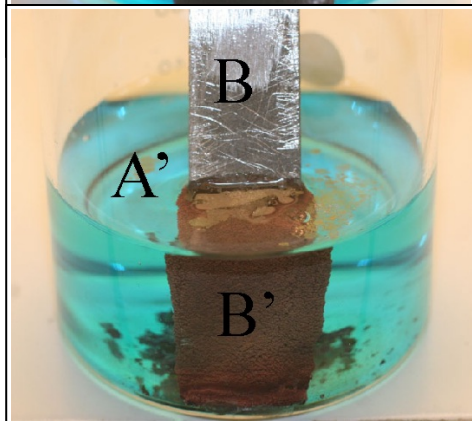
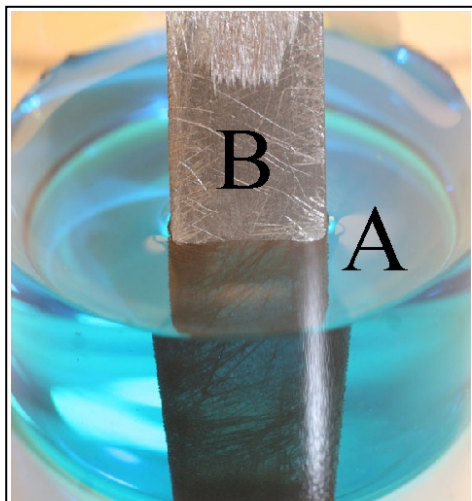


### Redox 3



41\*. Uno de los experimentos que puedes hacer perfectamente en el laboratorio y que te permitiría recordar el proceso de la pila Daniell, sería sumergir una lámina o chapa de cinc en un vaso de precipitados que contuviera una disolución de sulfato de cobre (II), tal como se muestra. Al cabo de cierto tiempo obtendrías una disolución A', y una lámina B con una parte sumergida B' de las que podrías decir que:

- a) A' es una disolución de sulfato de cinc
- b) A' es una disolución de sulfato de cobre (II), con menor concentración de la inicial y algo de sulfato de cinc
- c) B' es una lámina de cinc cubierta de un ligero polvo de cobre en la parte sumergida
- d) El  $\text{Cu}^{2+}$ , tomó 2 electrones oxidándose a Cu
- e) La reacción redox que se realizó espontáneamente sería  $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$

#### SOLUCIÓN

A es una disolución de sulfato de cobre(II), dado que el potencial normal de reducción del  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  es superior al del  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ , como se ha visto (test 29), el  $\text{Cu}^{2+}$  tomará 2 electrones del Zn, reduciéndose a Cu que se depositará sobre la lámina de Zn, (B'), mientras que éste se oxidará perdiendo 2 electrones para formar  $\text{Zn}^{2+}$ , en forma de sulfato de cinc en disolución acuosa. Por lo tanto la disolución A' de color azul verdoso, estará formada por sulfato de cobre (II) y sulfato de cinc, como se propone en b. Por lo tanto son correctas las propuestas b, c y e.



42. En el test anterior, la lámina B de cinc, una vez limpia queda en su parte sumergida como se observa en la figura disminuyendo en una cantidad:

- a) Igual a la de cobre depositado
- b) tal que el número de moles en que disminuye es igual al de moles de cobre que se depositaron
- c) Mayor a la del cobre depositado
- d) Doble de la del cobre depositado

#### SOLUCIÓN

Según el ajuste de la reacción de la propuesta e del test anterior, el número de moles de Cu depositados es igual al de moles de Zn que ha reaccionado

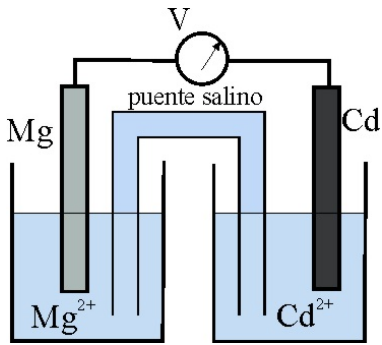


43. En la foto se muestra la reacción entre el ácido sulfúrico diluido y una plancha de cinc, produciéndose como se aprecia grandes burbujas de hidrógeno. Es una reacción redox característica en la cual actúa como oxidante:

- a) El ácido sulfúrico
- b) El  $\text{H}^+$
- c) El cinc
- d) El agua

#### SOLUCIÓN

El potencial normal  $\text{H}^+/\text{H}_2 > \text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ , por lo tanto la reacción será:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ , en la cual el  $\text{H}^+$  tomará electrones del Zn. La propuesta correcta es la b.

