

**Electroquímica
(2024-2017)**

Problemas resueltos

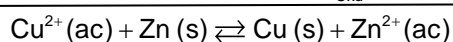
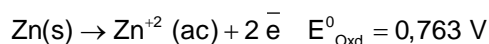
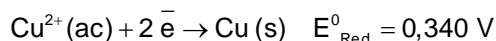
(Oviedo. 2023-2024/ Junio.6)

Calcule la energía de Gibbs estándar de reacción, ΔG^0 , a 298,15 K, correspondiente al proceso que ocurre en una celda galvánica que utiliza los sistemas redox $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ y $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn}(\text{s})$.

Datos: $F = 9,648\ 533\ 99\ 10^4\ \text{C mol}^{-1}$

	$E^\circ (298,15\ \text{K})/\text{V}$
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\ \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	0,340
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\ \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	-0,763

Solución:



$$E^0 = E^\circ_{\text{Red}} + E^\circ_{\text{Oxd}} = (0,340 + 0,763)\ \text{V} = 1,103\ \text{V}$$

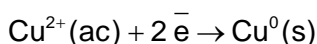
$$\Delta G^0 = -n F E^0 = -2 \cdot 9,6485\ 10^4 \frac{\cancel{\text{C}}}{\text{mol}} \cdot 1,103 \frac{\text{J}}{\cancel{\text{C}}} = -2,128 \cdot 10^5 \frac{\text{J}}{\text{mol}}$$

(Oviedo. 2023-2024/ Julio.5)

A través de una disolución acuosa que contiene una sal de $\text{Cu}(\text{II})$, de anión X desconocido, pero de estequiometría CuX_n , se hace circular una corriente eléctrica. Se necesitan 123 min para que una corriente de 0,100 A reduzca a cobre metálico todo el $\text{Cu}(\text{II})$ contenido en 1,00 g de dicha sal. Calcule la masa molar de la sal.

Dato: $F = 9,648\ 533\ 99 \cdot 10^4\ \text{C mol}^{-1}$

Solución:



La carga que ha circulado será: $q = I t = 0,100 \frac{\text{C}}{\cancel{\text{s}}} 123 \cancel{\text{min}} \frac{60 \cancel{\text{s}}}{1 \cancel{\text{min}}} = 738\ \text{C}$

Para reducir 1 mol de Cu^{2+} son necesarios 2 moles de electrones. Teniendo en cuenta que 1 mol de electrones tiene 96 500 C (aprox), podemos calcular los moles de Cu^{2+} reducidos:

$$738 \cancel{\text{C}} \frac{1 \cancel{\text{mol e}}}{96\ 500 \cancel{\text{C}}} \frac{1 \text{ mol Cu}^{2+}}{2 \cancel{\text{mol e}}} = 3,824 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cu}^{2+}$$

Como la fórmula del compuesto es CuX_n en un mol de compuesto habrá un mol de Cu^{2+} , o lo que es lo mismo los moles de compuesto coinciden con los moles de Cu^{2+} :

$$\text{Moles CuX}_n = \text{moles Cu}^{2+}$$

Suponiendo que la masa molar del compuesto sea M, 1,00 g serán:

$$1,00 \cancel{\text{g}} \frac{1 \text{ mol CuX}_n}{M \cancel{\text{g}}} = \frac{1}{M} \text{ mol CuX}_n$$

Por tanto:

$$\frac{1}{M} = 3,824 \cdot 10^{-3}; \quad \boxed{M = 262 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

(Oviedo. 2022-2023/ Junio.6)

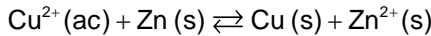
Calcule la energía de Gibbs estándar de reacción, $\Delta_r G^0$, a 298,15 K, del siguiente proceso: $O_3(g) \rightleftharpoons \frac{3}{2} O_2(g)$

Datos:

$F = 9,648\ 533\ 99 \cdot 10^4\ C\ mol^{-1}$	$O_3(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons O_2(g) + H_2O(l)$	$E^\circ(298,15\ K)/V$ 2,076
	$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O(l)$	1,229

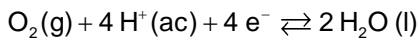
Solución:

A partir de los datos dados para el potencial normal de cada reacción podemos calcular la variación de energía libre para cada una de ellas:



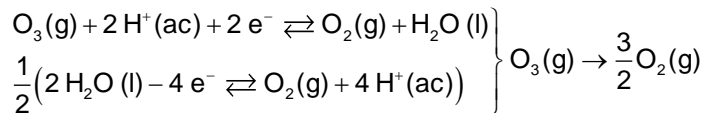
$$E^0 =$$

$$\Delta G^0 = -n F E^0 = -2 \cdot 9,6485 \cdot 10^4 \frac{C}{mol} \cdot 2,076 \frac{J}{C} = -4,006 \cdot 10^5 \frac{J}{mol}$$



$$\Delta G^0 = -n F E^0 = -4 \cdot 9,6485 \cdot 10^4 \frac{C}{mol} \cdot 1,229 \frac{J}{C} = -4,743 \cdot 10^5 \frac{J}{mol}$$

Combinando ambas reacciones podemos llegar a la reacción problema y calcular su ΔG^0 :

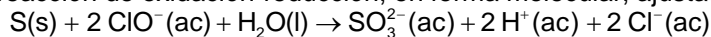


$$\Delta G_R^0 = \Delta G_A^0 - \frac{1}{2} \Delta G_B^0 = \left(-4,006 \cdot 10^5 + \frac{1}{2} 4,743 \cdot 10^5 \right) \frac{J}{mol} = -1,635 \cdot 10^5 \frac{J}{mol}$$

