	Electroquímica	Problemas resueltos
---	-----------------------	----------------------------

(Oviedo. 2018-2019/ 4.2)

A partir de la notación de la pila galvánica $\text{Ag(s)}|\text{Ag}^+(\text{ac}, 1 \text{ M})||\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}, 1 \text{ M})|\text{Cr}^{3+}(\text{ac}, 1 \text{ M})|\text{Pt}$.

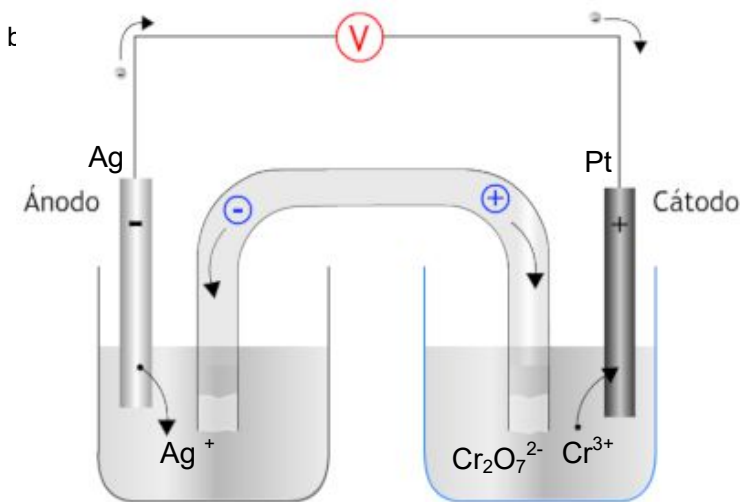
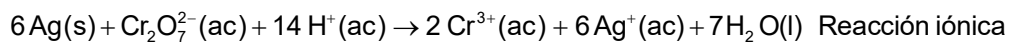
- Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción y la reacción global, ajustadas por el método del ion-electrón en forma iónica. Indique la especie química que actúa como oxidante y la que actúa como reductora durante el funcionamiento espontáneo de la pila.
- Dibuje un esquema de la pila en el que estén representadas la semicelda que actúa como ánodo y la que actúa como cátodo, así como el sentido del flujo de los electrones durante el funcionamiento de la pila.

Solución:

- Basándonos en la notación de la pila (a la izquierda se representa el ánodo y a la derecha el cátodo), tendremos:

Ánodo: $\text{Ag(s)} \rightarrow \text{Ag}^+(\text{ac}) + 1 \text{ e}^-$.Reacción de oxidación. Reductor : Ag

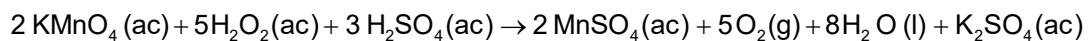
Cátodo: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) + 14 \text{ H}^+(\text{ac}) + 6 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ Cr}^{3+}(\text{ac}) + 7 \text{ H}_2\text{O}$. Reacción de reducción. Oxidante : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$



En el ánodo se produce la reacción de oxidación y en el cátodo la de reducción.
Los electrones circulan por el circuito del ánodo (electrodo negativo) al cátodo (electrodo positivo).

(Oviedo. 2018-2019/ 3.3)

La concentración de peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , en un agua oxigenada puede determinarse mediante la valoración redox con permanganato de potasio, KMnO_4 , de acuerdo con la ecuación química:

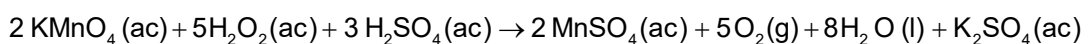


En el laboratorio, 1 mL de agua oxigenada se diluye con agua hasta un volumen final de 20 mL. La valoración exacta de esta disolución consume, en el punto de equivalencia, 15 mL de una disolución acuosa de permanganato 0,01 M.

- Calcule la concentración de peróxido de hidrógeno en el agua oxigenada.
- Indique el nombre del material de laboratorio que contiene la disolución de peróxido de hidrógeno durante la valoración.

Solución:

- A partir del volumen de permanganato consumido podemos calcular la cantidad (moles) de H_2O_2 que han reaccionado:



$$15 \text{ mL dis (KMnO}_4) \cdot \frac{0,01 \text{ mol KMnO}_4}{1000 \text{ mL dis (KMnO}_4)} \cdot \frac{5 \text{ moles H}_2\text{O}_2}{2 \text{ moles KMnO}_4} = 3,75 \cdot 10^{-4} \text{ moles H}_2\text{O}_2$$

Estos moles se encontraban en la muestra de 1 mL tomada, luego la concentración será:

$$\frac{3,75 \cdot 10^{-4} \text{ moles H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,38 \text{ M} \approx 0,4 \text{ M}$$

- b) La disolución a valorar (agua oxigenada) se coloca en un **matraz erlenmeyer**.

(Oviedo. 2018-2019/ 2.3)

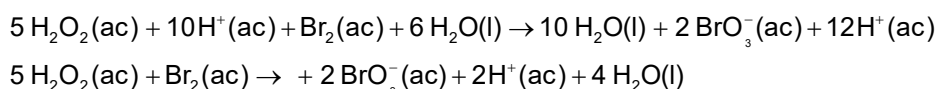
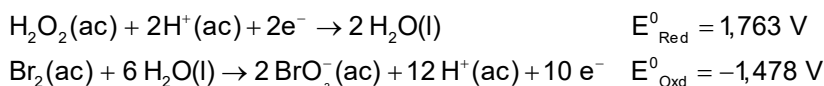
Cuando se añade una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno, H₂O₂, a una disolución acuosa ácida que contiene bromo disuelto Br₂(ac), se produce una reacción química espontánea. A partir de los valores de los potenciales estándar de reducción, E⁰(H₂O₂ / H₂O) = + 1,763 V; E⁰(BrO₃⁻ / Br₂) = + 1,478 V .:

- a) Indique, de forma razonada, la especie química en disolución que experimenta la reacción de oxidación y la que experimenta la reacción de reducción. Escriba y ajuste por el método del ion-electrón la ecuación que representa la reacción química que se produce de forma espontánea. Indique la especie química que actúa como reductor.
 b) Calcule el potencial estándar de la reacción global.

Nota. Todas las especies en disolución están en condiciones estándar.

