



REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES

1. **PAU-16M_A**. Se lleva a cabo la electrolisis de una disolución acuosa de bromuro de sodio 1 M, haciendo pasar una corriente de 1,5 A durante 90 minutos.
- Ajuste las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo.
 - Justifique, sin hacer cálculos, cuál es la relación entre los volúmenes de gases desprendidos en cada electrodo, si se miden en iguales condiciones de presión y temperatura.
 - Calcule el volumen de gas desprendido en el cátodo, medido a 700 mm Hg y 30 °C.
- Datos. E° (V): $\text{Br}_2/\text{Br}^- = 1,07$; $\text{O}_2/\text{OH}^- = 0,40$; $\text{Na}^+/\text{Na} = -2,71$; $F = 96485 \text{ C}$. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

SOLUCIÓN

a) En la disolución hay H^+ y OH^- de la disociación del agua, además de Na^+ y Br^- de la disociación de la sal. Posibles oxidaciones (ánodo): $\text{OH}^-/\text{O}_2 = -0,40 \text{ V}$; $\text{Br}^-/\text{Br}_2 = -1,07 \text{ V}$; el proceso menos costoso es $4 \text{ OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O} + 4 \text{ e}^-$
Posibles reducciones (cátodo): $\text{H}^+/\text{H}_2 = 0,0 \text{ V}$; $\text{Na}^+/\text{Na} = -2,71 \text{ V}$; el proceso menos costoso es $2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2$

b) La reacción global es $4 \text{ OH}^- + 4 \text{ H}^+ \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O} + 2 \text{ H}_2$, que se puede simplificar a $2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{ H}_2$. Por lo tanto, en iguales condiciones de p y T, el volumen de H_2 desprendido es el doble del volumen de O_2 desprendido, dado que esta es la relación entre los moles de ambos.

c) En el cátodo se desprende H_2 . Moles $\text{H}_2 = \text{moles e}^- / 2 = I \cdot t / (2 \cdot F) = 1,5 \times 90 \times 60 / (2 \times 96485) = 0,042 \text{ mol}$; $V = nRT / p = 0,042 \times 0,082 \times (273 + 30) / (700 / 760) = 1,13 \text{ L}$.

2. **PAU-16M_B**. En medio ácido clorhídrico, el clorato de potasio reacciona con cloruro de hierro(II) para dar cloruro de hierro(III) y cloruro de potasio, entre otros.
- Escriba y ajuste la reacción molecular global.
 - Calcule la masa de agente oxidante sabiendo que para su reducción completa se emplean 40 mL de una disolución de cloruro de hierro(II) 2,5 M.
- Datos. Masas atómicas: O = 16,0; K = 39,0; Cl = 35,5
Sol: a) $\text{KClO}_3 + 6 \text{ FeCl}_2 + 6 \text{ HCl} \rightarrow \text{KCl} + 6 \text{ FeCl}_3 + 3 \text{ H}_2\text{O}$; b) 2,08 g de KClO_3
3. **PAU-15J_A**. Se preparan dos cubas electrolíticas conectadas en serie que contienen disoluciones acuosas, la primera con 1 L de nitrato de zinc 0,50 M y la segunda con 2 L de sulfato de aluminio 0,20 M.
- Formule las sales y escriba las reacciones que se producen en el cátodo de ambas cubetas electrolíticas con el paso de la corriente eléctrica.
 - Sabiendo que en el cátodo de la segunda se han depositado 5,0 g del metal correspondiente tras 1 h, calcule la intensidad de corriente que atraviesa las dos cubas.
 - Calcule los gramos de metal depositados en el cátodo de la primera cubeta en el mismo periodo de tiempo.
 - Transcurrido dicho tiempo, ¿cuántos moles de cada catión permanecen en disolución? Datos. $F = 96485 \text{ C}$. Masas atómicas: Al = 27,0; Zn = 65,4.
4. **PAU-15J_B**. Ajuste las siguientes reacciones redox en sus formas iónica y molecular, especificando en cada caso cuáles son las semirreacciones de oxidación y reducción:
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HI} \rightarrow \text{KI} + \text{CrI}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. **PAU-15S_A**. Una disolución de ácido nítrico concentrado oxida al zinc metálico, obteniéndose nitrato de amonio y nitrato de cinc.
- Ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción de este proceso, y la reacción molecular global.
 - Calcule la masa de nitrato de amonio producida si se parte de 13,08 g de Zn y 100 mL de ácido nítrico comercial, que posee un 68% en masa de ácido nítrico y una densidad de 1,12 g·mL⁻¹.
- Datos. Masas atómicas: H = 1,0; N = 14,0; O = 16,0; Zn = 65,4.
6. **PAU-15S_B**. El permanganato de potasio actúa como oxidante en medio ácido, dando como producto Mn^{2+} . Por el contrario, como oxidante en medio básico el permanganato de potasio da como producto MnO_2 .
- Ajuste las semirreacciones del anión permanganato como oxidante en medio ácido y en medio básico.
 - Razone el medio necesario (ácido o básico) si se quiere usar permanganato de potasio para oxidar una barra de plata
 - De acuerdo con los resultados del apartado anterior, calcule qué volumen de una disolución de permanganato de potasio 0,2 M es necesario para oxidar 10,8 g de plata metálica.
- Datos. E° (V): $\text{Ag}^+/\text{Ag} = 0,80$; $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 1,51$; $\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2 = 0,59$. Masa atómica Ag = 108.

