

1.- Se realiza la electrolisis de 2 litros de una disolución de nitrato de plata 0'2 M haciendo pasar una corriente eléctrica de 0'5 amperios durante 4 horas. Calcule:

- La masa de plata que se deposita en el cátodo.
- La concentración de iones  $\text{Ag}^+$  que queda en la disolución una vez finalizada la electrolisis.

Datos:  $F = 96500 \text{ C}$ . Masas atómicas:  $\text{Ag} = 108$ .

2.- Cuando el  $\text{I}_2$  reacciona con gas hidrógeno, se transforma en yoduro de hidrógeno:

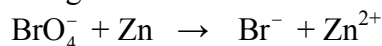
- Escriba el proceso que tiene lugar, estableciendo las correspondientes semirreacciones redox.
- Identifique, razonando la respuesta, la especie oxidante y la especie reductora.
- ¿Cuántos electrones se transfieren para obtener un mol de yoduro de hidrógeno según el proceso redox indicado? Razone la respuesta.

3.- Se hace pasar una corriente eléctrica de 5 amperios durante 2'5 horas a través de una celda electrolítica que contiene una disolución acuosa de  $\text{CuCl}_2$ . Calcule:

- La masa de cobre metálico depositado en el cátodo.
- El volumen de  $\text{Cl}_2$  medido en condiciones normales que se genera en el ánodo.

Datos:  $F = 96500 \text{ C}$ . Masa atómica:  $\text{Cu} = 63'5$ .

4.- La siguiente reacción tiene lugar en medio ácido:



- Ajuste la reacción iónica por el método del ion-electrón.
- Calcule la riqueza de una muestra de Zn si 1 g de la misma reacciona con 25 mL de una disolución 0'1 M de iones  $\text{BrO}_4^-$

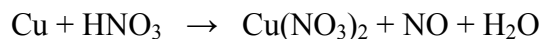
Masa atómica:  $\text{Zn} = 65'4$ .

5.- Se dispone de una pila formada por un electrodo de cinc y otro de plata sumergidos en una disolución 1 M de sus respectivos iones,  $\text{Zn}^{2+}$  y  $\text{Ag}^+$ . Razone la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

- La plata es el cátodo y el cinc el ánodo.
- El potencial de la pila es 0'04 V.
- En el ánodo de la pila tiene lugar la reducción del oxidante.

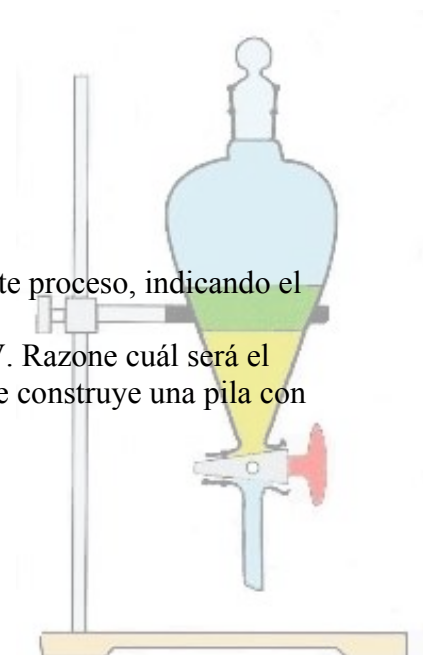
Datos:  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0'76 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$ .

6.- a) El proceso global de una reacción redox es:



Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción de este proceso, indicando el agente oxidante y el agente reductor.

- El potencial de reducción estándar del  $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$  es  $-2'34 \text{ V}$ . Razone cuál será el electrodo que actúa como ánodo y cuál como cátodo cuando se construye una pila con el electrodo de magnesio y un electrodo normal de hidrógeno.



## OXIDACIÓN REDUCCIÓN QCA 07 ANDALUCÍA

1.- a) Calculamos los culombios que han pasado por la celda electrolítica

$$q = I \cdot t = 0,5 \text{ A} \cdot 14400 \text{ s} = 7200 \text{ C}$$

sabemos que un faraday (96.500 C) deposita un equivalente de metal en el cátodo, calculamos el número de equivalentes de plata depositados

$$\frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ eq}} = \frac{7200 \text{ C}}{x} \quad x = 0,075 \text{ eq}$$

Calculamos la masa equivalente de la plata sabiendo que se reduce ganando un electrón

$$M_{eq} = \frac{Mm}{n^{\circ} e^{-}} = \frac{108 \text{ g mol}^{-1}}{1} = 108 \text{ g eq}^{-1}$$

