

Redox 7

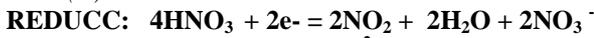


121*. En las fotos se muestra la reacción entre el ácido nítrico concentrado y el cobre, indicándose los productos de la reacción. La observación de las mismas y el ajuste correspondiente, te hará decir que:

- a) El potencial de reducción del Cu(II) es superior al del N(V), en las semirreacciones redox correspondientes
- b) El ácido nítrico disuelve el cobre
- c) Cuatro moles de ácido nítrico toman 2 moles de electrones
- d) El cobre actúa como reductor

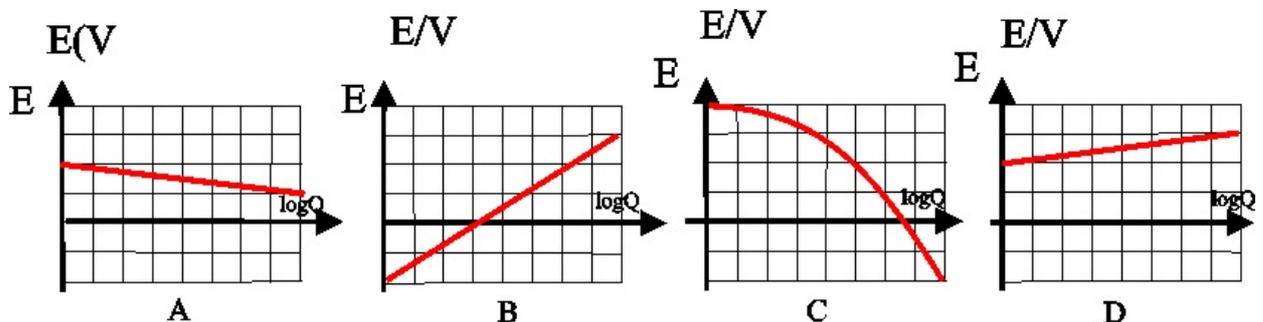
SOL:

En el ajuste 2 moles de ácido nítrico se reducen a dióxido de nitrógeno tomando 2 moles de electrones, para que esto ocurra el potencial de reducción del N(V) en el ácido nítrico (0,8V) deberá ser superior al del Cu(II)(0,34V), que actúa como reductor, perdiendo los dos moles de electrones. De esta manera el cobre se va disolviendo para formar el nitrato de cobre(II).



Son correctas las propuestas b y c.

122. La representación de la ecuación de Nernst, con la diferencia de potencial producida en un proceso redox, frente al logaritmo decimal del cociente de la reacción Q, sería de todas las gráficas dadas



la única correcta, sería la:

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

SOL:

Dado que la expresión: $E = E_0 - \frac{0,059}{n} \log Q$, corresponde a la ecuación de una recta $y=ax+b$, siendo $y=E$, $b = E_0 > 0$, y

a, la pendiente < 0 , la única gráfica que corresponde a estos datos es la A. Es correcta la propuesta a.



Foto 1



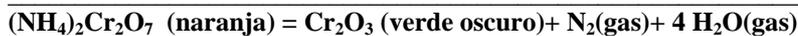
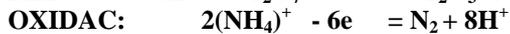
Foto 2

123*. El dicromato amónico de color naranja (foto1), es un compuesto inestable que por acción del calor se descompone en óxido de cromo(III), de color verdoso oscuro (foto 2), y nitrógeno(gas), que al desprenderse produce la sensación de un volcán, por la gran expansión de las cenizas, en este caso el óxido de cromo (III). Es una reacción redox característica en la cual:

- a) Por cada mol de nitrógeno producido se han ganado 6 moles de electrones
- b) El nitrógeno del amonio actúa como reductor
- c) Es un proceso redox interno
- d) Cada mol de dicromato produce 22,4 L de nitrógeno en condiciones normales