7. PAU-15M_A. Justifique si estas afirmaciones son verdaderas o falsas:
- En la reacción $S + O_2 \rightarrow SO_2$, el oxígeno es el reductor.
 - En el HClO el estado de oxidación del Cl es -1 .
 - Una pila formada por los pares redox Cu^{2+}/Cu ($E^\circ = 0,34$ V) y Ag^+/Ag ($E^\circ = 0,80$ V) tiene un potencial de $0,46$ V
 - A partir de los potenciales de reducción: $E^\circ (Fe^{3+}/Fe) = -0,04$ V; $E^\circ (Zn^{2+}/Zn) = -0,76$ V, se deduce que el proceso redox que se produce con esos dos electrodos viene dado por la reacción $2Fe^{3+} + 3Zn \rightarrow 2Fe + 3Zn^{2+}$
8. PAU-15M_B. Dada la siguiente reacción sin ajustar: $K_2Cr_2O_7 + KCl + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Cl_2 + H_2O + K_2SO_4$,
- Indique el estado de oxidación del cromo y del cloro en las dos especies químicas en las que participa cada uno de ellos. Indique la especie que se oxida y la que se reduce, la especie reductora y la especie oxidante.
 - Ajuste las semirreacciones que tienen lugar y la reacción molecular global.
 - Calcule la cantidad máxima (en moles) de Cl_2 que se puede obtener a partir de 2 moles de KCl.

SOLUCIÓN

- a) Estados de oxidación: $K_2Cr_2O_7$: Cr = $+6$; $Cr_2(SO_4)_3$: Cr = $+3$; KCl: Cl = -1 ; Cl_2 : Cl = 0 .
Se oxida KCl y es la especie reductora. Se reduce $K_2Cr_2O_7$ y es la especie oxidante.
- b) Semirreacción reducción: $1 \times (Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O)$
Semirreacción oxidación: $3 \times (2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-)$
Reacción iónica global: $Cr_2O_7^{2-} + 6Cl^- + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3Cl_2 + 7H_2O$
Reacción molecular global: $K_2Cr_2O_7 + 6KCl + 7H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3Cl_2 + 7H_2O + 4K_2SO_4$
- c) moles de $Cl_2 = (3 / 6) \times$ moles KCl = 1 mol.