Solución:

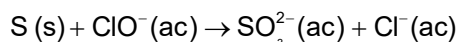
- a) Se reducirá la sustancia que tenga un potencial de reducción mayor y la otra quedará forzada a oxidarse, luego:



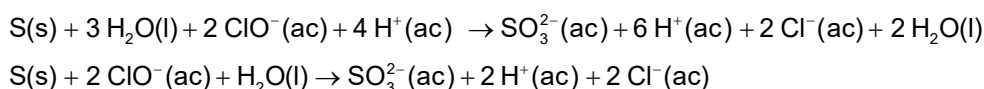
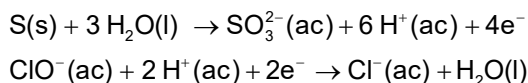
- b) $E^0_{\text{R}} = E^0_{\text{Red}} + E^0_{\text{Oxd}} = (1,763 - 1,478) \text{ V} = 0,285 \text{ V}$

(Oviedo. 2018-2019/ 1.4B)

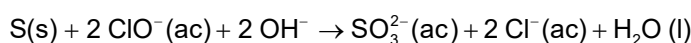
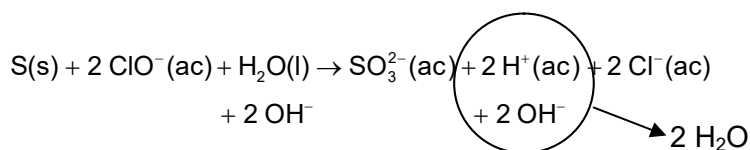
Ajuste por el método del ion-electrón **en medio básico** la siguiente ecuación química:



Solución:



Como estamos en medio básico con el fin de eliminar los protones sumamos 2 OH⁻ a ambos lados:



(Oviedo. 2017-2018/ 4.2)

Cuando se añade dicromato de potasio, $K_2Cr_2O_7$, a una disolución acuosa de ácido sulfúrico que contiene sulfato de hierro(II), $FeSO_4$, se produce una reacción química espontánea. A partir de los potenciales estándar de reducción:

$$E^0(Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}) = +1,33 \text{ V}; E^0(Fe^{3+} / Fe^{2+}) = +0,771 \text{ V}; E^0(Fe^{2+} / Fe) = -0,44 \text{ V} \therefore$$

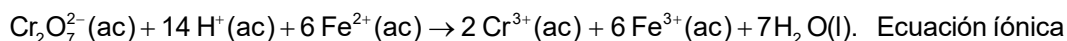
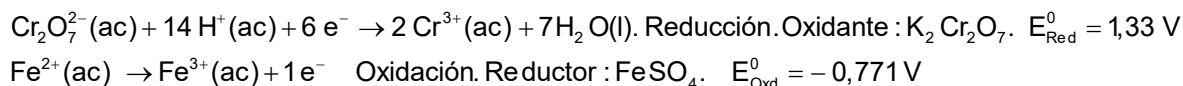
- Indique, de forma razonada, la especie química en disolución que experimenta la reacción de oxidación y la que experimenta la reacción de reducción. Escriba y ajuste por el método del ion-electrón, en forma iónica y molecular, la ecuación que representa la reacción química que se produce de forma espontánea.
- Calcule el potencial estándar de la reacción global.

Nota: todas las especies en disolución están en condiciones estándar.

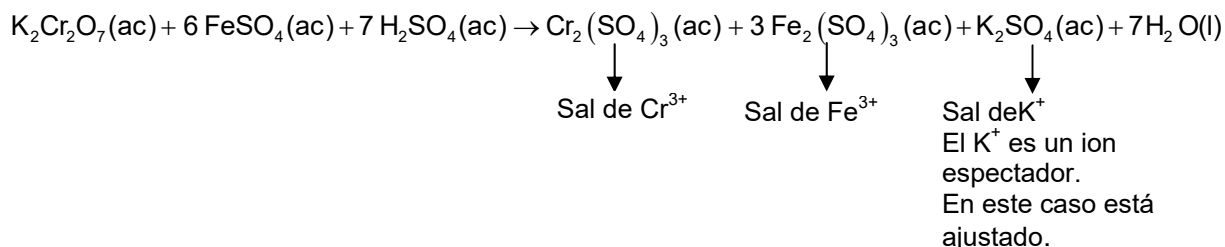
Solución:

- Se reducirá la que tenga un potencial de reducción mayor, esto es el dicromato.

Para determinar quien se oxida, de las otras dos posibilidades que se brindan, solamente una es factible, la oxidación de Fe^{2+} a Fe^{3+} , ya que la otra posibilidad sería la oxidación de Fe a Fe^{2+} y esto no es posible (no hay Fe).



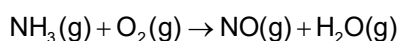
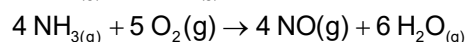
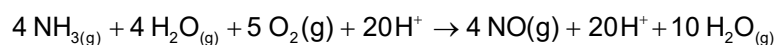
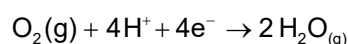
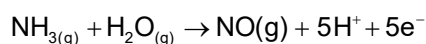
Para escribir la ecuación molecular debemos tener en cuenta que **pueden existir iones espectadores** (que no intervienen en la reacción redox) que habrá que ajustar a ojo. Hay que tener en cuenta, además, que **los metales van a formar sales con el ácido sulfúrico** y aparecerán en los productos como sales.



$$b) \quad E^0 = E_{Red}^0 + E_{Oxd}^0 = 1,33 \text{ V} - 0,771 \text{ V} = 0,56 \text{ V}$$

(Oviedo. 2017-2018/ 3.4B)

Ajuste, por el método del ion-electrón, la siguiente ecuación química:

**Solución:**

(Oviedo. 2017-2018/ 2.2)

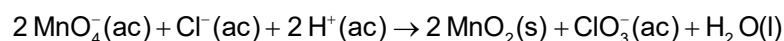
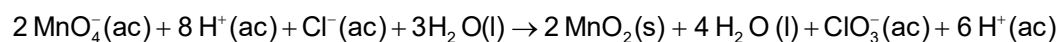
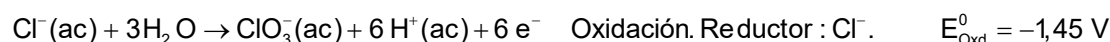
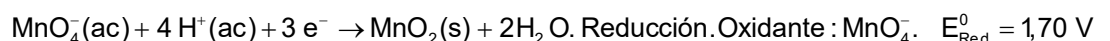
Se construye una célula galvánica utilizando las siguientes semicélulas: a) un hilo de Pt sumergido en una disolución acuosa ácida que contiene $\text{MnO}_2(\text{s})$ en suspensión y $[\text{MnO}_4^-] = 1 \text{ M}$; b) Un hilo de Pt sumergido en una disolución acuosa que contiene $[\text{ClO}_3^-] = [\text{Cl}^-] = 1 \text{ M}$.

- Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción y la reacción global, ajustadas por el método del ion-electrón en forma iónica. Indique la especie que actúa como oxidante y la que actúa como reductora durante el funcionamiento espontáneo de la pila.
- Dibuje un esquema de la pila en el que estén representadas la semicélula que actúa como ánodo y la que actúa como cátodo, así como el sentido del flujo de electrones durante el funcionamiento de la pila.

