

Ejercicios de Entrenamiento

Nivel 1 - Serie 4

Ejercicio 1. Indica cuáles de las siguientes reacciones son redox y en caso afirmativo identifica a las sustancias que se oxidan y las que se reducen:

- $\text{CH}_3\text{Br}(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{ac}) + \text{Br}^-(\text{ac})$
- $\text{BrO}_3^-(\text{ac}) + 5 \text{Br}^-(\text{ac}) + 6 \text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow 3 \text{Br}_2(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $2 \text{F}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 4 \text{HF}(\text{ac}) + \text{O}_2(\text{g})$

R.: a) no es redox; b) se reduce bromato y se oxida el bromuro; c) se reduce el flúor y se oxida el agua.

Ejercicio 2. Balancea las ecuaciones siguientes e identifique a los agentes oxidantes y reductores. Todas ocurren en medio ácido:

- $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + \text{Cr}^{3+}(\text{ac})$.
- $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ac}) + \text{MnO}_4^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + \text{CH}_3\text{COOH}(\text{ac})$.
- $\text{I}^-(\text{ac}) + \text{NO}_3^-(\text{ac}) \rightarrow \text{I}_2(\text{ac}) + \text{NO}(\text{g})$.

Ejercicio 3. a) Calcula la concentración de los iones H_3O^+ , OH^- , NH_3 y K^+ en una solución 0,010 M de $\text{KNH}_2(\text{ac})$ a 25°C ($K_w = 1,00 \times 10^{-14}$). En agua, el ion NH_2^- actúa como una base fuerte.

b) ¿Cuál será el pH de la solución indicada en a) a 60°C ($K_w = 9,55 \times 10^{-14}$ a dicha temperatura)?

R.: a) $[\text{OH}^-] = [\text{NH}_3] = [\text{K}^+] = 0,010 \text{ M}$.

Ejercicio 4. El valor de K_w para el agua a la temperatura normal del cuerpo humano (37°C) es $2,5 \times 10^{-14}$. ¿Cuál es el pH del agua neutra a 37°C ? ¿Cuál es el valor de la concentración de iones OH^- y el pOH del agua neutra a 37°C ?

R.: $\text{pH} = \text{pOH} = 6,80$.

Ejercicio 5. Calcula el pH y el pOH de cada una de las siguientes soluciones acuosas de ácidos o bases fuertes: a) HNO_3 0,010 M; b) HCl 0,22 M; c) 10,0 mL de KOH 0,022 M luego de haber sido diluidos hasta 250 mL; d) 50,0 mL de HBr 0,00043 M luego de haber sido diluidos hasta 250 mL.

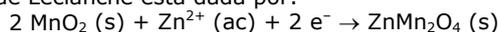
R.: pH's: a) 2,00; b) 0,66; c) 10,94; d) 4,07.

Ejercicio 6. a) El pH de una solución es 6,7. Sólo con esta afirmación, ¿se puede concluir que la solución es ácida? Si no, ¿qué información adicional se necesita?

b) ¿Cuál(es) de las siguientes afirmaciones concierne(n) a una solución 0,10 M de un ácido débil HA es/son cierta(s)? a) el pH es 1,00; b) $[\text{H}^+] > [\text{A}^-]$; c) $[\text{H}^+] = [\text{A}^-]$; d) el pH es menor que 1.

Ejercicio 7. a) Un reproductor de casetes portátil típico utiliza una corriente de 150 mA. Calcula la cantidad de electrones (expresada en moles) que las pilas necesitan generar para que funcione durante una hora.

b) La reacción catódica en la celda de Leclanché está dada por:



Si dicha celda produce una corriente de 5,00 mA, calcula cuántas horas durará esta corriente si inicialmente hay 4,00 g de MnO_2 en la celda y exceso de iones zinc.

R.: a) 0,0056 mol; b) 250 horas.

Ejercicio 8. Una solución acidificada se electrolizó usando electrodos de cobre. Una corriente constante de 1,18 A provocó que el ánodo perdiera 0,584 g después de $1,52 \times 10^3 \text{ s}$. a) ¿Cuál es el gas producido en el cátodo y cuál es su volumen en condiciones estándar de temperatura y presión? b) Dado que la carga de un electrón es de $1,6022 \times 10^{-19} \text{ C}$, calcula el número de Avogadro. Supón que el Cu se oxida a iones Cu^{2+} .

Ejercicio 9. Indica si las siguientes ecuaciones balanceadas implican procesos redox. De ser así, identifica los elementos que sufren cambios en sus estados de oxidación:

- $2 \text{OH}^-(\text{ac}) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) \rightarrow 2 \text{CrO}_4^{2-}(\text{ac}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $3 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{HNO}_3(\text{l}) + \text{NO}(\text{g})$
- $\text{PBr}_3(\text{l}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3(\text{ac}) + 3 \text{HBr}(\text{ac})$
- $2 \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + 2 \text{NaBr}(\text{s}) \rightarrow \text{Br}_2(\text{l}) + \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Ejercicio 10. Balancea las ecuaciones siguientes que ocurren en medio ácido:

- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) + \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{HCOOH}(\text{ac}) + \text{Cr}^{3+}(\text{ac})$
- $\text{MnO}_4^-(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
- $\text{As}(\text{s}) + \text{ClO}_3^-(\text{ac}) \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3(\text{ac}) + \text{HClO}(\text{ac})$

Ejercicio 11. (a) Calcula la masa de aluminio que se produce en 1,00 h por electrólisis de AlCl_3 fundido si la corriente eléctrica es de 10,0 A.