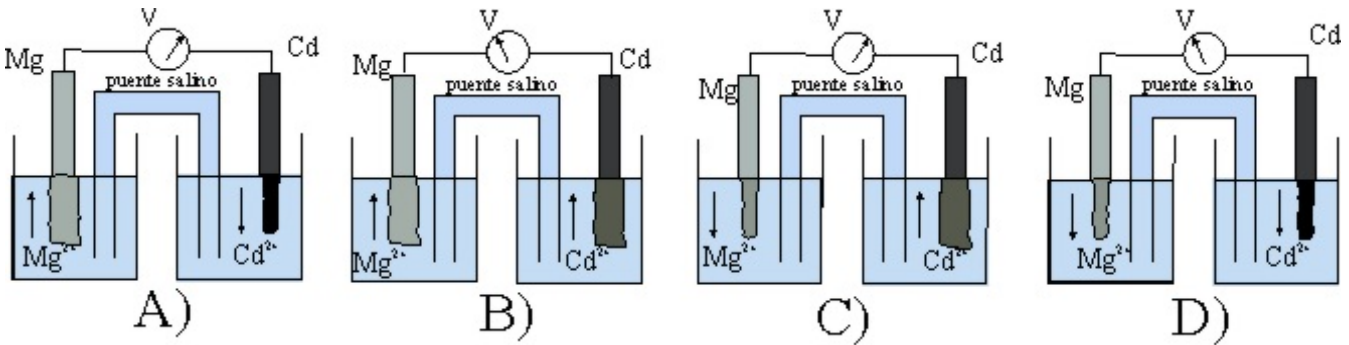


45. El esquema dado, corresponde al estado inicial de una pila Mg/Cd.

Teniendo en cuenta que:

$E^0 \text{Mg}^{2+}/\text{Mg} = -2,37\text{V}$ , y el  $E^0 \text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$  es  $-0,40\text{V}$

los procesos que van a tener lugar, según indican las flechas ocasionarán al cabo de cierto tiempo un estado de las planchas metálicas dado por el montaje:



de todos los dados el correcto será el:

- a) A      b) B      c) C      d) D

**SOLUCIÓN**

Según los potenciales normales dados, el proceso será  $\text{Cd}^{2+} + \text{Mg} \Rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Cd}$ . Por lo tanto la barra de magnesio tenderá a disolverse (flecha hacia abajo), mientras que el  $\text{Cd}^{2+}$  tenderá a depositarse (flecha hacia arriba). Por lo tanto la propuesta correcta es la C

46. En la pila anterior:

- a) El ánodo será el electrodo  $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$   
 b) Los electrones irán del Mg al Cd  
 c) La intensidad de la corriente formada por el hilo metálico externo irá de Mg a Cd  
 d) El cátodo será el electrodo  $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$

**SOLUCIÓN**

Dado que el ánodo se produce siempre la oxidación o sea la pérdida de electrones, esta se efectúa en el electrodo  $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$ . El Mg perderá electrones en beneficio del  $\text{Cd}^{2+}$ , por eso irán de aquél a éste. La intensidad de la corriente circulará por convenio en sentido contrario. Solo es correcta la propuesta b.