9. PAU-14J_A. Se dispone de dos barras metálicas, una de plata y otra de cadmio, y de 100 mL de sendas disoluciones de sus correspondientes nitratos, con concentración $0,1$ M para cada una de ellas.
- Justifique qué barra metálica habría que introducir en qué disolución para que se produzca una reacción espontánea.
 - Ajuste la reacción molecular global que tiene lugar de forma espontánea, y calcule su potencial.
 - Si esa reacción está desplazada del todo hacia productos, halle la masa del metal depositado al término de ésta. Datos. $E^\circ (V)$: $Ag^+ / Ag = 0,80$; $Cd^{2+} / Cd = -0,40$ V. Masas atómicas: Ag = 108; Cd = 112.
10. PAU-14M_A. A 30 mL de una disolución de $CuSO_4$ $0,1$ M se le añade aluminio metálico en exceso.
- Escriba y ajuste las semirreacciones de reducción y oxidación e indique el comportamiento oxidante o reductor de las especies que intervienen.
 - Calcule E^0 y justifique si la reacción es o no espontánea.
 - Determine la masa de aluminio necesaria para que se consuma todo el sulfato de cobre. Datos. $E^0 (Cu^{2+}/Cu) = 0,34$ V; $E^0 (Al^{3+}/Al) = -1,69$ V. masa atómica: Al = 27,0

11. PAU-14S_A. Se lleva a cabo la electrolisis de $ZnBr_2$ fundido.
- Escriba y ajuste las semirreacciones que tienen lugar en el cátodo y en el ánodo.
 - Calcule cuánto tiempo tardará en depositarse 1 g de Zn si la corriente es de 10 A.
 - Si se utiliza la misma intensidad de corriente en la electrolisis de una sal fundida de vanadio y se depositan 3,8 g de este metal en 1 hora, ¿cuál será la carga del ion vanadio en esta sal? Datos. $F = 96485$ C. Masas atómicas: V = 50,9; Zn = 65,4.

SOLUCIÓN

- a) • Ánodo: $2Br^- \rightarrow Br_2 + 2e^-$
• Cátodo: $Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$
- b) la relación entre la masa de zinc depositada y el número de moles de electrones que atraviesan el sistema (cuba electrolítica)
- $$t = \frac{2 \cdot m(Zn) \cdot F}{M(Zn) \cdot I} = \frac{2 \cdot 1(g) \cdot 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}}{65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 10 \text{ C} \cdot \text{s}^{-1}} = 295 \text{ s}$$
- c) La reacción de reducción del catión vanadio es:
- $$n = \frac{I \cdot t \cdot M(V)}{F \cdot m(V)} \quad n = \frac{10 \text{ C} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 3600 \text{ s} \cdot 50,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 3,8 \text{ g}} = 5 \quad V^{5+}$$
- $V^{n+} + n e^- \rightarrow V$

12. PAU-14S_B. Ajuste las siguientes reacciones redox y justifique si son espontáneas:



Datos. $E^\circ (V)$: $Cr^{3+}/Cr = -0,74$; $Cu^{2+}/Cu = 0,34$; $Cd^{2+}/Cd = -0,40$; $Cl_2/Cl^- = 1,36$.

13. PAU-14J_B. Se lleva a cabo la valoración de 100 mL de una disolución de peróxido de hidrógeno con una disolución de permanganato de potasio de concentración $0,1$ M, obteniéndose $MnCl_2$, O_2 y KCl. La reacción se lleva a cabo en medio ácido clorhídrico y se consumen 23 mL de la disolución de permanganato de potasio.
- Indique el estado de oxidación del manganeso en el ion permanganato y en el dicloruro de manganeso, y del oxígeno en el peróxido de hidrógeno y en el oxígeno molecular. Indique la especie que se oxida y la que se reduce. Indique la especie reductora y la especie oxidante.
 - Formule y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción, y la reacción molecular global.
 - Calcule la concentración molar del peróxido de hidrógeno empleado.
 - Halle el volumen de oxígeno desprendido, medido a 700 mm Hg y $30^\circ C$. Dato. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1}$

14. PAU-13JA. Cuando se introduce una barra de Zn en una disolución acuosa de HCl se observa la disolución de la barra y el desprendimiento de burbujas de gas. En cambio, cuando se introduce una barra de plata en una disolución de HCl no se observa ninguna reacción. A partir de estas observaciones:

- Razone qué gas se está desprendiendo en el primer experimento.
- Justifique qué signo tendrán los potenciales $E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$ y $E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag})$.
- Justifique si se produce reacción cuando se introduce una barra de Zn en una disolución acuosa de AgCl.

15. PAU-13JB. El sulfuro de cobre (II) reacciona con ácido nítrico, en un proceso en el que se obtiene azufre sólido, monóxido de nitrógeno, nitrato de cobre (II) y agua.

