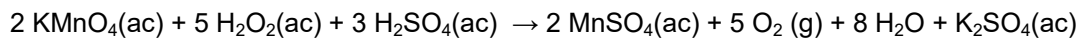


**Electroquímica  
(2021-2017)**

**Problemas resueltos**

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

- a) 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

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

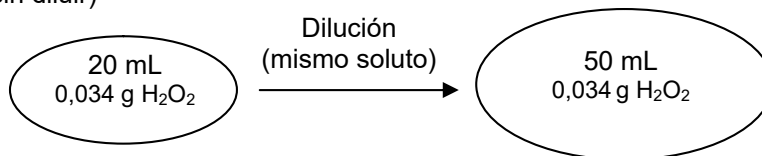


**Solución:**

- a) A partir del volumen de permanganato consumido podemos calcular los gramos de  $H_2O_2$  que contiene la muestra (50 mL):

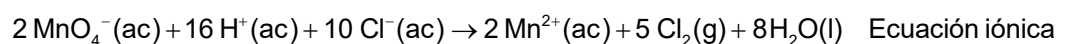
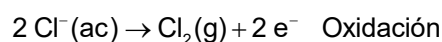
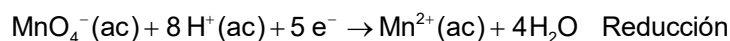
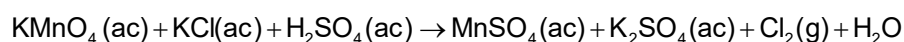
$$8 \text{ mL disol} \cdot \frac{0,05 \text{ moles } KMnO_4}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{5 \text{ mol } H_2O_2}{2 \text{ mol } KMnO_4} \cdot \frac{34 \text{ g } H_2O_2}{1 \text{ mol } H_2O_2} = 0,034 \text{ g } H_2O_2$$

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



$$\frac{0,034 \text{ g } H_2O_2}{20 \text{ mL disol}} \cdot \frac{100 \text{ mL disol}}{100 \text{ mL disol}} = 0,17 \frac{\text{g } H_2O_2}{100 \text{ mL disol (agua oxigenada)}}$$

- b)



Ecuación molecular:



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

Se construye una pila galvánica utilizando las semicélulas siguientes

- Una lámina de zinc sumergida en una disolución acuosa de  $Zn^{2+}(ac)$ , 1 M .
- Un hilo de Pt sumergido en una disolución acuosa ácida que contiene  $MnO_2(s)$  en suspensión y  $[MnO_4^-] = 1 M$ .

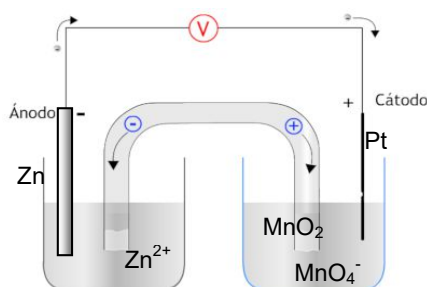
Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción y la reacción global que se producen, de forma espontánea, durante el funcionamiento de la pila, ajustadas por el método de ión-electrón en forma iónica. Indique la especie química que actúa como oxidante y la que actúa como reductora durante el funcionamiento espontáneo de la pila.

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

**Datos.**  $E^{\circ}(Zn^{2+}/Zn) = -0,76V$        $E^{\circ}(MnO_4^-/MnO_2) = +1,70 V$

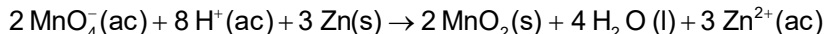
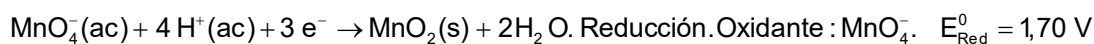
**Solución:**

a)



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

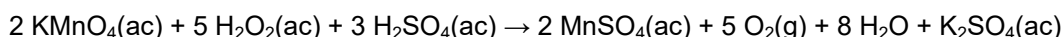
Los electrones circulan por el circuito del ánodo (electrodo negativo) al cátodo (electrodo positivo).