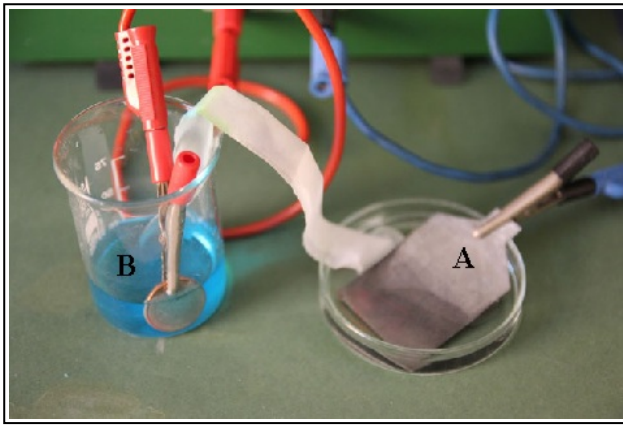
47. El esquema simbólico de la pila anterior de todos los dados:

- a)  $\text{Mg} / \text{Mg}^{2+} (1\text{M}) \parallel \text{Cd}^{2+} (1\text{M}) / \text{Cd}$       b)  $\text{Cd}^{2+} (1\text{M}) / \text{Cd} \parallel \text{Mg} / \text{Mg}^{2+} (1\text{M})$   
 c)  $\text{Cd}^{2+} (1\text{M}) / \text{Cd} \parallel \text{Mg}^{2+} (1\text{M}) / \text{Mg}$       d)  $\text{Mg}^{2+} (1\text{M}) / \text{Mg} \parallel \text{Cd} / \text{Cd}^{2+} (1\text{M})$

Será el a) A      b) B      c) C      d) D

**SOLUCIÓN**

La propuesta correcta es la a, puesto que se simboliza en el orden y sentido en que se produce; primero el proceso del ánodo y después el del cátodo.

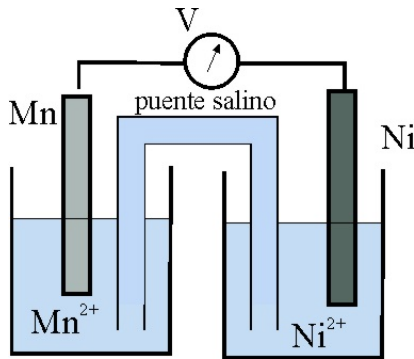


48. En la fotografía dada, se representa una pila formada por una lámina de cinc, en una disolución de sulfato de cinc, y una moneda de cobre en otra de sulfato de cobre (II). Conocidos los potenciales normales de reducción dirás que:

- a) A es el cátodo
- b) En B está el oxidante
- c) El Cu de la moneda pierde electrones
- d) El cable azul está mal conectado según el convenio de colores

**SOLUCIÓN**

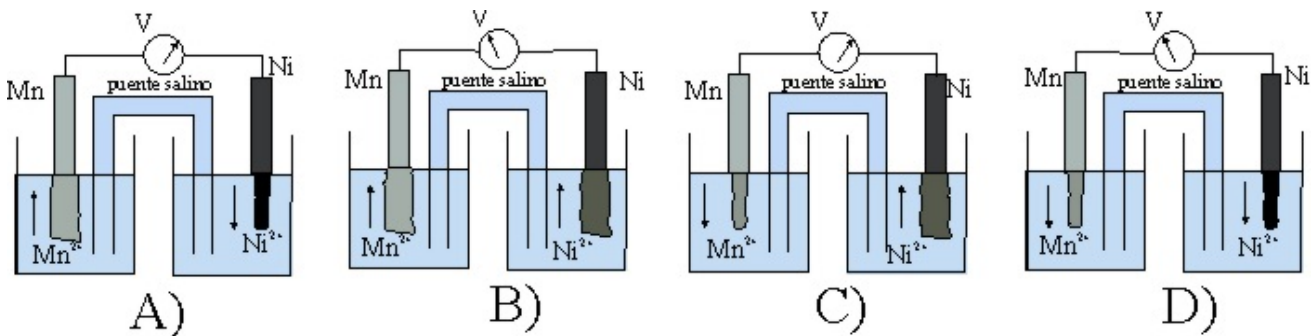
El proceso conocido corresponde a la reacción ya indicada  $CuSO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + Cu$ , explicada en el test 41. Según lo cual la única propuesta correcta es la b. En A se produce la oxidación, por lo tanto es el cátodo.