- Formule y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción, e indica los reactivos oxidante y reductor.
- Formule y ajuste la reacción molecular global.
- Calcule la molaridad de una disolución de ácido nítrico del 65% de riqueza en peso y densidad $1,4 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$.
- Calcule qué masa de sulfuro de cobre (II) se necesitará para que reaccione completamente con 90 mL de la disolución de ácido nítrico del apartado anterior.

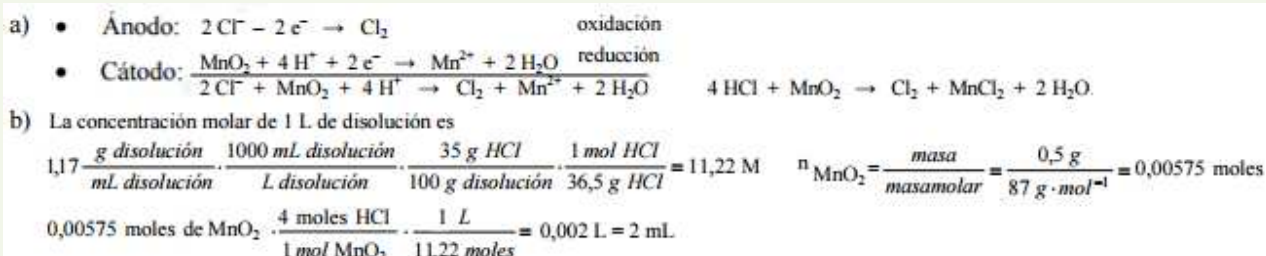
Datos. Masas atómicas: H = 1,0; N = 14,0; O = 16,0; S = 32,0 y Cu = 63,5.

16. PAU-13SA. El ácido clorhídrico concentrado reacciona con el dióxido de manganeso produciendo cloro molecular, dicloruro de manganeso y agua.

- Ajuste las semirreacciones iónicas y la reacción molecular global que tienen lugar.
- Calcule el volumen de ácido clorhídrico, del 35% en masa y densidad $1,17 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, necesario para hacer reaccionar completamente 0,5 g de dióxido de manganeso.

Datos. Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; Cl = 35,5 y Mn = 55,0.

SOLUCIÓN



17. PAU-13SB. Para llevar a cabo los procesos indicados en los apartados a) y b) se dispone de cloro y de yodo moleculares. Explique cuál de estas dos sustancias se podría utilizar en cada caso, qué semirreacciones tendrían lugar, la reacción global y cuál sería el potencial de las reacciones para:

- Obtener Ag^{+} a partir de Ag.
- Obtener Br_2 a partir de Br^{-} .

Datos: $E^{\circ}(\text{Cl}_2/\text{Cl}^{-}) = 1,36 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Br}_2/\text{Br}^{-}) = 1,06 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{I}_2/\text{I}^{-}) = 0,53 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$.

18. PAU-13MA. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando su respuesta:

- La reacción redox entre el Sn y el Pb^{2+} es espontánea.
- El Sn se oxida espontáneamente en medio ácido.
- La reducción del Pb^{2+} con sodio metálico tiene un potencial $E = 0,125 - 2 \cdot (-2,713) = 5,551 \text{ V}$.
- La reducción del Sn^{2+} con sodio metálico tiene un potencial $E = -0,137 - (-2,713) = 2,576 \text{ V}$.

Datos. Potenciales normales de reducción (V): $(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,137$; $(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = +0,125$; $(\text{Na}^{+}/\text{Na}) = -2,713$

Sol: a) Verdadero b) Verdadero c) Falso d) Verdadero

19. PAU-13MB. A 30 mL de una disolución de CuSO_4 0,1 M se le añade polvo de hierro en exceso.

- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción e indique el comportamiento oxidante o reductor de las especies que intervienen.
- Calcule E° y justifique si la reacción es o no espontánea.
- Determine la masa de hierro necesaria para llevar a cabo esta reacción.