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

(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:**

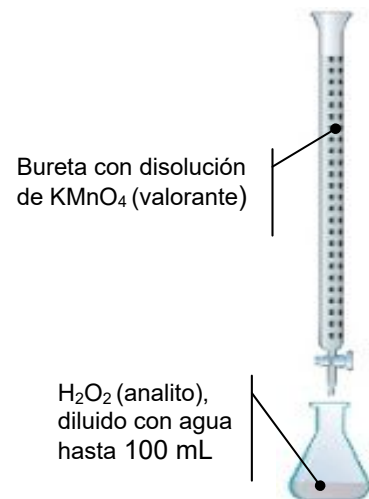
- En las valoraciones redox se utiliza una reacción de oxidación-reducción para determinar la concentración de uno de los compuestos implicados (oxidante o reductor), si se conoce exactamente la concentración del otro.

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).



b) 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,  $Cl_2$ .

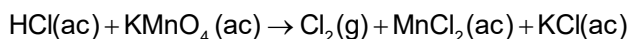
- Indique, de forma razonada, la especie química en disolución que experimenta la reacción de oxidación y la que experimenta la reacción de reducción.
- Escriba y ajuste por el método del ion-electrón, en forma iónica, la ecuación que representa la reacción química que se produce de forma espontánea.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

**Datos.**  $E^\circ(Cl_2/Cl^-) = +1,36 \text{ V}$  ;  $E^\circ(MnO_4^-/Mn^{2+}) = +1,51 \text{ V}$

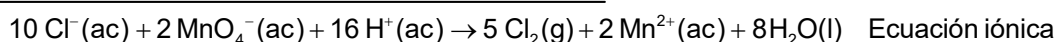
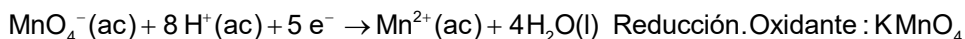
**Nota.** Todas las especies en disolución están en condiciones estándar.

**Solución:**

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



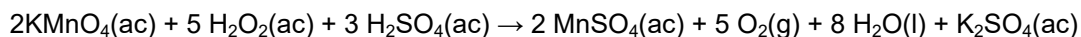
Nótese que se añade  $KCl$  en el segundo miembro ya que el potasio, presente en los reactivos, formará la sal correspondiente con el ácido clorhídrico.



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

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

La determinación de la concentración de peróxido de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , 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  $\text{H}_2\text{O}_2$  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  $\text{H}_2\text{O}_2$  por 100 mL disolución.

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

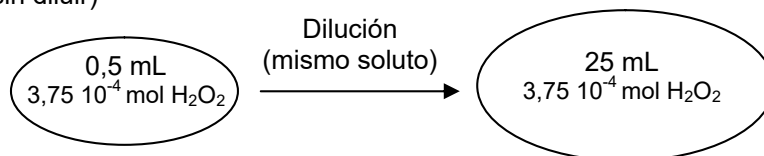
**Solución:**

- 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  $\text{H}_2\text{O}_2$  contenido en los 25 mL de muestra:

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

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



$$\frac{3,75 \cdot 10^{-4} \text{ moles H}_2\text{O}_2}{0,5 \text{ mL disol}} \frac{34 \text{ g H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2} \frac{100 \text{ mL disol}}{100 \text{ mL disol}} = 2,55 \frac{\text{g H}_2\text{O}_2}{100 \text{ mL disol}}$$

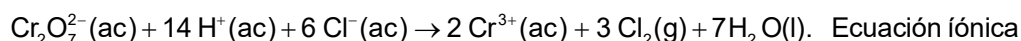
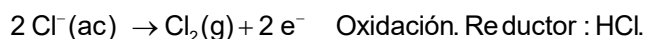
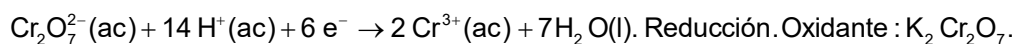
(Oviedo. 2019-2020/ Julio. 2B)

Cuando se mezclan disoluciones acuosas de dicromato de potasio,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , y de ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ , se genera cloruro de cromo(III),  $\text{CrCl}_3$ , y cloruro de potasio,  $\text{KCl}$ , y se observa el desprendimiento gaseoso de cloro,  $\text{Cl}_2$ .

