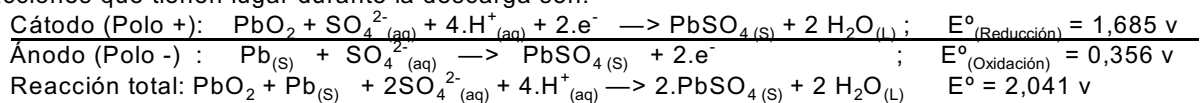
Calcular el trabajo útil ( $\Delta G^\circ$ ) que produce un acumulador de plomo cuyo voltaje en condiciones estándar es de 2.02 v. Se pide también: a) La reacción ajustada que tiene lugar en el proceso de descarga, b) Qué electrodo actúa de polo positivo? e) Cuantos kWh, se producirían por gramo de Pb oxidado, y que cantidad de  $PbO_2$  se reduce en el cátodo y en qué se transforma?

DATOS:  $1\text{kWh} = 3,6 \cdot 10^6$  Julios.  $F = 96485$  culombios. Masas atómicas del O y Pb: 16,0 y 207,2 g/mol respectivamente.

## RESOLUCIÓN

El acumulador de plomo es una batería secundaria que genera una fem de 12 v y está formada por 6 placas cada una de las cuales genera 2 v. Los electrodos de cada placa (o celda) entre los que se produce la transferencia de electrones, están formados por Plomo metálico poroso y  $PbO_2$ , sumergidos en ácido Sulfúrico y separados por unas láminas de fibra de vidrio.

Las reacciones que tienen lugar durante la descarga son:



El trabajo útil, o energía libre de Gibbs;  $\Delta G$  está relacionado con el potencial normal de la pila por la expresión:  $\Delta G^\circ = -n.F.E^\circ$ , siendo n:  $N^\circ$  de electrones intercambiados, F: Faraday = 96485 C/mol y  $E^\circ$  el potencial normal de la pila; al sustituir, teniendo en cuenta en el proceso se intercambian dos electrones:

$$\Delta G^\circ = -2.96485.2,041 = -393851 \text{ Julios/mol} ; \quad \Delta G^\circ = -393,851 \text{ KJ/mol}$$

Para calcular los kWh producidos por cada g de Pb, hemos de tener en cuenta que la cantidad anterior es la correspondiente a 1 mol, y así:

$$\text{Energía desprendida} = 393851 \frac{\text{Julios}}{\text{mol}} \cdot \frac{1\text{g}}{207,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1900,83 \text{ J} = \frac{1900,83 \text{ J}}{3600000 \frac{\text{J}}{\text{kWh}}} = 5,28 \cdot 10^{-4} \text{ Kwh por cada g de Pb}$$

Para calcular la cantidad de  $PbO_2$  que se reduce en el cátodo, hemos de tener en cuenta la estequiometría del proceso:  $PbO_2 + Pb_{(s)} + 2SO_4^{2-}{}_{(aq)} + 4.H^+{}_{(aq)} \longrightarrow 2.PbSO_4{}_{(s)} + 2 H_2O{}_{(l)}$ , donde vemos que por cada mol de Pb que se oxida, se reduce 1 mol de  $PbO_2$  (es decir, el mismo número de moles) que se convierte en  $PbSO_4$ .

$$\text{Así en 1 g de Pb: } n^\circ \text{ moles de Pb: } \frac{1\text{g}}{207,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,83 \cdot 10^{-3} \text{ moles de Pb oxidadas}$$

Por tanto se reducen  $4,83 \cdot 10^{-3}$  moles de  $PbO_2 \Rightarrow 4,83 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 239,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1,15 \text{ g de } PbO_2 \text{ se reducen}$

---

**CUESTIONES** (1 punto cada cuestión)

1.- Explicar razonadamente porque los metales son dúctiles y maleables, conductores de la electricidad y tienen dureza variable, en tanto que los compuestos iónicos son duros, frágiles y aislantes.  
(Ver pág 75 y 110 del texto recomendado)

---

2.- Un arrabio contiene las siguientes impurezas: 4% de C; 2% de Si y 1% de Mn. Describa brevemente los procesos empleados para la eliminación de las citadas impurezas como paso previo a la obtención de un acero.  
(Ver pág 473 del texto recomendado)

---

3.- Defina el siguiente término Relación Pilling-Bedworth y ponga un ejemplo  
(Ver pág 483 del texto recomendado)

---

4.- Calcular el volumen de ácido clorhídrico del 52,5% en peso, densidad 1,083 g/ml, que se necesitan para preparar 5L de disolución del ácido 2N. (Masas atómicas del H y Cl: 1,0 y 35,5 g/mol).

**RESOLUCIÓN**

Hemos de calcular en primer lugar la cantidad de HCl (soluto) que hay en los 5 Litros de la disolución 2N, para lo cual partimos de la definición de Molaridad, teniendo en cuenta que, para el HCl su peso molecular es:  $P_m = 35,5 + 1 = 36,5$

$$N = \frac{g_s \cdot V}{P_m \cdot \text{litro}_{\text{disoluc}}}; 2 = \frac{g_s \cdot 5}{36,5 \cdot 5}; g_s = 365,0 \text{ gramos de HCl} \quad \text{y estos 365 gramos hemos de}$$

tomarlos de la disolución de la que se dispone, la cual tiene un 52% de riqueza, por lo que:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g}_{\text{DISOLUCION}} \text{ --- } 52 \text{ g de soluto HCl} \\ X \text{ --- } 365 \text{ g de soluto HCl} \end{array} \right\} X = 701,92 \text{ g de la disolucion inicial que se necesitan}$$

y, dado que su densidad es 1,083, el volumen de esa disolución inicial que es necesario será:

$$d = \frac{m}{V}; 1,083 = \frac{701,92}{V}; V = 689,5 \text{ ml son necesarios}$$

---

5.- Se disuelve 1 g de una aleación de duraluminio (Al-Cu) en 20 ml de solución acuosa de  $HNO_3$ , la resultante se satura con una corriente de  $H_2S$ , con lo que precipita cuantitativamente todo el  $Cu^{2+}$  como  $CuS$ , este una vez separado y seco arroja un peso de 95,5 mg. ¿ Cual es la composición en % de la aleación. (Masas atómicas del S y Cu: 32,0 y 63,5 g/mol).

**RESOLUCIÓN**

La cantidad de cobre se calcula a partir del sulfuro formado:

$$\left. \begin{array}{l} 95,5 \text{ g CuS} \text{ --- } 63,5 \text{ g Cu} \\ 0,0955 \text{ --- } x \end{array} \right\} x = \frac{63,5 \cdot 0,0955}{95,5} = 0,0635 \text{ g de Cu había en la muestra}$$

El resto es Zn:  $1 - 0,0635 = 0,9365$  g de Zn

La composición de la aleación será, por tanto:

$$\% \text{ Cu: } \frac{0,0635}{1} \cdot 100 = 6,35\% \text{ de Cu}; \quad \% \text{ Zn: } \frac{0,9365}{1} \cdot 100 = 93,65\% \text{ de Zn}$$

---

**TEMA** (1,5 puntos).

**El hierro y sus compuestos. Metalurgia del hierro.**  
(Ver pág 472 del texto recomendado)

---

Texto recomendado: QUÍMICA APLICADA A LA INGENIERÍA. Caselles, M.J., Gómez, M.R., Molero, M. y Sardá, J. Ed, UNED. Madrid (2015)