(b) La hemirreacción para la formación de Mg metálico por electrólisis de MgCl_2 fundido es $\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^0$. Calcula la masa de Mg que se forma al pasar una corriente de 60,0 A durante $4,00 \times 10^3 \text{ s}$.

R.: (a) 3,36 g; (b) 30,2 g

Ejercicio 12. (a) En la electrólisis de cloruro de sodio acuoso, ¿qué volumen (expresado en litros) de Cl_2 (g) en condiciones estándar de presión y temperatura generará una corriente de 7,50 A durante 100 min?
(b) ¿qué cantidad de NaOH (ac) (expresado en moles) se habrán formado en la solución en este período?

R.: (a) 5,22 L; (b) 0,466 mol

Ejercicio 13. Un acumulador de plomo de 12,0 V contiene 410 g de plomo en sus placas anódicas y una cantidad estequiométricamente equivalente de PbO_2 en las placas catódicas.
(a) ¿cuál es la cantidad máxima de carga (expresada en C) que puede producir sin que sea necesario recargarlo?
(b) ¿durante cuánto tiempo (expresado en horas) podría entregar el acumulador una corriente de 1,00 A suponiendo que ésta no decae durante la descarga?
(c) ¿cuál será el trabajo eléctrico máximo (expresado en kWh) que el acumulador puede efectuar?

R.: (a) $3,82 \times 10^5$ C; (b) 110 horas; (c) -1,3 kWh (<0, el sistema realiza trabajo)

Ejercicio 14. Calcula el pH de cada una de las soluciones de los siguientes ácidos fuertes: (a) HBr $1,8 \times 10^{-4}$ M; (b) 1,02 g de HNO_3 en 250 mL de solución acuosa; (c) una solución acuosa formada mezclando 10,0 mL de HBr 0,0100 M con 20,0 mL de HCl $2,50 \times 10^{-3}$ M.

R.: (a) pH = 3,74; (b) pH = 1,19; (c) pH = 2,30.

Ejercicio 15. Calcula el pH de las siguientes soluciones de bases fuertes: (a) $\text{Sr}(\text{OH})_2$ $3,50 \times 10^{-4}$ M; (b) 1,50 de LiOH en 250 mL de solución acuosa; (c) 1,00 mL de NaOH 0,095 M diluido a 2,00 L; (d) una solución acuosa formada mezclando 10,0 mL de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,0150 M con 30,0 mL de NaOH $6,80 \times 10^{-3}$ M.

R.: (a) pH = 10,8; (b) pH = 13,4; (c) pH = 9,68; (d) pH = 12,1.

Ejercicio 16. Una masa de 5,00 g de un ácido diprótico se disolvió en agua y se llevó exactamente a 250 mL. Calcula la masa molar del ácido si 25,0 mL de esta solución consumieron 11,1 mL de KOH 1,00 M para su neutralización. Supón que se titularon los dos protones del ácido.

R.: $90,1 \text{ g mol}^{-1}$

Ejercicio 17. (a) El pH de una solución 0,0642 M de un ácido monoprótico es 3,86. ¿Se trata de un ácido fuerte?
(b) Sean HA y HB dos ácidos débiles, aunque HB es el más fuerte de los dos. ¿Será necesario un mayor volumen de solución 0,100 M de NaOH para neutralizar 50,0 mL de HB 0,100 M que para neutralizar 50,0 mL de HA 0,100 M?

R.: (a) No; (b) No.

Ejercicio 18. Escribe ecuaciones balanceadas, indicando cuál es la especie oxidante, para las siguientes reacciones descritas con palabras:

- (a) el carbono reacciona con ácido nítrico concentrado obteniéndose dióxido de carbono y agua;
- (b) el sodio reacciona con agua obteniéndose hidróxido de sodio e hidrógeno gaseoso;
- (c) el zinc reacciona con solución acuosa de hidróxido de sodio obteniéndose tetrahidroxocincato de sodio e hidrógeno gaseoso. La fórmula del ion tetrahidroxocincato es $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$.

Ejercicio 19. Balancea las ecuaciones iónicas siguientes, que ocurren en medio ácido:

- (a) $\text{Br}_2 (\ell) + \text{SO}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{Br}^- (\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{ac})$
- (b) $\text{Cu} (\text{s}) + \text{NO}_3^- (\text{ac}) \rightarrow \text{Cu}^{2+} (\text{ac}) + \text{NO}_2 (\text{g})$
- (c) $\text{PbO}_2 (\text{s}) + \text{Cl}^- (\text{ac}) \rightarrow \text{PbCl}_2 (\text{s}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$
- (d) $\text{Zn} (\text{s}) + \text{NO}_3^- (\text{ac}) \rightarrow \text{Zn}^{2+} (\text{ac}) + \text{N}_2 (\text{g})$
- (e) $\text{P}_4 (\text{s}) + \text{NO}_3^- (\text{ac}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 (\text{ac}) + \text{NO} (\text{g})$

Ejercicio 20. Supón que se electrolizan 250 mL de solución acuosa de CuCl_2 0,333 M.

- (a) ¿Cuánto tiempo tendrá que pasar una corriente de 0,75 A para reducir la concentración de Cu^{2+} hasta un valor de 0,167 M?
- (b) ¿Qué masa de Cu (s) se depositará en el cátodo durante ese tiempo?