- 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.

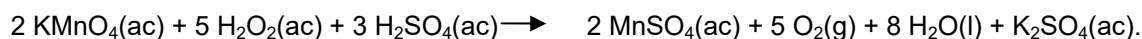
**Solución:**

- y b)



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

- a) La concentración de peróxido de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , en un agua oxigenada puede cuantificarse mediante una valoración redox utilizando permanganato potásico,  $\text{KMnO}_4$ , 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.

- b) 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:**

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

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

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

- b)
  - 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).

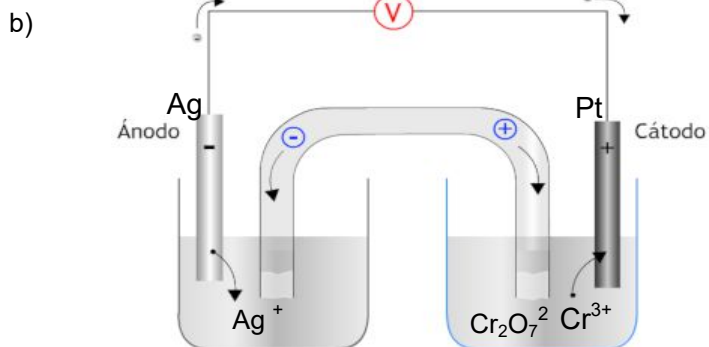
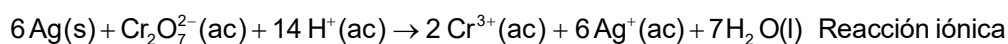
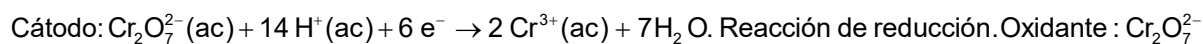
(Oviedo. 2018-2019/ 4.2)

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

- a) 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.
- b) 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:**

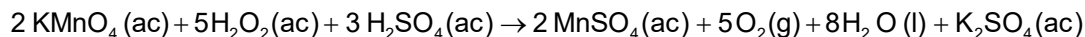
- a) Basándonos en la notación de la pila (a la izquierda se representa el ánodo y a la derecha el cátodo), tendremos:



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,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , en un agua oxigenada puede determinarse mediante la valoración redox con permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4$ , de acuerdo con la ecuación química:

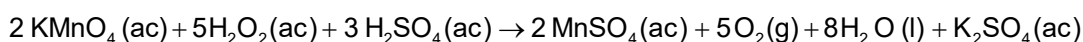


En el laboratorio, 1 mL de agua oxigenada se diluye con agua hasta un volumen final de 20 mL. La valoración exacta de esta disolución consume, en el punto de equivalencia, 15 mL de una disolución acuosa de permanganato 0,01 M.

- 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  $\text{H}_2\text{O}_2$  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. 2018-2019/ 2.3)

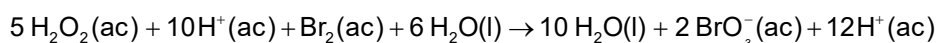
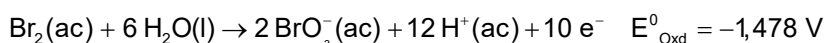
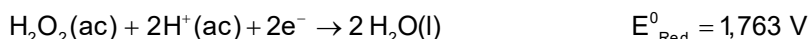
Cuando se añade una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , a una disolución acuosa ácida que contiene bromo disuelto  $\text{Br}_2(\text{ac})$ , se produce una reacción química espontánea. A partir de los valores de los potenciales estándar de reducción,  $E^0(\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}) = +1,763 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{BrO}_3^- / \text{Br}_2) = +1,478 \text{ V}$  .:

- 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.
- Calcule el potencial estándar de la reacción global.