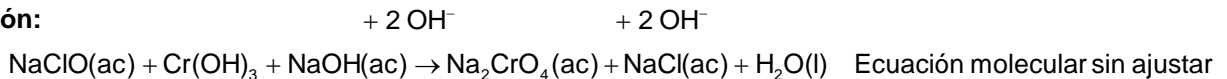
(Oviedo. 2022-2023/ Julio.6)

El hipoclorito de sodio, NaClO, reacciona con el hidróxido de cromo(III), Cr(OH)₃, en presencia de hidróxido de sodio, NaOH, generándose, entre otras especies, los aniones cloruro, Cl⁻, y cromato, CrO₄²⁻:

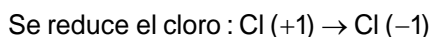
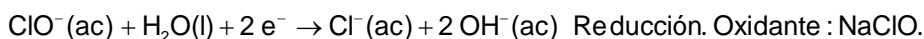
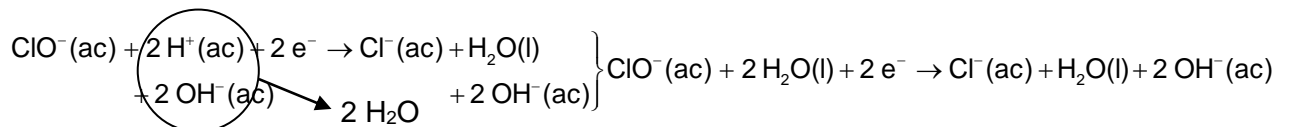
- Identifique el elemento que se reduce y sus estados de oxidación inicial y final.
- Escriba la semirreacción de reducción, en forma iónica, ajustada en medio básico.
- Identifique el elemento que se oxida y sus estados de oxidación inicial y final.
- Escriba la semirreacción de oxidación, en forma iónica, ajustada en medio básico.
- Escriba la reacción de oxidación-reducción, en forma iónica, ajustada.
- Escriba la reacción de oxidación-reducción, en forma molecular, ajustada.

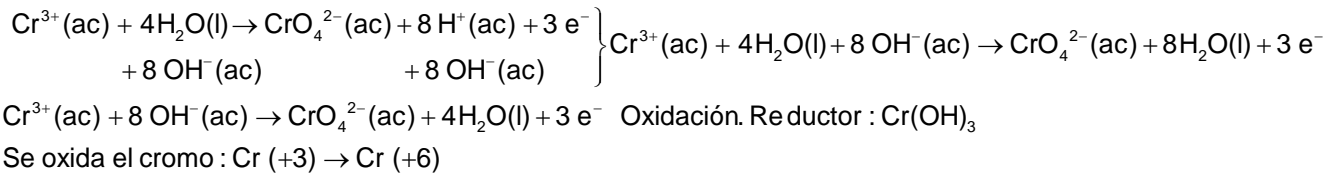


Solución:

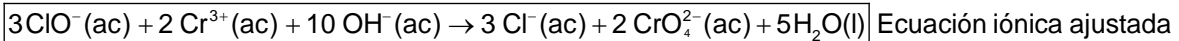
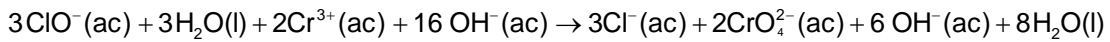
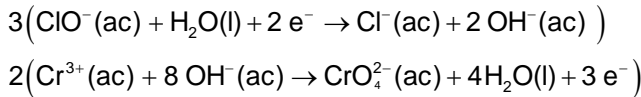


Para ajustar la ecuación en medio básico se sigue el mismo procedimiento que para ajustar en medio ácido y luego se añade el número de OH⁻ necesarios en los dos miembros para formar agua con los protones:



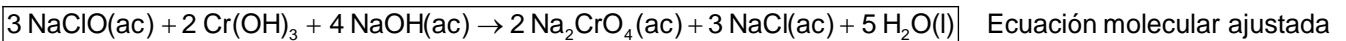


Para ajustar la ecuación en forma iónica combinamos las dos semirreacciones:



Para ajustar la ecuación molecular hay que tener en cuenta que el número de iones OH^- que aparecen en forma iónica **son los totales** y en la reacción hay dos especies que suministran estos iones: el hidróxido de sodio y el de cromo(III).

Ha de tenerse en cuenta también la presencia de iones espectadores (Na^+) que no intervienen en la reacción y que habría que ajustar a ojo si fuera necesario.



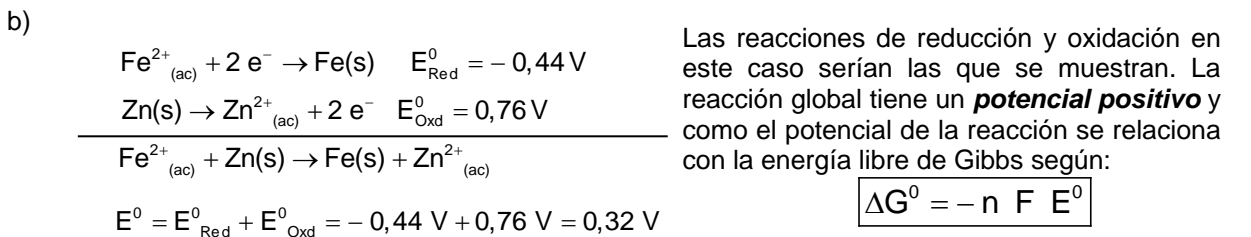
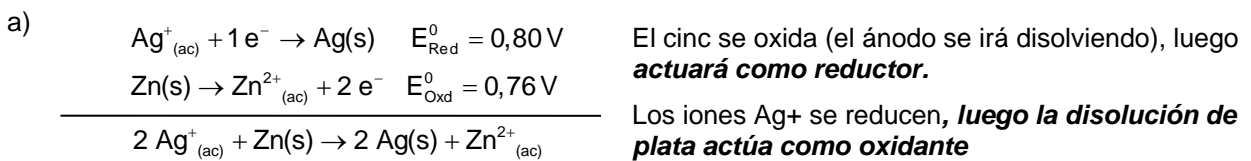
(Oviedo. 2021-2022/ Junio. 1A)

