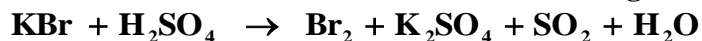


**QUÍMICA****TEMA 7: REACCIONES REDOX**

- Junio, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 6, Opción A
- Reserva 1, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 6, Opción A
- Reserva 2, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 3, Ejercicio 4, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 3, Opción A
- Reserva 4, Ejercicio 6, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 6, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 6, Opción B

El bromuro de potasio reacciona con ácido sulfúrico concentrado según la reacción:



a) Ajuste las ecuaciones iónicas y molecular por el método del ión-electrón.

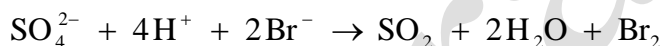
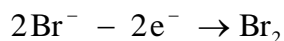
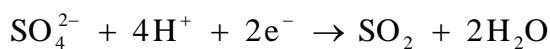
b) ¿Qué volumen de bromo líquido (densidad 2'92 g·mL<sup>-1</sup>) se obtendrá al tratar 130 g de bromuro de potasio (KBr) con ácido sulfúrico en exceso?.

Masas atómicas: Br = 80 ; K = 39

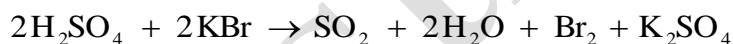
**QUIMICA. 2019. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) Ajustamos la reacción por el método del ión-electrón



La ecuación molecular ajustada será:



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$\left. \begin{array}{l} 2 \cdot 119 \text{ g KBr} \rightarrow 160 \text{ g Br}_2 \\ 130 \text{ g KBr} \rightarrow x \end{array} \right\} x = \frac{130 \cdot 160}{2 \cdot 119} = 87'39 \text{ g Br}_2$$

Luego:

$$v = \frac{m}{d} = \frac{87'39}{2'92} = 29'93 \text{ mL}$$

El ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) reacciona con cobre metálico para dar sulfato de cobre(II) ( $\text{CuSO}_4$ ), dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ) y agua, según la reacción:



a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

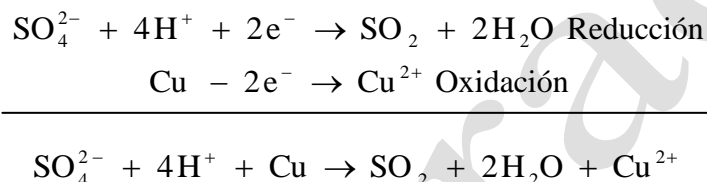
b) Determine el rendimiento de la reacción sabiendo que si se hace reaccionar 30 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 M con exceso de cobre metálico, se obtienen 35 g de sulfato de cobre(II).

Datos: masas atómicas relativas S = 32 ; O = 16 ; H = 1 ; Cu = 63'5

QUÍMICA. 2019. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, añadimos los iones espectadores necesarios para obtener la ecuación molecular.



b) Según la estequiometría de la reacción vemos que:

$$30 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{18 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{18 \text{ moles H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{159'5 \text{ g CuSO}_4}{1 \text{ mol CuSO}_4} = 43'065 \text{ g CuSO}_4$$

Calculamos el rendimiento de la reacción:

$$\frac{35 \text{ g}}{43'065 \text{ g}} \cdot 100 = 81'27 \%$$

Se electroliza una disolución acuosa de  $\text{NiCl}_2$  pasando una corriente de 0,1 A durante 20 horas. Calcule:

a) La masa de níquel depositada en el cátodo.

b) El volumen de dicloro, medido a 760 mmHg y 0 °C, que se desprende en el ánodo.

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $F = 96.500 \text{ C}$ ; masa atómica relativa  $\text{Ni} = 58'7$ .

**QUÍMICA. 2019. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday:

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{58'7}{2} \cdot 0'1 \cdot 72000}{96500} = 2'19 \text{ g}$$

b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday:

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{71}{2} \cdot 0'1 \cdot 72000}{96500} = 2'65 \text{ g}$$

Calculamos el volumen:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{\frac{2'65}{71} \cdot 0'082 \cdot 273}{1} = 0'84 \text{ L de Cl}_2$$

a) Calcule la carga eléctrica necesaria para que se deposite en el cátodo todo el oro contenido en 1 L de disolución 0,1 M de  $\text{AuCl}_3$ .

b) ¿Qué volumen de  $\text{Cl}_2$ , medido a la presión de 740 mmHg y 25 °C, se desprenderá en el ánodo?

Datos:  $F = 96.500 \text{ C}$ ;  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; masas atómicas  $\text{Cl} = 35'5$ ;  $\text{Au} = 197$ .