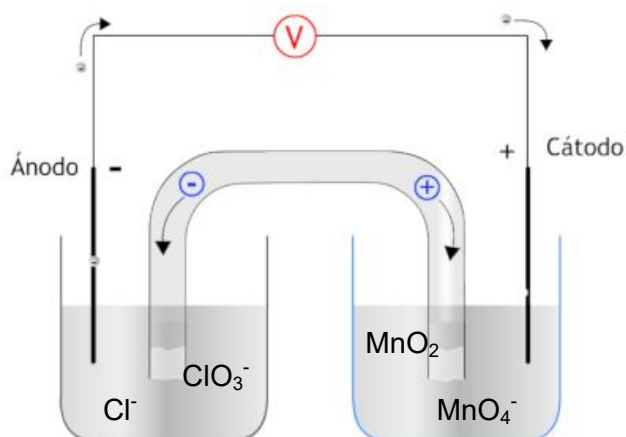
Datos: $E^0(\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2) = +1,70 \text{ V}$; $E^0(\text{ClO}_3^- / \text{Cl}^-) = +1,45 \text{ V}$

Solución:

a)



b)

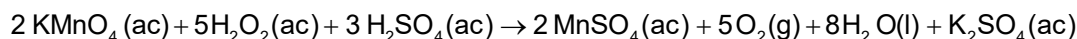


En el ánodo se produce la reacción de oxidación y en el cátodo la de reducción.

Los electrones circulan por el circuito del ánodo (electrodo negativo) al cátodo (electrodo positivo).

(Oviedo. 2017-2018/ 1.3)

La concentración de peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , en un agua oxigenada puede determinarse mediante la valoración redox con permanganato de potasio, KMnO_4 , de acuerdo con la ecuación química:



En el laboratorio, 2 mL del agua oxigenada se diluyen con agua hasta un volumen final de 20 mL. La valoración exacta de esta disolución consume, en el punto de equivalencia, 20 mL de una disolución acuosa de permanganato 0,01 M.

- Calcule la concentración de peróxido de hidrógeno en el agua oxigenada.
- Indique el nombre del material de laboratorio que contiene la disolución de peróxido de hidrógeno durante la valoración.

Solución:

- A partir del volumen de permanganato consumido podemos calcular la cantidad (moles) de H_2O_2 que han reaccionado:

$$20 \text{ mL dis. } (\text{KMnO}_4) \cdot \frac{0,01 \text{ mol KMnO}_4}{1000 \text{ mL dis. } (\text{KMnO}_4)} \cdot \frac{5 \text{ moles H}_2\text{O}_2}{2 \text{ moles KMnO}_4} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ moles H}_2\text{O}_2$$

Como estos moles están en 2 mL de disolución original su concentración será:

$$\frac{5 \cdot 10^{-4} \text{ moles H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,25 \text{ M}$$

b) La disolución a valorar (agua oxigenada) se coloca en un **matraz erlenmeyer**

(Oviedo. 2016-2017/ 4.2)

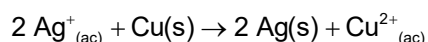
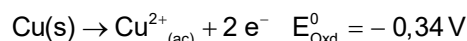
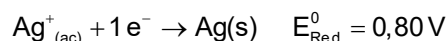
Se construye una pila voltaica con los siguientes electrodos: a) una tira de cobre sumergida en una disolución acuosa de $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$ 1 M; b) una tira de plata sumergida en una disolución acuosa de $\text{Ag}^+(\text{ac})$ 1 M.

- Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción que se producen, de forma espontánea, durante el funcionamiento de la pila. Calcule el potencia estándar de la pila.
- Dibuje un esquema de la pila indicando el ánodo y el cátodo y el sentido en el que fluyen los electrones, cuando funciona la pila.

Datos: $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = + 0,34 \text{ V}$; $E^0(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = + 0,80 \text{ V}$

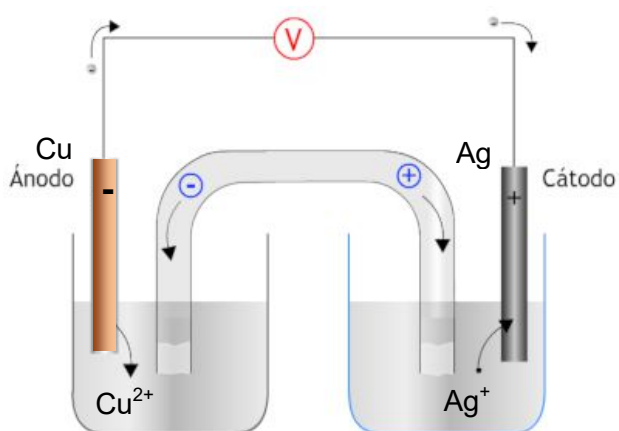
Solución:

- Se reducirá el par que tenga un potencial de reducción más alto. El otro se oxidará:



$$E^0 = E^0_{\text{Red}} + E^0_{\text{Oxd}} = 0,80 \text{ V} - 0,34 \text{ V} = 0,46 \text{ V}$$

b)



En el ánodo se produce la reacción de oxidación y en el cátodo la de reducción.

Los electrones circulan por el circuito del ánodo (electrodo negativo) al cátodo (electrodo positivo).

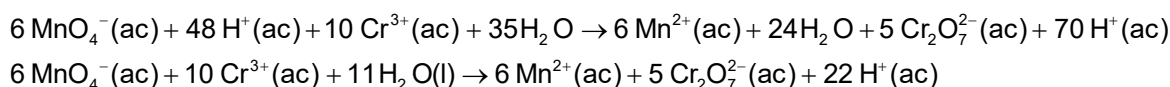
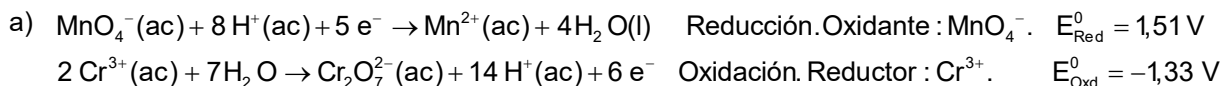
(Oviedo. 2016-2017/ 2.2)

En disolución acuosa ácida, el anión permanganato, MnO_4^- , reacciona con el Cr^{3+} para formar Mn^{2+} y anión dicromato, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