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

**Solución:**

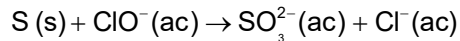
- Se reducirá la sustancia que tenga un potencial de reducción mayor y la otra quedará forzada a oxidarse, luego:



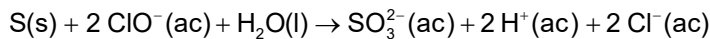
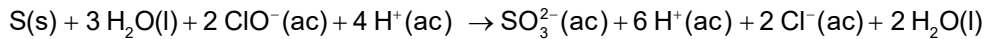
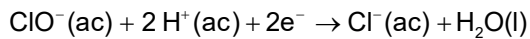
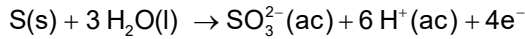
- $E^0_{\text{R}} = E^0_{\text{Red}} + E^0_{\text{Oxd}} = (1,763 - 1,478) \text{ V} = 0,285 \text{ V}$

(Oviedo. 2018-2019/ 1.4B)

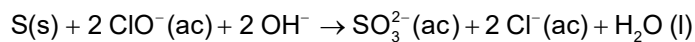
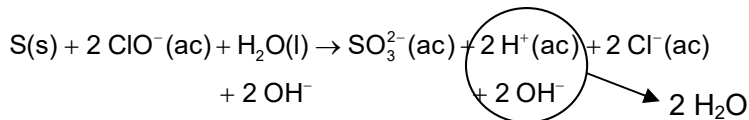
Ajuste por el método del ion-electrón **en medio básico** la siguiente ecuación química:



**Solución:**



Como estamos en medio básico con el fin de eliminar los protones sumamos 2 OH<sup>-</sup> a ambos lados:



(Oviedo. 2017-2018/ 4.2)

Cuando se añade dicromato de potasio, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, a una disolución acuosa de ácido sulfúrico que contiene sulfato de hierro(II), FeSO<sub>4</sub>, se produce una reacción química espontánea. A partir de los potenciales estándar de reducción:

$$E^0(Cr_2 O_7^{2-} / Cr^{3+}) = + 1,33 V; E^0(Fe^{3+} / Fe^{2+}) = + 0,771 V; E^0(Fe^{2+} / Fe) = - 0,44 V \therefore$$

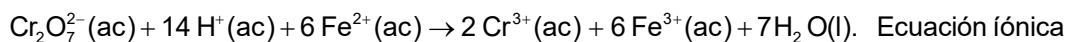
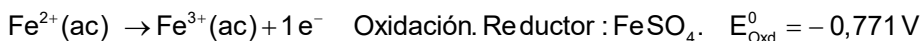
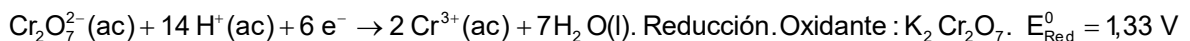
- Indique, de forma razonada, la especie química en disolución que experimenta la reacción de oxidación y la que experimenta la reacción de reducción. Escriba y ajuste por el método del ion-electrón, en forma iónica y molecular, la ecuación que representa la reacción química que se produce de forma espontánea.
- 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<sup>2+</sup> a Fe<sup>3+</sup>, ya que la otra posibilidad sería la oxidación de Fe a Fe<sup>2+</sup> 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.



↓  
Sal de Cr<sup>3+</sup>

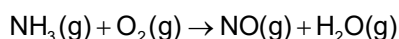
↓  
Sal de Fe<sup>3+</sup>

↓  
Sal de K<sup>+</sup>  
El K<sup>+</sup> es un ion espectador.  
En este caso está ajustado.