R.: (a) $1,07 \times 10^4 \text{ s} \approx 2,97 \text{ h}$; (b) 2,64 g de Cu (s)

Ejercicio 21. Tres celdas electrolíticas se conectaron en serie, esto es, por las tres pasó la misma cantidad de corriente, una tras otra. En la primera celda, se oxidó 1,00 g de Cd (s) a Cd^{2+} ; en la segunda se redujo Ag^+ a Ag (s) y en la tercera, se oxidó Fe^{2+} a Fe^{3+} .

- (a) Halla el número de faradays que pasaron por el circuito.
- (b) ¿Qué masa (expresada en gramos) de Ag se depositó en la segunda celda?
- (c) ¿Qué masa (expresada en gramos) de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ se pudo recuperar de la solución acuosa de la tercera celda?

R.: (a) 0,0178 f ; (b) 1,92 g de Ag; (c) 4,31 g de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

Ejercicio 22. ¿Cuál es la carga de un ion estaño si 7,42 g de estaño metálico se electrodepositan por el paso de 24.125 C a través de la solución acuosa que contiene al ion?

Ejercicio 23. Una muestra de 25,0 mL de HNO₃ 0,125 M se valora con NaOH 0,100 M. Calcula el pH de la solución (a) antes de la adición de NaOH y después de la adición de (b) 5,0 mL; (c) 12,5 mL; (d) 25,0 mL; (e) 31,25 mL y (f) 37,5 mL de NaOH.

R.: (a) 0,903; (b) 1,06; (c) 1,300; (d) 1,900; (e) 7; (f) 12,00

Ejercicio 24. (a) ¿Por qué las sales solubles de bases fuertes y ácidos débiles dan soluciones acuosas básicas? Justifica tu respuesta mostrando las reacciones que ocurren al disolver hipoclorito de sodio (NaClO) en agua.

(b) ¿Qué determina que las soluciones obtenidas por disolución de sales de ácidos y bases débiles sean neutras, ácidas o básicas? Clasifica las disoluciones de las siguientes sales como ácidas o básicas: (i) NH₄F; (ii) CH₃NH₃OI.

Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$; $K_a(\text{HF}) = 7,2 \times 10^{-4}$; $K_b(\text{CH}_3\text{NH}_2) = 5,0 \times 10^{-4}$; $K_a(\text{HOI}) = 2,3 \times 10^{-11}$.

Ejercicio 25. (a) Se midió el pH de una solución 0,10 M de HClO₂ obteniéndose el valor 1,57. ¿Se trata de un ácido fuerte o de un ácido débil? ¿Cuál es el porcentaje de ionización del ácido en dicha solución?

(b) ¿Y cuál es el porcentaje de ionización de dicho ácido en una solución 0,010 M, cuyo pH es 2,21?

Explica los resultados obtenidos en (a) y (b).

R.: (a) es un ácido débil que está ionizado un 26,9 % en dichas condiciones; (b) está ionizado un 61,7%

Ejercicio 26. Escribe ecuaciones balanceadas, indicando cuál es la especie oxidante, para las siguientes reacciones descritas con palabras:

(a) el hierro reacciona con ácido clorhídrico para formar cloruro de hierro(II) acuoso e hidrógeno gaseoso;

(b) el cromo reacciona con ácido sulfúrico para formar sulfato de cromo(III) e hidrógeno gaseoso;

(c) el estaño reacciona con ácido nítrico concentrado para formar óxido de estaño(IV), dióxido de nitrógeno y agua.

Ejercicio 27. Balancea las ecuaciones iónicas siguientes, que ocurren en medio ácido:

(a) $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ac}) + \text{MnO}_4^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + \text{O}_2(\text{g})$

(b) $\text{HgS}(\text{s}) + \text{Cl}^-(\text{ac}) + \text{NO}_3^-(\text{ac}) \rightarrow \text{HgCl}_4^{2-}(\text{ac}) + \text{NO}_2(\text{g}) + \text{S}(\text{s})$

(c) $\text{HBrO}(\text{ac}) \rightarrow \text{Br}^-(\text{ac}) + \text{O}_2(\text{g})$

(d) $\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{ClO}_3^-(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$

(e) $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{MnO}_4^-(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + \text{Mn}^{2+}(\text{ac})$

Ejercicio 28. (a) La carga total de electricidad requerida para obtener 15,54 g de un metal a partir de una solución acuosa de sus iones divalentes positivos es de 14475 C. ¿Cuál es el metal?

Ejercicio 29. Se pasa corriente a través de 500 mL de una solución acuosa de CaI₂. Tienen lugar las siguientes reacciones de electrodo:

ánodo: $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$

cátodo: $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$

Después de un tiempo, el análisis de la solución muestra que se han formado 47,7 mmol de I₂.

(a) ¿Cuánta carga (expresada en faradays) ha pasado por la solución?

(b) ¿Qué volumen de H₂ se ha formado (medido a 1,00 atm y 0 °C)?

(c) ¿Cuál es el pH de la solución?

R.: (a) 0,0954 faradays; (b) 1,07 L; (c) 13,3.

Ejercicio 30. Una celda electrolítica contiene 50,0 mL de solución acuosa de FeCl₃ 0,152 M. Se pasa una corriente de 0,775 A por la celda, originando deposición de Fe(s) en el cátodo. ¿Cuál es la concentración de Fe³⁺(ac) en la celda después de que ha pasado la corriente durante 20,0 min?

Ejercicio 31. Si mezclas un litro de solución acuosa de ácido clorhídrico (pH = 1,000) con nueve litros de solución acuosa de hidróxido de bario (pH = 11,000), ¿cuál será el pH de la solución resultante?

¿Debes preocuparte por considerar en tus cálculos el volumen de agua producido en la reacción ácido-base? ¿Por qué?

R.: 2,04.