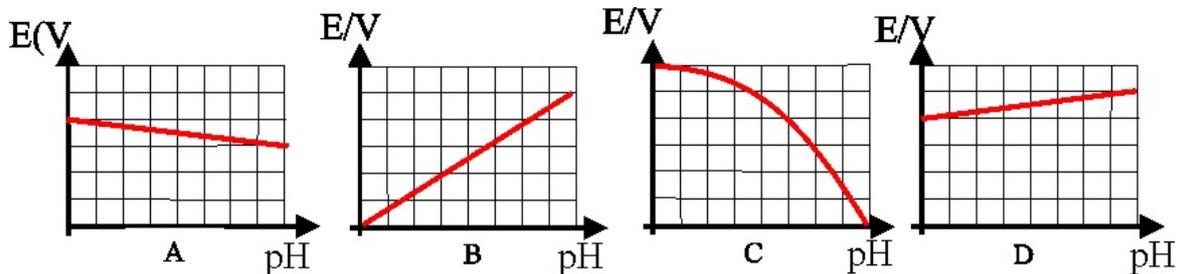
SOL:

Realizado el ajuste del proceso redox interno



se observa que mientras son correctas las propuestas b y c, es errónea la a, ya que el nitrógeno del amonio es reductor perdiendo electrones. Puesto que se produce un mol de nitrógeno por cada mol de dicromato, se producirán 22,4L en condiciones normales, según el principio de Avogadro.

124. Dadas las posibles gráficas de variación del potencial de reducción del hidrógeno con el pH



la única que es correcta de todas ellas es la :

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

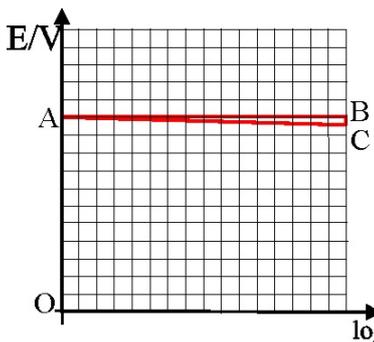
SOL:

La expresión que nos da la variación de E, con el pH para el hidrógeno es como se ha visto, siendo la presión 1 atm,

$$E = E_0 - \frac{0,059}{1} \log \frac{[H^+]}{pH_2^{1/2}} = 0 + 0,059 pH - 0,0295 \log 1 = 0,059 pH$$

La única que corresponde a esta expresión es

la B. Es correcta la propuesta b.

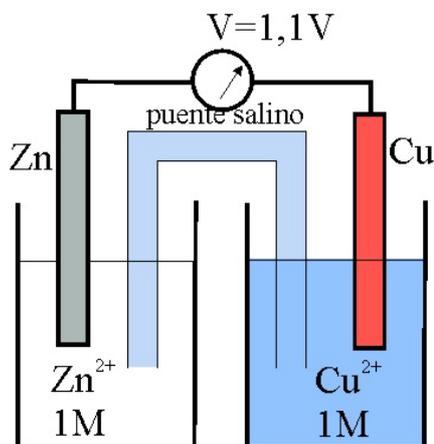


125*. Para la pila Daniell, y en la gráfica de la diferencia de potencial producida frente al logaritmo del cociente de reacción Q, que te dan:

- a) OA representaría la diferencia de potencial en condiciones normales
- b) AB representaría la variación de dicha diferencia de potencial
- c) BC/AB será 0,029
- d) BC será lo que disminuye la diferencia de potencial con el tiempo

SOL:

Dado que $E = 1,1 - \frac{0,059}{2} \log Q = 1,1 - 0,0295 \log Q$, siendo una recta, son correctas las propuestas a, b y c.



- a) -320 b) -212 c) -111 d) -100

DATOS: $1F=96.487C.mol^{-1}$

SOLUCIÓN

Dado que $\Delta G^0 = -nFE^0 = -2mol.96487 \frac{C}{mol} .1,1V = -212271J = -212kJ$. Es correcta la propuesta b