Datos. $E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}) = -0,04 \text{ V}$; Masa atómica Fe = 56

Sol: a) oxidante (Cu) reductor (Fe) b) $E^{\circ} = 0,38 \text{ V}$ c) 0,112 g de Fe

20. PAU-12MA. S A partir de los potenciales que se dan en los datos, justifique:

- La pareja de electrodos con la que se construirá la pila galvánica con mayor potencial. Calcule su valor.
- Las semirreacciones del ánodo y el cátodo de la pila del apartado anterior.
- La pareja de electrodos con la que se construirá la pila galvánica con menor potencial. Calcule su valor.
- Las semirreacciones del ánodo y el cátodo de la pila del apartado anterior.

Datos. $E^{\circ}(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Pt}^{2+}/\text{Pt}) = 1,20 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,79 \text{ V}$

Sol: a) Pt^{2+}/Pt y Al^{3+}/Al $E^{\circ} = 2,99 \text{ V}$ b) ánodo: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^{-}$ cátodo: $\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Pt}$ c) Sn^{2+}/Sn y Cu^{2+}/Cu $E^{\circ} = 0,48 \text{ V}$ d) ánodo: $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^{-}$ cátodo: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}$

- 21. PAU-12M_B.** Se requieren 2 g de una disolución acuosa comercial de peróxido de hidrógeno para reaccionar totalmente con 15 mL de una disolución de permanganato de potasio (KMnO₄) 0,2 M, en presencia de cantidad suficiente de ácido sulfúrico, observándose el desprendimiento de oxígeno molecular, a la vez que se forma sulfato de manganeso (II).
- Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción y la reacción molecular global del proceso.
 - Calcule la riqueza en peso de la disolución comercial de peróxido de hidrógeno, y el volumen de oxígeno desprendido, medido a 27°C y una presión de 700 mm Hg.
- Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; O = 16.
- Sol: a) $2 \text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$ b) 12,75% masa; 0,2 L de O₂*
- 22. PAU-12J_A.** A partir de los valores de los potenciales estándar proporcionados en este enunciado, razone si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa:
- Cuando se introduce una barra de cobre en una disolución de nitrato de plata, se recubre de plata.
 - Los iones Zn²⁺ reaccionan espontáneamente con los iones Pb²⁺, al ser positivo el potencial resultante.
 - Cuando se introduce una disolución de Cu²⁺ en un recipiente de plomo, se produce una reacción química.
 - Cuando se fabrica una pila con los sistemas Ag⁺/Ag y Zn²⁺/Zn, el ánodo es el electrodo de plata.
- Datos. $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,14 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$
- Sol: a) V, la plata oxida al Cu; b) F, el Pb²⁺ oxida al Zn; c) V, el cobre oxida al Pb; d) F, la plata oxida al Zn*
- 23. PAU-12J_B.** Se quiere recubrir la superficie superior de una pieza metálica rectangular de 3 cm × 4 cm con una capa de níquel de 0,2 mm de espesor realizando la electrolisis de una sal de Ni²⁺.
- Escriba la semirreacción que se produce en el cátodo.
 - Calcule la cantidad de níquel que debe depositarse.
 - Calcule el tiempo que debe transcurrir cuando se aplica una corriente de 3 A.
- Datos. Densidad del níquel = 8,9 g·cm⁻³; F = 96485 C; Masa atómica Ni = 58,7.
- Sol: a) $\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Zn}$; b) 2,136 g de Ni = 0,0364 mol de Ni; c) 2341 s*
- 24. PAU-12S_B.** Ajuste las siguientes reacciones iónicas redox. Indique para cada caso el agente oxidante y el reductor
- $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Br}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{MnO}_4^- + \text{Sn}^{+2} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Sn}^{4+} + \text{H}_2\text{O}$
- Sol: a) $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{Br}^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ oxidante (H₂O₂) reductor (Br⁻); b) $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{Sn}^{+2} + 16 \text{H}^+ \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5 \text{Sn}^{4+} + 8 \text{H}_2\text{O}$ oxidante (MnO₄⁻) reductor (Sn²⁺)*
- 25. PAU-11M_A.** Con los datos de potenciales normales de Cu²⁺/Cu y Zn²⁺/Zn, conteste razonadamente:
- ¿Se produce reacción si a una disolución acuosa de sulfato de zinc se le añade cobre metálico?
 - Si se quiere hacer una celda electrolítica con las dos especies del apartado anterior, ¿qué potencial mínimo habrá que aplicar?
 - Para la celda electrolítica del apartado b) ¿Cuáles serán el polo positivo, el negativo, el cátodo, el ánodo y qué tipo de semirreacción se produce en ellos?
 - ¿Qué sucederá si añadimos zinc metálico a una disolución de sulfato de cobre?
- Datos. $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$, $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$
- Sol: a) No, E^o < 0 b) 1,10 V c) (-) cátodo = reducción del Zn; (+) ánodo = oxidación Cu d) espontáneo E^o = 1,10 V*
- 26. PAU-11M_B.** El dicromato de potasio oxida al yoduro de sodio en medio ácido sulfúrico formándose, entre otros, sulfato de sodio, sulfato de potasio, sulfato de cromo (III) y yodo molecular.
- Formule las semirreacciones de oxidación y reducción.
 - Formule la reacción iónica y diga cuáles son las especies oxidante y reductora.
 - Formule la reacción molecular.
 - Si tenemos 120 mL de disolución de yoduro de sodio y se necesitan para su oxidación 100 mL de disolución de dicromato de potasio 0,2 M, ¿cuál es la molaridad de la disolución de yoduro de sodio?
- Sol: c) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6 \text{NaI} + 7 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3 \text{I}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$ d) 1 M*
- 27. PAU-11J_A.** Suponiendo una pila galvánica formada por un electrodo de Ag (s) sumergido en una disolución de AgNO₃ y un electrodo de Pb (s) sumergido en una disolución de Pb(NO₃)₂, indique:
- La reacción que tendrá lugar en el ánodo.
 - La reacción que tendrá lugar en el cátodo.
 - La reacción global.
 - El potencial de la pila.
- Datos. $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$.
- Sol: a) ánodo: $\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2e^-$; b) cátodo: $\text{Ag}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{Ag}$; c) $\text{Pb} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{Ag}$; d) E^o = 0,93 V*