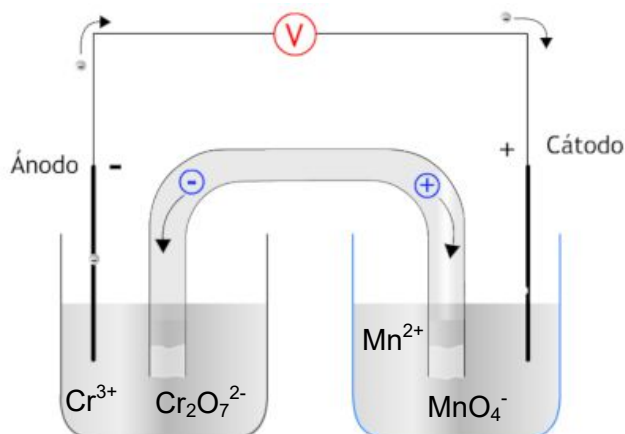
- Indique, justificando la respuesta, la especie química que se oxida, la que se reduce, la especie química que se oxida y la que se reduce, la que actúa como oxidante y la que actúa como reductora. Ajuste por el método del ion- electrón, en forma iónica, la ecuación que representa la reacción química que se produce.
- Dibuje un esquema de la célula galvánica basada en la reacción química que se produce de forma espontánea, indicando las reacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo de la célula y el sentido del flujo de los electrones durante su funcionamiento. Calcule el potencial estándar de la célula.

Datos: $E^0(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = + 1,51 \text{ V}$; $E^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}) = + 1,33 \text{ V}$

Solución:



b)



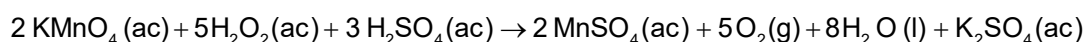
En el ánodo se produce la reacción de oxidación y en el cátodo la de reducción.

Los electrones circulan por el circuito del ánodo (electrodo negativo) al cátodo (electrodo positivo).

$$E^0 = E_{\text{Red}}^0 + E_{\text{Oxd}}^0 = 1,51 \text{ V} - 1,33 \text{ V} = 0,18 \text{ V}$$

(Oviedo. 2016-2017/ 1.3)

La concentración de peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , en un agua oxigenada puede determinarse mediante la valoración redox con permanganato de potasio, KMnO_4 , de acuerdo con la ecuación química:



En el laboratorio, 10 mL del agua oxigenada se diluyen con agua hasta 100 mL, y se toma una alícuota de 10 mL. La valoración de la alícuota consume, en el punto de equivalencia, 20 mL de una disolución acuosa de permanganato de potasio 0,02 M.

- Calcule la concentración de peróxido de hidrógeno en el agua oxigenada inicial.
- Indique el nombre del material de laboratorio en el que se coloca el agua oxigenada durante la valoración.

Solución:

- a) Moles de permanganato consumidos en la valoración:

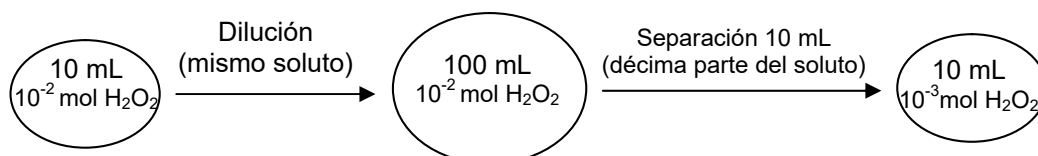
$$20 \text{ mL disol} \frac{0,02 \text{ moles KMnO}_4}{1000 \text{ mL disol}} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ moles KMnO}_4$$

Moles de H_2O_2 presentes en la muestra analizada:

$$4 \cdot 10^{-4} \text{ moles KMnO}_4 \frac{5 \text{ moles H}_2\text{O}_2}{2 \text{ moles KMnO}_4} = 10^{-3} \text{ moles H}_2\text{O}_2$$

Como la muestra analizada eran 10 mL, tomados de los 100 mL, en este volumen (100 mL) habrá 10^{-2} moles de H_2O_2 , que son los moles que había en los 10 mL de agua oxigenada original, luego la concentración del agua oxigenada será:

$$\frac{10^{-2} \text{ moles H}_2\text{O}_2}{10 \text{ mL disol}} \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 1,0 \text{ M}$$



- b) La disolución a valorar (agua oxigenada) se coloca en un **matraz erlenmeyer**.

(Oviedo. 2015-2016/ 8.2)

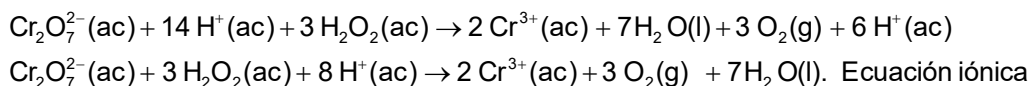
Las disoluciones acuosas de dicromato de potasio, $K_2Cr_2O_7$, son de color naranja. Cuando se añade peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , a una disolución de dicromato en medio ácido clorhídrico, HCl , se observa el desprendimiento de oxígeno, un cambio de color en la disolución y la formación de Cr^{3+} (ac).

- Escriba la ecuación química ajustada, en forma iónica y molecular, que representa la reacción química que se produce en la disolución. Indique el agente oxidante y el agente reductor.
- Calcule el volumen de disolución acuosa 0,25 M de peróxido de hidrógeno necesario para que reaccione todo el dicromato de potasio contenido en 0,5 L de una disolución acuosa 0,7 M de la sal.

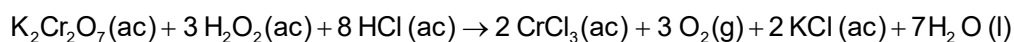
Solución:

- $$Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14 H^+(ac) + 6 e^- \rightarrow 2 Cr^{3+}(ac) + 7 H_2O$$
 Reducción. Oxidante : $K_2Cr_2O_7$.

$$H_2O_2(ac) \rightarrow O_2(g) + 2 H^+(ac) + 2 e^-$$
 Oxidación. Reductor : H_2O_2 .



Para escribir la ecuación molecular debemos tener en cuenta que **pueden existir iones espectadores** (que no intervienen en la reacción redox) que habrá que ajustar a ojo. Hay que tener en cuenta, además, que **los metales van a formar sales con el ácido clorhídrico** y aparecerán en los productos como sales



↓
Sal de K^+ . El K^+ es un ion espectador.
Hay que ajustarlo a ojo.

$$b) \quad 0,5 \text{ L disol} \cdot \frac{0,7 \text{ moles de } K_2Cr_2O_7}{1 \text{ L disol}} \cdot \frac{3 \text{ moles de } H_2O_2}{1 \text{ mol de } K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{1 \text{ L disol}}{0,25 \text{ moles de } H_2O_2} = 4,2 \text{ L}$$

(Oviedo. 2015-2016/ 6.2)

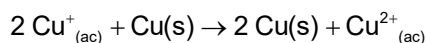
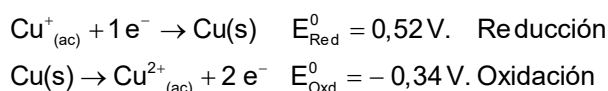
Se dispone del siguiente material: dos varillas de cobre, disolución 1 M de $Cu^+(ac)$, disolución 1 M de $Cu^{2+}(ac)$, puente salino, voltímetro y conexiones eléctricas.

- Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción, así como la reacción global que tiene lugar en la pila que se puede construir con el material disponible. Calcule el potencial estándar de la pila.
- Dibuje un esquema de la pila, indicando el ánodo, el cátodo y el sentido en el que fluyen los electrones.

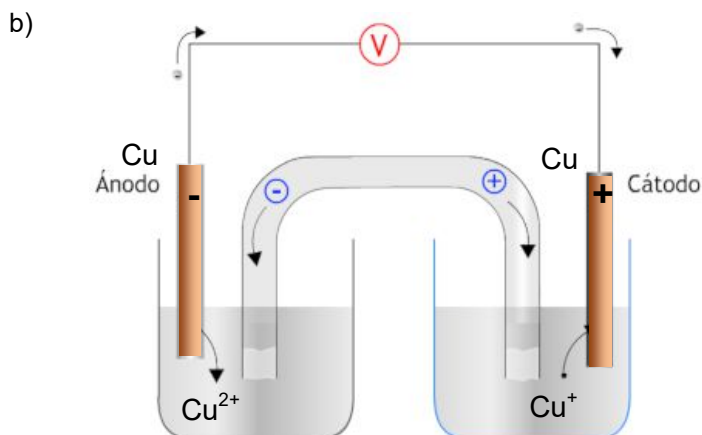
Datos: $E^0(Cu^{2+} / Cu) = + 0,34 \text{ V}$; $E^0(Cu^+ / Cu) = + 0,52 \text{ V}$

Solución:

a)



$$2 Cu^+_{(ac)} \rightarrow Cu(s) + Cu^{2+}_{(ac)} \quad E^0 = E^0_{Red} + E^0_{Oxd} = 0,52 \text{ V} - 0,334 \text{ V} = 0,18 \text{ V}$$



En el ánodo se produce la reacción de oxidación y en el cátodo la de reducción.
 Los electrones circulan por el circuito del ánodo (electrodo negativo) al cátodo (electrodo positivo).

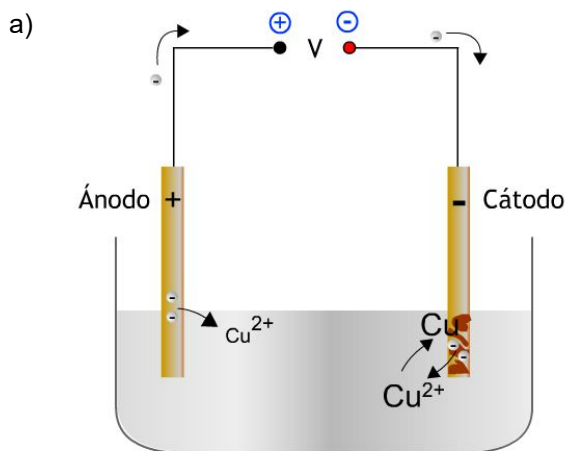
(Oviedo. 2015-2016/ 3.2)

En el proceso de purificación del Cu(s) mediante electrolisis, una lámina de Cu(s) impuro actúa como ánodo de la célula electrolítica y una lámina de Cu(s), de elevada pureza, como cátodo. Ambas están sumergidas en una disolución ácida de CuSO₄

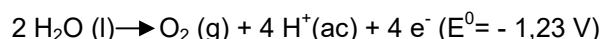
- Dibuje un esquema de la célula electrolítica, indicando el polo positivo, el negativo y el sentido en el que fluyen los electrones durante el proceso de electrolisis. Escriba las reacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo.
- Calcule el tiempo que tiene que estar funcionando la célula para que la masa del cátodo aumente en 1,5 g al pasar una corriente de 5 A.

Datos: Constante de Faraday F = 96 485 C/mol electrones. Masa atómica del cobre: 63,55 u.

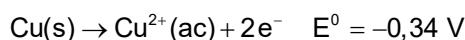
Solución:



En el ánodo (polo positivo) se produce la oxidación.
 Cuando el ánodo es de cobre existen dos reacciones de oxidación posibles. Una es la oxidación del agua para dar oxígeno:

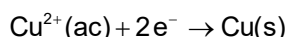


La otra es la oxidación del cobre del electrodo para dar iones Cu²⁺:



Comparando los valores del potencial (de oxidación), observamos que es mayor el correspondiente a la oxidación del cobre, razón por la que se producirá frente al desprendimiento de oxígeno. Por lo tanto el efecto que se produce es la disolución del cobre del ánodo y la deposición de cobre (puro) en el cátodo.

En el cátodo se producirá la reacción de reducción de los iones Cu²⁺:



Los electrones (ver esquema) circulan del ánodo al cátodo.

b)

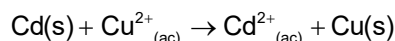
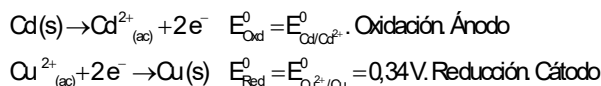
$$1,5 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,55 \text{ g Cu}} \cdot \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{96 485 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 4631,3 \text{ C}$$

$$I = \frac{q}{t}; t = \frac{q}{I} = \frac{4631,3 \text{ C}}{5 \frac{\text{C}}{\text{s}}} = 926,3 \text{ s} = 15 \text{ min } 26 \text{ s}$$

(Oviedo. 2015-2016/ 2.5A)

La pila voltaica representada por el esquema: $\text{Cd(s)}|\text{Cd}^{2+}(\text{ac}, 1 \text{ M})||\text{Cu}^{2+}(\text{ac}, 1 \text{ M})|\text{Cu(s)}$ tiene un potencial estándar de pila de 0,743 V. Escriba la ecuación química que representa la reacción que tiene lugar en el ánodo y calcule el potencial estándar de reducción del electrodo Cd^{2+}/Cd .

Solución:



$$E^0_{\text{Pila}} = E^0_{\text{Red}} + E^0_{\text{Oxd}} = 0,34 \text{ V} + E^0_{\text{Cd}/\text{Cd}^{2+}} = 0,743 \text{ V}$$

$$E^0_{\text{Cd}/\text{Cd}^{2+}} = (0,743 - 0,34) \text{ V} = 0,403 \text{ V}; \quad E^0_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0,403 \text{ V}$$

(Oviedo. 2015-2016/ 1.2)

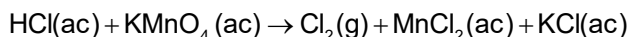
En el laboratorio se obtienen pequeñas cantidades de cloro gas adicionando gota a gota una disolución acuosa de ácido clorhídrico, $\text{HCl}(\text{ac})$; sobre cristales de permanganato de potasio $\text{KMnO}_4(\text{s})$. En la reacción también se obtiene $\text{Mn}^{2+}(\text{ac})$.