126. En 1870, el físico-matemático norteamericano Gibbs, creó el concepto de energía libre o entalpía libre, como la energía útil de un proceso químico, que además regulaba el sentido en que cualquier reacción debería desplazarse espontáneamente. No solamente es famoso por eso, en su época de estudiante de ingeniería en la universidad de Yale, creó un sistema de tubo de viento tan de moda actualmente para experimentar la resistencia a la fricción de los vehículos, y un freno hidráulico para los mismos, y posteriormente desarrolló el cálculo vectorial en Física. En una pila electroquímica, la variación de energía libre, depende de la diferencia de potencial originada en dicha pila, por eso la pila dada en condiciones estándar generará aproximadamente una energía libre en kilojulios de:

V	V
$F_2+2e \rightarrow 2F^-$	2,87
$PbO_2+2e \rightarrow Pb^{2+}$	1,68
$MnO_4^-+5e \rightarrow Mn^{2+}$	1,52
$Cl_2+2e \rightarrow 2Cl^-$	1,36
$Cr_2O_7^{2-}+6e \rightarrow 2Cr^{3+}$	1,33
$O_2+4e \rightarrow 2H_2O$	1,23
$Br_2+2e \rightarrow 2Br^-$	1,06
$NO_3^-+3e \rightarrow NO$	0,96
$Ag^++e \rightarrow Ag$	0,80
$I_2+2e \rightarrow 2I^-$	0,53
$Cu^{2+}+2e \rightarrow Cu$	0,34
$2H^++2e \rightarrow H_2$	0,00
$Pb^{2+}+2e \rightarrow Pb$	-0,13
$Sn^{2+}+2e \rightarrow Sn$	-0,14
$Ni^{2+}+2e \rightarrow Ni$	-0,24
$PbSO_4+2e \rightarrow Pb$	-0,36
$Fe^{2+}+2e \rightarrow Fe$	-0,44
$Zn^{2+}+2e \rightarrow Zn$	-0,76
$Mn^{2+}+2e \rightarrow Mn$	-1,19
$Al^{3+}+3e \rightarrow Al$	-1,66
$Mg^{2+}+2e \rightarrow Mg$	-2,37
$Na^++e \rightarrow Na$	-2,71
$K^++e \rightarrow K$	-2,92
$Li^++e \rightarrow Li$	-3,05

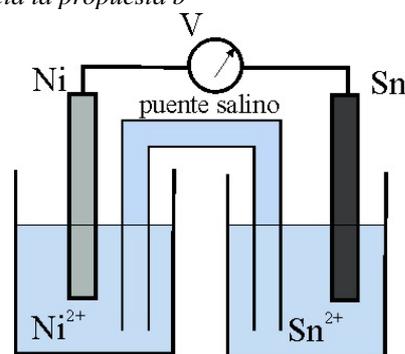
127. En la pila de la figura y en condiciones estándar, dadas en la tabla adjunta, podrás decir que la energía libre que generará será aproximadamente en kilojulios:

- a) -21 b) -10 c) -51 d) -30

SOLUCIÓN

Según la tabla, la diferencia de potencial será: $-0,14 - (-0,24) = 0,1V$. Por lo tanto:

$\Delta G^0 = -nFE^0 = -2mol.96487 \frac{C}{mol} .0,1V = -21227J = -21,2kJ$. Es correcta la propuesta a



128. En la pila de la figura y en condiciones dadas (temperatura y presión estándar), podrás decir que la energía libre que generará, aproximadamente será, en kilojulios:

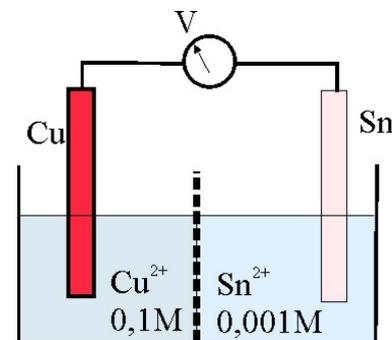
- a) -50 b) -100 c) -104 d) -52

SOLUCIÓN

Con los valores de la tabla, se calcula la diferencia de potencial en las condiciones dadas:

$E = 0,48 - \frac{0,059}{2} \log \frac{[Sn^{2+}]}{[Cu^{2+}]} = 0,48 - 0,0295 \log \frac{0,001}{0,1} = 0,54V$. Llevando este valor a la

expresión $\Delta G = -nFE = -2mol.96487 \frac{C}{mol} .0,54V = -104206J = -104,2kJ$. Es correcta la c.