Se construye una pila galvánica utilizando las siguientes semicélulas: a) una lámina de zinc sumergida en una disolución acuosa de $\text{Zn}^{2+}(\text{ac})$; b) un hilo de Ag sumergido en una disolución acuosa de iones $\text{Ag}^+(\text{ac})$.

- a) Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción y la reacción global que se producen, de forma espontánea, durante el funcionamiento de la pila, ajustadas por el método de 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.
- b) Si el cátodo se sustituye por un electrodo de hierro sumergido en una disolución de iones Fe^{2+} ¿funcionará espontáneamente la pila?

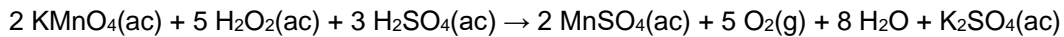
Datos: $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80\text{ V}$; $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{ V}$

Solución:



(Oviedo. 2021-2022/ Junio. 3B)

La determinación de la concentración de peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , en un agua oxigenada puede llevarse a cabo mediante la valoración denominada permanganimetría, de acuerdo con la siguiente ecuación química:

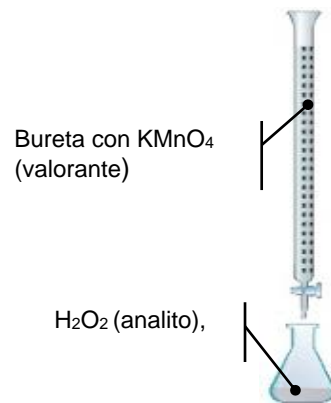


- a) Indique el material de laboratorio necesario para realizar la determinación de la concentración de H_2O_2 en el agua oxigenada comercial, utilizando una disolución de permanganato de potasio, identificando el material en el que se deposita la disolución acuosa de permanganato y la de agua oxigenada en el inicio de la valoración.
- b) 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 esta alícuota consume, en el punto de equivalencia, 20 mL de una disolución de permanganato de potasio 0,02 M. Calcule la concentración de peróxido de hidrógeno en el agua oxigenada inicial. ¿Cómo se detecta el punto final de la valoración?

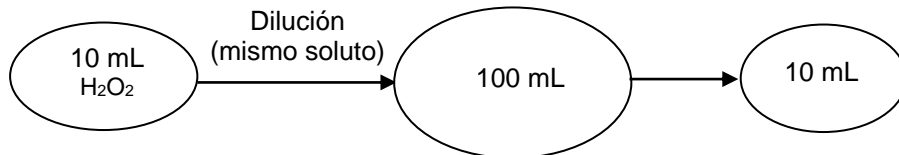
Solución:

a)

- Pipeta graduada
- Erlenmeyer
- Bureta
- Material general de laboratorio: probeta, vasos de precipitados.



b)



$$20 \text{ mL disol} \frac{0,02 \text{ moles KMnO}_4}{1000 \text{ mL disol}} \frac{5 \text{ moles H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mol KMnO}_4} = 0,001 \text{ moles H}_2\text{O}_2 \quad \text{Moles de H}_2\text{O}_2 \text{ presentes en 10 mL}$$

Luego en 100 mL habrá: 0,01 moles de H_2O_2

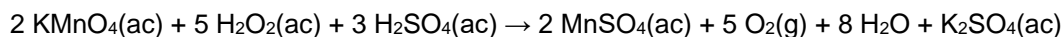
Por tanto en la alícuota inicial, la concentración será:

$$\frac{0,01 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{10 \text{ mL disol}} \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 1,0 \frac{\text{mol H}_2\text{O}_2}{\text{L}}$$

Mientras exista peróxido de hidrógeno en el matraz la disolución permanecerá incolora. Cuando todo el peróxido de hidrógeno reaccione, la adición de la próxima gota de permanganato **hará que la disolución adquiera un tono rosado** (debido al permanganato que no reacciona), que nos indicará el final de la valoración.

(Oviedo. 2021-2022/ Julio. 3A)

La determinación de la concentración de peróxido de hidrógeno, H_2O_2 en un agua oxigenada puede llevarse a cabo en el laboratorio mediante la valoración denominada permanganimetría, de acuerdo con la siguiente reacción química:



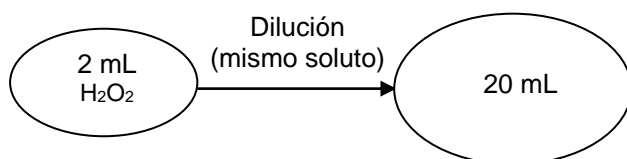
- Indique cuál es el material de laboratorio utilizado en dicha determinación e identifique dónde se colocaría la disolución de permanganato potásico y dónde se colocaría el agua oxigenada.
- Indique cómo se lleva a cabo la detección del punto final de la valoración.
- La valoración exacta de una disolución preparada diluyendo 2 mL de agua oxigenada con agua hasta alcanzar un volumen final de 20 mL consume, en el punto de equivalencia, 15 mL de una disolución acuosa de permanganato de potasio 0,01 M. Calcule la concentración de peróxido de hidrógeno en el agua oxigenada, expresando el resultado en gramos de peróxido de hidrógeno por L de agua oxigenada.

