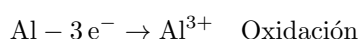
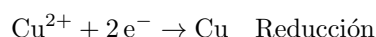


1. (**Andalucía, Jun. 2016.**) Se desea construir una pila en la que el cátodo está constituido por el electrodo Cu^{2+}/Cu . para el ánodo se dispone de los electrodos Al^{3+}/Al y I_2/I^- . a) Razone cuál de los dos electrodos se podrá utilizar como ánodo. b) Identifique las semirreacciones de oxidación y de reducción de la pila. c) Calcule el potencial estándar de la pila.
 Datos: $\varepsilon^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $\varepsilon^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67 \text{ V}$; $\varepsilon^0(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$

Solución: a) En el cátodo se produce la reducción. en este caso, el proceso $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$. Como ánodo sólo se podrá utilizar un electrodo de un elemento más reductor que el cobre, esto es, cuyo potencial de reducción sea menor. De los dos electrodos mencionados, sólo el de Al^{3+}/Al cumple esta condición.

b) Las semirreacciones son las siguientes:



c) El potencial estándar de la pila será:

$$E^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = 0,34 - (-1,67) = 2,01 \text{ V}$$

2. (**Andalucía, Jun. 2016.**) a) Se hace pasar una corriente eléctrica de 1,5 A a través de 250 mL de una disolución acuosa de iones Cu^{2+} 0,1 M. a) ¿Cuánto tiempo debe transcurrir para que todo el cobre de la disolución se deposite como cobre metálico? b) Determine el volumen del Cl_2 gaseoso, medido a 27° C y 1 atm, que se desprenderá en el ánodo durante la electrolisis de una disolución de cualquier cloruro metálico, aplicando una corriente de 4 A de intensidad durante 15 minutos.
 Datos: $1 \text{ F} = 96500 \text{ C}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; Masas atómicas: $\text{Cu} = 63,5$; $\text{Cl} = 35,5$;

Solución: a) En la disolución existe una masa de cobre: $m = 0,25 \cdot 0,1 \cdot 63,5 = 1,5875 \text{ g}$. La carga que atravesará la disolución es: $q = I \cdot t = 1,5 \cdot t$. Por tanto, podemos poner:

$$\frac{63,5/2 \text{ g Cu}}{96500 \text{ C}} = \frac{1,5875 \text{ g Cu}}{1,5 \cdot t \text{ C}} \quad t = 3216,7 \text{ s}$$

b) Utilizando una igualdad similar a la anterior:

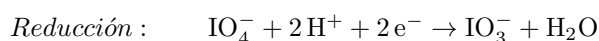
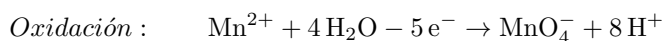
$$\frac{35,5/2 \text{ g Cl}}{96500 \text{ C}} = \frac{x \text{ g Cl}}{4 \cdot 15 \cdot 60 \text{ C}} \quad x = 1,224 \text{ g Cl} \rightarrow \frac{1,324}{71} = 1,86 \cdot 10^{-2} \text{ moles Cl}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases, tendremos:

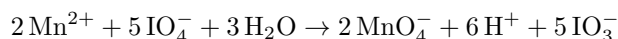
$$1 \cdot V = 1,86 \cdot 10^{-2} \cdot 0,082 \cdot 300 \quad V = 0,46 \text{ L Cl}_2$$

3. (**Aragón, Jun. 2016.**) Responda a las siguientes preguntas: a) ¿Cuál de las siguientes especies será capaz de oxidar al MnCl_2 : Cl_2 o KIO_4 ?. Escriba las ecuaciones de oxidación y reducción ajustadas por el método del ion-electrón. b) ¿Cuál será el resultado de la electrolisis de NaCl acuoso? Datos: $\varepsilon^0(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$; $\varepsilon^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$; $\varepsilon^0(\text{H}_2/\text{H}^+) = 0,0 \text{ V}$; $\varepsilon^0(\text{IO}_4^-/\text{IO}_3^-) = 1,65 \text{ V}$; $\varepsilon^0(\text{Na}^+/\text{Na}) = -2,71 \text{ V}$

Solución: a) El MnCl_2 podrá ser oxidado por una especie cuyo potencial de reducción sea mayor que el del par $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$. En este caso, es el KIO_4 . Las semirreacciones de oxidación y de reducción son las siguientes:



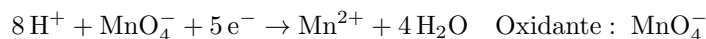
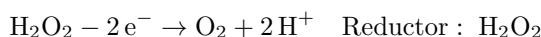
La reacción global será:



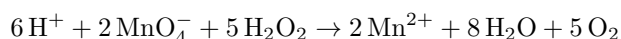
b) La electrolisis de una disolución acuosa de NaCl producirá H_2 y Cl_2 . El ion cloruro es oxidado a cloro, pero el ion H^+ (presente en la disolución acuosa), al tener un potencial de reducción mayor que el del Na^+ es reducido a H_2 en lugar de producirse la reducción del Na^+ a Na metálico.

4. (**Aragón, Jun. 2016**) El permanganato de potasio reacciona con agua oxigenada (peróxido de hidrógeno) en disolución de ácido sulfúrico dando lugar a oxígeno, sulfato de manganeso (II), sulfato de potasio y agua. a) Escriba la ecuación correspondiente, ajústela por el método del ion-electrón e indique cuál es el oxidante y cuál el reductor. b) Si se consumen 20 mL de una disolución 0,2 M de permanganato potásico para valorar 100 mL de agua oxigenada, ¿cuál será la concentración del agua oxigenada?. c) Calcule el volumen de oxígeno molecular desprendido en la valoración del apartado b) medido a 700 mm Hg y 30 °C. Datos: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

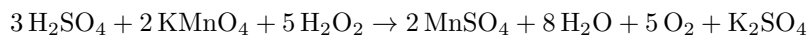
Solución: a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son, respectivamente:



Multiplicando la primera semirreacción por cinco, la segunda por dos y pasando a un solo miembro los protones, nos queda:



En forma molecular:



b) El número de moles de KMnO_4 en la disolución será: $n_{\text{KMnO}_4} = 0,02 \cdot 0,2 = 4 \cdot 10^{-3}$ moles, con lo que podemos plantear la siguiente igualdad:

$$\frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{4 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4} = \frac{5 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{x \text{ mol H}_2\text{O}_2} \quad x = 0,01 \text{ moles}$$

La concentración del H_2O_2 será:

$$M = \frac{0,01}{0,1} = 0,1$$

c)

$$\frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{4 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4} = \frac{5 \text{ mol O}_2}{x \text{ mol O}_2} \quad x = 0,01 \text{ moles O}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases:

$$\frac{700}{760} \cdot V = 0,01 \cdot 0,082 \cdot 303 \quad V = 0,27 \text{ L O}_2$$

5. (**Aragón, Sept. 2016**) Si construimos una pila galvánica formada por un electrodo de Zn(s) sumergido en una disolución de nitrato de cinc (II) y un electrodo de Ag(s) sumergido en una disolución de nitrato de plata, determine: a) Qué reacción tendrá lugar en el ánodo y cuál en el cátodo. b) La reacción global ajustada por el método del ión-electrón y el potencial de la pila. c) Si se dispone adicionalmente de un electrodo de Cu(s) sumergido en nitrato de cobre (II) y queremos que sea el cátodo de una nueva pila, ¿con qué electrodo (Zn o Ag) lo deberemos combinar?. Escriba la nueva ecuación ajustada y calcule el potencial de la pila. Datos : $\epsilon^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $\epsilon^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $\epsilon^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$

Solución: a) las reacciones en el ánodo y en el cátodo será, respectivamente:



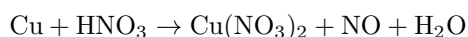
b) La reacción global será:



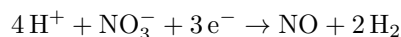
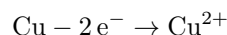
c) Puesto que el potencial normal del sistema Cu^{2+}/Cu es de + 0,34 V y debe actuar como cátodo, el ánodo debe ser el sistema Zn^{2+}/Zn , siendo el potencial de la pila $\varepsilon^0 = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$. Si el ánodo fuera el electrodo de plata, el potencial de la pila será negativo.