Ejercicio 32. Elige la opción correcta, justificando brevemente tu razonamiento:

Si el valor de la K_a del ácido HZ es $7,2 \times 10^{-4}$, entonces resulta que:

(A) HZ se ioniza ampliamente en solución acuosa.

(B) el H₂O es una base más fuerte que Z⁻.

(C) HZ es un ácido más fuerte que H₃O⁺.

(D) una solución de NaZ debería ser neutra.

(E) debe formarse HZ al mezclar soluciones acuosas de NaZ y HCl.

Ejercicio 33. ¿Qué volumen de una solución acuosa de KOH 0,1000 M debería añadirse a 50,00 mL de una solución acuosa de ácido nítrico cuyo pH = 0,000, para que la mezcla final tenga un pH = 11,96? (supón que los volúmenes son aditivos).

R.: 555 mL.



Ejercicio 34. Un alumno mezcló una solución de permanganato de potasio con agua oxigenada en medio ácido y observó un cambio de color de violeta a incoloro y también la formación de burbujas. Plantear la reacción ocurrida, balancearla por el método del ión-electrón e indicar cuál es la sustancia oxidante.

Ejercicio 35. Una muestra de 10,0 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio se diluyó con agua hasta un volumen final de 300 mL. Con esta solución diluida se llenó una bureta, requiriéndose 12 mL para titular 10 mL de ácido clorhídrico 0,300 M.

- Indica cuál fue el factor de dilución de la base.
- Calcula la concentración y el pH de la solución de NaOH diluida.

Si el ejercicio hubiera tratado sobre una solución acuosa de hidróxido de amonio, ¿se habrían gastado más, menos o el mismo volumen en la titulación con HCl 0,300 M? Y el pH de la hipotética solución diluida de hidróxido de amonio, ¿hubiera sido mayor, igual o menor que el correspondiente a la solución diluida de hidróxido de sodio?

R: a) Dilución 1:30; b) $[\text{NaOH}]_{\text{dil}} = 0,250 \text{ M}$; $\text{pH} = 13,4$.

Ejercicio 36. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y justifica tu respuesta cualitativamente.

- Si dos soluciones ácidas de igual concentración tienen diferente pH, la que tiene mayor pH corresponde a un ácido de menor K_a .
- Si dos soluciones ácidas de igual concentración tienen diferente pOH, la que tiene mayor pOH corresponde a un ácido de menor K_a .

Ejercicio 37. 5,00 mL de ácido nítrico 6,30 %m/V se diluyeron con agua para obtener 100 mL de solución. Si desearas titular la solución ácida diluida con una monobase,

- ¿cuál de las siguientes concentraciones de monobase utilizarías para tal fin? ¿Por qué?
 - 1 M.
 - 0,05 M.
 - 0,5 M.
 - Ninguna de las anteriores es adecuada.
- ¿es importante saber si la monobase en cuestión debe ser un electrolito fuerte o débil?

R: a) opción 2).

Ejercicio 38. Una botella rotulada "NaOH 0,500 M" no se utiliza desde hace mucho tiempo. Como esta solución básica es inestable (¿por qué?), se valoró una alícuota para corroborar su concentración. Se tomaron entonces 10,0 mL de la base y se titularon con HCl 0,500 M, gastándose 9,00 mL de este último.

- ¿Es correcto el rótulo? Justifica tu respuesta.
- ¿Cómo obtendrías 200 mL de disolución exactamente 0,500 M a partir de la anterior? (Dispones de agua destilada y NaOH sólido y puedes suponer que cualquier agregado de sólido no modifica el volumen de solución).

R: a) Es incorrecto ya que la concentración es 0,450 M; b) Agregando 0,4 g de NaOH(s) a 200 mL de la solución anterior.

Ejercicio 39. Ajusta cada una de las siguientes ecuaciones químicas por el método del ión-electrón e identifica en cada una de ellas la especie que se oxida, la que se reduce, el oxidante y el reductor.

- Medio ácido:
$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) + \text{Sn}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Sn}^{4+}(\text{ac}) + \text{Cr}^{3+}(\text{ac})$$
$$\text{HClO}(\text{ac}) + \text{I}^{-}(\text{ac}) \rightarrow \text{I}_2(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g})$$
- Medio básico:
$$\text{MnO}_4^{-}(\text{ac}) + \text{SO}_3^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$$
$$\text{P}_4(\text{s}) \rightarrow \text{PH}_3(\text{g}) + \text{HPO}_3^{2-}(\text{ac})$$

Ejercicio 40. Una corriente de 0,500 A pasó a través de una solución de salmuera por 30,0 min.

- Escribe ecuaciones químicas que representen a las hemirreacciones que ocurrieron en cada electrodo y la ecuación que represente a la reacción global.
- ¿Qué volumen de $\text{Cl}_2(\text{g})$ se produjo en el ánodo a 25°C y 1 atm?

R: b) 0,114 L.

Ejercicio 41. ¿Qué intensidad deberá tener una corriente eléctrica capaz de depositar 12,6 g de oro en el cátodo de una celda de electrólisis pasando durante 2,5 horas por una solución acuosa de cianuro de oro(III)?

R.: 2,06 A.

Ejercicio 42. El ión NO_3^{-} puede eliminarse del agua con alcohol metílico, $\text{CH}_3\text{OH}(\text{ac})$, reaccionando para dar como productos $\text{N}_2(\text{g})$, $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ en medio ácido.