129. La variación de energía libre para la posible reducción del nitrato de plata $4,2 \cdot 10^{-6}M$ a plata metálica, con cobre, en una disolución $1,3 \cdot 10^{-3}M$ de sulfato de cobre(II), siendo $E^0_{Ag^+/Ag} = 0,779$ / $E^0_{Cu^{2+}/Cu} = 0,35V$, será aproximadamente en kilojulios:

- a) -80 b) -50 c) -20 d) -40

SOLUCIÓN

El proceso se escribiría: $2Ag^+(4,2 \cdot 10^{-6}M) + Cu \rightleftharpoons 2Ag + Cu^{2+}(1,3 \cdot 10^{-3}M)$. Teniendo en cuenta que la diferencia de potencial en condiciones estándar es $0,78 - 0,35V = 0,43V$. Por lo cual, aplicando la fórmula de Nernst

$E = 0,43 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1,3 \cdot 10^{-3}}{[4,2 \cdot 10^{-6}]^2} = 0,20V$, por lo que $\Delta G = -nFE = -2mol.96487 \frac{C}{mol} .0,2V = -38595J$. Es correcta la propuesta b

130. De forma que en la pila dada $H_2(p=400\text{mmHg})/\text{Pt}(H^+=0,01\text{M})//\text{Pt}(H^+=0,001\text{M})/H_2(p=760\text{mmHg})$, la variación de energía libre será aproximadamente en julios:

- a)-5000 b)-10000 c)-2500 d)-1000

DATOS: f

SOLUCIÓN

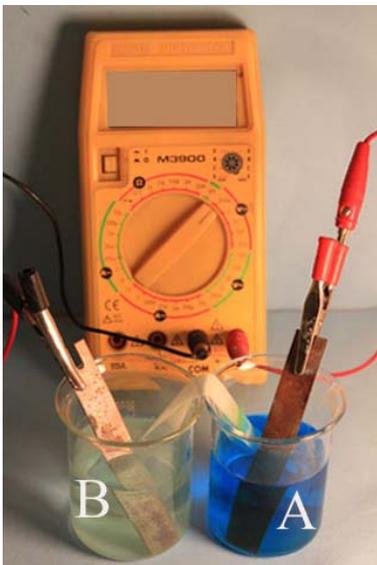
Pasando los mmHg a atmósferas: $400\text{mmHg} \cdot \frac{1\text{atm}}{760\text{mmHg}} = 0,53\text{atm}$. Considerando el proceso, como la pila que describe.

En el ánodo: $\frac{1}{2}H_2(0,53\text{atm}) - e^- \Rightarrow H^+(0,01\text{M})$. En el cátodo: $H^+(0,001\text{M}) + e^- \Rightarrow \frac{1}{2}H_2(1\text{atm})$ Por lo que proceso se escribiría: $H^+(0,001\text{M}) + \frac{1}{2}H_2(0,53\text{atm}) \Rightarrow \frac{1}{2}H_2(1\text{atm}) + H^+(0,01\text{M})$. Por lo cual, aplicando la fórmula de Nernst

$$E = E_0 - \frac{0,059}{1} \log \frac{[H^+]_P \cdot pH_2^{\frac{1}{2}}_P}{[H^+]_R \cdot pH_2^{\frac{1}{2}}_R} = 0 - 0,059 \log \frac{0,01}{0,001 \cdot \sqrt{0,53}} = -0,051\text{V}$$

lo cual indica que el proceso transcurriría en el sentido contrario en estas condiciones. Aplicando la expresión $\Delta G = -nFE = -1\text{mol} \cdot 96487 \frac{\text{C}}{\text{mol}} \cdot 0,051\text{V} = -4921\text{J}$

Es correcta la propuesta a.