6. (**Aragón, Sept. 2016**) Se quiere analizar el contenido de cobre en una muestra metálica. Para ello se tratan 4 gramos de dicha muestra con ácido nítrico. Suponiendo que sólo el cobre reacciona con el ácido para dar nitrato de cobre (II), además de monóxido de nitrógeno y agua: a) Escriba la reacción correspondiente y ajústela por el método del ión-electrón. Indique el agente oxidante y el reductor. b) Calcule el % de Cu en la muestra metálica sabiendo que para dicha reacción se han consumido 11,70 mL de una disolución de ácido nítrico del 42,73 % y densidad de 1,273 g/mL. (

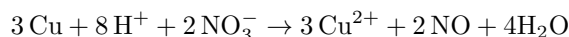
Solución: a) La reacción es la siguiente:



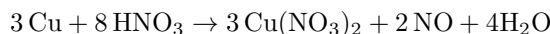
Las semirreacciones de oxidación y de reducción son, respectivamente:



Multiplicando la primera semirreacción por 3, la segunda por 2, y sumando algebraicamente, tendremos:



Que, expresado en forma molecular, quedará así:



El cobre es la sustancia reductora, mientras que el ácido nítrico es el oxidante.

b) La cantidad de ácido nítrico consumida será:

$$m = 11,70 \cdot 1,273 \cdot 0,4273 = 6,36 \text{ g}$$

para la reacción anterior, podemos establecer la siguiente relación:

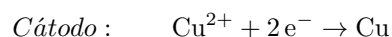
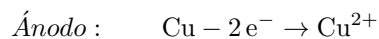
$$\frac{3 \cdot 63,5 \text{ g Cu}}{x \text{ g Cu}} = \frac{8 \cdot 63 \text{ g HNO}_3}{6,36 \text{ g HNO}_3}$$

Siendo $x = 2,40 \text{ g Cu}$. Si se tiene en cuenta que la muestra posee una masa de 4 g, el % de Cu será:

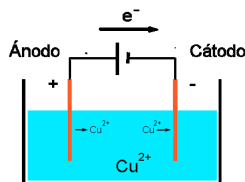
$$\% \text{ Cu} = \frac{2,40}{4,0} 100 = 60$$

7. (**Asturias, Jun. 2016**). 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 actúa como cátodo. Ambas están sumergidas en una disolución ácida de CuSO_4 . a) Dibuje un esquema de la célula electrolítica, indicando el polo positivo, el polo negativo y el flujo de electrones durante el proceso de electrolisis. Escriba las reacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo. b) 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 $F = 96485 \text{ C/mol}$ de electrones. Masa atómica del cobre = 63,55 u.

Solución: a) Las reacciones respectivas que tiene lugar en el ánodo y en el cátodo son:



El esquema de la célula electrolítica podría ser el siguiente:

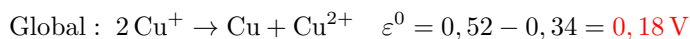
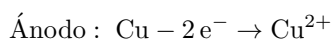
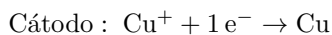


b) Para depositar 1,5 g de Cu se necesitará un tiempo t , de forma que:

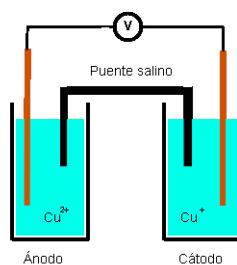
$$\frac{63,55/2 \text{ gCu}}{96485 \text{ C}} = \frac{1,5 \text{ gCu}}{5 \cdot t} \rightarrow t = 911,7 \text{ s}$$

8. (Asturias, Jul. 2016) Se dispone del siguiente material: dos varillas de cobre, disolución 1 M de Cu^+ (aq), disolución 1 M de Cu^{2+} (aq), puente salino, voltímetro y conexiones eléctricas. a) Escriba las semirreacciones de oxidación y de 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. b) Dibuje un esquema de la pila, indicando el ánodo, el cátodo y el sentido en el que fluyen los electrones. Datos. $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^+/\text{Cu}) = +0,52 \text{ V}$.

Solución: a) Al tener el par Cu^+/Cu el mayor potencial normal, actuará como cátodo, mientras que el par Cu^{2+}/Cu lo hará como ánodo. Las semirreacciones serán:

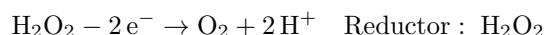
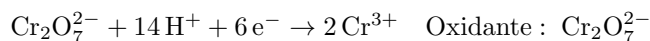


El flujo de electrones se produce desde el ánodo al cátodo. Un esquema de la pila sería el siguiente:

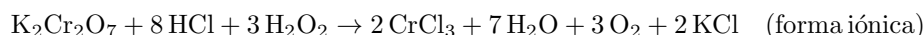
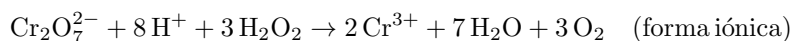


9. (Asturias, Jul. 2016) Las disoluciones acuosas ácidas de dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, son de color naranja. Cuando se añade peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , a una disolución de dicromato de potasio en medio ácido clorhídrico, HCl , se observa el desprendimiento gaseoso de oxígeno, un cambio de color en la disolución y la formación de $\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$. a) 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. b) 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) El ion dicromato se reduce a ion Cr^{3+} , mientras que el H_2O_2 se oxida a agua según los procesos:



La reacción global será:

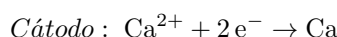
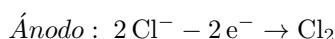


b) Un mol de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ reacciona con tres moles de H_2O_2 , por lo cual:

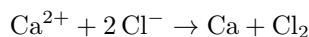
$$\frac{1 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{0,5 \cdot 0,7 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{3 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}_2}{0,25 \cdot V \text{ mol } \text{H}_2\text{O}_2} \rightarrow V = 4,2 \text{ L } \text{H}_2\text{O}_2$$

10. (Canarias, Jun. 2016) Se hace pasar una corriente de 0,452 amperios durante 1,5 horas a través de una celda de electrolisis que contiene CaCl_2 fundido. a) Escribe las reacciones que se producen en el cátodo y en el ánodo, así como la reacción global. b) Calcula la cantidad de calcio que se depositará. c) Calcula el volumen de cloro gaseoso, medido a 700 mm Hg y 25°C que se desprenderá. Datos: $F = 96500 \text{ C}$; $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; $1 \text{ atm.} = 760 \text{ mm Hg}$; Masas atómicas: $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$; $\text{Ca} = 40,1 \text{ u}$