49. El esquema dado, corresponde al estado inicial de una pila Mn/Ni. Teniendo en cuenta que:

$E^0 Mn^{2+}/Mn = -1,18V$ , y el  $E^0 Ni^{2+}/Ni = -0,25V$

los procesos que van a tener lugar, según indican las flechas ocasionarán al cabo de cierto tiempo un estado de las planchas metálicas dado por el montaje:



de todos los dados, el correcto será el:

- a) A
- b) B
- c) C
- d) D

**SOLUCIÓN**

Según los potenciales normales dados, el proceso será  $Ni^{2+} + Mn \Rightarrow Mn^{2+} + Ni$ . Por lo tanto la barra de manganeso tenderá a disolverse (flecha hacia abajo), mientras que el  $Ni^{2+}$  tenderá a depositarse (flecha hacia arriba). Por lo tanto la propuesta correcta es la C.

50\*. En la pila anterior:

- a) El cátodo será el electrodo  $Ni^{2+}/Ni$
- b) Los electrones irán del Mn al  $Ni^{2+}$
- c) La intensidad de la corriente formada por el hilo metálico externo irá de Mn a Ni
- d) El voltímetro marcará inicialmente en condiciones normales 0,93V

**SOLUCIÓN**

Dado que el cátodo se produce siempre la reducción o sea la ganancia de electrones, esta se efectúa en el electrodo  $Ni^{2+}/Ni$ . El Mn perderá electrones en beneficio del  $Ni^{2+}$ , por eso irán de aquél a éste. La intensidad de la corriente circulará por convenio en sentido contrario. La diferencia de potencial que marcará la pila será  $-0,25 - (-1,18) = 0,93V$ . Son correctas las propuestas a, b y d.



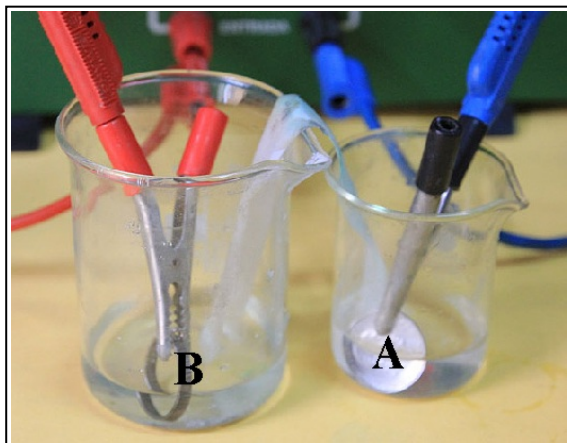
51. El esquema simbólico de la pila anterior de todos los datos :



Será el a) A                      b) B                      c) C                      d) D

**SOLUCIÓN**

La propuesta correcta es la a, puesto que se simboliza en el orden y sentido en que se produce; primero el proceso del ánodo y después el del cátodo.

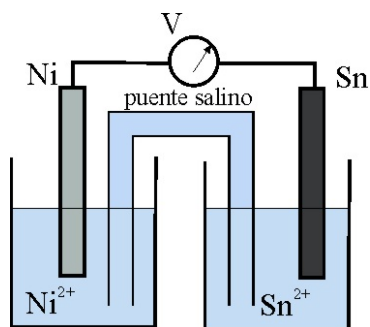


52. En la fotografía dada, se representa una pila formada por una sortija de plata B, en una disolución de nitrato de plata, y una moneda de una aleación de níquel en otra de sulfato de níquel(II). Conocidos los potenciales normales de reducción dirás que:

- a) A es el cátodo
- b) En B está el oxidante
- c) La plata de la moneda gana electrones
- d) La diferencia de potencial que marcaría un voltímetro sería superior a 2V