**QUÍMICA. 2019. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

a) De acuerdo con la 2ª ley de Faraday, la cantidad de electricidad necesaria para depositar un equivalente de una sustancia es 96.500 C.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 0'1 \cdot 197 = \frac{\frac{197}{3} \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow I \cdot t = \frac{96500 \cdot 0'1 \cdot 197}{\frac{197}{3}} = 28950 \text{ C}$$

b) Calculamos los moles de cloro

$$28950 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Cl}_2}{2 \text{ moles } e^-} = 0'15 \text{ moles } \text{Cl}_2$$

Calculamos el volumen:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0'15 \cdot 0'082 \cdot 298}{\frac{740}{760}} = 3'76 \text{ L de } \text{Cl}_2$$

Para la siguiente reacción:  $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

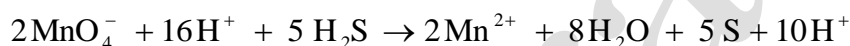
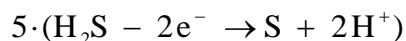
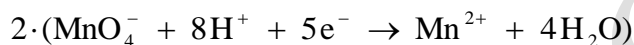
b) Calcule los gramos de  $\text{MnCl}_2$  que se obtienen al mezclar 250 mL de una disolución 0,2 M de  $\text{H}_2\text{S}$  con 50 mL de una disolución 0,1 M de  $\text{KMnO}_4$ .

Datos: masas atómicas relativas  $\text{Cl} = 35'5$  ;  $\text{Mn} = 54'9$

**QUÍMICA. 2019. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificando y pasando a la reacción molecular, se tiene:



b) El reactivo limitante es el  $\text{KMnO}_4$ , ya que:

$$\text{Moles de } \text{KMnO}_4 = 0'1 \cdot 0'05 = 5 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{Moles de } \text{H}_2\text{S} = 0'2 \cdot 0'25 = 0'05$$

$$0'005 \text{ moles } \text{KMnO}_4 \cdot \frac{5 \text{ moles } \text{H}_2\text{S}}{2 \text{ moles } \text{KMnO}_4} = 0'0125 \text{ moles } \text{H}_2\text{S}$$

Vemos que sobran  $0'05 - 0'0125 = 0'0375$  moles  $\text{H}_2\text{S}$

Calculamos los gramos que se obtienen de  $\text{MnCl}_2$ . Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$5 \cdot 10^{-3} \text{ moles } \text{KMnO}_4 \cdot \frac{2 \text{ moles } \text{MnCl}_2}{2 \text{ moles } \text{KMnO}_4} \cdot \frac{125'9 \text{ g } \text{MnCl}_2}{1 \text{ mol } \text{MnCl}_2} = 0'63 \text{ g } \text{MnCl}_2$$

Una pila galvánica tiene electrodos de cobre y cinc en disoluciones 1 M de los iones  $\text{Cu}^{2+}$  y  $\text{Zn}^{2+}$ .

a) Escriba las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo.

b) Calcule la f.e.m. de la pila y escriba su notación simplificada.

c) Razone si alguno de los dos metales produciría hidrógeno gaseoso al ponerlo en contacto con ácido sulfúrico.

Potenciales estándar de reducción:  $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0'76 \text{ V}$ ;  $E^0(2\text{H}^+/\text{H}_2) = 0'00 \text{ V}$ .

**QUÍMICA. 2019. RESERVA 3. EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

a y b)

Cátodo:  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$   $0'34 \text{ V}$  reacción de reducción

Ánodo:  $\text{Zn} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$   $0'76 \text{ V}$  reacción de oxidación

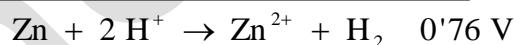


La notación de la pila sería:  $\text{Zn(s)} \mid \text{Zn}^{2+}(\text{1M}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{1M}) \mid \text{Cu(s)}$

c) El cinc si produce hidrógeno al ponerlo en contacto con sulfúrico, ya que:

Reducción:  $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$   $0 \text{ V}$

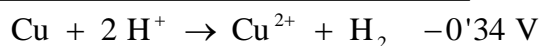
Oxidación:  $\text{Zn} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$   $0'76 \text{ V}$



El cobre no produce hidrógeno al ponerlo en contacto con sulfúrico, ya que:

Reducción:  $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$   $0 \text{ V}$

Oxidación:  $\text{Cu} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}$   $-0'34 \text{ V}$



Para la siguiente reacción:  $\text{KClO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{KOH}$

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón (medio básico).

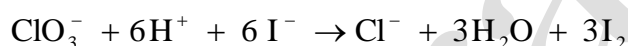
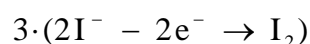
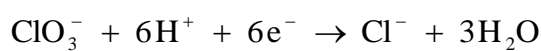
b) Calcule la masa de clorato de potasio ( $\text{KClO}_3$ ) que se necesitará para obtener 15 gramos de diyodo ( $\text{I}_2$ ).

Datos: masas atómicas relativas  $\text{K} = 39$  ;  $\text{O} = 16$  ;  $\text{I} = 127$  ;  $\text{Cl} = 35'5$ .