Calculamos la masa de plata depositada

$$m = n_{eq} \cdot M_{eq} = 0,075 \text{ eq} \cdot 108 \text{ g eq}^{-1} = 8,1 \text{ g}$$

b) Calculamos los moles de plata depositados

$$n = \frac{m}{Ma} = \frac{8,1 \text{ g}}{108 \text{ g mol}^{-1}} = 0,075 \text{ mol}$$

teniendo en cuenta que el nitrato de plata sólo posee un átomo de metal ( $\text{AgNO}_3$ ), la concentración inicial de plata disociada es la misma que la de la sal. Calculamos los moles iniciales de plata

$$n_0 = M \cdot V = 0,2 \text{ mol L}^{-1} \cdot 2 \text{ L} = 0,4 \text{ mol}$$

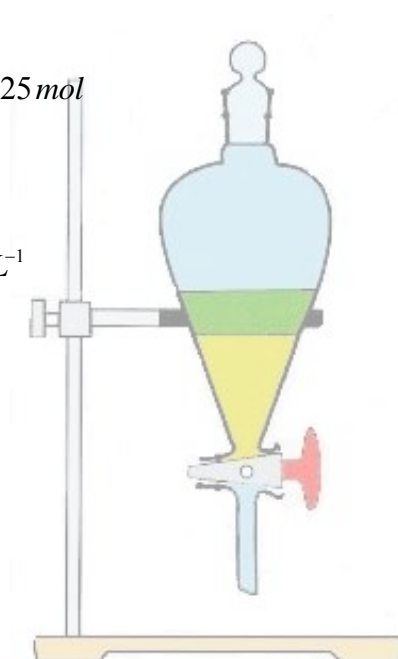
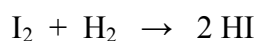
por diferencia, calculamos los moles de plata en disolución

$$n_{disolución} = n_0 - n = 0,4 \text{ mol} - 0,075 \text{ mol} = 0,325 \text{ mol}$$

calculamos la concentración del ion plata

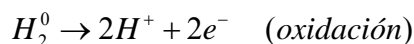
$$[\text{Ag}^+] = \frac{n}{V} = \frac{0,325 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,1625 \text{ mol L}^{-1}$$

2.- a) Escribimos el proceso que tiene lugar



## OXIDACIÓN REDUCCIÓN QCA 07 ANDALUCÍA

2.- a) (continuación) Establecemos las correspondientes semirreacciones iónicas



b) El oxidante es la especie que se reduce, en este caso el  $I_2$  y el reductor es la que se oxida, en este caso el  $H_2$ .

c) Como vemos en las semirreacciones iónicas, se transfieren dos moles de electrones para obtener dos moles de HI, por lo tanto para obtener un mol de HI se transferirá un mol de electrones.

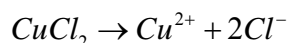
3.- a) Calculamos los culombios que han pasado por la celda electrolítica

$$q = I \cdot t = 5 \text{ A} \cdot 9000 \text{ s} = 45000 \text{ C}$$

sabemos que un faraday (96.500 C) deposita un equivalente de metal en el cátodo, calculamos el número de equivalentes de cobre depositados

$$\frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ eq}} = \frac{45000 \text{ C}}{x} \quad x = 0,466 \text{ eq}$$

El cloruro de cobre se disocia según el proceso



Calculamos la masa equivalente del cobre sabiendo que se reduce ganando dos electrones

$$M_{eq} = \frac{Mm}{n^\circ e^-} = \frac{63,5 \text{ g mol}^{-1}}{2} = 31,75 \text{ g eq}^{-1}$$

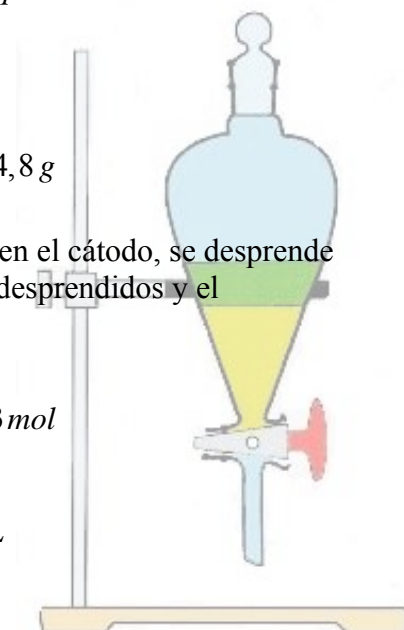
Calculamos la masa de cobre depositada

$$m = n_{eq} \cdot M_{eq} = 0,466 \text{ eq} \cdot 31,75 \text{ g eq}^{-1} = 14,8 \text{ g}$$

b) Teniendo en cuenta que por cada mol de cobre depositado en el cátodo, se desprende un mol de  $Cl_2$  gas en el ánodo, calculamos los moles de cloro desprendidos y el volumen en condiciones normales (22,4 L/mol)

$$n_{Cl_2} = n_{Cu} = \frac{m_{Cu}}{Ma_{Cu}} = \frac{14,8 \text{ g}}{63,5 \text{ g mol}^{-1}} = 0,233 \text{ mol}$$

