

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

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

emestrada

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



a) Ajustela por el método del ión-electrón y escriba las dos semiecuaciones redox.

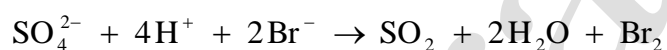
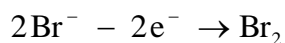
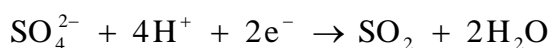
b) Calcule el volumen de bromo líquido (densidad 2'92 g/mL) que se obtendrá al tratar 90'1 g de bromuro de potasio con suficiente cantidad de ácido sulfúrico.

Masas atómicas: Br = 80 ; K = 39

QUIMICA. 2009. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



La ecuación molecular ajustada será:



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

$$90'1 \text{ g} \cdot \frac{160 \text{ g Br}_2}{2 \cdot 119 \text{ g KBr}} = 60'57 \text{ g Br}_2$$

$$v = \frac{m}{d} = \frac{60'57}{2'92} = 20'74 \text{ mL}$$

Sea una pila constituida, en condiciones estándar, por un electrodo de plata sumergido en una disolución de nitrato de plata y un electrodo de cadmio sumergido en una disolución de nitrato de cadmio.

a) Escriba la reacción química que se produce en esta pila.

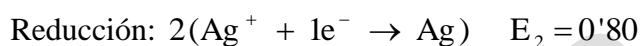
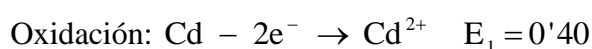
b) Escriba la notación de la pila formada.

c) Calcule la fuerza electromotriz de la pila.

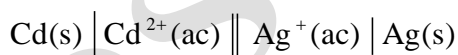
Datos: $E^0(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$; $E^0(\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}) = -0'40 \text{ V}$.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N



Para escribir la notación de la pila se empieza siempre escribiendo a la izquierda el proceso de oxidación (ánodo) y a continuación el de reducción (cátodo). La doble barra indica que los dos semielementos están separados por un puente salino.



El ácido nítrico concentrado reacciona con mercurio elemental en presencia de ácido clorhídrico produciendo cloruro de mercurio (II), monóxido de nitrógeno y agua.

a) Ajuste la ecuación iónica y molecular por el método del ión-electrón.

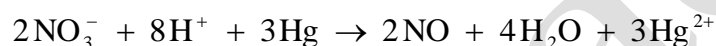
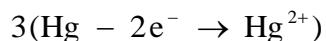
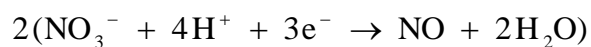
b) Calcule el volumen de ácido nítrico 2 M que se debe emplear para oxidar completamente 3 g de mercurio elemental.

Masa atómica: Hg = 200'6.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Añadiendo los iones que faltan pasamos a la ecuación molecular



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

$$3 \text{ g} \cdot \frac{2 \text{ moles HNO}_3}{3 \cdot 200'6 \text{ g de Hg}} = 9'97 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

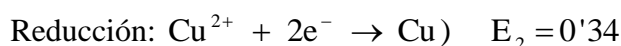
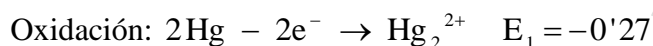
$$2 = \frac{9'97 \cdot 10^{-3}}{V} \Rightarrow V = 4'98 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 4'98 \text{ mL}$$

Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares $E^0(\text{Hg}_2^{2+} / \text{Hg}) = 0'27 \text{ V}$ y $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$:

- ¿Cuál es la fuerza electromotriz, en condiciones estándar, de la pila que se podría construir?
- Escriba las semireacciones y la reacción global de esa pila.
- Indique cuál es el cátodo, el ánodo y sus signos.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N



Para escribir la notación de la pila se empieza siempre escribiendo a la izquierda el proceso de oxidación (ánodo)(polo negativo) y a continuación el de reducción (cátodo)(polo positivo). La doble barra indica que los dos semielementos están separados por un puente salino.



Se electroliza una disolución acuosa de ácido sulfúrico y se desprende hidrógeno y oxígeno.
a) ¿Qué cantidad de carga eléctrica se ha de utilizar para obtener 1 L de oxígeno medido en condiciones normales?

b) ¿Cuántos moles de hidrógeno se obtienen en esas condiciones?

Dato: $F = 96500 \text{ C}$.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

$$1 \text{ L} \cdot \frac{32 \text{ g}}{22'4 \text{ L}} = 1'428 \text{ g}$$

Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$1'428 = \frac{\frac{16}{2} \cdot q}{96500} \Rightarrow q = 17.225'25 \text{ C}$$

b)

$$m = \frac{\frac{2}{2} \cdot 17225'25}{96500} = 0'1785 \text{ g de H}_2 = 0'08925 \text{ moles}$$

Razone si se produce alguna reacción, en condiciones estándar, al añadir:

a) Cinc metálico a una disolución acuosa de iones Pb^{2+}

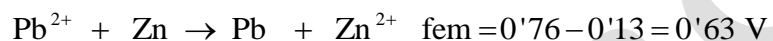
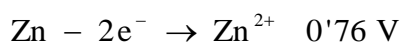
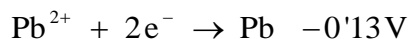
b) Plata metálica a una disolución acuosa de iones Pb^{2+}

Datos: $E^0(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$; $E^0(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0'76 \text{ V}$; $E^0(\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}) = -0'13 \text{ V}$

QUÍMICA. 2009. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

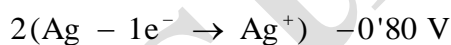
R E S O L U C I Ó N

a)



Como $\text{fem} > 0 \Rightarrow$ Si se produce la reacción.

b)



Como $\text{fem} < 0 \Rightarrow$ No se produce la reacción.

El estaño metálico es oxidado por el ácido nítrico produciendo óxido de estaño (IV), dióxido de nitrógeno y agua.

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

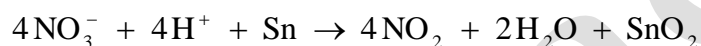
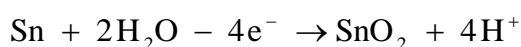
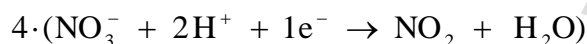
b) Calcule los gramos de estaño que reaccionan con 2 L de disolución de ácido nítrico 2 M.

Masa atómica: Sn = 118'7.

QUÍMICA. 2009. 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, pasamos a la ecuación molecular.



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

$$2 \cdot 2 \text{ moles} \cdot \frac{118'7 \text{ g Sn}}{4 \text{ moles HNO}_3} = 118'7 \text{ g Sn}$$

Para platear un objeto se ha estimado que es necesario depositar 40 g de plata.

a) Si se realiza la electrolisis de una disolución acuosa de sal de plata con una corriente de 2 amperios ¿cuánto tiempo se tardará en realizar el plateado?.

b) ¿Cuántos moles de electrones han sido necesarios para ello?.

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

QUÍMICA. 2009. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow t = \frac{m \cdot 96500}{Eq - g \cdot I} = \frac{40 \cdot 96500}{108 \cdot 2} = 17.870'37 \text{ segundos} = 4'96 \text{ horas}$$

b) Como la reacción es: $\text{Ag}^+ + 1e^- \rightarrow \text{Ag}$, se cumple que:

$$\text{Moles de plata} = \text{moles de electrones} = \frac{40}{108} = 0'37$$