- Escriba y ajuste, por el método del ion-electrón, en forma iónica y molecular, la reacción química que tiene lugar. Indique la especie que actúa como reductor.
- Calcule la cantidad mínima, en gramos, de permanganato de potasio necesaria para obtener 1 L de cloro gas a 25° y 1 atm. Suponga que el rendimiento de la reacción es del 100%.

Datos: Masas atómicas: Mn= 54,94 u; O=16 u; K=39,1 u. R = 0,082 atm.L K⁻¹ mol⁻¹

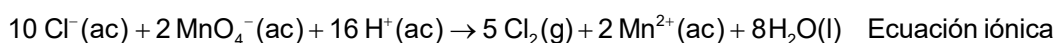
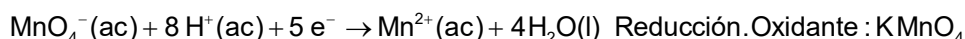
Solución:

- La reacción a igualar será (puede faltar agua):



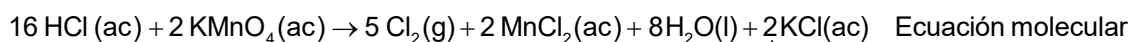
Nótese que se añade KCl en el segundo miembro ya que el potasio, presente en los reactivos, formará la sal correspondiente con el ácido clorhídrico.

Igualación por el método del ion-electrón:



Para escribir la ecuación molecular tenemos en cuenta que los iones espectadores (K^+) deben ser igualados a ojo.

Vemos que aparecen 10 Cl^- . Hay que tener en cuenta que esto nos da el balance final de iones cloruro y que en el segundo miembro (productos) el KCl y el MnCl_2 producen iones Cl^- . Observamos, además que necesitamos 16 H^+ y la única sustancia que es capaz de generarlos es el HCl . Por tanto, escribimos:



-

↓
Hay que ajustarlo a ojo.

$$P V = n R T; n = \frac{P V}{R T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K mol}} \cdot 298 \text{ K}} = 0,041 \text{ moles Cl}_2$$

$$0,041 \text{ moles Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ moles KMnO}_4}{5 \text{ moles Cl}_2} \cdot \frac{158,04 \text{ g KMnO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} = 2,6 \text{ g KMnO}_4$$

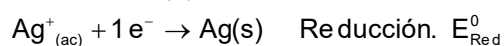
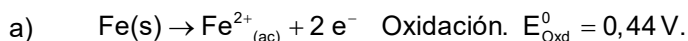
(Oviedo. 2014-2015/ 8.2)

La pila que se basa en la reacción química $\text{Fe(s)} + 2 \text{Ag}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{Ag(s)}$ tiene un potencial estándar $E^0_{\text{Pila}} = +1,24 \text{ V}$.

- Escriba las reacciones de oxidación y de reducción que se producen en la pila y calcule el valor del potencial estándar de reducción del par: Ag^+/Ag .
- Dibuje un esquema de la pila, indicando el ánodo, el cátodo y el sentido en el que fluyen los electrones.

Dato: $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$

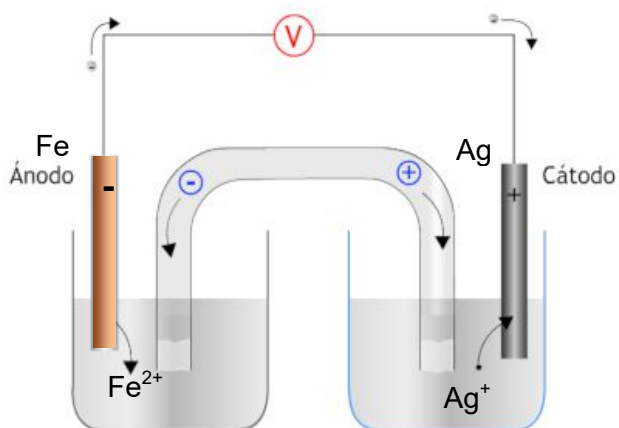
Solución:



$$E^0 = E^0_{\text{Red}} + E^0_{\text{Oxd}} = 1,24 \text{ V}$$

$$E^0_{\text{Red}} = E^0_{(\text{Ag}^+/\text{Ag})} = E^0 - E^0_{\text{Oxd}} = 1,24 \text{ V} - 0,44 \text{ V} = 0,80 \text{ V}$$

b)



En el ánodo se produce la reacción de oxidación y en el cátodo la de reducción.

Los electrones circulan por el circuito del ánodo (electrodo negativo) al cátodo (electrodo positivo).

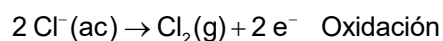
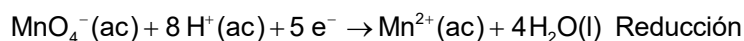
(Oviedo. 2014-2015/ 7.5A)

Una disolución acuosa ácida contiene las siguientes concentraciones $[\text{MnO}_4^-] = 1 \text{ M}$; $[\text{Cl}^-] = 1 \text{ M}$. Escriba las semirreacciones ajustadas de oxidación y reducción que tienen lugar en la disolución.

Datos: $E^0(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = +1,51 \text{ V}$ $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,358 \text{ V}$

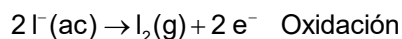
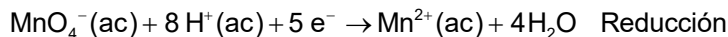
Solución:

Se reducirá la especie química que tenga un potencial de reducción mayor:

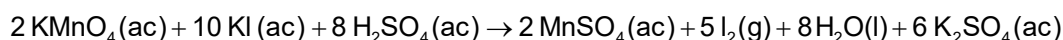


(Oviedo. 2014-2015/ 6.5A)

Complete y ajuste, por el método del ion-electrón, la siguiente ecuación química:

**Solución:**

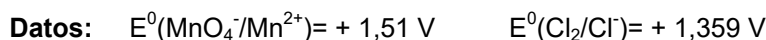
Para escribir la ecuación molecular tenemos en cuenta que los iones espectadores (K^+) deben ser igualados a ojo. También hay que tener en cuenta que se formará el sulfato de potasio que aparecerá en los productos.