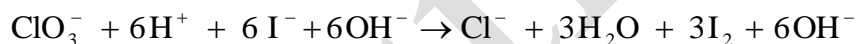
**QUÍMICA. 2019. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a)



Como la reacción transcurre en medio básico:



Simplificando, tenemos:  $\text{ClO}_3^- + 6\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + 3\text{I}_2 + 6\text{OH}^-$

La ecuación molecular ajustada sería:  $\text{KClO}_3 + 6\text{KI} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KCl} + 3\text{I}_2 + 6\text{KOH}$

b) Como queremos obtener 15 g de yodo, tenemos:

$$15 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{254 \text{ g I}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol I}_2} \cdot \frac{122'5 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} = 2'41 \text{ g KClO}_3$$



Explique, mediante las correspondientes reacciones, qué sucede cuando en una disolución de sulfato de hierro(II) se introduce una lámina de:

a) Cobalto.

b) Zinc.

c) ¿Y si la disolución fuese de nitrato de hierro(II)?

Potenciales estándar de reducción:  $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0'40 \text{ V}$  ;  $E^0(\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = -0'28 \text{ V}$  ;

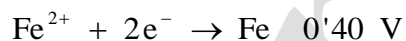
$E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0'76 \text{ V}$  .

**QUÍMICA. 2019. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

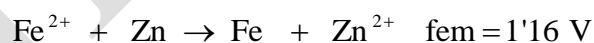
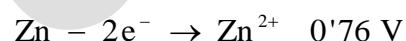
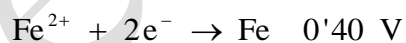
¡OJO! En el enunciado el dato de  $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0'40 \text{ V}$  está mal. Debería ser  $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0'44 \text{ V}$  . No obstante el problema está resuelto con el dato que dan.

a)



Como  $\text{fem} > 0 \Rightarrow$  Si se produce la reacción, luego la lámina de cobalto se disuelve.

b)



Como  $\text{fem} > 0 \Rightarrow$  Si se produce la reacción, luego la lámina de zinc se disuelve.

c) Ocurriría lo mismo que en los apartados anteriores.

Para la siguiente reacción:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

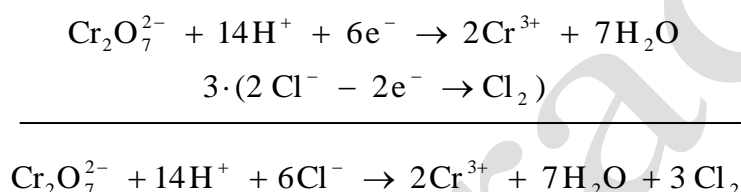
b) Si el rendimiento de la reacción es del 90 %, determine el volumen de gas cloro ( $\text{Cl}_2$ ), medido a 80 °C y 700 mmHg, que se obtiene a partir de 125 g de dicromato de potasio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ).

Datos: masas atómicas relativas K = 39 ; Cr = 52 ; O = 16 ; R = 0'082 atm · L · K<sup>-1</sup> · mol<sup>-1</sup>.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, añadimos los iones espectadores necesarios para obtener la ecuación molecular.



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$125 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{294 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{3 \text{ moles Cl}_2}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 1'28 \text{ moles Cl}_2 \cdot \frac{90}{100} = 1'152 \text{ moles Cl}_2$$

Calculamos el volumen

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1'152 \cdot 0'082 \cdot 353}{\frac{700}{760}} = 36'2 \text{ L de Cl}_2$$

El estaño metálico es oxidado por el ácido nítrico concentrado, según la reacción:



a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular del proceso por el método del ión-electrón.

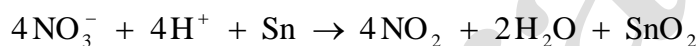
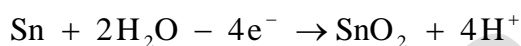
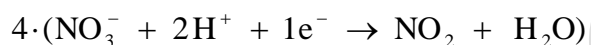
b) Calcule los gramos de estaño que reaccionan con 200 mL de disolución de ácido nítrico 2 M si el rendimiento de la reacción es del 90%.

Masa atómica: Sn = 118'7.

**QUÍMICA. 2019. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, pasamos a la ecuación molecular.



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'2 \cdot 2 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{118'7 \text{ g Sn}}{4 \text{ moles HNO}_3} = 11'87 \cdot 0'9 = 10'68 \text{ g Sn}$$

Se hace pasar a través de 1 L de disolución de  $\text{AgNO}_3$  0'1 M una corriente de 0'5 A durante 2 horas. Calcule:

a) La masa de plata que se deposita en el cátodo.

b) Los moles de ión plata que quedan en la disolución, una vez finalizada la electrólisis.

Datos:  $F = 96500 \text{ C}$ . Masa atómica:  $\text{Ag} = 108$ .

**QUÍMICA. 2019. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a) Con la intensidad de corriente y el tiempo se calcula la carga que ha circulado por la disolución y aplicando la 2ª ley de Faraday se calculan los equivalentes-gramos de plata depositados. Con ellos y, teniendo en cuenta que la plata sólo transfiere 1 electrón, se calculan los gramos de plata.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{108 \cdot 0'5 \cdot 7200}{96500} = 4'03 \text{ g}$$

b) Restamos a los moles iniciales los que se ha depositado en el cátodo:

$$0'1 - \frac{4'03}{108} = 0'063 \text{ moles}$$