Solución: a) Las reacciones producidas en el ánodo y en el cátodo son, respectivamente:



La reacción global será:



b) La cantidad de calcio depositada se calculará así:

$$\frac{40/2 \text{ g Ca}}{96500 \text{ C}} = \frac{x \text{ g Ca}}{0,452 \cdot 1,5 \cdot 3600 \text{ C}} \quad x = 0,505 \text{ g Ca}$$

c)

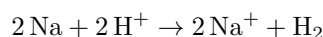
$$\frac{35,5 \text{ g Cl}}{96500 \text{ C}} = \frac{x \text{ g Cl}}{0,452 \cdot 1,5 \cdot 3600 \text{ C}} \quad x = 0,898 \text{ g Cl} \rightarrow 1,26 \cdot 10^{-2} \text{ moles } \text{Cl}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases:

$$\frac{700}{760} V = 1,26 \cdot 10^{-2} \cdot 0,082 \cdot 298 \quad V = 0,335 \text{ L } \text{Cl}_2$$

11. (Canarias, Jun. 2016) Dados los siguientes potenciales de reducción estándar: $\varepsilon^0 (\text{Na}^+/\text{Na}) = -2,71 \text{ V}$; $\varepsilon^0 (\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$; $E^0 (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ Responde justificando la respuesta a las siguientes cuestiones y escribiendo la reacción global así como el potencial de la reacción global correspondiente a) ¿Se desprenderá hidrógeno cuando se introduce una barra de sodio (Na) en una disolución acuosa de ácido clorhídrico (HCl). b) ¿Se desprenderá hidrógeno cuando se introduce una barra de cobre (Cu) en una disolución de ácido clorhídrico (HCl)? c) ¿Podrá reducir el sodio metálico (Na) a los iones $\text{Cu}(\text{II})$?

Solución: a) La reacción global correspondiente a este proceso sería:



Cuyo potencial normal sería: $E^0 = 0 - (-2,71) = 2,71 \text{ V}$. Al ser el potencial positivo, se produciría desprendimiento de hidrógeno.

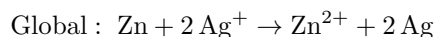
b) Al introducir una barra de cobre, el potencial de la pila $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}||\text{H}^+/\text{H}_2$ sería: $E^0 = 0 - 0,34 = -0,34 \text{ V}$. Al ser el potencial negativo, no se produciría desprendimiento de hidrógeno.

c) El potencial de la pila $\text{Na}/\text{Na}^+||\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ sería: $E^0 = 0,34 - (-2,71) = 3,05 \text{ V}$., por tanto, el sodio reduce al ion Cu^{2+} a Cu metálico.

12. **(Canarias, Jul. 2016)** Construimos una pila voltaica utilizando como electrodos el Zn y la Ag . a) Indica cuál será el ánodo y cuál será el cátodo. b) Escribe las reacciones que tienen lugar en cada semicelda y la reacción global. c) Calcula el potencial (f.e.m.) de la pila. d) Escribe la notación de la pila, indicando un compuesto para el puente salino. Datos: $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$.

Solución: a) Debido a su mayor potencial de reducción, el electrodo de plata actúa como cátodo, mientras que el de zinc lo hace como ánodo.

b) Las reacciones en cada semicelda son, respectivamente:



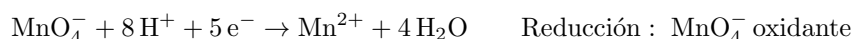
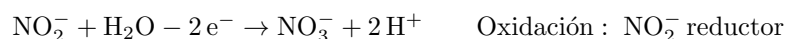
c) El potencial de la pila será:

$$E^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = 0,80 - (-0,76) = 1,56 \text{ V}$$

d) La notación de la pila será la siguiente: $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}(1 \text{ M})||\text{Ag}^+(1 \text{ M})|\text{Ag}$. El puente salino puede ser una disolución de KCl .

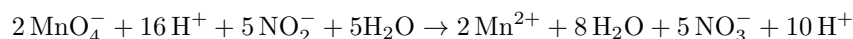
13. **(Canarias, Jul. 2016)** Ajusta por el método del ión-electrón la siguiente reacción: $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ a) ¿Cuál es la especie oxidante y cuál es la reductora? ¿Qué especie se oxida y cuál se reduce? b) Ajusta la reacción iónica y la reacción global. c) Nombra los compuestos KMnO_4 , KNO_2 , KNO_3 y K_2SO_4 .

Solución: a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son, respectivamente:

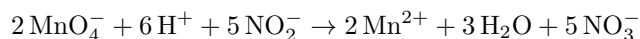


El KNO_2 actúa como reductor, y el KMnO_4 como oxidante.

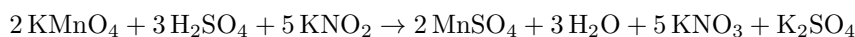
b) Multiplicando la semirreacción de oxidación por cinco, la de reducción por dos, y sumando, nos queda:



Pasando el agua y los protones a uno de los miembros:



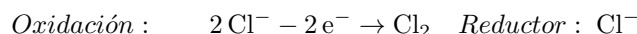
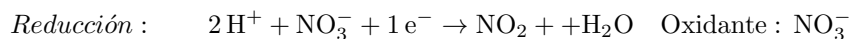
En forma molecular:



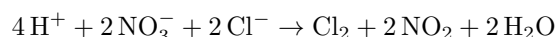
c) KMnO_4 : tetraoxomanganato (VII) de potasio; KNO_2 : dioxonitrato (III) de potasio ; KMnO_3 : trioxonitrato (V) de potasio ; K_2SO_4 : tetraoxosulfato (VI) de potasio

14. (Cantabria, Jun. 2016) Un método de obtención de cloro gaseoso se basa en la oxidación del ácido clorhídrico, HCl, con ácido nítrico, HNO₃, produciéndose simultáneamente dióxido de nitrógeno, NO₂, y agua. a) Escribe la reacción ajustada por el método del ión-electrón. b) Determina el volumen de cloro obtenido, a 25°C y 1 atm, cuando se hacen reaccionar 500 mL de una disolución 2 M de HCl con HNO₃ en exceso, si el rendimiento es del 80 %. DATO: R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

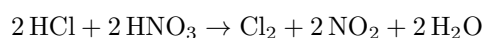
Solución: a) Las semirreacciones de reducción y de oxidación serán, respectivamente:



Multiplicando la semirreacción de reducción por dos y sumándole la de oxidación, tendremos:



En forma molecular:



b) El número de moles de HCl será: $n_{\text{HCl}} = 0,5 \cdot 2 = 1$ mol. Según la reacción anterior, dos moles de HCl producirán un mol de Cl₂, por lo que podremos escribir:

$$\frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{x \text{ moles Cl}_2} \quad x = 0,5 \text{ moles Cl}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases:

$$1 \cdot V = 0,5 \cdot 0,082 \cdot 298 \quad V = 12,22 \text{ L Cl}_2 \text{ (al 100\%)}$$

Si el rendimiento es del 80 %, el volumen será:

$$V = \frac{80}{100} \cdot 12,22 = 9,78 \text{ L Cl}_2$$

15. (Cantabria, Jun. 2016) Se electroliza una disolución acuosa de NiCl₂ pasando una corriente de 0,1 A durante 20 horas. Calcula: a) La masa de níquel depositada en el cátodo. b) El volumen de cloro, medido en condiciones normales, que se desprende en el ánodo. DATOS: 1 F = 96500 C. Masas atómicas: Cl = 35,5; Ni = 58,7.