131. En la pila de concentración de la figura, está basada en los electrodos de cobre. La disolución A de sulfato de cobre(II), es 1M, mientras que la de B 0,017M. La energía libre desarrollada por dicha pila será aproximadamente en kilojulios:

- a) 20 b) 16
c) 10 d) 18

SOLUCIÓN

Se sabe que el proceso será $Cu^{2+}(1\text{M}) + Cu \rightarrow Cu + Cu^{2+}(0,0017\text{M})$. Aplicando la fórmula:

$$E = 0 - \frac{0,059}{2} \log \frac{0,0017}{1} = 0,0814\text{V} \quad \text{y como}$$

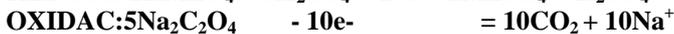
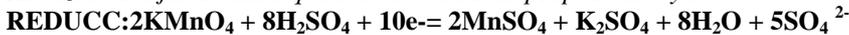
$$\Delta G = -nFE = -2\text{mol} \cdot 96487 \frac{\text{C}}{\text{mol}} \cdot 0,0814\text{V} = -15708\text{J} \quad \text{La propuesta correcta es la b.}$$

132*. El permanganato potásico oxida al oxalato sódico hasta dióxido de carbono, en medio ácido. Ajusta la reacción. De esta reacción, dirás que:

- a) El oxalato sódico es el agente reductor que pierde 2 electrones por mol
b) Se transfieren 5 electrones por mol de permanganato
c) El volumen de CO_2 obtenido con 20mL de permanganato 0,1M a 0,9 atm y 20°C es de 2L
d) Si la diferencia de potencial obtenida es de 2V, la energía libre por mol proporcionada es de 193kJ

SOLUCIÓN

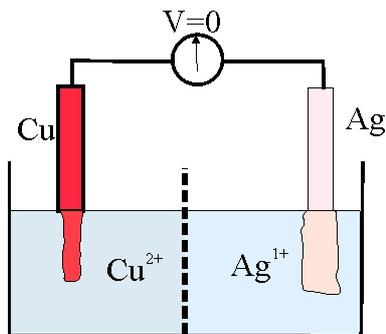
Realizado el ajuste vemos que son correctas las propuestas a y b



Como $n(CO_2) = \frac{10}{2} n(KMnO_4) = 5 \cdot 0,1 \frac{\text{mol}}{L} \cdot 0,02\text{L} = 0,01\text{mol}$. $PV = nRT$,

$$V = \frac{0,01\text{mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293\text{K}}{0,9\text{atm}} = 0,27\text{L}$$

Como $\Delta G = -nFE = -1\text{mol} \cdot 96487 \frac{\text{C}}{\text{mol}} \cdot 2\text{V} = -192974\text{J}$. Son correctas las propuestas a, b y d.



133. Cuando una pila electroquímica se agota, la diferencia de potencial generada es 0, y en este momento se produce un equilibrio entre reaccionantes y productos, por lo tanto el valor de Q , en la ecuación de Nernst, coincide con la constante de equilibrio, de esta forma dirás que en la pila dada en la figura, y con los datos de la tabla anterior (test 127), que dicha constante vale aproximadamente:

- a) $2 \cdot 10^{10}$ b) $4 \cdot 10^{15}$ c) $3 \cdot 10^{20}$ d) $5 \cdot 10^{30}$

SOLUCIÓN

Con los valores de la tabla, se calcula la diferencia de potencial en las condiciones dadas: $0,80 - 0,34 = 0,46V$

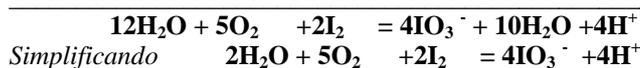
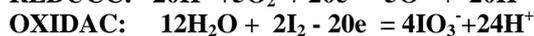
$$0 = 0,46 - \frac{0,059}{2} \log K; \quad \log K = 15,59; \quad K = 10^{\frac{2 \cdot 0,46}{0,059}} = 10^{15,59} = 3,89 \cdot 10^{15}. \text{ Es correcta la propuesta b.}$$

134*. El oxígeno es capaz de oxidar en condiciones normales y medio ácido al yodo a yodato, reduciéndose a O^{2-} . Si en este proceso la ddp generada en estas condiciones es de $0,03V$. dirás que :