- Escribe la ecuación iónica total balanceada.
- Calcula el volumen de $\text{CO}_2(\text{g})$ producido a 1,00 atm y 0°C cuando 124,0 g de NO_3^{-} son reducidos por el CH_3OH .
- Calcula la cantidad de $\text{N}_2(\text{g})$ producida cuando es oxidado todo el alcohol presente en 150,0 mL de $\text{CH}_3\text{OH}(\text{ac})$ 0,0100 M.

R: b) 37,3 L; c) $9,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

Ejercicio 43. Se desea oxidar aluminio con dicromato de potasio en medio ácido.

- Plantea y balancea la ecuación que representa dicha reacción.
- Calcula el volumen de una solución 0,1667 M de dicromato de potasio necesarios para oxidar completamente 2,7 gramos de aluminio.

R: b) 300 mL

Ejercicio 44. a) ¿En cuál de estas transformaciones el cromo se reduce?

- $\text{CrO}_3 \rightarrow \text{CrOF}_3$
- $\text{Cr}^{3+} \rightarrow [\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$
- $2 [\text{CrO}_4]^{2-} \rightarrow [\text{Cr}_2\text{O}_7]^{2-}$
- $\text{Cr}^{3+} \rightarrow [\text{CrO}_4]^{2-}$

b) ¿En cuál de estas transformaciones el nitrógeno se reduce?

- $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
- $\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{NO}_2$
- $2 \text{NO}_3^- \rightarrow \text{N}_2\text{O}$
- $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^-$
- $2 \text{NO}_2^- \rightarrow \text{N}_2\text{O}$

Ejercicio 45. (a) Calcula el pH de una solución acuosa de ácido sulfúrico 0,01 mol L⁻¹ considerándolo en primera aproximación como un ácido dibásico fuerte.

(b) Sabiendo que el ácido sulfúrico es en realidad sólo moderadamente fuerte en su segunda ionización, ¿entre qué rango de valores estará el verdadero pH de la solución acuosa 0,01 mol L⁻¹? Expresa tu razonamiento de manera cualitativa.

R.: (a) pH = 1,69; (b) 1,69 < pH < 2,00.

Ejercicio 46. En la extracción de bromo del agua de mar mediante el uso de cloro,



primero el agua de mar se pone a pH 3,5 y después se la trata con Cl₂(g). En la práctica, el pH del agua de mar se ajusta con ácido sulfúrico y la masa de cloro utilizada es 15 % superior a la teórica.

Suponiendo una muestra de agua de mar con un pH inicial de 7,0, una densidad de 1,03 g mL⁻¹ y un contenido de bromo de 70 ppm en masa, ¿qué masas de ácido sulfúrico y de cloro deben utilizarse en la extracción de bromo de 1000 L de agua de mar?

R.: 15 g de H₂SO₄ y 37 g de Cl₂.

Ejercicio 47. 1,00 mL de una solución acuosa de NaOH neutraliza 0,450 g de solución acuosa de H₂SO₄ cuya fracción en masa es del 1,00 % ($w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,0100$, que es la forma recomendada por la IUPAC para expresar lo que conocemos como "concentración 1,00 % p/p").

(a) ¿Cuál es el pH de la solución acuosa de NaOH?

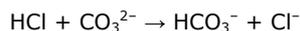
(b) ¿Qué masa de NaOH(s) al 90,0% de pureza debe añadirse a 1,50 L de la solución acuosa de NaOH para que ésta tenga una concentración 0,100 mol L⁻¹?

Supón que las impurezas del NaOH(s) son inertes y que el volumen de solución no se altera por el agregado del sólido.

R: (a) 12,96; (b) añadir 0,544 g de NaOH(s) a 1500 mL de la solución anterior.

Ejercicio 48. A fin de determinar el volumen de un reactor provisto de tuberías, se llenó el mismo con agua en la que se habían disuelto previamente 2,00 kg de carbonato de sodio. Se tomó entonces una alícuota de 500 mL de la solución introducida y se valoró con solución acuosa de HCl 1,20 mol L⁻¹, usando fenolftaleína como indicador. La valoración requirió 30,0 mL del ácido. Por otra parte, el agua utilizada para preparar la solución de carbonato de sodio consumió 0,60 mL del HCl(aq) 1,2 mol L⁻¹.

La reacción de neutralización en fase acuosa ocurrida al momento del viraje de la fenolftaleína puede representarse como:



¿Cuál resultó ser el volumen del reactor?

R.: V = 539 L.

Ejercicio 49. a) ¿Cuál es la reacción en el ánodo durante la electrólisis del sulfato de cobre(II) acuoso?: (i) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$; (ii) $2\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^-$; (iii) $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$; (iv) $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$; (v) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$.

b) ¿Qué masa de cobre se depositaría por la electrólisis del sulfato de cobre(II) acuoso al cabo de 12 h con una corriente de 2,0 A?

c) ¿Cuál es el producto que se genera en el ánodo durante la electrólisis del ioduro de cobre(II) acuoso?: (i) H₂; (ii) I₂; (iii) Cu; (iv) OH⁻; (v) H₂O.

R: a) (i); b) 28 g; c) (ii).

Ejercicio 50. Una celda electrolítica para obtener aluminio, opera a una corriente de $1,00 \times 10^5$ A y a un voltaje de 4,5 V. La eficiencia de la celda para producir una transformación química utilizando energía eléctrica es del 38 % (el resto de la energía eléctrica se disipa en la celda como energía térmica).

a) ¿Qué masa de aluminio puede producirse en esta celda en 8,00 h?

b) Si la energía eléctrica necesaria para hacer trabajar la celda se obtiene quemando carbón (85 % de carbono, cuya entalpía de combustión específica es de $32,8 \text{ kJ g}^{-1}$) en una planta térmica con una eficiencia del 35 %, ¿qué masa de carbón debe quemarse para obtener la masa de aluminio calculada en a)?