**SOLUCIÓN**

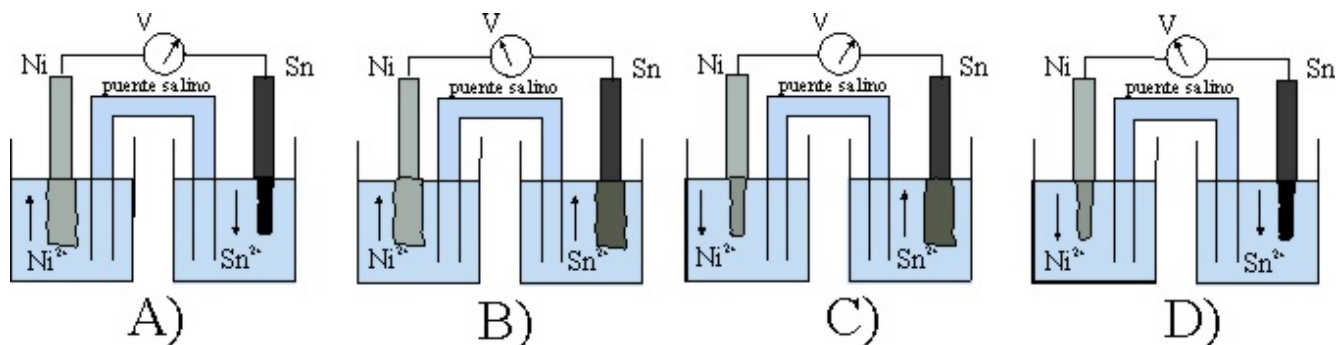
El proceso conocido corresponde a la reacción ya indicada  $CuSO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + Cu$ . Según lo cual la única propuesta correcta es la b. En A se produce la oxidación, por lo tanto es el cátodo. Parece evidente que si el potencial normal del níquel $^{2+}/Ni$  es de -0,25V y el del  $Ag^+/Ag$  es de 0,80V, el voltímetro nunca marcaría por encima de los 2V.



53. El esquema dado, corresponde al estado inicial de una pila Sn/Ni. Teniendo en cuenta que:

$E^0 Sn^{2+}/Sn = -0,14V$ , y el  $E^0 Ni^{2+}/Ni = -0,25V$

los procesos que van a tener lugar, según indican las flechas ocasionarán al cabo de cierto tiempo un estado de las planchas metálicas dado por el montaje:



de todos los dados el correcto será el :

- a) A                      b) B                      c) C                      d) D

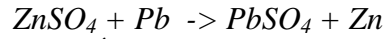
**SOLUCIÓN**

Según los potenciales normales dados, el proceso será  $Sn^{2+} + Ni \Rightarrow Ni^{2+} + Sn$ . Por lo tanto la barra de níquel tenderá a disolverse (flecha hacia abajo), mientras que el  $Sn^{2+}$  tenderá a depositarse (flecha hacia arriba). Por lo tanto la propuesta correcta es la C.



54\*. En la foto se trata del montaje de una pila con electrodos de plomo y cinc, sumergidos en respectivas disoluciones de sus sulfatos. Teniendo en cuenta los respectivos potenciales normales  $E^0 \text{Pb}^{2+}/\text{Pb} = -0,13\text{V}$  y  $E^0 \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76\text{V}$  y observando lo que marca el voltímetro, podrás asegurar que:

- a) El voltímetro está mal conectado
- b) El resultado sería correcto si el cable azul se conectara al borne rojo
- c) El ánodo de la pila tendría que ser el electrodo del plomo
- d) La reacción que produciría la corriente eléctrica sería:

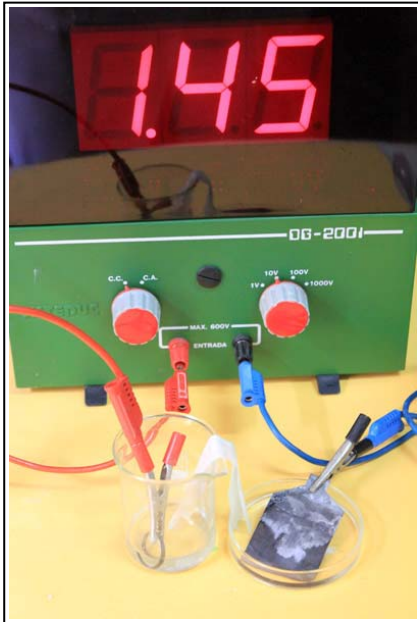


SOLUCIÓN

Dados los potenciales normales la reacción será:

$\text{PbSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Pb}$ , en la cual el  $\text{Pb}^{2+}$  tomará electrones del Zn, siendo el cátodo. Por lo tanto la barra de plomo deberá conectarse al borne rojo del voltímetro(+), de esa forma el voltímetro marcaría 0,62V, que es aproximadamente la diferencia de potencial  $-0,13 - (-0,76) = 0,64\text{V}$ . Son correctas las propuestas a y b.