Solución: a) Para calcular la masa de níquel depositado:

$$\frac{58,7/2 \text{ gNi}}{96500 \text{ C}} = \frac{x \text{ gNi}}{0,1 \cdot 20 \cdot 3600 \text{ C}} \quad x = 2,19 \text{ gNi}$$

b)

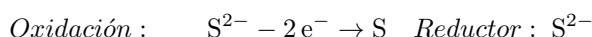
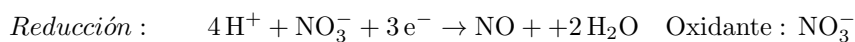
$$\frac{35,5 \text{ g Cl}}{96500 \text{ C}} = \frac{y \text{ g Cl}}{0,1 \cdot 20 \cdot 3600 \text{ C}} \quad y = 2,65 \text{ g Cl} \rightarrow 0,037 \text{ mol Cl}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases:

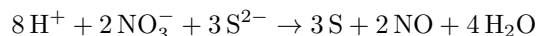
$$1 \cdot V = 0,037 \cdot 0,082 \cdot 273 \quad V = 0,835 \text{ L Cl}_2$$

16. (Castilla La Mancha, Jun. 2016) El sulfuro de hidrógeno reduce el ácido nítrico (trioxonitrato (V) de hidrógeno), obteniéndose en la reacción azufre elemental (S), monóxido de nitrógeno y agua. a) Ajusta la ecuación iónica y la molecular por el método del ion-electrón. b) Calcula el volumen de monóxido de nitrógeno medido a 25°C y 1 atm que se obtiene en la reacción de 3 g de sulfuro de hidrógeno y 150 mL de una disolución 0,1 M de ácido nítrico. (Datos: R= 0,082 atm·L/mol·K. Masas atómicas: S = 32 ; H = 1)

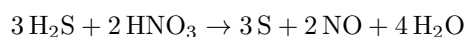
Solución: a) Las semirreacciones de reducción y de oxidación serán, respectivamente:



Multiplicando la semirreacción de reducción por dos y sumándole la de oxidación, multiplicada por tres, tendremos:



En forma molecular:



b) Determinamos, en primer lugar, el reactivo limitante:

$$\frac{3 \cdot 34 \text{ g H}_2\text{S}}{3 \text{ g H}_2\text{S}} = \frac{2 \cdot 63 \text{ g HNO}_3}{x \text{ g HNO}_3} \quad x = 3,71 \text{ g HNO}_3$$

Puesto que disponemos de $0,15 \cdot 0,1 \cdot 63 = 0,945 \text{ g HNO}_3$, éste será el reactivo limitante. Por tanto:

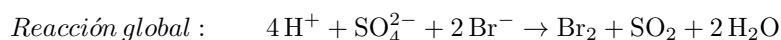
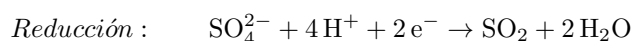
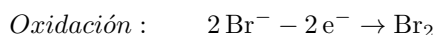
$$\frac{2 \cdot 63 \text{ g HNO}_3}{0,945 \text{ g HNO}_3} = \frac{2 \text{ moles NO}}{x \text{ moles NO}} \quad x = 0,015 \text{ moles NO}$$

Aplicando la ecuación de los gases:

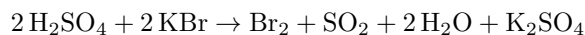
$$1 \cdot V = 0,015 \cdot 0,082 \cdot 298 \quad V = 0,37 \text{ L NO}$$

17. (**Castilla y León, Jun. 2016**) El bromuro potásico (KBr) reacciona con ácido sulfúrico concentrado obteniéndose dibromo líquido (Br_2), dióxido de azufre (SO_2), sulfato de potasio (K_2SO_4) y agua. a) Escribir ajustadas las semirreacciones de oxidación y de reducción, la reacción iónica global y la reacción molecular. b) Determinar el volumen de una disolución comercial de H_2SO_4 de concentración 17,73 M necesario para que reaccione con 25 g de bromuro potásico. c) Determinar el volumen de dibromo líquido que se obtiene si el rendimiento de la reacción es del 100 %. Datos: $d_{\text{dibromo}} = 2,8 \text{ g/mL}$.

Solución: a) Las semirreacciones son las siguientes:



En forma molecular:



b) Para esta reacción podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{V \cdot 17,73 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = \frac{2 (39 + 79,90) \text{ g KBr}}{25 \text{ g KBr}}$$

Siendo el resultado: $V = 0,0118 \text{ L (11,8 mL)}$.

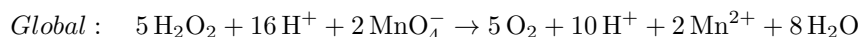
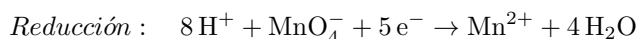
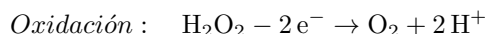
c) Si el rendimiento es del 100 %, podremos poner:

$$\frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{0,0118 \cdot 17,73 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = \frac{1 \text{ mol Br}_2}{x \text{ g Br}_2} \rightarrow x = 0,105 \text{ moles Br}_2$$

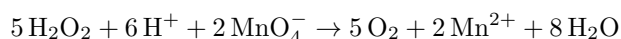
Estos moles de Br_2 equivalen a una masa: $m = 0,105 (2 \cdot 79,90) = 16,72 \text{ g}$, siendo el volumen: $V = m/d = 16,72/2,8 = 5,97 \text{ mL}$

18. (Castilla y León, Sept. 2016) El agua oxigenada (H_2O_2) reacciona con una disolución acuosa de permanganato de potasio (KMnO_4) acidificada con ácido sulfúrico para dar oxígeno molecular (O_2), sulfato de potasio (K_2SO_4), sulfato de manganeso (II) (MnSO_4) y agua. a) Ajuste la reacción molecular por el método del ión-electrón. b) Calcule los gramos de oxígeno que se producen cuando se hacen reaccionar 5 g de agua oxigenada con 2 g de permanganato potásico.

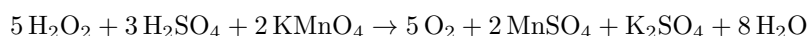
Solución: a) Las semirreacciones son las siguientes:



Pasando todos los protones al primer miembro:



Quedando en forma molecular:



b) Para realizar este cálculo, debemos conocer cuál es el reactivo limitante. Para ello, planteamos la siguiente relación:

$$\frac{5 \cdot 34 \text{H}_2\text{O}_2}{x \text{H}_2\text{O}_2} = \frac{2(39,1 + 98) \text{g KMnO}_4}{2 \text{g KMnO}_4}$$

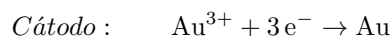
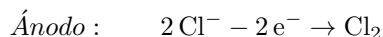
Obteniéndose $x = 1,24 \text{ g H}_2\text{O}_2$. Puesto que disponemos de 5 g de esta sustancia, el reactivo limitante será el KMnO_4 . Así pues, podremos poner:

$$\frac{2(39,1 + 98) \text{g KMnO}_4}{2 \text{g KMnO}_4} = \frac{5 \cdot 32 \text{g O}_2}{x \text{g O}_2}$$

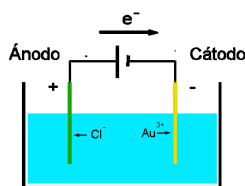
El resultado es: $x = 1,167 \text{ d de O}_2$.