Datos: Masas atómicas: H = 1 u; O = 16 u.

Solución:

- Ver resolución del apartado a del problema anterior (2021-2022/ Julio. 3ª)
- Mientras exista peróxido de hidrógeno en el matraz la disolución permanecerá incolora.** Cuando todo el peróxido de hidrógeno reaccione, la adición de la próxima gota de permanganato **hará que la disolución adquiera un tono rosado** (debido al permanganato que no reacciona), que nos indicará el final de la valoración.

c)

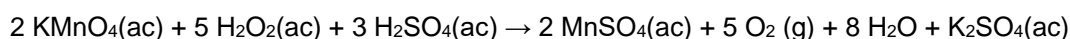


$$15 \text{ mL disol} \frac{0,01 \text{ moles KMnO}_4}{1000 \text{ mL disol}} \frac{5 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mol KMnO}_4} = 3,75 \cdot 10^{-4} \text{ moles H}_2\text{O}_2$$

$$\frac{3,75 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mL disol}} \frac{34 \text{ g H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2} \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 6,4 \frac{\text{g H}_2\text{O}_2}{\text{L}}$$

(Oviedo. 2020-2021/ Junio. 3B)

- La determinación del contenido de peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , en una disolución de agua oxigenada puede llevarse a cabo a través de la realización de una permanganimetría, de acuerdo con la siguiente ecuación química:



En el laboratorio, 20 mL de una disolución de un agua oxigenada comercial se acidulan con ácido sulfúrico y se diluyen con agua hasta un volumen de 50 mL para su posterior valoración con permanganato de potasio de concentración 0,05 M. Si se necesitan 8 mL de permanganato de potasio para alcanzar el punto final de la valoración, calcule la concentración de la disolución de peróxido de hidrógeno en la disolución de agua oxigenada inicial, expresándola en gramos de H_2O_2 en 100 mL de disolución.

Datos: Masas atómicas: H = 1 u; O = 16 u

- Ajuste, en forma molecular, la siguiente reacción de oxidación-reducción, en medio ácido, empleando el método del ion-electrón:

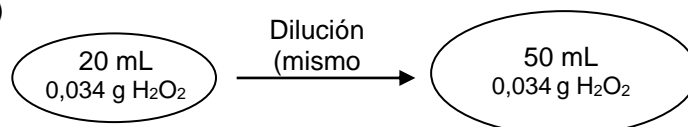


Solución:

- a) A partir del volumen de permanganato consumido podemos calcular los gramos de H₂O₂ que contiene la muestra (50 mL):

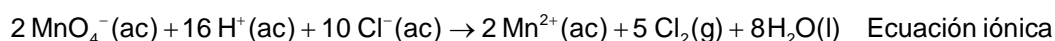
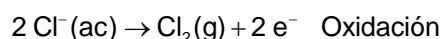
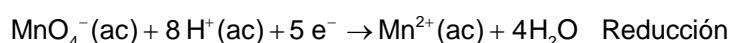
$$8 \text{ mL disol} \frac{0,05 \text{ moles KMnO}_4}{1000 \text{ mL disol}} \frac{5 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mol KMnO}_4} \frac{34 \text{ g H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2} = 0,034 \text{ g H}_2\text{O}_2$$

Aunque la muestra se ha diluido el número de moles de soluto será el mismo que en la muestra original (sin diluir)

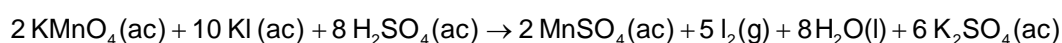


$$\frac{0,034 \text{ g H}_2\text{O}_2}{20 \text{ mL disol}} \frac{100 \text{ mL disol}}{100 \text{ mL disol}} = 0,17 \frac{\text{g H}_2\text{O}_2}{100 \text{ mL disol (agua oxigenada)}}$$

- b) $\text{KMnO}_4(\text{ac}) + \text{KCl}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{MnSO}_4(\text{ac}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$



Ecuación molecular:



(Oviedo. 2020-2021/ Julio. 2B)

Se construye una pila galvánica utilizando las semicélulas siguientes

- a) Una lámina de zinc sumergida en una disolución acuosa de Zn²⁺(ac), 1 M.
 b) Un hilo de Pt sumergido en una disolución acuosa ácida que contiene MnO₂(s) en suspensión y [MnO₄⁻] = 1 M.

Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción y la reacción global que se producen, de forma espontánea, durante el funcionamiento de la pila, ajustadas por el método de ión-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.

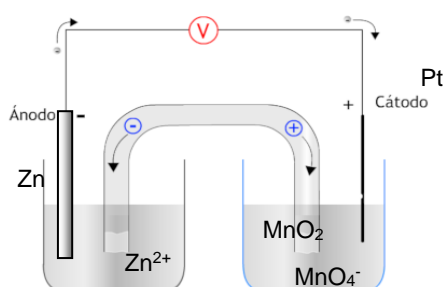
Calcule la fuerza electromotriz (o potencial) de la pila en condiciones estándar.