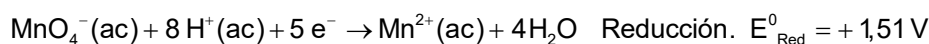
(Oviedo. 2014-2015/ 5.1)

Se construye una pila voltaica con los siguientes electrodos:

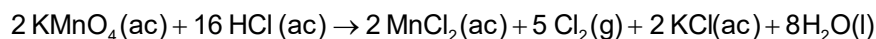
- Electrodo estándar $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ en medio ácido clorhídrico. Las disoluciones del electrodo son de permanganato de potasio, KMnO_4 , y de cloruro de manganeso(II), MnCl_2 .
- Electrodo estándar de Cl_2/Cl^- . La disolución del electrodo es de cloruro de potasio.
 - a) Escriba la ecuación química ajustada, en forma molecular, de la reacción química que tiene lugar durante el funcionamiento de la pila.
 - b) Indique el electrodo que actuará como ánodo y el que actuará como cátodo. Calcule el potencial estándar de la pila. Justifique la respuesta.

**Solución:**

- a) Se reducirá la especie química que tenga un potencial de reducción mayor:



Para escribir la ecuación molecular tenemos en cuenta que los iones espectadores (K^+) deben ser igualados a ojo. También hay que tener en cuenta que se formará el cloruro de potasio que aparecerá en los productos.



- b) En el ánodo se produce la oxidación y en el cátodo la reducción.

$$E^0_{\text{Pila}} = E^0_{\text{Red}} + E^0_{\text{Oxd}} = 1,51 \text{ V} - 1,359 \text{ V} = 0,15 \text{ V}$$

(Oviedo. 2014-2015/ 4.2)

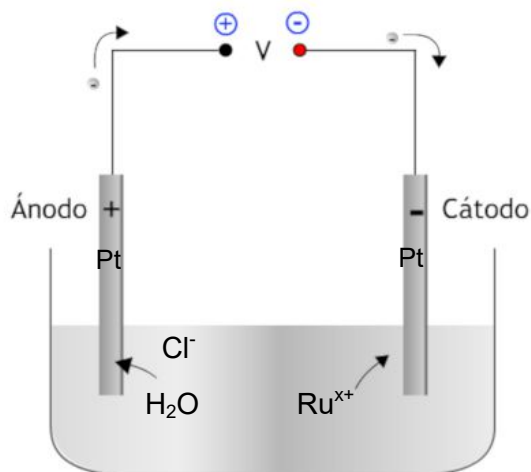
Cuando se realiza la electrolisis de una disolución acuosa de un cloruro de rutenio, mediante el paso de 0,12 A durante 500 s, se depositaron 31,0 mg de rutenio metálico en el cátodo.

- Dibuje el esquema de la célula electrolítica utilizada en la electrolisis con electrodos inertes de platino. Indique el polo negativo, el polo positivo del dispositivo y el flujo de electrones durante la electrolisis.
- Determine el número de oxidación del rutenio en el cloruro de rutenio de la disolución y escriba la reacción que tiene lugar en el cátodo.

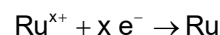
Datos: Constante de Faraday $F = 96\ 485\ \text{C/mol electrones}$. Masa atómica del Ru: 101,0 u.

Solución:

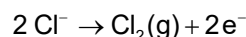
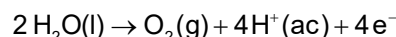
a)



El catión Ru^{x+} (x representa el número de oxidación, que es desconocido) se depositará en el cátodo, según la reacción de reducción siguiente:



En el polo positivo (ánodo) hay dos reacciones de oxidación en competencia: desprendimiento de oxígeno y desprendimiento de cloro.



Ambas tienen potenciales muy similares, por lo que es difícil de determinar a priori cuál se producirá. Tenderá a desprenderse cloro cuando la concentración de cloruro sea elevada.

- Cálculo de la carga circulante durante los 500 s:

$$q = I t = 0,12\ \frac{\text{C}}{\text{s}} \cdot 500\ \text{s} = 60\ \text{C}$$

Gramos de rutenio depositados:

$$60\ \cancel{\text{C}} \cdot \frac{1\ \cancel{\text{mol e}^-}}{96\ 485\ \cancel{\text{C}}} \cdot \frac{1\ \cancel{\text{mol Ru}}}{x\ \cancel{\text{mol e}^-}} \cdot \frac{101,0\ \text{g Ru}}{1\ \cancel{\text{mol Ru}}} = \frac{0,0628}{x}\ \text{g Ru}$$

Cálculo de número de oxidación:

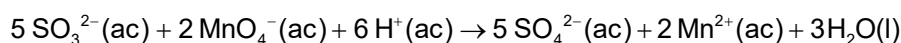
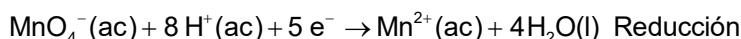
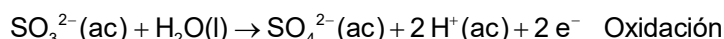
$$\frac{0,0628}{x} = 0,031; x = 2; \text{ Luego : Ru}^{2+}$$

(Oviedo. 2014-2015/ 3.5A)

En medio ácido el ion sulfito, $\text{SO}_3^{2-}(\text{ac})$, reacciona con el ion permanganato, $\text{MnO}_4^-(\text{ac})$, para formar ion sulfato, $\text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$, y catión $\text{Mn}^{2+}(\text{ac})$. Ajuste, en forma iónica, mediante el método del ion-electrón, la ecuación química que representa la reacción indicada.

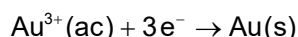
Solución:

- Ecuación a igualar: $\text{SO}_3^{2-}(\text{ac}) + \text{MnO}_4^-(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) + 2\ \text{Mn}^{2+}(\text{ac})$



(Oviedo. 2014-2015/ 1.2)

El oro se suele depositar sobre otros metales menos caros mediante electrolisis, dando lugar a la joyería de objetos bañados en oro. La reacción electrolítica en la superficie donde se deposita el oro es:



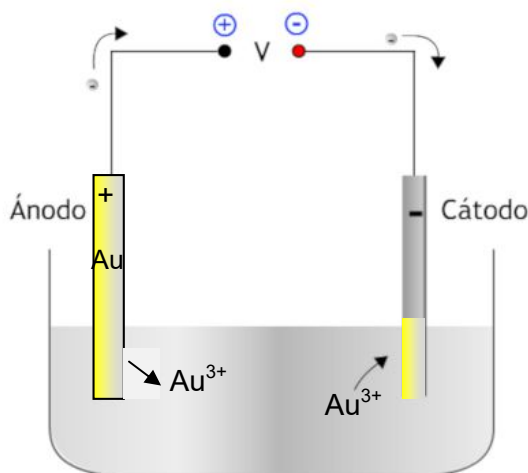
En la celda el objeto que se baña con oro es uno de los electrodos y el otro es una lámina de oro.