19. (Cataluña, Jun. 2016) Por electrolisis de una disolución acuosa de cloruro de oro (III) (AuCl_3), se obtiene cloro gaseoso y se deposita oro. a) Escribe las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo, así como la reacción global. Haga un esquema de la célula electrolítica, e indique el electrodo positivo y el negativo, el ánodo y el cátodo, el movimiento de los iones en el interior de la célula y el de los electrones por el circuito externo. b) Calcula el número de átomos de oro y el número de moléculas de cloro que se obtienen cuando un mol de electrones ha pasado por el circuito. Dato: Número de Avogadro: $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$.

Solución: a) las semirreacciones respectivas en el ánodo y en el cátodo son:



El esquema de la célula electrolítica podría ser el siguiente:

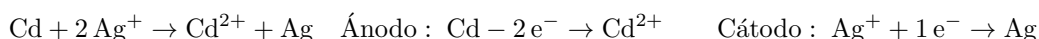


El número de átomos de oro y de moléculas de cloro que se obtienen cuando ha transitado un mol de electrones por el circuito será:

$$n_{Au} = \frac{N_A}{3} = 2 \cdot 10^{23} \text{ átomos Au} \quad n_{Cl_2} = \frac{N_A}{2} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Cl}_2$$

20. (Extremadura, Jun. 2016) La notación de una pila galvánica es la siguiente: $Cd/Cd^{2+}(1 M)||Ag^+(1 M)/Ag$.
 a) Escribir la reacción global de la pila, indicando el electrodo que actúa como ánodo y el que actúa como cátodo. b) Calcular la fuerza electromotriz estándar de la pila.
 Potenciales de electrodo: $E^0(Ag^+/Ag) = 0,80 V$; $E^0(Cd^{2+}/Cd) = -0,40 V$;

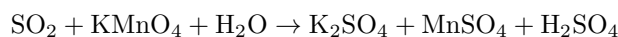
Solución: La reacción global es la siguiente:



La fuerza electromotriz de la pila será:

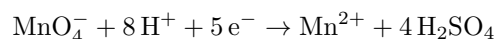
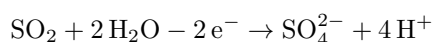
$$E^0 = E^0_{cátodo} - E^0_{ánodo} = 0,80 - (-0,40) = 1,20 V$$

21. (Extremadura, Jul. 2016) Dada la reacción redox:

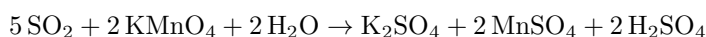


- a) Ajustar la reacción por el método del ion-electrón, y nombrar todos los compuestos, salvo H_2O . b) ¿Qué volumen de SO_2 (a 1,2 atm y $27^\circ C$) reacciona completamente con 500 mL de una disolución 2,8 M de $KMnO_4$?

Solución: a) Las semirreacciones son las siguientes:



Multiplicando por cinco la primera semirreacción, por dos la segunda, y sumando, obtenemos:



SO_2 : dióxido de azufre; $KMnO_4$: permanganato de potasio; K_2SO_4 : sulfato de potasio; $MnSO_4$: sulfato de manganeso (II); H_2SO_4 : ácido sulfúrico.

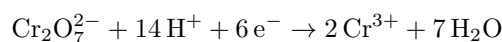
- b) 500 mL de disolución 2,8 M de $KMnO_4$ contienen 1,4 moles de este compuesto. Teniendo en cuenta que dos moles de $KMnO_4$ reaccionan con 5 moles de SO_2 , podemos establecer la siguiente igualdad:

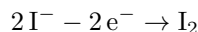
$$\frac{2 \text{ moles } KMnO_4}{5 \text{ moles } SO_2} = \frac{1,4 \text{ moles } KMnO_4}{x \text{ moles } SO_2} \rightarrow x = 3,5 \text{ moles } SO_2$$

Aplicando la ecuación de los gases: $1,2 \cdot V = 3,5 \cdot 0,082 \cdot 300$. Despejando, se obtiene $V = 71,75 L SO_2$

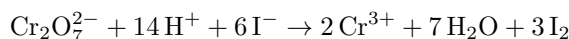
22. (Galicia, Jun. 2016) El $K_2Cr_2O_7$ oxida al ioduro de sodio en medio ácido sulfúrico formándose, entre otros, sulfato de sodio, sulfato de potasio, sulfato de cromo (III) e I_2 . a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. b). Si tenemos 120 mL de disolución de ioduro de sodio y se necesitan para su oxidación 100 mL de disolución de dicromato de potasio 0,2 M, cual es la molaridad de la disolución de ioduro de sodio?

Solución: a)a) Las semirreacciones de reducción y de oxidación son, respectivamente:





Multiplicando la semirreacción de oxidación por dos, y sumando, nos queda:



Que, en forma molecular, queda así:

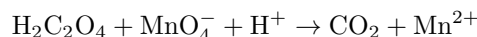


b) En 100 mL de disolución 0,2 M de dicromato de potasio hay un total de $0,2 \cdot 0,1 = 0,02$ moles de esta sustancia. para calcular la molaridad de la disolución de NaI, tendremos:

$$\frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{0,02 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{6 \text{ moles NaI}}{0,12 \cdot \text{M mol NaI}}$$

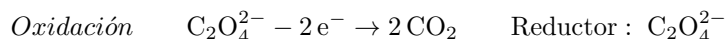
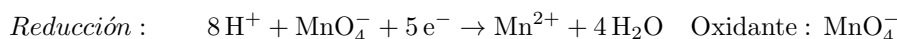
Despejando, se obtiene $M = 1$

23. (**La Rioja, Jun. 2016**) El ácido oxálico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, se transforma en dióxido de carbono gaseoso cuando reacciona con permanganato potásico, que a su vez se transforma en manganeso (II), en medio ácido, según la siguiente ecuación iónica:

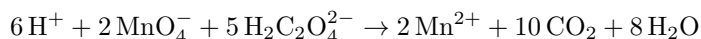


a) Ajuste, por el método del ion-electrón, la reacción de oxidación-reducción en su forma iónica, e indique qué especie actúa como agente oxidante y cuál como agente reductor. b) Calcule el volumen de disolución 0,75 M de permanganato potásico necesario para oxidar 6,25 g de ácido oxálico. c) Determine el volumen de dióxido de carbono que se forma, medido en condiciones normales. Datos: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

Solución: a) Las semirreacciones de reducción y de oxidación serán, respectivamente:



Multiplicando por dos la semirreacción de reducción, por cinco la de oxidación, y sumando ambas, obtendremos:



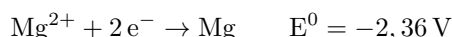
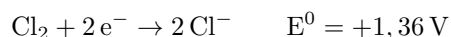
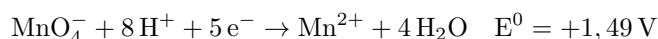
b)

$$\frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{V \cdot 0,75 \text{ KMnO}_4} = \frac{5 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{6,25/90 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4} \quad V = 0,037 \text{ L disolución}$$

c)

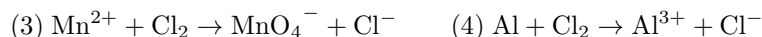
$$\frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{0,037 \cdot 0,75 \text{ mol KMnO}_4} = \frac{22,4 \text{ L CO}_2}{x \text{ L CO}_2} \quad x = 3,11 \text{ L CO}_2$$

24. (**La Rioja, Jul. 2016**) Dados los potenciales estándar de las siguientes semirreacciones:



a) Indique, razonando su respuesta, cuál de esas especies es el agente oxidante más fuerte y cuál es el agente reductor más fuerte. b) Indique, razonando su respuesta, si se producirá o no cada una de las siguientes reacciones (no ajustadas) de forma espontánea:



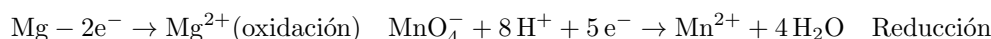


c) Para una pila formada por los pares Mg^{2+}/Mg y $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$: i) Escriba la ecuación global que se producirá en cada pila. ii) ¿Cuál será el valor del potencial estándar de la pila? iii) Indique cuál es el ánodo y cuál el cátodo en dicha pila.

Solución: a) El oxidante más fuerte es el MnO_4^- , pues el potencial de reducción del par $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ es el de mayor potencial de reducción. El reductor más fuerte es el Mg, al ser el potencial de reducción del par Mg^{2+}/Mg el más bajo.

b) La reacción (1) es posible al ser el potencial de la misma positivo, $\varepsilon^0 = -1,71 - (-2,36)$. Las reacciones (2) y (3) no se pueden producir al ser sus potenciales negativos en ambos casos ($\varepsilon^0 = -2,36 - 1,36$ para (2) y $\varepsilon^0 = 1,36 - 1,49$ para (3)). La reacción (4) puede producirse, pues su potencial es: $\varepsilon^0 = 1,36 - (-1,71)$

c) i) Las semirreacciones son:



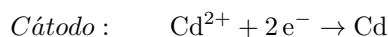
ii) El potencial normal será:

$$\varepsilon^0 = \varepsilon^0(\text{cátodo}) - \varepsilon^0(\text{ánodo}) = 1,49 - (-2,36) = 3,85 \text{ V}$$

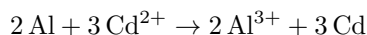
iii) El ánodo lo forma el par Mg^{2+}/Mg , mientras que el cátodo está formado por el par $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$

25. (Madrid, Jun. 2016) Se dispone en el laboratorio de 250 mL de una disolución de Cd^{2+} de concentración 1 M y de dos barras metálicas, una de Ni y otra de Al. a) Justifique cuál de las dos barras deberá introducirse en la disolución de Cd^{2+} para obtener Cd metálico y formule las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo. Ajuste la reacción redox global. b) En la disolución del enunciado, ¿cuántos gramos del metal se consumirán en la reacción total del Cd^{2+} ? Datos. E^0 (V): $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd} = -0,40$; $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni} = -0,26$; $\text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1,68$. Masas atómicas: Al = 27; Ni = 59.

Solución: a) Para que se produzca la reducción de Cd^{2+} a Cd, deberá introducirse en la disolución una barra de un elemento que tenga mayor carácter reductor que el Cd, es decir, cuyo potencial de reducción sea menor que el del par Cd^{2+}/Cd . Este elemento será el Al. Las semirreacciones de ánodo y cátodo será, respectivamente:



La reacción global será:

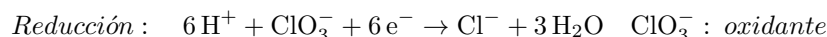
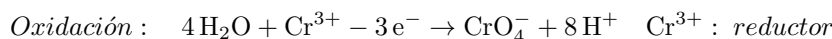


b) El número de moles de Cd será: $0,25 \cdot 1 = 0,25$ moles, pudiendo entonces establecer la siguiente igualdad:

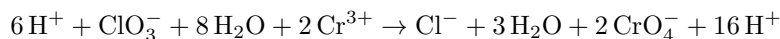
$$\frac{2 \text{ mol Al}}{x \text{ mol Al}} = \frac{3 \text{ mol Cd}}{0,25 \text{ mol Cd}} \quad x = 0,166 \text{ moles Al equivalentes a: } 0,166 \cdot 27 = 4,5 \text{ g Al}$$

26. (Madrid, Jun. 2016) Se hacen reaccionar KClO_3 , CrCl_3 y KOH , produciéndose K_2CrO_4 , KCl y H_2O . a) Formule las semirreacciones que tienen lugar, especificando cuál es el agente oxidante y cuál el reductor y ajuste la reacción iónica. b) Ajuste la reacción molecular. c) Ajuste la semirreacción $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ en medio ácido y justifique si una disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en medio ácido es capaz de oxidar un anillo de oro. Datos. E^0 (V): $\text{Au}^{3+}/\text{Au} = 1,50$; $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+} = 1,33$.

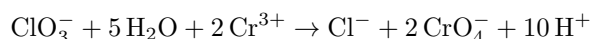
Solución: a) Las semirreacciones son las siguientes:



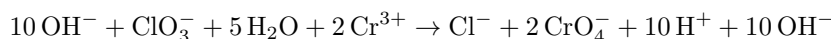
Para ajustar la reacción iónica, multiplicamos por dos la primera semirreacción y le sumamos la segunda, quedando:



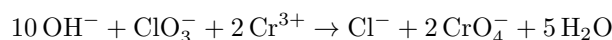
Pasando los protones y el agua al miembro donde sus coeficientes sean mayores, nos queda:



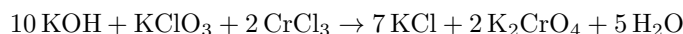
Sumando 10OH^- a cada uno de los miembros:



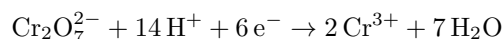
La suma de $10\text{H}^+ + 10\text{OH}^-$ equivale a 10 moles de agua. Finalmente, la ecuación iónica ajustada nos queda así:



b) En forma molecular:



c) la semirreacción ajustada quedará así:



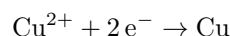
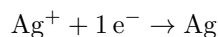
El potencial estándar de la pila formada sería:

$$E^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = 1,33 - 1,50 < 0$$

Por lo que la disolución no podrá oxidar al anillo de oro.