28. PAU-11J_B. Se hace reaccionar completamente una muestra de dióxido de manganeso con ácido clorhídrico comercial, de una riqueza en peso del 38% y de densidad $1,18 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$, obteniéndose cloro gaseoso y Mn^{2+} .

- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción.
- Escriba la reacción molecular global que tiene lugar.
- ¿Cuál es la masa de la muestra de MnO_2 si se obtuvieron 7,3 L de gas cloro, medidos a 1 atm y 20°C ?
- ¿Qué volumen de ácido clorhídrico comercial se consume?

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{Cl} = 35,5$; $\text{Mn} = 55$.

Sol: b) $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ c) 26,43 g de MnO_2 ; d) 99 mL de HCl

29. PAU-11S_A. Se intenta oxidar cobre metálico ($\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$) por reacción con ácido nítrico, ácido sulfúrico y ácido clorhídrico. Considerando los potenciales indicados:

- Escriba y ajuste las semirreacciones de reducción de los tres ácidos.
- Halle E^0 para las reacciones de oxidación del cobre con los tres ácidos y justifique que solo una de ellas es espontánea.

Datos. $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^0(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ V}$; $E^0(\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2) = 0,17 \text{ V}$.

SOLUCIÓN

- $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ $E^0 = 0$ (el Cl^- no se reduce)
- Con ácido nítrico: $E^0 = 0,96 - 0,34 = 0,62 > 0$, espontánea.
Con ácido sulfúrico: $E^0 = 0,17 - 0,34 = -0,17 < 0$, no espontánea.
Con ácido clorhídrico: $E^0 = 0 - 0,34 = -0,34 < 0$, no espontánea.

30. PAU-11S_B. A 50 mL de una disolución ácida de MnO_4^- , 1,2 M se le añade un trozo de 14,7 g de $\text{Ni}(\text{s})$, obteniéndose Mn^{2+} y Ni^{2+} .

- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción, y la reacción iónica global.
- Justifique cuantitativamente que el MnO_4^- sea el reactivo limitante.
- Calcule la concentración final de iones Ni^{2+} y Mn^{2+} en disolución, si el volumen no ha variado.
- Determine la masa de Ni que queda sin reaccionar. Dato. Masa atómica Ni = 58,7.