	V
$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{F}^-$	2,87
$\text{PbO}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}$	1,68
$\text{MnO}_2 + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	1,52
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	1,36
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$	1,33
$\text{O}_2 + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-$	1,06
$\text{NO}_3^- + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO}$	0,96
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	0,80
$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$	0,53
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	0,34
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	0,00
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,13
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$	-0,14
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$	-0,24
$\text{PbSO}_4 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,36
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,44
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}$	-1,19
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,37
$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	-2,71
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2,92
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3,05



55. La pila de la foto está formada por una lámina de cinc, inmersa en una disolución de sulfato de cinc, y una sortija de un material desconocido de color blanco grisáceo. Teniendo en cuenta la tabla de potenciales normales, la disposición de las conexiones así como lo que marca el voltímetro (siempre un poco menos que el valor teórico), dirás que el material de la sortija será:

- a) Cromo
- b) Níquel
- c) Plata
- d) Aluminio

SOLUCIÓN

Teniendo en cuenta que el voltímetro marca 1,45V, que es la diferencia de potencial entre la sustancia desconocida, que actúa como cátodo por su conexión y el electrodo de Zn ( $E^0 \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76\text{V}$ ), el material deberá tener un potencial normal  $1,45 - 0,76 = 0,7\text{V}$ , por lo que se tratará de una aleación de plata. Solución correcta la c.



56. La fotografía dada corresponde a una pila formada por la sortija anterior, conectada a una moneda de un material desconocido, e inmersas en sus disoluciones respectivas. Según lo que marca el voltímetro y teniendo en cuenta la tabla de potenciales normales de reducción dados en el test anterior, dirás el material fundamental de la moneda es:

- a) Cobre
- b) Níquel
- c) Plata
- d) Aluminio

SOLUCIÓN

Aplicando el razonamiento anterior, y teniendo en cuenta que la sortija es de plata, la moneda deberá ser del mismo material, ya que la diferencia de potencial es inapreciable. Es correcta la propuesta c.

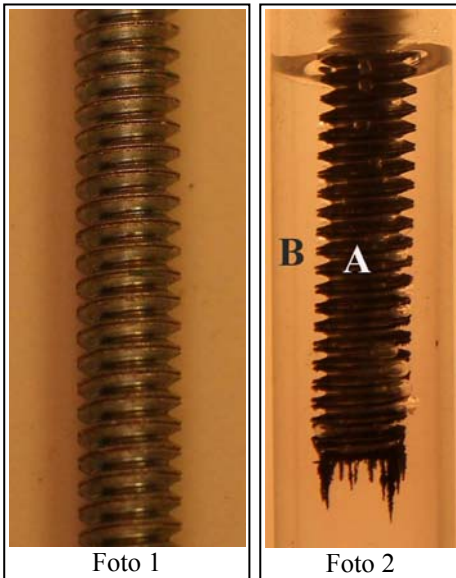


Foto 1

Foto 2

57\*. En la foto 1, se sumerge un tornillo de hierro en una disolución de nitrato de plata, obteniéndose el resultado que se aprecia en la foto 2. Teniendo en cuenta los potenciales normales de reducción dados (en test anterior), podrás decir que:

- a) El hierro se oxidó
- b) La plata se oxidó
- c) Se forma un precipitado de plata
- d) La plata se redujo

**SOLUCIÓN**

el ion  $\text{Ag}^+$ , de la disolución tomará un electrón reduciéndose a  $\text{Ag}$  metálica que se ennegrece precipitando sobre el tornillo de hierro, que se disolverá.