27. (Madrid, Sept. 2016) Se preparan dos cubetas electrolíticas conectadas en serie. La primera contiene 1 L de una disolución de nitrato de plata 0,5 M y la segunda 2 L de una disolución de sulfato de cobre (II) 0,2 M. a) Formule ambas sales y escriba las reacciones que se producen en el cátodo de ambas cubetas electrolíticas cuando se hace pasar una corriente eléctrica. b) Sabiendo que en el cátodo de la primera se han depositado 3,0 g de plata, calcule los gramos de cobre que se depositarán en el cátodo de la segunda cubeta. c) Calcule el tiempo que tardarán en depositarse dichas cantidades si la intensidad de corriente es de 2 A. d) Transcurrido dicho tiempo, ¿cuántos moles de cada catión permanecen en disolución? Datos. $F = 96485\text{ C}$. Masas atómicas: $\text{Cu} = 63,5$; $\text{Ag} = 107,9$

Solución: a) a) Nitrato de plata: AgNO_3 . Sulfato de cobre (II): CuSO_4 . Las reacciones que se producen en el cátodo de ambas cubetas son, respectivamente:



b) Calculamos, en primer lugar, la carga eléctrica necesaria para la deposición de 3,0 g de plata, de la siguiente forma:

$$\frac{107,9\text{ g Ag}}{96485\text{ C}} = \frac{3\text{ g Ag}}{x\text{ C}} \rightarrow x = 2682,6\text{ C}$$

Esta carga producirá la deposición de:

$$\frac{63,5/2\text{ g Cu}}{96485\text{ C}} = \frac{x\text{ g Cu}}{2682,6\text{ C}} \rightarrow x = 0,865\text{ g Cu}$$

c) sabiendo que la intensidad es igual al cociente entre la carga y el tiempo, tendremos que:

$$t = \frac{q}{I} = \frac{2682,6}{2} = 1341,3 \text{ s}$$

d) El número de moles plata y cobre depositados, será, respectivamente:

$$n_{Ag} = \frac{3}{107,9} = 0,0278 \quad n_{Cu} = \frac{0,865}{63,5} = 0,0136$$

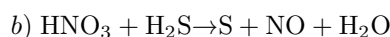
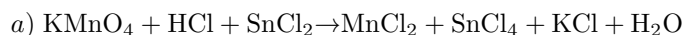
El número inicial de moles será:

$$n_0(Ag) = 1 \cdot 0,5 = 0,5 \quad n_0(Cu) = 2 \cdot 0,2 = 0,4$$

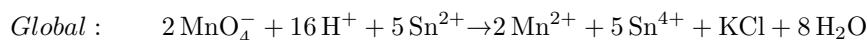
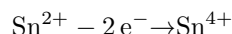
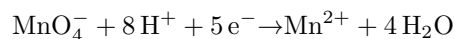
El número de moles restante en cada disolución será:

$$n_r(Ag) = 0,5 - 0,0278 = 0,472 \quad n_r(Cu) = 0,4 - 0,0136 = 0,386$$

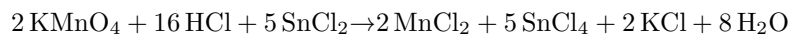
28. (Madrid, Sept. 2016) Ajuste las siguientes reacciones redox en sus formas iónica y molecular, especificando en cada caso cuáles son las semirreacciones de oxidación y reducción:



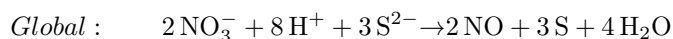
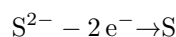
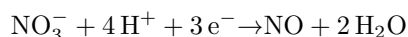
Solución: a) Las semirreacciones son las siguientes:



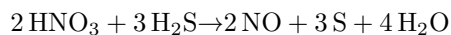
En forma molecular:



b) a) Las semirreacciones son:

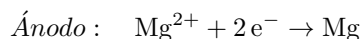


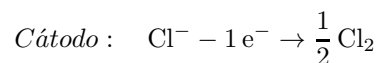
En forma molecular:



29. (Navarra, Jun. 2016) El magnesio es un metal muy importante en la producción de aleaciones con propiedades mejoradas y en la fabricación de otros metales más escasos. Industrialmente, se puede obtener por electrolisis del cloruro de magnesio fundido a unos 700°C usando cátodos de acero y ánodos de carbono según la reacción: $\text{MgCl}_2(l) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(g) + \text{Mg}(l)$. a) Indique qué semirreacción tendrá lugar en el cátodo y cuál en el ánodo. Deduzca el potencial mínimo de la celda para que pueda producirse la electrolisis en condiciones estándar. b) Calcule la intensidad de corriente que habrá que aplicar en la celda para producir 6,6 toneladas de Mg en 10 días. Datos: $\varepsilon^0(\text{V})$: $(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,36$; $(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$; $1 \text{ F} = 96487 \text{ C} \cdot (\text{mol e}^-)^{-1}$. Masa atómica del Mg = 24,31

Solución: a) a) En el cátodo se producirá la reducción del Mg^{2+} a Mg, mientras que en el ánodo, se producirá la oxidación del ion Cl^- a Cl_2 , según los procesos:





El potencial mínimo de la cuba será:

$$\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 - \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 = 1,36 - (-2,36) = 3,72\text{ V}$$

b) 1 F, es decir, 96487 C, produce la deposición de $24,31/2 = 12,155$ g de Mg. para depositar $6,6 \cdot 10^6$ g de Mg, será necesaria una carga eléctrica q, tal que:

$$\frac{12,155\text{ Mg}}{96487\text{ C}} = \frac{6,6 \cdot 10^6\text{ C}}{q\text{ C}} \rightarrow q = 5,239 \cdot 10^{10}\text{ C}$$

Sabiendo que la intensidad es el cociente de la carga entre el tiempo, tendremos:

$$I = \frac{5,239 \cdot 10^{10}\text{ C}}{10 \cdot 86400\text{ s}} = 6,06 \cdot 10^4\text{ A}$$

30. (País Vasco, Jun. 2016) Dados los potenciales redox:

$$E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14\text{ V}; E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +,14\text{ V}; E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0\text{ V}$$

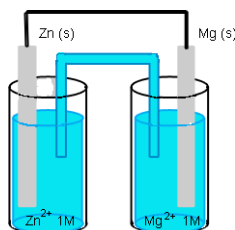
Indicar de modo razonado: a) ¿Será espontánea la reacción química $\text{Sn}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Sn} + \text{Cu}^{2+}$? b) ¿Se obtendrá hidrógeno gaseoso al mezclar estaño metálico y HCl (aq) 1M? En caso afirmativo, escribe la correspondiente ecuación química. c) ¿Qué fenómenos químicos tendrán lugar en el cátodo y en el ánodo de una pila formada con electrodos de estaño y cobre?

Solución: a) El potencial estándar para esta reacción será: $E^0 = -0,14 - 0,34 < 0$, por lo que la reacción no es espontánea.

b) El potencial estándar para la reacción sería: $E^0 = 0 - (-0,14) > 0$ por lo que se produciría desprendimiento de H_2 .

c) En el cátodo, el ion Cu^{2+} se reduciría a Cu^0 , mientras que en el ánodo, el Sn^0 se oxidaría a Sn^{2+} .

31. (País Vasco, Jun. 2016) Observando la pila de la figura, responde a las siguientes preguntas: a) ¿Qué procesos tienen lugar en el cátodo y en el ánodo de la pila? b) Sabiendo que el puente salino contiene nitrato de amonio, ¿cómo se moverán los iones de esta sal? c) ¿En qué sentido se moverán los electrones en el circuito externo? d) ¿Cuál será la tensión de la pila en condiciones estándar? Datos: $E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37\text{ V}$; $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{ V}$



Solución: a) Al ser el magnesio un elemento más reductor que el Zn, en el ánodo se producirá la oxidación del Mg a Mg^{2+} , mientras en el cátodo se producirá la reducción de Zn a Zn^{2+} .

b) Los iones NH_4^+ , debido a su carga positiva, se desplazarán hacia el ánodo, mientras que los iones Cl^- se desplazan hacia el cátodo.