Datos. E° (Zn²⁺ /Zn) = - 0,76V

E° (MnO₄⁻ /MnO₂) = + 1,70 V

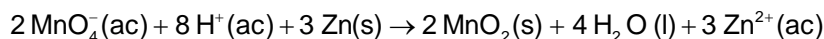
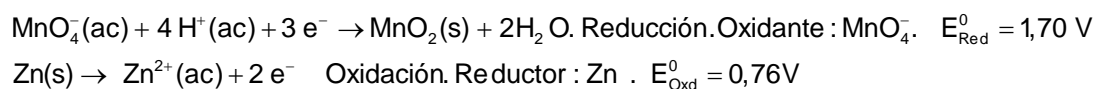
Solución:

- a)



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

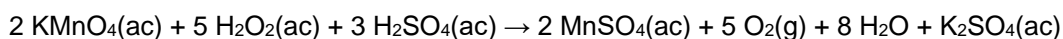
Los electrones circulan por el circuito del ánodo (electrodo negativo) al cátodo (electrodo positivo).



$$E_{\text{R}}^0 = E_{\text{Red}}^0 + E_{\text{Oxd}}^0 = (1,70 + 0,6) \text{ V} = 2,46 \text{ V}$$

(Oviedo. 2020-2021/ Julio. 3A)

La determinación de la concentración de peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , en un agua oxigenada puede llevarse a cabo mediante la valoración denominada permanganimetría, de acuerdo con la siguiente ecuación química:



- Describa el procedimiento experimental a seguir en el laboratorio para llevar a cabo dicha valoración, indicando el nombre del material de laboratorio utilizado.
- Para la permanganimetría de una disolución de agua oxigenada, se tomó 1 mL de dicha disolución y se diluyó con agua hasta un volumen final de 20 mL. La valoración exacta de esta disolución consumió, en el punto de equivalencia, 15 mL de una disolución acuosa de permanganato de potasio. A partir de los cálculos realizados, se obtuvo una concentración de peróxido de hidrógeno en la disolución inicial de agua oxigenada de 1,275 g H_2O_2 /100 mL. Determine la concentración molar de la disolución de permanganato de potasio utilizado en la valoración.

Datos. Masas atómicas: H = 1 u; O = 16 u.

Solución:

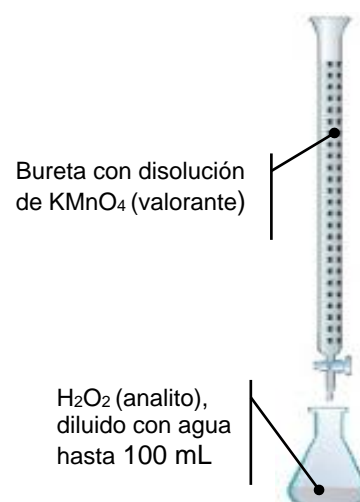
- En las valoraciones redox se utiliza una reacción de oxidación-reducción para determinar la concentración de uno de los compuestos implicados (oxidante o reductor), si se conoce exactamente la concentración del otro.

Una valoración redox muy corriente son las **permanganimetrías**, que utilizan permanganato de potasio como valorante. (**color violeta intenso**). El permanganato se coloca en la **bureta**

En un **matraz erlenmeyer** se pone el agua oxigenada a valorar (puede diluirse) acidulada con ácido sulfúrico. A medida que se agrega el permanganato al agua oxigenada se producirá la correspondiente reacción redox que consiste en la reducción, en medio ácido, del Mn^{7+} a Mn^{2+} , **que es incoloro** (ver ecuación del enunciado. Por tanto, **mientras exista peróxido de hidrógeno en el matraz la disolución permanecerá incolora**. Cuando todo el peróxido de hidrógeno reaccione, la adición de la próxima gota de permanganato **hará que la disolución adquiera un tono rosado** (debido al permanganato que no reacciona), que nos indicará el fin de la valoración. Así el propio permanganato actúa de indicador.

Para preparar el agua oxigenada para la valoración:

- **Tomar un volumen (1 mL, p.e.) de agua oxigenada comercial (pipeta)** y verterlo en una probeta. **Diluir con agua**.
- De la disolución preparada **extraer una porción (pipeta)**, verterla en un **matraz erlenmeyer**. y añadir unos mililitros de ácido sulfúrico
- Si se considera necesario se puede añadir al erlenmeyer agua destilada (no importa la cantidad).



- Moles de permanganato consumidos en la valoración:

$$1 \text{ mL disol} \cdot \frac{1,275 \text{ g H}_2\text{O}_2}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{34 \text{ g H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{2 \text{ moles KMnO}_4}{5 \text{ moles H}_2\text{O}_2} = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles KMnO}_4$$

Concentración del permanganato:

$$\frac{1,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles KMnO}_4}{15 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0,01 \frac{\text{moles KMnO}_4}{\text{L}} = 0,01 \text{ M}$$

(Oviedo. 2019-2020/ Junio. 2B)

Al añadir permanganato de potasio, KMnO_4 , a una disolución acuosa de ácido clorhídrico, HCl , se produce una reacción química de oxidación-reducción espontánea, dando lugar a cloruro de manganeso(II), MnCl_2 , y se observa la liberación de cloro, Cl_2 .