R.: a) 268 kg de Al; b) 1300 kg de carbón.

Ejercicio 51. a) Si se hace pasar una corriente de 1,0 A por una celda de Daniell durante 1,0 h, ¿cuántos electrones se han forzado a pasar por el circuito externo?

b) En la reacción de descarga de la celda de Daniell (ítem a), supón que la concentración inicial de iones cinc(II) era $0,100 \text{ mol L}^{-1}$ y concentración inicial de iones cobre(II) era $2,000 \text{ mol L}^{-1}$. Si el volumen de la solución que contiene a los iones cinc(II) fuera de 2,00 L, la concentración de éstos habrá: (i) disminuido en 5 %; (ii) aumentado en 19 %; (iii) aumentado en 13 %; (iv) disminuido en 0,1 %; (v) aumentado en 9 %.

c) Como resultado de la descarga del ítem a), la masa del cátodo:

(i) aumentó 1,2 g; (ii) aumentó 0,64 g; (iii) aumentó 2,4 g; (iv) disminuyó 1,2 g; (v) disminuyó 0,64 g.

R.: a) $2,2 \times 10^{22}$; b) (v); c) (i).

Ejercicio 52. Se trató una muestra de 100,0 mg de un metal puro M con un exceso de ácido sulfúrico diluido, produciéndose $\text{M}^{3+}(\text{aq})$ y 25,0 mL de hidrógeno gaseoso, recolectado en agua a $22,0 \text{ }^\circ\text{C}$ y $95,33 \text{ kPa}$. La presión de vapor del agua a $22,0 \text{ }^\circ\text{C}$ es $2,67 \text{ kPa}$. ¿Cuál es el símbolo químico del metal M?

R: Tb.

Ejercicio 53. a) ¿Cuál de las transformaciones siguientes requeriría un agente reductor?

- (A) $\text{H}_3\text{NOH}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$
- (B) $\text{H}_3\text{NOH}^+ \rightarrow \text{HNO}_2$
- (C) $\text{H}_2\text{NOH}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$
- (D) $\text{H}_3\text{NOH}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{NOH}$
- (E) ninguna de las anteriores

b) La reacción redox (*no equilibrada*) que sigue ocurre en una solución ácida:



¿Cuál de las afirmaciones siguientes es verdadera para esta reacción?:

- (A) Cl_2 es el agente reductor
- (B) MnO_4^- se oxida
- (C) Cl^- es el agente reductor
- (D) Cl^- se reduce
- (E) el número de oxidación de Mn se incrementa en 3 unidades

R.: a) C; b) C.

Ejercicio 54. El ácido caproico ($\text{HC}_6\text{H}_{11}\text{O}_2$, un ácido monoprótico) se encuentra en pequeñas cantidades en los cocos y aceites de palma y se lo utiliza en la fabricación de sabores artificiales. Una solución acuosa saturada de este ácido contiene 11,0 g/L y tiene $\text{pH} = 2,94$. ¿Se trata de un ácido fuerte?

R.: No, si la disociación fuera completa el pH sería 1,02.

Ejercicio 55. ¿Cuál será el pH de una solución que se obtiene al disolver 205 mL de $\text{HCl}(\text{g})$ medidos a $23 \text{ }^\circ\text{C}$ y 751 Torr en 4,25 L de solución acuosa?

R: 2,71.

Ejercicio 56. ¿Qué volumen de $\text{HCl}(\text{aq})$ concentrado (36 % en masa, $\rho = 1,18 \text{ g/mL}$) se necesitan para obtener 12,5 L de una solución acuosa con $\text{pH} = 2,10$?

R.: 8,5 mL.

Ejercicio 57. Muestra que cuando $[\text{H}_3\text{O}^+]$ se reduce a la mitad de su valor original, el pH de la solución aumenta en 0,30 unidades, *independientemente del valor inicial del pH*. ¿Es cierto también que cuando una solución se diluye hasta la mitad de su concentración original, el pH aumenta en 0,30 unidades? Justifica.

Ejercicio 58. Se mezclan 25,00 mL de una solución acuosa de HNO_3 con un $\text{pH} = 2,12$, con 25,00 mL de una solución acuosa de KOH con un $\text{pH} = 12,65$. ¿Cuál es el pH de la solución final?



Ejercicio 59. Se dispone de una celda electrolítica en la cual la hemicelda catódica tiene un electrodo de platino sumergido en una solución acuosa de AgNO_3 y la hemicelda anódica tiene un electrodo de platino sumergido en una solución acuosa de H_2SO_4 . Se lleva a cabo la electrólisis durante 2,00 h. El cátodo de platino, que tenía una masa inicial de 25,0782 g, pesó 25,8639 g luego de la electrólisis. El ánodo de platino no modificó su masa luego del proceso.

- (a) Escribe ecuaciones químicas para las hemirreacciones que tuvieron lugar en los dos electrodos.
(b) ¿Cuál debió ser la intensidad de la corriente utilizada, suponiendo que se mantuvo constante a lo largo del proceso?
(c) En el ánodo se recogió un producto gaseoso. ¿Cuál es este gas y qué volumen, medido después de seco a 23 °C y 755 Torr, debió ocupar?

Ejercicio 60. Supón que una batería de plomo totalmente cargada contiene 1,50 L de solución acuosa de H_2SO_4 5,00 mol/L. ¿Cuál será la concentración de la batería después de obtener una corriente de 2,50 A durante 6,0 h?