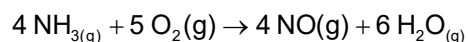
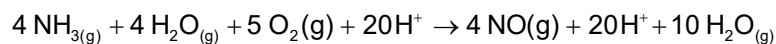
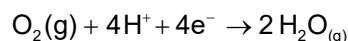
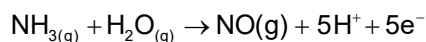
$$b) \quad E^0 = E_{Red}^0 + E_{Oxd}^0 = 1,33 V - 0,771 V = 0,56 V$$

(Oviedo. 2017-2018/ 3.4B)

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



**Solución:**



(Oviedo. 2017-2018/ 2.2)

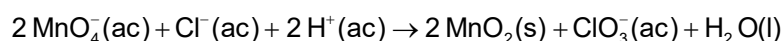
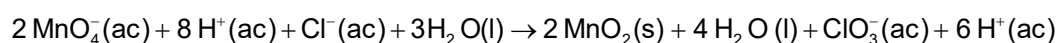
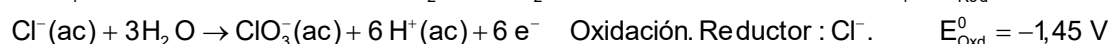
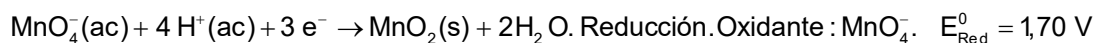
Se construye una célula galvánica utilizando las siguientes semicélulas: a) un hilo de Pt sumergido en una disolución acuosa ácida que contiene  $\text{MnO}_2(\text{s})$  en suspensión y  $[\text{MnO}_4^-] = 1\text{ M}$ ; b) Un hilo de Pt sumergido en una disolución acuosa que contiene  $[\text{ClO}_3^-]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

- 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.

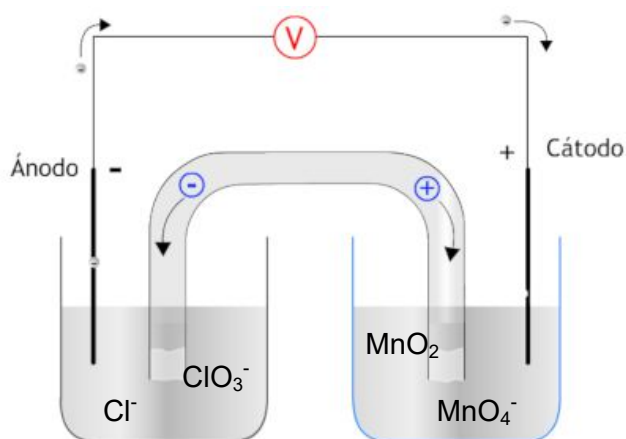
**Datos:**  $E^0(\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2) = +1,70\text{ V}$ ;  $E^0(\text{ClO}_3^- / \text{Cl}^-) = +1,45\text{ V}$

**Solución:**

a)



b)



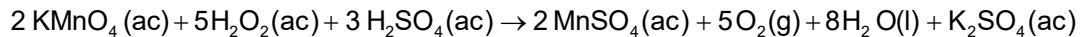
En el ánodo se produce la reacción de oxidación y en el cátodo la de reducción.

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<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, en un agua oxigenada puede determinarse mediante la valoración redox con permanganato de potasio, KMnO<sub>4</sub>, 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<sub>2</sub>O<sub>2</sub> que han reaccionado:

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

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

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

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

(Oviedo. 2016-2017/ 4.2)

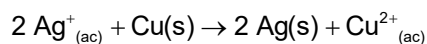
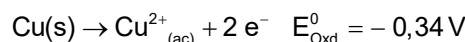
Se construye una pila voltaica con los siguientes electrodos: a) una tira de cobre sumergida en una disolución acuosa de Cu<sup>2+</sup>(ac) 1 M; b) una tira de plata sumergida en una disolución acuosa de Ag<sup>+</sup>(ac) 1 M.

- 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.