Sol: a) $2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ + 5 \text{Ni} \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5\text{Ni}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$; b) $n_o \text{MnO}_4^- = 0,06$ $n_o \text{Ni} = 0,25$;
c) $[\text{Mn}^{2+}] = 1,2 \text{ M}$, $[\text{Ni}^{2+}] = 3 \text{ M}$; d) 5,87 g

31. PAU-10M_B. La electrólisis de una disolución acuosa de BiCl_3 en medio neutro origina $\text{Bi}(\text{s})$ y $\text{Cl}_2(\text{g})$.

- Escriba las semirreacciones iónicas en el cátodo y en el ánodo y la reacción global del proceso, y calcule el potencial estándar correspondiente a la reacción global.
- Calcule la masa de bismuto metálico y el volumen de cloro gaseoso, medido a 25°C y 1 atm, obtenidos al cabo de dos horas, cuando se aplica una corriente de 1,5 A.

Datos. $F = 96485 \text{ C/mol}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; masas atóm.: $\text{Cl} = 35,5$; $\text{Bi} = 209$; $E^0(\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}) = 0,29 \text{ v}$; $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ v}$

Sol: a) cátodo: $\text{Bi}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Bi}$ ánodo: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$; b) 7,73 g de Bi y 1,37 L de Cl_2

32. PAU-10J_{GA} Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- En una pila galvánica, la reacción de reducción tiene lugar en el ánodo.
- En la pila Daniell, la reducción de los cationes Cu^{2+} tiene lugar en el polo positivo de la pila.
- En una pila galvánica, el polo negativo recibe el nombre de cátodo.
- En la pila Daniell, la oxidación del Zn tiene lugar en el ánodo.

33. PAU-10J_{GB}. Se realiza la electrólisis de CaCl_2 fundido.

- Formule las semirreacciones que se producen en el cátodo y en el ánodo.
- ¿qué volumen de cloro, medido a 0°C y 1 atm, se obtiene haciendo pasar una corriente de 12 A durante 8 h?
- ¿Durante cuántas horas debe estar conectada la corriente de 12 A para obtener 20 gramos de calcio?

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $F = 96485 \text{ C}$; Masa atómica $\text{Ca} = 40$

Sol: a) ánodo: oxidación Cl^- cátodo: reducción Ca^{2+} ; b) 40,1 L de Cl_2 ; c) 2,23 h

34. PAU-10J_{EA}. Para los pares redox: Cl_2/Cl^- , I_2/I^- y $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$:

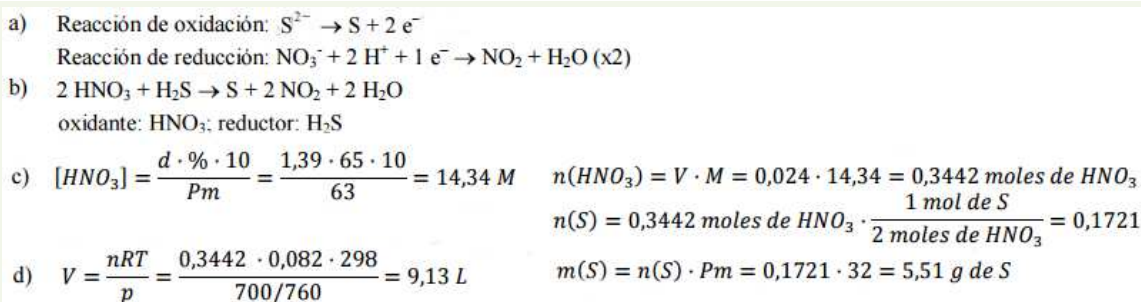
- Indique los agentes oxidantes y reductores en cada caso.
- Justifique si se producirá una reacción redox espontánea al mezclar Cl_2 con una disolución de KI.
- Justifique si se producirá una reacción espontánea al mezclar I_2 con una disolución que contiene Fe^{2+} .
- Para la reacción redox espontánea de los apartados b) y c), ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción y la reacción iónica global.

Datos. $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$; $E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,53 \text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$.

