

ELECTRÓLISIS / CORROSIÓN

EJERCICIO 4

Una solución de sulfato de cobre (II) se electroliza con electrodos inertes durante 5 h 21 min 40 s con una intensidad de 5 A. Calcular cuántos gramos de Cu y qué volumen de oxígeno en condiciones normales de presión y temperatura se obtienen.

DATOS

- Electrodos inertes
- Solución de CuSO_4
- Tiempo 5 h 21 min 40 s
- Intensidad 5 A

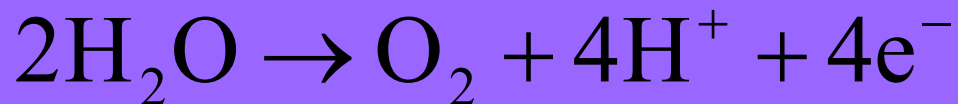
Se deben determinar

INCÓGNITAS

- Gramos de Cu depositados.
- Volumen de O_2 en CNPT.

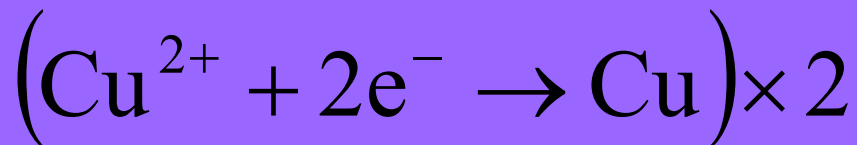
Semi-ecuaciones iónicas

Ánodo (+)

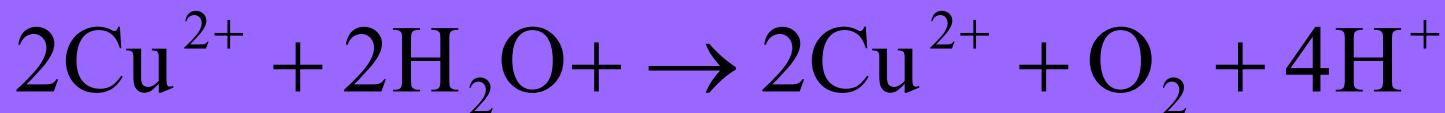


Hemi-reacción anódica

Cátodo (-)



Hemi-reacción catódica



Reacción global

Masa en gramos de Cu depositado

$$\begin{array}{l}
 5 \text{ h} \times 3600 \text{ s/h} = 18000 \text{ s} \\
 21 \text{ min} \times 60 \text{ s/min} = 1260 \text{ s}
 \end{array}
 \left. \vphantom{\begin{array}{l} 5 \text{ h} \\ 21 \text{ min} \end{array}} \right\} t = 18000 \text{ s} + 1260 \text{ s} + 40 \text{ s} = 19300 \text{ s}$$

Intensidad de corriente $\leftarrow i = \frac{q}{t} \rightarrow$ Carga
 Tiempo

$q = it = 5 \text{ A} \times 19300 \text{ s} = 96500 \text{ C}$

$\text{A(Ampere)} = \frac{\text{C(Coulomb)}}{\text{s(Segundo)}}$

Masa atómica
gramo del Cu



$$63,6 \text{ g} = 2 \text{ Faraday} = 2 \times 96500 \text{ C}$$

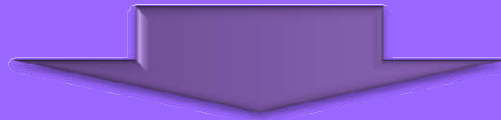
En base a la estequiometría
de la reacción

$$\begin{array}{l}
 2 \times 96500 \text{ C} \text{ ————— } 63,6 \text{ g Cu} \\
 96500 \text{ C} \text{ ————— } 31,8 \text{ g Cu}
 \end{array}$$

Masa de Cu
depositada

Volumen obtenido de O₂ en CNPT

El volumen de O₂ puede calcularse a partir de la corriente o por estequimetría tomando como dato la masa depositada de Cu



La ecuación química indica que cuando se depositan 2 moles de Cu debe liberarse 1 mol de O₂



31,8 g de Cu = 0,5 mol de Cu \Rightarrow 0,25 mol O₂ \Rightarrow 5,6 L en CNPT

Volumen molar de un gas ideal en CNPT: 22,4 L



Volumen obtenido de O₂ en CNPT

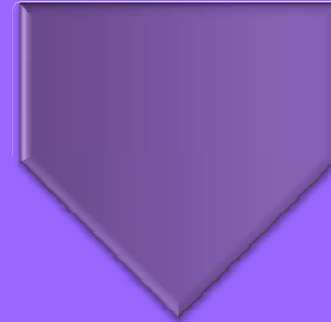
RESPUESTAS

Masa de Cu
depositada



31,8 g

Volumen de O₂
obtenido en CNPT



5,6 L