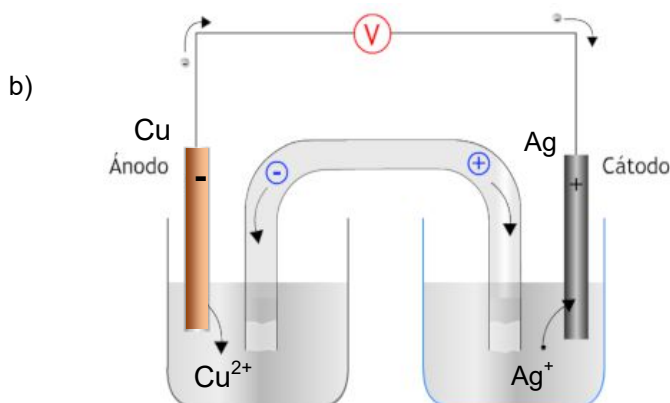
**Datos:** E<sup>0</sup>(Cu<sup>2+</sup> / Cu) = + 0,34 V; E<sup>0</sup>(Ag<sup>+</sup> / Ag) = + 0,80 V

**Solución:**

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



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



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).

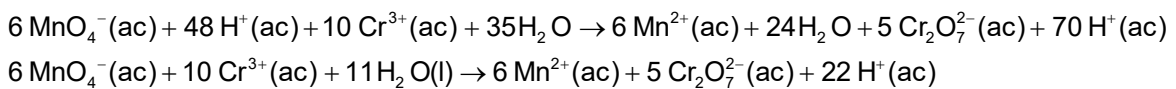
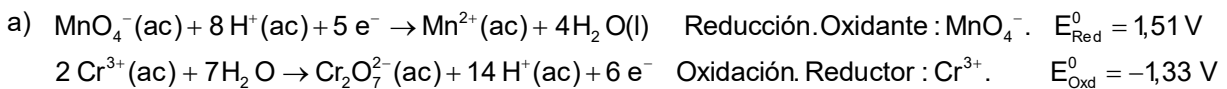
(Oviedo. 2016-2017/ 2.2)

En disolución acuosa ácida, el anión permanganato,  $\text{MnO}_4^-$ , reacciona con el  $\text{Cr}^{3+}$  para formar  $\text{Mn}^{2+}$  y anión dicromato,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ .

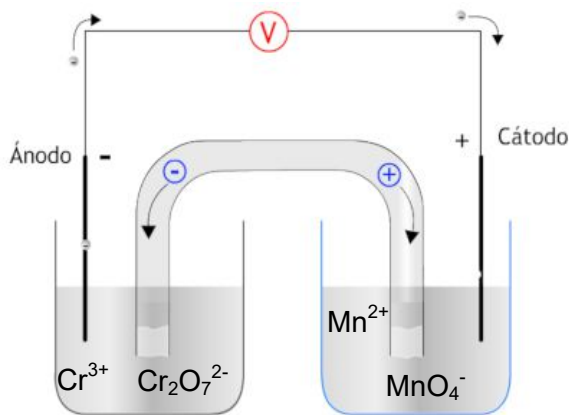
- Indique, justificando la respuesta, la especie química que se oxida, la que se reduce, la especie química que se oxida y la que se reduce, la que actúa como oxidante y la que actúa como reductora. Ajuste por el método del ion- electrón, en forma iónica, la ecuación que representa la reacción química 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)



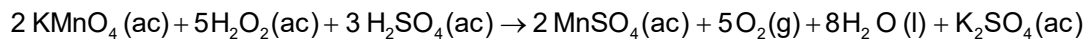
En el ánodo se produce la reacción de oxidación y en el cátodo la de reducción.

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,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , en un agua oxigenada puede determinarse mediante la valoración redox con permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4$ , 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.

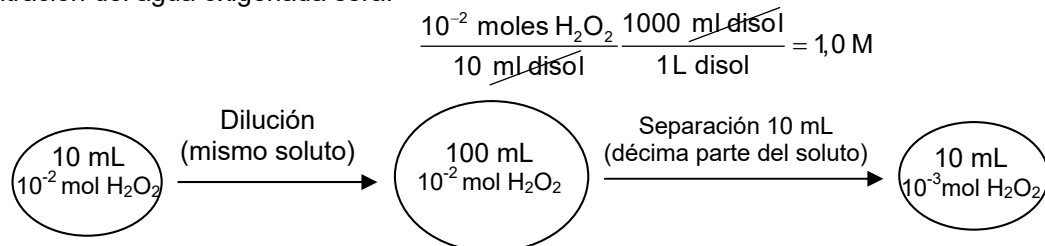
- Calcule la concentración de peróxido de hidrógeno en el agua oxigenada inicial.
- Indique el nombre del material de laboratorio en el que se coloca el agua oxigenada durante la valoración.