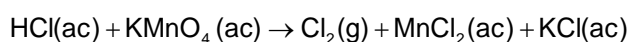
- Indique, de forma razonada, la especie química en disolución que experimenta la reacción de oxidación y la que experimenta la reacción de reducción.
- Escriba y ajuste por el método del ion-electrón, en forma iónica, la ecuación que representa la reacción química que se produce de forma espontánea.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

Datos. $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$; $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = +1,51 \text{ V}$

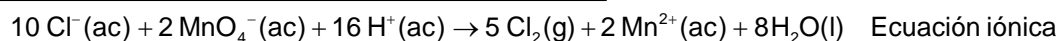
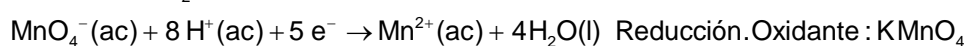
Nota. Todas las especies en disolución están en condiciones estándar.

Solución:

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



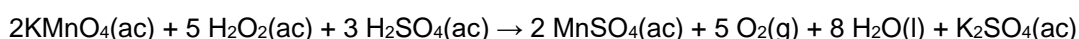
Nótese que se añade KCl en el segundo miembro ya que el potasio, presente en los reactivos, formará la sal correspondiente con el ácido clorhídrico.



- $E_R^\circ = E_{\text{Red}}^\circ + E_{\text{Oxd}}^\circ = (1,51 - 1,36) \text{ V} = 0,15 \text{ V}$

(Oviedo. 2019-2020/ Junio. 3A)

La determinación de la concentración de peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , en un agua oxigenada puede llevarse a cabo mediante la valoración denominada permanganimetría, de acuerdo con la siguiente ecuación química:



- Enumere el material de laboratorio necesario para realizar la determinación de la concentración de H_2O_2 en el agua oxigenada comercial, utilizando una disolución de permanganato de potasio. Indique dónde se alojaría la disolución acuosa de permanganato de potasio.
- Se toman 0,5 mL de agua oxigenada y se diluyen con agua hasta un volumen final de 25 mL. La valoración exacta de esta disolución consume, en el punto de equivalencia, 15 mL de una disolución acuosa de permanganato de potasio 0,01 M. Calcule la concentración de peróxido de hidrógeno en el agua oxigenada inicial, expresando el resultado en gramos de H_2O_2 por 100 mL disolución.

Datos. Masas atómicas: $\text{H} = 1 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$

Solución:

- Pipeta dotada de mecanismo de succión.
 - Matraz erlenmeyer que contendrá la muestra de agua oxigenada (no se requiere indicador).
 - Bureta (con soporte) que contendrá el permanganato de potasio.
 - Material general de laboratorio: vasos de precipitados, probeta (100 mL).
- Moles de H_2O_2 contenido en los 25 mL de muestra:

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

Aunque la muestra se ha diluido el número de moles de soluto será el mismo que en la muestra original (sin diluir)



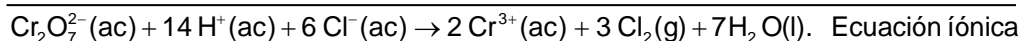
(Oviedo. 2019-2020/ Julio. 2B)

Cuando se mezclan disoluciones acuosas de dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, y de ácido clorhídrico, HCl , se genera cloruro de cromo(III), CrCl_3 , y cloruro de potasio, KCl , y se observa el desprendimiento gaseoso de cloro, Cl_2 .

- Escriba y ajuste por el método del ion-electrón, en forma iónica y molecular, la reacción química que tiene lugar.
- Indique el compuesto que actúa como oxidante y el que actúa como reductor.

Solución:

- y b) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) + 14 \text{H}^+(\text{ac}) + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + 7 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Reducción. Oxidante : $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
 $2 \text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-$ Oxidación. Reductor : HCl .



(Oviedo. 2019-2020/ Julio. 3A)

- La concentración de peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , en un agua oxigenada puede cuantificarse mediante una valoración redox utilizando permanganato potásico, KMnO_4 , de acuerdo con la siguiente reacción 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 de potasio 0,01 M. Calcule la concentración de peróxido de hidrógeno en el agua oxigenada inicial.

- Indique el material de laboratorio necesario para realizar la determinación del contenido de ácido acético en un vinagre comercial. Identifique el material de laboratorio en el que colocaría el indicador utilizado.

Solución:

- Ver comentario apartado (b) (Oviedo. 2019-2020/ Junio. 3A)

$$\begin{array}{l}
 15 \text{ mL disol} \cdot \frac{0,01 \text{ moles KMnO}_4}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{5 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mol KMnO}_4} = 3,75 \cdot 10^{-4} \text{ moles H}_2\text{O}_2 \\
 \frac{3,75 \cdot 10^{-4} \text{ moles H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 0,38 \text{ M}
 \end{array}$$

- Pipeta dotada de mecanismo de succión.
 - Matraz erlenmeyer que contendrá la muestra de vinagre a analizar y el indicador, fenolftaleína, por ejemplo.
 - Bureta (con soporte) que contendrá el hidróxido de sodio.
 - Material general de laboratorio: vasos de precipitados, probeta (100 mL).

(Oviedo. 2018-2019/ 4.2)

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

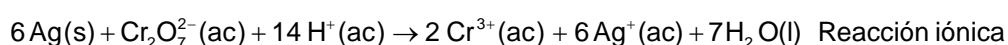
- Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción y la reacción global, ajustadas por el método del ion-electrón en forma iónica. Indique la especie química que actúa como oxidante y la que actúa como reductora durante el funcionamiento espontáneo de la pila.
- Dibuje un esquema de la pila en el 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:

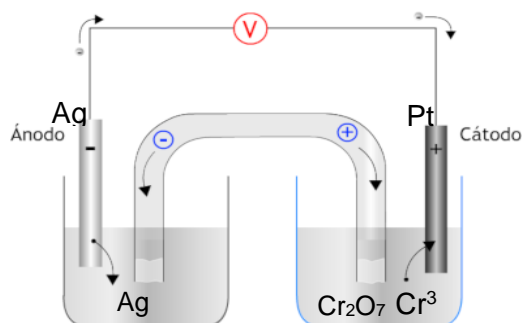
- Basándonos en la notación de la pila (a la izquierda se representa el ánodo y a la derecha el cátodo), tendremos:

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 : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$



b)

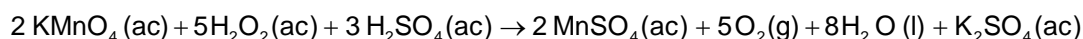


En el ánodo se produce la reacción de oxidación y en el cátodo la de reducción.