- a) El ajuste redox del proceso implica 10 moles de electrones por mol de yodo
 b) El equilibrio se producirá a una concentración de H^+ de 10 mol L^{-1}
 c) La constante de equilibrio vale aproximadamente $1,3 \cdot 10^{10}$
 d) El equilibrio se desplazaría hacia la derecha si en la cubeta echaras unos cristales de yodo

SOLUCIÓN

En el ajuste



Aplicando la ley de Nernst $E = 0,03 - \frac{0,059}{20} \log \frac{[IO_3^-]^4}{[I_2]^2 [pO_2]^5 [H_2O]^2} - \frac{0,059}{20} \log [H^+]^4$

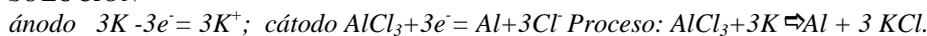
En condiciones estándar, para que ocurra equilibrio $E=0$ $0 = 0,03 - \frac{0,059}{20} \log [H^+]^4$

$0,03 = \frac{0,059}{5} \log [H^+]; \quad [H^+] = 348 \frac{\text{mol}}{L} \quad 0 = 0,03 - \frac{0,059}{20} \log K; \quad K = 10^{\frac{20 \cdot 0,03}{0,059}} = 10^{10,2} = 1,32 \cdot 10^{10}. \text{ Son correctas las propuestas a, c y d.}$

135*. Aunque Wohler surge en los libros de química como el primer científico que realizó una síntesis orgánica; la de la urea, en 1828, sin embargo su efigie aparece en una medalla conmemorativa junta la de Napoleón III por la primera obtención del aluminio, que realizó reduciendo con potasio metálico el cloruro de aluminio que había conseguido Oersted, procedimiento bastante caro, que motivó que se le denominara a dicho metal plata de la Tierra. De este sistema redox y con los datos de la tabla de potenciales normales de reducción podrás asegurar que:

- a) El ánodo del proceso será el sistema $Al^{3+} + 3e^- = Al$
 b) La diferencia de potencial de la pila así formada será $1,26V$
 c) Cuando la diferencia de potencial disminuya en $0,5V$, la relación entre las concentraciones de los iones será aproximadamente 10^{25}
 d) La constante de equilibrio de dicho sistema valdrá 10^{64}

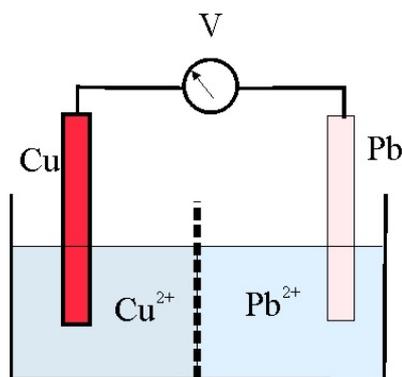
SOLUCIÓN



Diferencia de potencial = $-1,66 - (-2,92) = 1,26V$

$0,76 = 1,26 - \frac{0,059}{3} \log \frac{[K^+]^3}{[Al^{3+}]}, \quad \frac{[K^+]^3}{[Al^{3+}]} = 10^{\frac{3 \cdot 0,5}{0,059}} = 10^{25,42} = 2,63 \cdot 10^{25}; \text{ Como en el equilibrio } 0 = 1,26 - \frac{0,059}{3} \log K$

$K = 10^{\frac{3 \cdot 1,26}{0,059}} = 10^{64}. \text{ Son correctas las propuestas b, c y d.}$



136*. En el montaje dado, y con los datos de la tabla de potenciales, podrás asegurar que:

- La mayor energía libre liberada por la pila vale -90 kJ ,
- La relación de las concentraciones iónicas cuando la diferencia de potencial generada sea $0,2 \text{ V}$, es aproximadamente $1,4 \cdot 10^9$
- La constante de equilibrio vale $2 \cdot 10^{10}$
- El equilibrio se desplaza hacia la izquierda si se disuelven unos cristallitos de sulfato de cobre(II)