**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  $\text{H}_2\text{O}_2$  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:



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

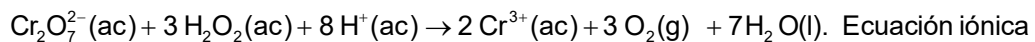
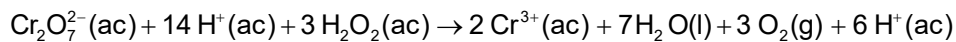
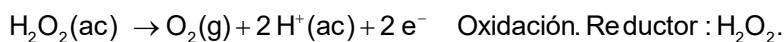
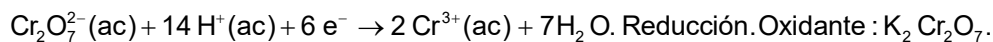
(Oviedo. 2015-2016/ 8.2)

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).

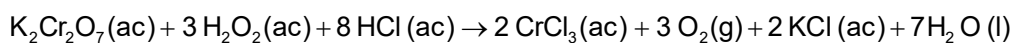
- Escriba la ecuación química ajustada, en forma iónica y molecular, que representa la reacción química que se produce en la disolución. Indique el agente oxidante y el agente reductor.
- Calcule el volumen de disolución acuosa 0,25 M de peróxido de hidrógeno necesario para que reaccione todo el dicromato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

**Solución:**

a)



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)

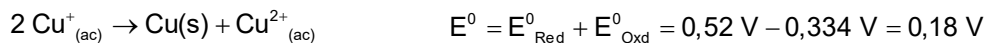
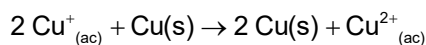
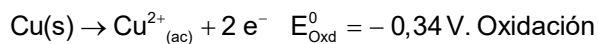
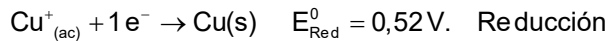
Se dispone del siguiente material: dos varillas de cobre, disolución 1 M de Cu<sup>+</sup>(ac), disolución 1 M de Cu<sup>2+</sup>(ac), puente salino, voltímetro y conexiones eléctricas.

- 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.

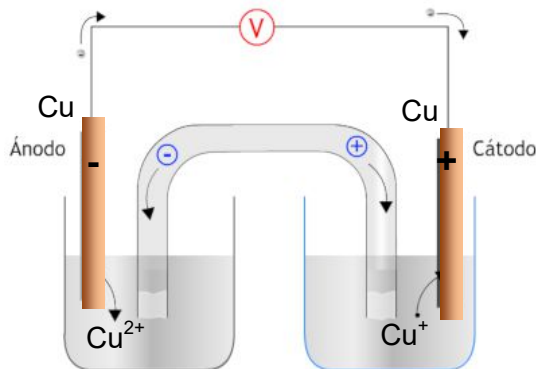
Datos: E<sup>0</sup>(Cu<sup>2+</sup> / Cu) = + 0,34 V; E<sup>0</sup>(Cu<sup>+</sup> / Cu) = + 0,52 V

**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. 2015-2016/ 3.2)

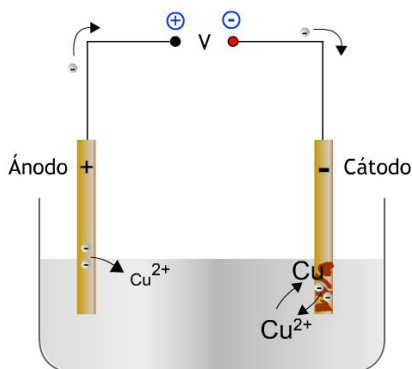
En el proceso de purificación del Cu(s) mediante electrolisis, una lámina de Cu(s) impuro actúa como ánodo de la célula electrolítica y una lámina de Cu(s), de elevada pureza, como cátodo. Ambas están sumergidas en una disolución ácida de CuSO<sub>4</sub>

- 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.