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

(Oviedo. 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:

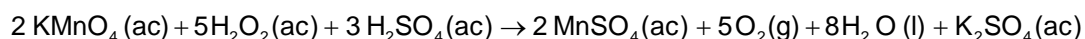


En el laboratorio, 1 mL de agua oxigenada se diluye con agua hasta un volumen final de 20 mL. La valoración exacta de esta disolución consume, en el punto de equivalencia, 15 mL de una disolución acuosa de permanganato 0,01 M.

- 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:

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

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

(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:

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

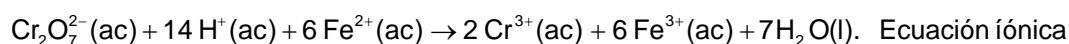
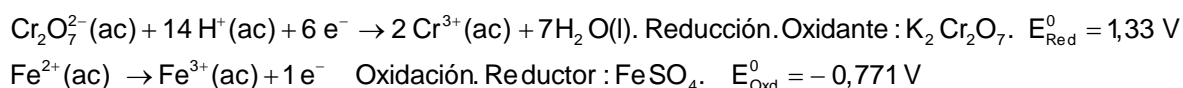
- a) Indique, de forma razonada, la especie química en disolución que experimenta la reacción de oxidación y la que experimenta la reacción de reducción. Escriba y ajuste por el método del ion-electrón, en forma iónica y molecular, la ecuación que representa la reacción química que se produce de forma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

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

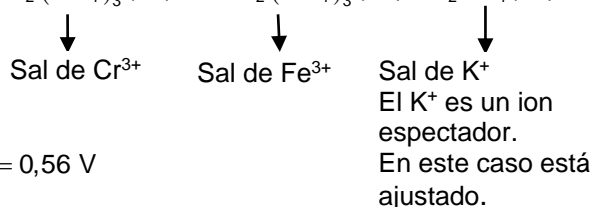
Solución:

- a) 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).



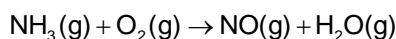
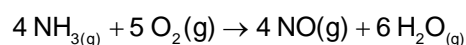
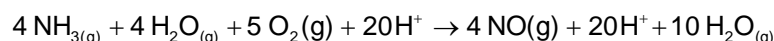
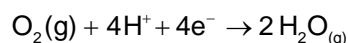
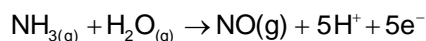
Para escribir la ecuación molecular debemos tener en cuenta que **pueden existir iones espectadores** (que no intervienen en la reacción redox) que habrá que ajustar a ojo. Hay que tener en cuenta, además, que **los metales van a formar sales con el ácido sulfúrico** y aparecerán en los productos como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



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

(Oviedo. 2017-2018/ 3.4B)

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

**Solución:**

(Oviedo. 2017-2018/ 2.2)

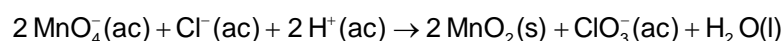
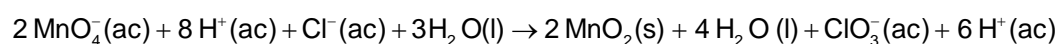
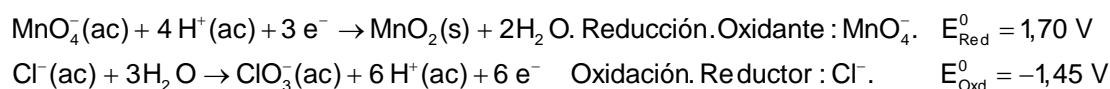
Se construye una célula galvánica utilizando las siguientes semicélulas: a) un hilo de Pt sumergido en una disolución acuosa ácida que contiene $\text{MnO}_2(\text{s})$ en suspensión y $[\text{MnO}_4^-] = 1 \text{ M}$; b) Un hilo de Pt sumergido en una disolución acuosa que contiene $[\text{ClO}_3^-]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

- 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.

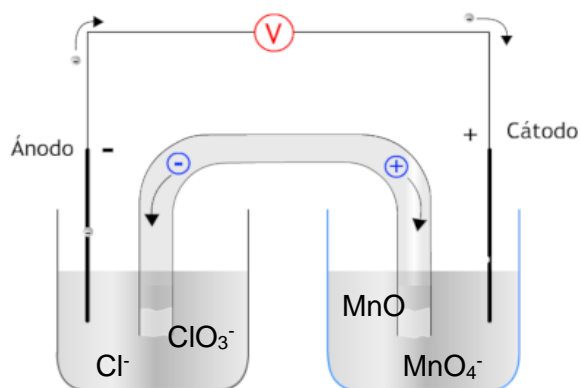
Datos: $E^0(\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2) = +1,70 \text{ V}$; $E^0(\text{ClO}_3^- / \text{Cl}^-) = +1,45 \text{ V}$

Solución:

a)



b)

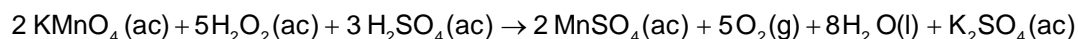


En el ánodo se produce la reacción de oxidación y en el cátodo la de reducción.