58. En la fotografía, se observa una pila formada por una sortija de plata, y una moneda de una aleación que contiene un porcentaje de plata, según lo visto anteriormente podrás asegurar que el voltímetro de la pila marcará:

- a) 0
- b) un voltaje negativo próximo a 0
- c) un voltaje positivo próximo a cero
- d) no marcaría nada

**SOLUCIÓN**

Dado que la moneda es de una aleación de plata, frente a una sortija de plata, por lo visto anteriormente, marcará un valor positivo próximo a 0. Es correcta la propuesta c.

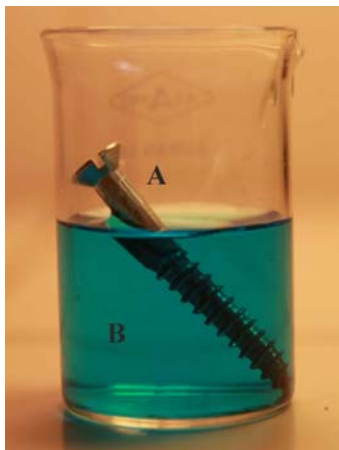


Foto 1

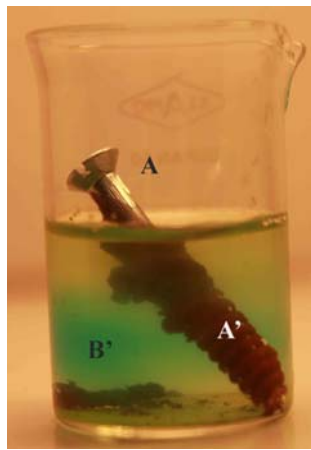


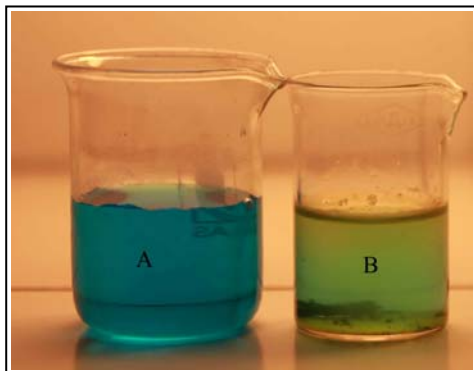
Foto 2

59. La foto 1 corresponde a un tornillo de hierro A que se sumerge en una disolución de sulfato de cobre(II) B. Al cabo de cierto tiempo se toma la foto 2. Del conocimiento de los potenciales normales de reducción podrás asegurar que:

- a) B' es una disolución de sulfato de hierro(II)
- b) B' es una disolución de sulfato de cobre(II), con menor concentración de la inicial y algo de sulfato de hierro(II)
- c) A' es el tornillo cubierto de un ligero polvo de cobre en la parte sumergida
- d) La reacción redox que se realizó espontáneamente será  $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

**SOLUCIÓN**

A es una disolución de sulfato de cobre(II), dado que el potencial normal de reducción del  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  es superior al del  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ , como se ha visto en la tabla, el  $\text{Cu}^{2+}$  tomará 2 electrones del  $\text{Fe}$ , reduciéndose a  $\text{Cu}$  que se depositará sobre el tornillo de  $\text{Fe}$  ( $\text{A}'$ ), mientras que éste se oxidará perdiendo 2 electrones para formar  $\text{Fe}^{2+}$ , en forma de sulfato de hierro(II) en disolución acuosa. Por lo tanto la disolución B' de color azul verdoso, estará formada por sulfato de cobre(II) y sulfato de hierro(II), como se propone en b. Por lo tanto son correctas las propuestas b, c y d.



60\*. Observa la diferencia de colores de las disoluciones de sulfato de cobre(II), en A, y la B, obtenida cuando en la primera se sumerge un clavo de hierro. Ello es debido a que:

- a) El Cu(II) se transformó en Fe(II)
- b) B es una mezcla de disoluciones con iones Cu(II) y Fe(II)
- c) El hierro se oxidó
- d) El hierro se ha disuelto en el sulfato de cobre(II)

**SOLUCIÓN**

Por lo visto en el test anterior, B es una mezcla de disoluciones de sulfato de cobre(II) y sulfato de hierro(II), producido al oxidarse el Fe a  $Fe^{2+}$ , por la acción del  $Cu^{2+}$ . Son correctas las propuestas b y c.