

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

- Junio, Ejercicio 3, Opción A
- Junio, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 3, Opción A
- Reserva 1, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 3, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 4, Ejercicio 6, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 5, Opción A

www.yoquieroaprobar.es

Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares

$$E^0(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = +0'80 \text{ V y } E^0(\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}) = -0'25 \text{ V}$$

a) ¿Cuál es la fuerza electromotriz, en condiciones estándar, de la pila que se podría construir?.

b) Escriba la notación de esa pila y las reacciones que tienen lugar.

QUÍMICA. 2008. JUNIO EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

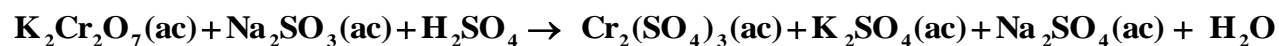
a) La reacción global es: $\text{Ni} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2 \text{Ag}$ $fem = 0'80 + 0'25 = 1'05 \text{ V}$

b) $(-)\text{Ni} \mid \text{Ni}^{2+}(\text{1M}) \parallel \text{Ag}^+(\text{1M}) \mid \text{Ag}(+)$.

En el ánodo se oxida el Ni: $\text{Ni} - 2e^- \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 0'25 \text{ V}$

En el cátodo se reduce el ión plata: $2 \text{Ag}^+ + 2e^- \rightarrow 2 \text{Ag} + 0'80 \text{ V}$

Dada la reacción:



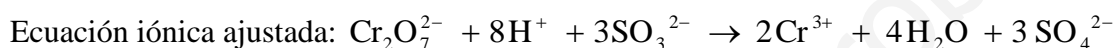
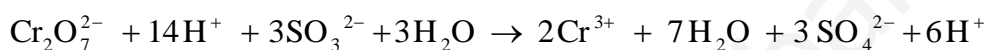
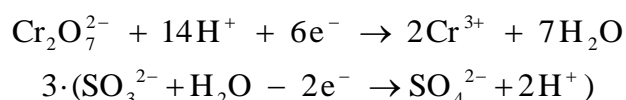
a) Ajuste por el método del ión-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.

b) Calcule la molaridad de una disolución de sulfito de sodio, si 15 mL de ésta reaccionan totalmente, en medio ácido, con 25'3 mL de disolución de dicromato potásico 0'06 M

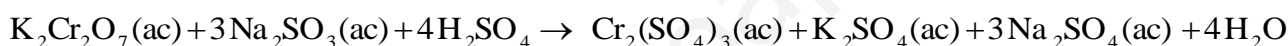
QUÍMICA. 2008. JUNIO EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Ecuación molecular ajustada:



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

$$0'06 \cdot 0'253 \cdot \frac{3 \text{ moles Na}_2\text{SO}_3}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 4'554 \cdot 10^{-3} \text{ moles Na}_2\text{SO}_3$$

$$M = \frac{4'554 \cdot 10^{-3}}{0'015} = 0'30 \text{ M}$$

La siguiente reacción transcurre en medio ácido: $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{SO}_4^{2-}$

a) Razone qué especie se oxida y cuál se reduce.

b) Indique cuál es el oxidante y cuál el reductor, justificando la respuesta.

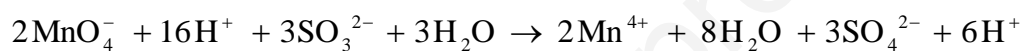
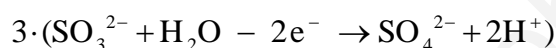
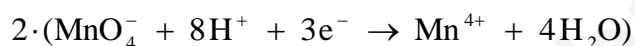
c) Ajuste la reacción iónica.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 1 EJERCICIO 3 OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a y b) La especie oxidante es la que se reduce, es decir, gana electrones para disminuir su estado de oxidación, en este caso el permanganato. La especie reductora es la que se oxida, es decir, pierde electrones para aumentar su estado de oxidación. En este caso el sulfito.

c)



Simplificando, tenemos que la ecuación iónica ajustada es:



Una corriente de 6 amperios pasa a través de una disolución acuosa de ácido sulfúrico durante 2 horas.

Calcule:

a) La masa de oxígeno liberado.

b) El volumen de hidrógeno que se obtendrá, medido a 27°C y 740 mm de Hg.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. $F = 96500 \text{ C}$. Masa atómica: $O = 16$.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 1 EJERCICIO 6 OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{\frac{16}{2} \cdot 6 \cdot 7200}{96500} = 3'58 \text{ g}$$

b) Calculamos la masa:

$$m = \frac{\frac{2}{2} \cdot 6 \cdot 7200}{96500} = 0'447 \text{ g de H}_2$$

Calculamos el volumen:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{\frac{0'447}{2} \cdot 0'082 \cdot 300}{\frac{740}{760}} = 5'64 \text{ L de H}_2$$

El ácido nítrico reacciona con el cobre generando nitrato de cobre (II), monóxido de nitrógeno (NO) y agua.