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)

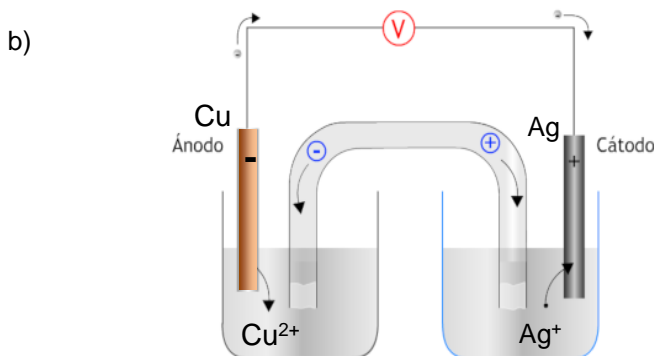
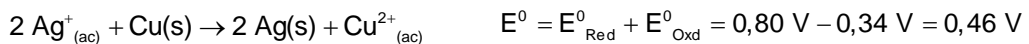
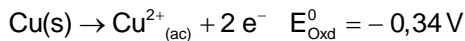
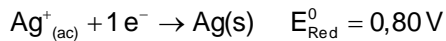
Se construye una pila voltaica con los siguientes electrodos: a) una tira de cobre sumergida en una disolución acuosa de $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$ 1 M; b) una tira de plata sumergida en una disolución acuosa de $\text{Ag}^+(\text{ac})$ 1 M.

- Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción que se producen, de forma espontánea, durante el funcionamiento de la pila. Calcule el potencial 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:

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



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).

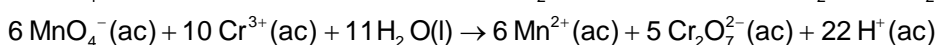
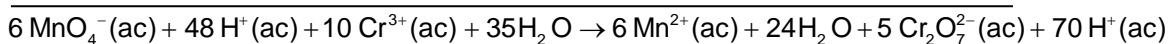
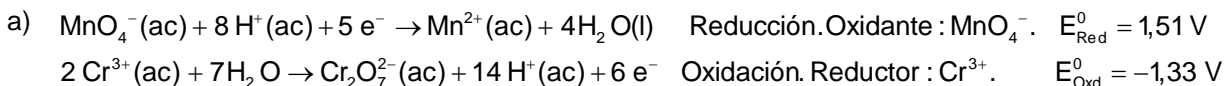
(Oviedo. 2016-2017/ 2.2)

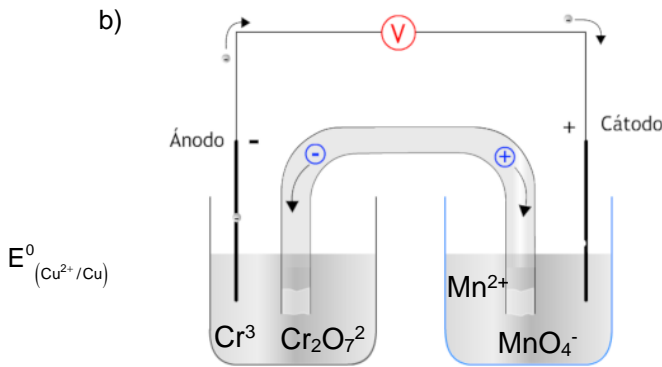
En disolución acuosa ácida, el anión permanganato, MnO_4^- , reacciona con el Cr^{3+} para formar Mn^{2+} y anión dicromato, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

- 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 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:





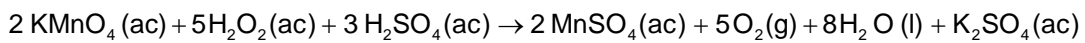
En el ánodo se produce la reacción de oxidación y en el cátodo la de reducción.

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

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

(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.

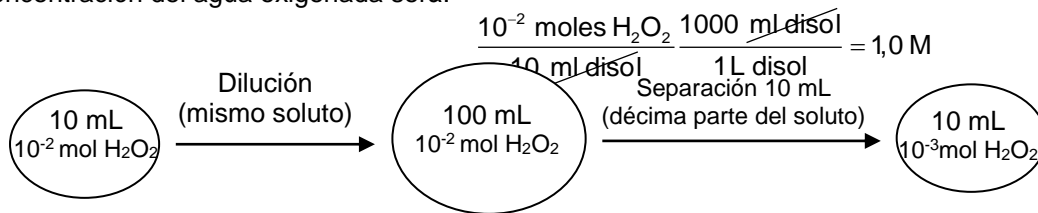
- Calcule la concentración de peróxido de hidrógeno en el agua oxigenada inicial.
- Indique el nombre del material de laboratorio en el que se coloca el agua oxigenada durante la valoración.

Solución:

a) Moles de permanganato consumidos: $20 \text{ mL disol} \cdot \frac{0,02 \text{ moles KMnO}_4}{1000 \text{ mL disol}} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ moles KMnO}_4$

Moles de H_2O_2 presentes en la muestra: $4 \cdot 10^{-4} \text{ moles KMnO}_4 \cdot \frac{5 \text{ moles H}_2\text{O}_2}{2 \text{ moles KMnO}_4} = 10^{-3} \text{ moles H}_2\text{O}_2$

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:



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