SOLUCIÓN

Con los valores de la tabla, se calcula la diferencia de potencial en las condiciones dadas: $0,34 - (-0,13) = 0,47 \text{ V}$. Como, se transfieren 2 electrones

$$\Delta G = -nFE = -2 \text{ mol} \cdot 96487 \frac{\text{C}}{\text{mol}} \cdot 0,47 \text{ V} = -90698 \text{ J} = -90,7 \text{ kJ} \quad 0,2 = 0,47 - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Pb}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]},$$

$$\frac{[\text{Pb}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} = 10^{\frac{2 \cdot 0,27}{0,059}} = 10^{9,15} = 1,41 \cdot 10^9; \text{ Como en el equilibrio } 0 = 0,47 - \frac{0,059}{2} \log K \quad K = 10^{\frac{2 \cdot 0,47}{0,059}} = 8,55 \cdot 10^{15}.$$

El proceso inicial era según los potenciales de reducción dados $\text{Cu}^{2+} + \text{Pb} \Rightarrow \text{Cu} + \text{Pb}^{2+}$, pero una vez alcanzado el equilibrio se convierte en $\text{Cu}^{2+} + \text{Pb} \rightleftharpoons \text{Cu} + \text{Pb}^{2+}$, por lo que al añadirle unos cristallitos de sulfato de cobre(II), se desplazará hacia la derecha. Son correctas las propuestas a y b.



137*. En el montaje dado, se observa una pila entre una lámina de cobre sumergida en una disolución de sulfato de cobre(II), y otra de estaño inmersa en otra de cloruro de estaño. Teniendo en cuenta los potenciales normales de la tabla, podrás asegurar que:

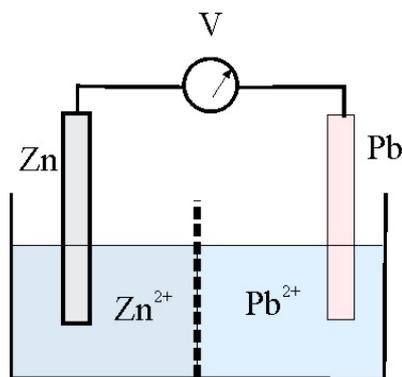
- La notación esquemática de la pila será en condiciones normales: $\text{Sn} / \text{Sn}^{2+} (1 \text{ M}) \parallel \text{Cu}^{2+} (1 \text{ M}) / \text{Cu}$
- La relación de las concentraciones de los iones en estas circunstancias será aproximadamente $2,7 \cdot 10^5$
- La relación anterior, cuando el voltímetro marque cero, será el doble
- La constante de equilibrio del sistema será $1,87 \cdot 10^{16}$

SOLUCIÓN

Con los valores de la tabla, se calcula la diferencia de potencial en las condiciones dadas: $0,34 - (-0,14) = 0,48 \text{ V}$. Por lo tanto, en el ánodo el Sn perderá 2 electrones, para convertirse en Sn^{2+} , en beneficio del Cu^{2+} , que al ganarlos en el cátodo, pasará a Cu. Por lo tanto la notación de la pila será: $\text{Sn} / \text{Sn}^{2+} (1 \text{ M}) \parallel \text{Cu}^{2+} (1 \text{ M}) / \text{Cu}$

$$\text{Como, se transfieren 2 electrones, y para un voltaje de } 0,32 \text{ V: } 0,32 = 0,48 - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}, \quad \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} = 2,65 \cdot 10^5;$$

Como en el equilibrio $0 = 0,48 - \frac{0,059}{2} \log K \quad K = 10^{\frac{2 \cdot 0,48}{0,059}} = 1,87 \cdot 10^{16}$, que equivale a la relación entre las concentraciones iónicas. Son correctas las propuestas a, b y d.