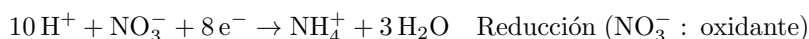
c) Los electrones se desplazan desde el electrodo de Mg al de Zn.

d) La tensión de la pila será:

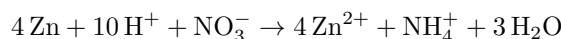
$$E^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = -0,76 - (-2,37) = 1,61 \text{ V}$$

32. (País Vasco, Jul. 2016) Dada la siguiente ecuación química: $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 a) Ajusta dicha ecuación por el método del ion-electrón. b) Indica las especies que se oxidan y que se reducen.

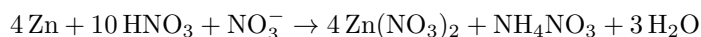
Solución: a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son las siguientes:



Multiplicando la primera semirreacción por cuatro, y sumándole la segunda, tendremos:



En forma molecular:



33. (País Vasco, Jul. 2016) Se electroliza 1 L de una disolución de cloruro de oro (III) 0,1 M. Sabiendo que en el proceso se obtiene oro metálico y cloro (g). a) Escribe las ecuaciones químicas de los procesos que tiene lugar en el ánodo y en el cátodo de la celda electrolítica. b) ¿Qué carga eléctrica hará falta para depositar todo el oro de la disolución? c) ¿Qué volumen de cloro (g) se liberará, si se mide en C.N.?

Solución: a) En el ánodo y el el cátodo tendrán lugar, respectivamente, los siguientes procesos:



b) En la disolución hay $0,1 \cdot 1 = 0,1$ moles de Au^{3+} (con una masa igual a 0,1 veces la masa atómica del oro). Teniendo en cuenta que 96500 C depositan una masa de oro igual a la tercera parte de la masa atómica de este, podremos escribir:

$$\frac{\text{M.a.}(\text{Au})/3}{96500} = \frac{0,1 \text{ M.a.}(\text{Au})}{q} \quad \text{despejando : } q = 28950 \text{ C}$$

c) Con esta carga, se liberará una masa de cloro:

$$\frac{35,5 \text{ g Cl}}{96500} = \frac{m(\text{Cl})}{28950} \rightarrow m = 10,65 \text{ g Cl (equivalentes a 0,15 moles de Cl}_2)$$

Aplicando la ecuación de los gases, tendremos:

$$1 \cdot V = 0,15 \cdot 0,082 \cdot 273 \quad V = 3,36 \text{ L Cl}_2$$

34. (Comunidad Valenciana, Jun. 2016) Teniendo en cuenta los potenciales estándar de reducción dados al final del enunciado, responda razonadamente: a) ¿Qué sucede cuando se introduce una lámina de estaño en cuatro disoluciones ácidas, cada una de ellas conteniendo uno de los iones siguientes, en concentración 1 M: Cu^{2+} , Fe^{2+} , Ag^+ y Cd^{2+} b) Si se construye una pila galvánica formada por los pares $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})/\text{Pb}(\text{s})$ y $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}$, ¿cuál será su potencial estándar. Escriba las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo de la pila.

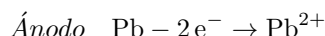
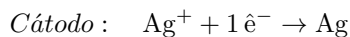
Datos:

$$E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}; \quad E^0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}; \quad E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$$

$$E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}; E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V} \quad E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$$

Solución: a) El estaño es más reductor que el cobre y que la plata y menos que el cadmio. Al introducir una lámina de estaño en cada una de estas disoluciones, reducirá los iones Ag^+ a plata metálica y los iones Cu^{2+} a Cu^0 , oxidándose a Sn^{2+} en ambos casos. No se producirá reacción con el Cd^{2+} .

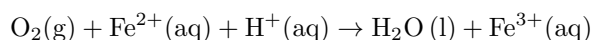
b) Las semirreacciones serán las siguientes:



El potencial estándar será:

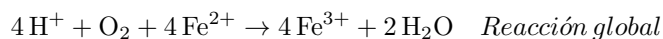
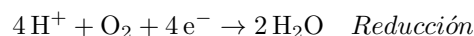
$$E^0 = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = 0,80 - (-0,13) = \mathbf{0,93 \text{ V}}$$

35. (Comunidad Valenciana, Jun. 2016) Los organismos aerobios tienen esta denominación porque necesitan oxígeno para su desarrollo. La reacción principal de la cadena transportadora de electrones donde se necesita el oxígeno, es la siguiente:



a) Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción y la reacción global ajustada. b) Indique la especie que actúa como oxidante y la que actúa como reductora. c) ¿Qué volumen de aire (que contiene un 21 % de oxígeno en volumen) será necesario para transportar 0,2 moles de electrones si la presión parcial del oxígeno es de 90 mm de Hg y a la temperatura corporal de 37° C. Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg}$

Solución: a) Las ecuaciones de oxidación y de reducción son las siguientes:



b) La especie que actúa como oxidante es el O_2 , mientras que la que actúa como reductora es el Fe^{2+}

c) Aplicando la ecuación de los gases:

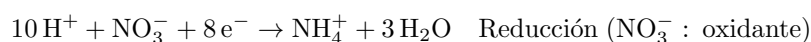
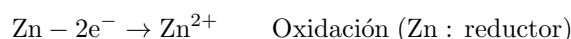
$$\frac{90}{760} V = 0,2 \cdot 0,082 \cdot 310 \quad V = 42,93 \text{ L O}_2 \text{ que equivalen a: } 42,93 \frac{100}{21} = \mathbf{204,43 \text{ L aire}}$$

36. (Comunidad Valenciana, Jul. 2016) El metal cinc reacciona con nitrato potásico en presencia del ácido sulfúrico, dando sulfato de amonio, sulfato de potasio, sulfato de cinc y agua, según la reacción no ajustada:

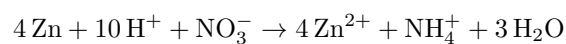


a) Escriba la reacción redox debidamente ajustada e indique qué especie actúa como oxidante y cuál como reductora. b) Calcule los gramos de cinc que reaccionarán con 45,5 gramos de nitrato potásico.

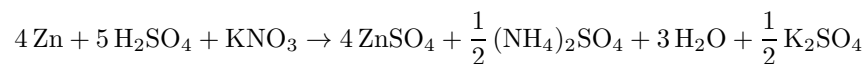
Solución: a) Las semirreacciones de oxidación y de reducción son las siguientes:



Multiplicando la primera semirreacción por cuatro, y sumándole la segunda, tendremos:



En forma molecular:



b) Puesto que según lo anterior, 4 moles de Zn reaccionan con 1 mol de nitrato potásico, podemos plantear la siguiente relación:

$$\frac{4 \cdot 65,4 \text{ g Zn}}{x \text{ g Zn}} = \frac{101,1 \text{ g KNO}_3}{45,5 \text{ g KNO}_3} \quad x = 117,63 \text{ g Zn}$$