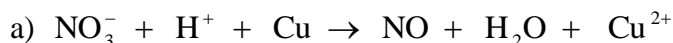
a) Escriba la ecuación iónica del proceso.

b) Asigne los números de oxidación y explique qué sustancia se oxida y cuál se reduce.

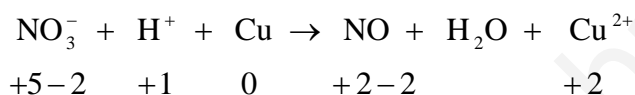
c) Determine la ecuación molecular y ajústela mediante el método del ión-electrón.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 2 EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N



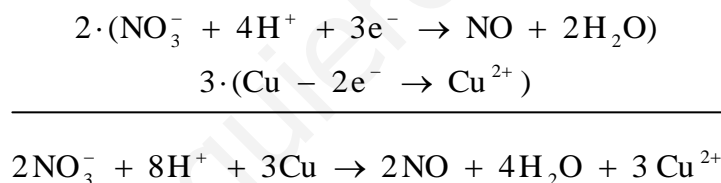
b) Los estados de oxidación son:



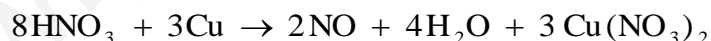
El cobre se oxida pasando a Cu^{2+} según la ecuación: $\text{Cu} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}$

El nitrato se reduce pasando a NO según la ecuación: $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$

c)



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



Dada la reacción:



a) Ajuste por el método del ión-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.

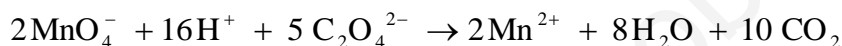
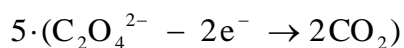
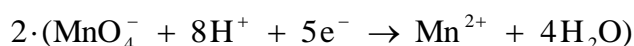
b) Calcule la molaridad de una disolución de KMnO_4 , sabiendo que 20 mL de la misma reaccionan por completo con 0'268 g de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$

Masas atómicas: C = 12 ; O = 16 ; Na = 23.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 3 EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificando y pasando a la reacción molecular, se tiene:



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

$$\frac{0'268}{134} \text{ moles Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \frac{2 \text{ moles KMnO}_4}{5 \text{ moles Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ moles KMnO}_4$$

$$M = \frac{8 \cdot 10^{-4}}{0'02} = 0'04$$

a) Calcule el tiempo necesario para que una corriente de 6 amperios deposite 190'50 g de cobre de una disolución de CuSO_4

b) ¿Cuántos moles de electrones intervienen?

Datos: $F = 96.500 \text{ C}$. Masa atómica: $\text{Cu} = 63'5$.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$190'5 = \frac{63'5}{96500} \cdot 6 \cdot t \Rightarrow t = 96.500 \text{ segundos}$$

b)

$$\frac{190'5}{63,5} \text{ moles} \cdot \frac{2 \text{ electrones}}{1 \text{ mol de Cu}} = 6 \text{ moles de electrones}$$

Dada la reacción:



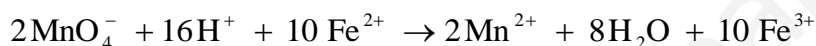
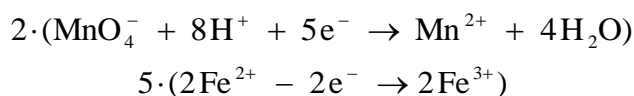
a) Ajuste por el método del ión-electrón esta reacción, en su forma iónica y molecular.

b) ¿Qué volumen de disolución 0'02 M de permanganato de potasio se necesita para oxidar 30 mL de disolución de sulfato de hierro (II) 0'05 M, en presencia de ácido sulfúrico?.

QUÍMICA. 2008. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificando y pasando a la reacción molecular, se tiene:



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

$$0'03 \cdot 0'05 \text{ moles} \cdot \frac{2 \text{ moles KMnO}_4}{10 \text{ moles FeSO}_4} = 3 \cdot 10^{-4} \text{ moles KMnO}_4$$

$$V = \frac{\text{moles}}{\text{M}} = \frac{3 \cdot 10^{-4}}{0'02} = 0'015 \text{ L} = 15 \text{ mL de disolución de KMnO}_4$$