- Indique el electrodo que actúa como ánodo y el que actúa como cátodo en la celda. Escriba las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo de la célula electrolítica. Justifique las respuestas.
- Cuando se hace pasar una corriente de 2,5 A durante 7,5 min, se depositan 0,65 g de oro. Calcule el rendimiento del proceso electrolítico.

Datos: Constante de Faraday $F = 96\,485\text{ C/mol electrones}$. Masa atómica del Au: 197,0 u.

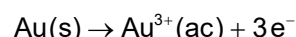
Solución:

a)

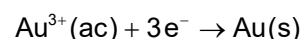


El dispositivo se muestra en la figura.

El ánodo de oro se disuelve dando iones Au^{3+} :



Los iones Au^{3+} se reducen en el cátodo a oro metálico, provocando el "baño" de oro de los objetos sujetos en ese electrodo:



- Cálculo de la carga circulante durante 7,5 min (450 s) : $q = I t = 2,5 \frac{\text{C}}{\text{s}} 450 \text{ s} = 1125 \text{ C}$

$$\text{Gramos de oro depositados: } 1125 \cancel{\text{C}} \frac{1 \text{ mol e}^-}{96\,485 \cancel{\text{C}}} \frac{1 \text{ mol Au}}{3 \text{ mol e}^-} \frac{197,1 \text{ g Au}}{1 \text{ mol Au}} = 0,77 \text{ g Au}$$

$$\text{Rendimiento del proceso: } \frac{0,65 \text{ g reales}}{0,77 \text{ g teóricos}} \frac{100 \text{ g teóricos}}{100 \text{ g teóricos}} = 84,4\%$$

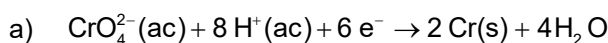
(Oviedo. 2013-2014/ 7.2)

Se deposita cromo metálico sobre el parachoques de un automóvil mediante electrolisis de 600 mL de una disolución acuosa ácida de cromato de potasio, K_2CrO_4 , 0,6 M.

- Escriba la ecuación química ajustada que representa la reacción de formación de cromo metálico. Indique el electrodo, ánodo o cátodo, de la célula electroquímica en que tiene lugar esta reacción y su signo.
- Si la electrolisis se realiza utilizando una corriente eléctrica de 20 A durante 1 hora, calcule el tanto por ciento en masa del cromo inicialmente presente en la disolución que se ha depositado como cromo metálico.

Datos: Constante de Faraday $F = 96\,485\text{ C/mol electrones}$. Masa atómica del Au: 52 u.

Solución:



Es una reacción de reducción, luego la reacción tendrá lugar en el cátodo o electrodo negativo.

b) Cálculo de la carga circulante durante 7,5 min (450 s) : $q = I t = 20 \frac{\text{C}}{\text{s}} 3600 \text{ s} = 72 000 \text{ C}$

Gramos de Cr depositados: $72 500 \cancel{\text{C}} \frac{1 \text{ mol } e^-}{96 485 \cancel{\text{C}}} \frac{1 \text{ mol Cr}}{6 \text{ mol } e^-} \frac{52 \text{ g Au}}{1 \text{ mol Cr}} = 6,46 \text{ g Cr}$

Gramos de Cr en disolución (iniciales): $600 \text{ ml disol} \frac{0,6 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4}{1000 \text{ ml disol}} \frac{52 \text{ g Cr}}{1 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4} = 18,72 \text{ g Cr}$

Tanto por ciento depositado: $\frac{6,46 \text{ g depositado}}{18,72 \text{ g iniciales}} \frac{100 \text{ g iniciales}}{100 \text{ g iniciales}} = 34,5\%$

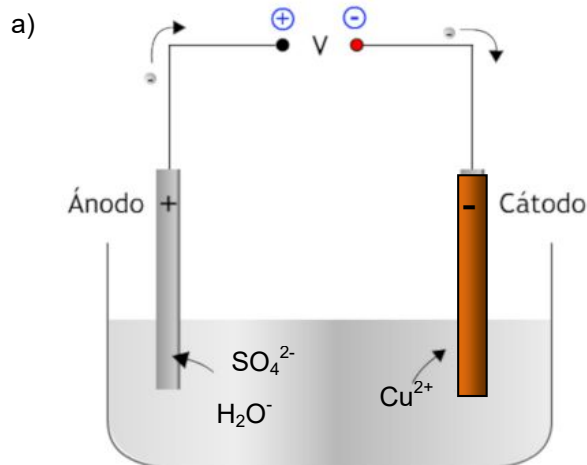
(Oviedo. 2013-2014/ 4.2)

Se desea realizar una electrolisis de 500 ml de una disolución acuosa 0,4 M de CuSO₄. Para ello se dispone de un electrodo de cobre (cátodo) y otro de platino (ánodo), así como del resto de material necesario para realizar una electrolisis.

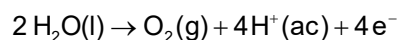
- Dibuje un esquema de la célula electrolítica utilizada. Indique el polo positivo, el polo negativo del dispositivo y el flujo de electrones durante la electrolisis. Indique la reacción que tiene lugar en el electrodo de cobre.
- Calcule los gramos de Cu²⁺ que quedan en los 50 mL de disolución después de pasar una corriente de 2,68 A durante 50 minutos.

Datos: Constante de Faraday F = 96 485 C/mol electrones. Masa atómica del Cu: 63,5 u.

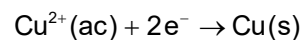
Solución:



En el polo positivo (ánodo) se oxidará el agua a oxígeno, ya que el anión sulfato no puede oxidarse puesto que el azufre está en su estado de oxidación más alto.



En el electrodo negativo (cátodo, electrodo de cobre) los iones Cu²⁺ se reducirán a cobre metálico.



Los electrones circulan del polo negativo al positivo (ver esquema).

b) Cálculo de la carga circulante durante 50 min (3000 s) : $q = I t = 2,68 \frac{\text{C}}{\text{s}} 3000 \text{ s} = 8040 \text{ C}$

Gramos de Cu depositados: $8040 \cancel{\text{C}} \frac{1 \text{ mol } e^-}{96 485 \cancel{\text{C}}} \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol } e^-} \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 32,65 \text{ g Cu}$

Gramos de Cr en disolución (iniciales): $500 \text{ ml disol} \frac{0,4 \text{ mol Cu}}{1000 \text{ ml disol}} \frac{63,5 \text{ g Cr}}{1 \text{ mol Cu}} = 12,70 \text{ g Cu}$

Gramos de Cu en disolución tras la electrolisis: (12,70-32,65) g=10,05 g Cu