Sol: a) oxidante: Cl_2 reductor: I^- ; b) $E^0 > 0$ si se produce; c) $E^0 < 0$ no se produce; d) $2\text{I}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{Cl}^-$

- 35. PAU-10J_{EB}.** Al mezclar sulfuro de hidrógeno con ácido nítrico se forma azufre, dióxido de nitrógeno y agua.
- Formule las semirreacciones de oxidación y reducción.
 - Formule la reacción molecular global indicando las especies oxidante y reductora.
 - ¿Cuántos gramos de azufre se obtendrán a partir de 24 cm³ de ácido nítrico comercial de 65 % en masa y densidad 1,39 g·cm⁻³?
 - Calcule el volumen de dióxido de nitrógeno que se obtiene, medido a 700 mm de Hg y 25°C
- Datos: R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹; masas moleculares: H = 1; N = 14; O = 16; S = 32

SOLUCIÓN



- 36. PAU-10S_{GA}.** Dados los siguientes pares redox: Mg²⁺/Mg; Cl₂/Cl⁻; Al³⁺/Al; Ag⁺/Ag

- Escriba y ajuste las semirreacciones de reducción de cada uno de ellos.
- ¿Qué especie sería el oxidante más fuerte? Justifique su respuesta.
- ¿Qué especie sería el reductor más fuerte? Justifique su respuesta.
- ¿Podría el Cl₂ oxidar al Al³⁺? Justifique su respuesta.

Datos. E° (Mg²⁺/Mg) = -2,37 V; E° (Cl₂/Cl⁻) = 1,36 V; E° (Al³⁺/Al) = -1,66 V; E° (Ag⁺/Ag) = 0,80 V

Sol: a) $Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$; $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$; $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$; $Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag$ b) oxidante más fuerte, el Cl₂;
 c) reductor más fuerte, el Mg; d) No, no se puede oxidar más.

- 37. PAU-10S_{GB}.** En dos recipientes que contienen 100 mL de disolución 1 M de sulfato de zinc y de nitrato de plata, respectivamente, se introducen electrodos de cobre metálico. Si solo en uno de ellos se produce reacción:

- Calcule los potenciales estándar de las dos posibles reacciones y justifique cuál se produce de forma espontánea. Para el proceso espontáneo, indique la especie que se oxida y la que se reduce.
- Calcule qué masa de cobre ha reaccionado en el proceso espontáneo cuando se gasta todo el otro reactivo.

Datos. E° (Zn²⁺/Zn) = -0,76 V, E° (Cu²⁺/Cu) = 0,34 V, E° (Ag⁺/Ag) = 0,80 V; masa atómica Cu = 63,5

Sol: a) $E^\circ(Zn^{2+}/Zn) - E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = -1,1V$ (no espon) // $E^\circ(Ag^+/Ag) - E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = 0,46V$ (espon.); b) 3,175 g de Cu

- 38. PAU-10S_{EA}.** - El dicromato de potasio oxida al yoduro de sodio en medio ácido sulfúrico originándose, entre otros, sulfato de sodio, sulfato de cromo (III) y yodo.

- Formule las semirreacciones de oxidación y reducción.
- Formule la reacción iónica y diga cuáles son las especies oxidante y reductora.
- Formule la reacción molecular.
- Justifique si el dicromato de potasio oxidaría al cloruro de sodio.

Datos. E° (Cr₂O₇²⁻/Cr³⁺) = 1,33 V; E° (Cl₂/Cl⁻) = 1,36 V

Sol: c) $K_2Cr_2O_7 + 6 NaI + 7 H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3 Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 3 I_2 + 7 H_2O$; d) $E^\circ = -0,03$ no lo oxidaría

- 39. PAU-10S_{EB}.** El cadmio metálico reacciona con ácido nítrico concentrado produciendo monóxido de nitrógeno como uno de los productos de la reacción:

- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción, así como la ecuación molecular global.
- Calcule el potencial de la reacción y justifique si la reacción se produce de manera espontánea.
- ¿Qué volumen de ácido nítrico 12 M es necesario para consumir completamente 20,2 gramos de cadmio?

Datos. Masa atómica de Cd = 112; E° (Cd²⁺/Cd) = -0,40 V, E° (NO₃⁻/NO) = 0,96 V

SOLUCIÓN