Ejercicio 61. (a) Calcula la $[\text{Cu}^{2+}]$ que queda en 425 mL de una solución que originalmente era 0,366 mol/L en CuSO_4 , después de pasar una corriente de 2,68 A durante 282 s y de depositarse Cu en el cátodo.
(b) Calcula el tiempo necesario para disminuir la $[\text{Ag}^+]$ desde 0,196 hasta 0,175 mol/L en 255 mL de $\text{AgNO}_3(\text{aq})$ por electrólisis de la solución con electrodos de Pt y una corriente de 1,84 A.

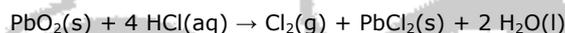
Ejercicio 62. Para las reacciones redox balanceadas que se muestran a continuación, identifica al agente oxidante y al agente reductor:

- (a) $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$
(b) $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
(c) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
(d) $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaBr} \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{Br}_2$

Ejercicio 63. (a) El ácido nítrico es un agente oxidante fuerte. ¿Cuál de las especies siguientes es la que tiene *menos* probabilidad de formarse cuando el ácido nítrico reacciona con un reductor fuerte como el zinc metálico?: N_2O , NO, NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5 , NH_4^+ . ¿Por qué?

(b) Uno de los óxidos siguientes no reaccionaría con O_2 : NO, N_2O , SO_2 , SO_3 , P_4O_6 . ¿Cuál y por qué?

Ejercicio 64. Una muestra de 176 g de PbO_2 se introduce en 4,00 L de $\text{HCl}(\text{aq})$ 0,800 mol/L, produciéndose la reacción representada por la ecuación siguiente:



- (a) Identifica al agente oxidante.
(b) ¿Se modificaría el volumen de $\text{Cl}_2(\text{g})$ obtenido si utilizaras el mismo volumen de $\text{HCl}(\text{aq})$ 1,70 mol/L?

R.: (a) PbO_2 ; (b) no.

Ejercicio 65. Se tiene una solución acuosa de NaOH 0,08 molal ($\rho = 1,04 \text{ g/mL}$). ¿A qué volumen hay que diluir 10,0 mL de esta solución para que su pH sea 11,25?

R.: 466 mL.

Ejercicio 66. Dadas las soluciones acuosas siguientes, todas las cuales tienen el mismo pOH, indica cuál de ellas tiene la mayor concentración (mol/L): (i) KOH; (ii) NH_2OH ($K_b = 6,60 \times 10^{-9}$); (c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ ($K_b = 4,68 \times 10^{-4}$).

R.: (ii).

Ejercicio 67. La carga total de electricidad requerida para obtener 15,54 g de un metal a partir de una solución acuosa de sus iones divalentes es 14475 C. ¿Cuál es el metal?

R.: plomo.

Ejercicio 68. ¿Cuál es la carga de un ion de estaño si 7,42 g de estaño metálico se electrodepositan por el paso de 24125 C a través de una solución acuosa de sus iones?

R.: +4.

Ejercicio 69. Se electroliza una solución acuosa diluida de Na_2SO_4 utilizando electrodos de platino y una corriente de 2,83 A durante 3,75 horas. ¿Qué volumen de gas, previamente deshidratado a 25 °C y 718 Torr se recogería en el ánodo?

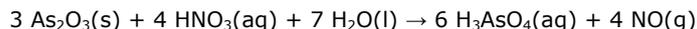
R.: 2,56 L.

Ejercicio 70. Se mezclan 23,0 g de una solución A de NaOH que contiene 14,0 g de soluto en 100 mL de solución ($\rho = 1,150 \text{ g/mL}$) con una solución B del mismo soluto. Se obtienen así 90,0 mL de solución 2,00 mol/L. Considerar que los volúmenes son aditivos.

- (a) Calcular la concentración (mol/L) de la solución B.
(b) Se diluye 20 veces la solución A, obteniéndose la solución C. Calcular el pH de la solución C.
(c) Indicar si el pH de la solución C es mayor, menor o igual al de una solución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ cuya concentración es un tercio de la concentración de C.

R.: (a) 1,57 mol/L; (b) 13,24; (c) mayor.

Ejercicio 71. Se hacen reaccionar 220 g de As_2O_3 (90,0 % de pureza) con 25,4 dm³ de solución acuosa de HNO_3 . El agua se encuentra en exceso. La reacción ocurre con un rendimiento del 85,0% y puede representarse según:



El gas obtenido se recoge en un recipiente de 35,0 dm³ a 316 K y 608 Torr.

- Calcular la concentración (mol/L) de la solución de HNO_3 .
- Si se cambiara la solución de HNO_3 por igual volumen de otra de menor pH sin modificar las demás condiciones, indicar si el volumen de gas obtenido será mayor, menor o igual.
- Escribir la especie oxidada del agente reductor y la especie reducida del agente oxidante.

R: a) 0,0501 mol/L ; b) mayor ; c) AsO_4^{3-} ; NO.

Ejercicio 72. (a) El pH de una solución es 6,70. Sólo con esta afirmación, indicar si puede concluirse que la solución es ácida. De no ser así, indicar qué información adicional se necesita.

(b) El valor de K_w para el agua a la temperatura normal del cuerpo humano (37 °C) es $2,50 \times 10^{-14}$. Calcular: (i) el pH del agua neutra a 37 °C; (ii) el valor de la concentración de iones OH^- y el pOH del agua neutra a 37 °C.