138. En el montaje dado, y con los datos de la tabla de potenciales, podrás asegurar que:

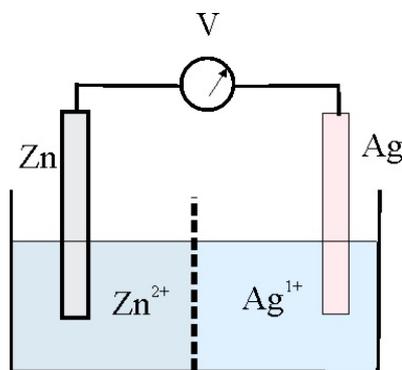
- El cátodo de la pila será la hemicelda de la izquierda
- La mayor energía libre liberada por la pila vale, -121kJ
- La relación de las concentraciones iónicas cuando la diferencia de potencial generada sea $0,2\text{V}$, es de $3,77 \cdot 10^{14}$
- La constante de equilibrio vale aproximadamente $2 \cdot 10^{21}$

SOLUCIÓN

Con los valores de la tabla, se calcula la diferencia de potencial en las condiciones dadas: $-0,13 - (-0,76) = 0,63\text{V}$. Por lo tanto, en el ánodo el Zn perderá 2 electrones, para convertirse en Zn^{2+} , en beneficio del Pb^{2+} , que al ganarlos en el cátodo, pasará a Pb. $\Delta G = -nFE = -2\text{mol} \cdot 96487 \frac{\text{C}}{\text{mol}} \cdot 0,63\text{V} = -121574\text{J} = -121,6\text{kJ}$

$$0,2 = 0,63 - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Pb}^{2+}]}, \quad \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Pb}^{2+}]} = 3,77 \cdot 10^{14};$$

Como en el equilibrio $0 = 0,63 - \frac{0,059}{2} \log K \quad K = 10^{\frac{2 \cdot 0,63}{0,059}} = 2,27 \cdot 10^{21}$, . Son correctas las propuestas b, c y d.



139. En el montaje dado y con los datos de la tabla de potenciales, podrás asegurar que:

- La plata oxida al cinc
- La diferencia de potencial en condiciones normales será $1,56\text{V}$
- La diferencia de potencial, si la concentración de cinc $2+$ aumenta mil veces y la de plata $1+$ disminuye mil veces, será $1,29\text{V}$
- La constante de equilibrio será aproximadamente $7 \cdot 10^{52}$

SOLUCIÓN

Con los valores de la tabla, se calcula la diferencia de potencial en las condiciones dadas: $0,8 - (-0,76) = 1,56\text{V}$. Por lo tanto, el Zn perderá 2 electrones, para convertirse en Zn^{2+} , en beneficio de la Ag^{1+} , que los ganará y será el oxidante

$$E = 1,56 - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Ag}^{1+}]^2} = 1,56 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1000}{(1/1000)^2} = 1,29\text{V}; \quad 0 = 1,56 - \frac{0,059}{2} \log K; \quad K = 10^{\frac{2 \cdot 1,56}{0,059}} = 7,6 \cdot 10^{52}. \text{ Todas}$$

son correctas.



140*. En el montaje dado, se observa una pila entre una lámina de Zn sumergida en una disolución de sulfato de cinc, y otra de estaño inmersa en otra de cloruro de estaño. Teniendo en cuenta los potenciales normales de la tabla, podrás asegurar que:

- La notación esquemática de la pila será: $\text{Sn} / \text{Sn}^{2+} (1\text{M}) \parallel \text{Zn}^{2+} (1\text{M}) / \text{Zn}$
- La relación de las concentraciones de los iones en estas circunstancias será aproximadamente $0,1$
- La relación anterior, cuando el voltímetro marque cero, será 1
- La constante de equilibrio del sistema será 10^{21}

SOLUCIÓN

Con los valores de la tabla, se calcula la diferencia de potencial en las condiciones dadas : $-0,14 - (-0,76) = 0,62\text{V}$. Por lo tanto, en el ánodo el Zn perderá 2 electrones, para convertirse en Zn^{2+} , en beneficio del Sn^{2+} , que al ganarlos en el cátodo, pasará a Sn. La notación dada

no es correcta. $0,65 = 0,62 - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Sn}^{2+}]}, \quad \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Sn}^{2+}]} = 0,096;$

Como en el equilibrio $0 = 0,62 - \frac{0,059}{2} \log K; \quad K = 10^{\frac{2 \cdot 0,62}{0,059}} = 1,04 \cdot 10^{21}$ que equivale a la relación entre las concentraciones iónicas. Son correctas las propuestas, b, y d.