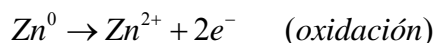
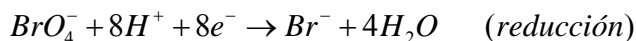
$$V = 0,233 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L mol}^{-1} = 5,22 \text{ L}$$



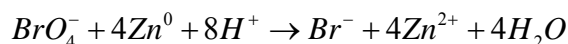
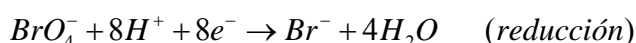
## OXIDACIÓN REDUCCIÓN QCA 07 ANDALUCÍA



Planteamos las semireacciones iónicas y las ajustamos sabiendo que en medio ácido se añade  $\text{H}_2\text{O}$  donde falte oxígeno y  $\text{H}^+$  donde falte hidrógeno



multiplicamos la oxidación x4 para ajustar los electrones transferidos y sumamos para obtener la ecuación iónica ajustada



b) Calculamos los moles de perbromato

$$n = M \cdot V = 0,1 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0,025 \text{ L} = 0,0025 \text{ mol}$$

como vemos en la reacción iónica ajustada, 1 mol de perbromato oxida a 4 moles de cinc. Establecemos la proporción

$$\frac{1 \text{ mol BrO}_4^-}{4 \text{ mol Zn}} = \frac{0,0025 \text{ mol BrO}_4^-}{x} \quad x = 0,01 \text{ mol Zn}$$

calculamos la masa de cinc que hay en la muestra

$$m = n \cdot Mm = 0,01 \text{ mol} \cdot 65,4 \text{ g mol}^{-1} = 0,654 \text{ g}$$

calculamos la riqueza de la muestra

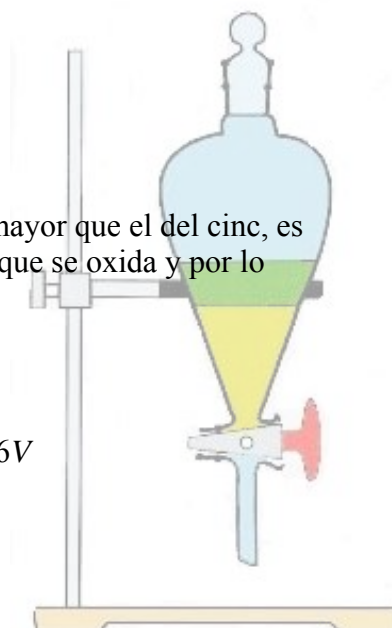
$$\text{riqueza} = \frac{0,654 \text{ g}}{1 \text{ g}} \cdot 100 = 65,4\%$$

5.- a) Como el potencial estandar de reducción de la plata es mayor que el del cinc, es la plata la que se reduce y por lo tanto es el cátodo y el cinc el que se oxida y por lo tanto es el ánodo. La afirmación es verdadera.

b) Calculamos el potencial de la pila

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{ox}}^0 + E_{\text{red}}^0 = 0,76 \text{ V} + 0,80 \text{ V} = 1,56 \text{ V}$$

la afirmación es falsa.

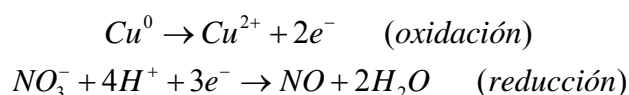


## OXIDACIÓN REDUCCIÓN QCA 07 ANDALUCÍA

5.- c) Es falso, en el ánodo de la pila tiene lugar la oxidación del reductor.



si calculáramos los números de oxidación de los elementos de esta reacción veríamos que solo cambian el cobre de 0 en el cobre metálico, a +2 en el nitrato de cobre (II) y el nitrógeno de +5 en el ácido nítrico, a +2 en el monóxido de nitrógeno, por lo tanto planteamos las semireacciones iónicas y las ajustamos sabiendo que en medio ácido se añade  $\text{H}_2\text{O}$  donde falte oxígeno y  $\text{H}^+$  donde falte hidrógeno



El reductor es el que se oxida es decir el cobre metálico y el oxidante es el que se reduce, es decir el ácido nítrico.

b) El potencial de reducción estandar del electrodo normal de hidrógeno es cero, al ser mayor que el potencial de reducción estandar el magnesio, es el hidrógeno el que se reduce y por lo tanto es el cátodo y el magnesio el que se oxida y por lo tanto es el ánodo.