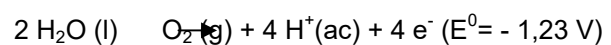
**Solución:**

a)

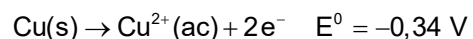


En el ánodo (polo positivo) se produce la oxidación.

Cuando el ánodo es de cobre existen dos reacciones de oxidación posibles. Una es la oxidación del agua para dar oxígeno:

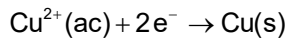


La otra es la oxidación del cobre del electrodo para dar iones Cu<sup>2+</sup>:



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  $\text{Cu}^{2+}$ :



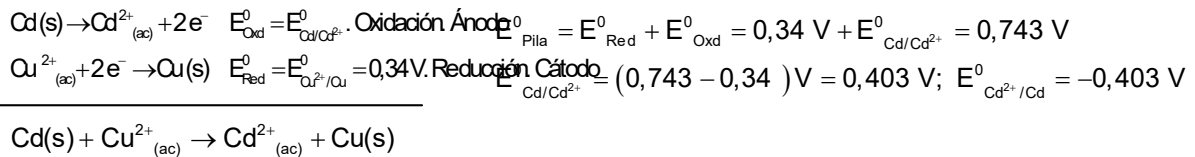
Los electrones (ver esquema) circulan del ánodo al cátodo.

$$b) \quad 1,5 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,55 \text{ g Cu}} \cdot \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{96485 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 4631,3 \text{ C}; \quad I = \frac{q}{t}; \quad t = \frac{q}{I} = \frac{4631,3 \text{ C}}{5 \frac{\text{C}}{\text{s}}} = 926,3 \text{ s} = 15 \text{ min } 26 \text{ s}$$

(Oviedo. 2015-2016/ 2.5A)

La pila voltaica representada por el esquema:  $\text{Cd}(\text{s})|\text{Cd}^{2+}(\text{ac}, 1 \text{ M})||\text{Cu}^{2+}(\text{ac}, 1 \text{ M})|\text{Cu}(\text{s})$  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  $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$ .

**Solución:**



(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  $\text{Mn}^{2+}(\text{ac})$ .

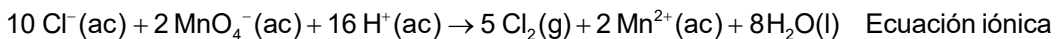
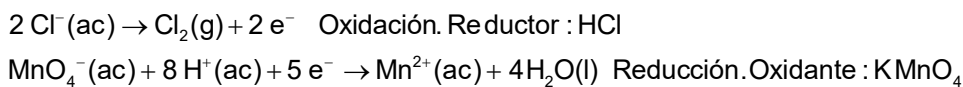
- a) Escriba y ajuste, por el método del ion-electrón, en forma iónica y molecular, la reacción química que tiene lugar. Indique la especie que actúa como reductor.
- b) Calcule la cantidad mínima, en gramos, de permanganato de potasio necesaria para obtener 1 L de cloro gas a 25º y 1 atm. Suponga que 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<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>

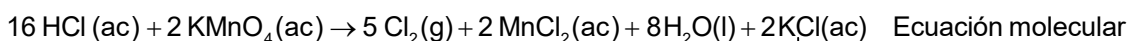
**Solución:**

- a) La reacción a igualar será (puede faltar agua):  $\text{HCl}(\text{ac}) + \text{KMnO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{MnCl}_2(\text{ac}) + \text{KCl}(\text{ac})$

Se añade KCl en el segundo miembro ya que el potasio formará la sal correspondiente con el HCl.



Vemos que aparecen 10 Cl<sup>-</sup>. Hay que tener en cuenta que esto nos da el balance final de Cl<sup>-</sup> y que en el segundo miembro el KCl y el MnCl<sub>2</sub> producen iones Cl<sup>-</sup>. Observamos, además, que necesitamos 16 H<sup>+</sup> y la única sustancia que es capaz de generarlos es el HCl. Por tanto, escribimos:



Hay que ajustarlo a ojo.

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

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