Ejercicio 73. Se dispone de tres soluciones ácidas: i) 100 cm³ de solución de ácido hipobromoso ($\text{p}K_a = 8,60$); ii) 15 cm³ de solución de ácido fórmico ($\text{p}K_a = 3,75$) y iii) 10 cm³ de solución de ácido acético ($\text{p}K_a = 4,75$). Todas las soluciones son de igual concentración molar. Indicar cuál/es de las afirmaciones siguientes es/son correcta/s:

- " $\text{pH}_{\text{ii}} < \text{pH}_{\text{iii}} < \text{pH}_{\text{i}}$."
- " $\text{pOH}_{\text{ii}} < \text{pOH}_{\text{iii}} < \text{pOH}_{\text{i}}$."
- " $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{ii}} > [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{iii}}$."
- " $[\text{OH}^-]_{\text{ii}} > [\text{OH}^-]_{\text{iii}}$."
- "No se puede responder pues falta el dato de la concentración de las soluciones."

R.: (a) y (c).

Ejercicio 74. Determinar cuáles de las ecuaciones siguientes corresponden a reacciones redox y señalar en cada una de ellas al agente oxidante y al agente reductor.

- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgO} + \text{Fe}$
- $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + \text{KCl}$
- $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{PCl}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HCl}$
- $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{HNO}_3$
- $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{HBrO}$
- $\text{AlCl}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$

Ejercicio 75. Escribe ecuaciones balanceadas, indicando los números de oxidación de los reactivos y productos cuyo estado de oxidación varía, para las siguientes reacciones descritas con palabras:

- Se agrega agua oxigenada a una solución de yoduro de potasio que contiene ácido clorhídrico; se forma yodo, visible por su color pardo.
- Burbujeando cloro gaseoso en una solución de hidróxido de sodio se obtiene cloruro de sodio e hipoclorito de sodio acuosos.
- Al agregar permanganato de potasio en ácido clorhídrico concentrado se genera cloro gaseoso, cloruro de potasio, cloruro de manganeso y agua.
- Cuando se disuelve cinc metálico en ácido nítrico, se forma nitrato de cinc (II), nitrato de amonio y agua.

R:

- $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2 \text{KI}(\text{aq}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2(\text{aq}) + 2 \text{KCl}(\text{aq})$
El H_2O_2 (O: -1) se reduce a H_2O (O: -2), mientras que el I^- (-1) se oxida a I_2 (0)
- $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaClO}(\text{aq}) + \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$
El Cl_2 (0) sufre una reacción de desproporción en medio básico: se oxida a ClO^- (+1) y se reduce a Cl^- (-1).
- $2 \text{KMnO}_4(\text{aq}) + 16 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow 5 \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{KCl}(\text{aq}) + 2 \text{MnCl}_2(\text{aq}) + 8 \text{H}_2\text{O}$
El MnO_4^- (Mn: +7) se reduce a Mn^{2+} (+2) y el Cl^- (-1) se reduce a Cl_2 (0).
- $4 \text{Zn} + 10 \text{HNO}_3 \rightarrow 4 \text{Zn}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
El Zn (0) se oxida a Zn^{2+} (+2) y el NO_3^- (N: +5) se reduce a NH_4^+ (N: +3).

Ejercicio 76. Se tiene una solución acuosa de KOH de concentración desconocida. Al diluir 10,0 ml de dicha solución



hasta un volumen final de 500 ml se obtiene una solución de pH 10,85. Calcula la concentración de la solución original.

R: 0,035 M

Ejercicio 77. Calcula el pH y el pOH de las siguientes soluciones de ácidos o bases fuertes a 25 °C: a) HCl 0,012 M; b) KOH 0,033 M; c) 1,00 ml de HNO₃ 0,035 M luego de haber sido diluido hasta 250,0 ml.

Repite el cálculo de pH y pOH de las mismas soluciones a 37 °C, sabiendo que el valor de k_w para el agua a esa temperatura es $2,5 \times 10^{-14}$.

R:

- a) pH 1,92 - pOH 12,08 (a 37°C, pOH 11,68)
- b) pH 12,52 - pOH 1,48 (a 37°C, pH 12,12)
- c) pH 3,85 - pOH 10,15 (a 37°C, pOH 9,75)

Ejercicio 78. Una muestra de 10,0 ml de solución acuosa 0,500 M de HCl se titula con solución acuosa de NaOH 0,250 M. Calcula cuál fue el volumen de titulante agregado cuando el pH es: a) 1,30; b) 3,08; c) 7,00; d) 10,9

R:

- a) 15,0 ml; b) 19,9 ml; c) 20,0 ml; d) 20,1 ml

Ejercicio 79. Se dispone de una celda electrolítica en la cual la hemicelda anódica tiene un electrodo de platino sumergido en una solución acuosa de H₂SO₄ y en la hemicelda catódica se sumerge una placa de acero de 1,00 dm² de superficie en una solución de sulfato de cromo (III). Se lleva a cabo la electrólisis durante 3,00 h y la placa de acero se recubre con una capa de cromo de 0,0100 mm de espesor (*densidad del cromo = 7,14 Kg/dm³*).

- (a) Escribe ecuaciones químicas para las hemirreacciones que tuvieron lugar en los dos electrodos.
- (b) Calcula la masa de cromo depositada sobre la placa.
- (c) ¿Cuál debió ser la intensidad de la corriente utilizada, suponiendo que se mantuvo constante a lo largo del proceso?

Constante de Faraday (F) = 96.486 C/mol

R:

- a) $\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^0(\text{s})$
 $4 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{e}^-$
- b) 0,714 g
- c) $i = 0,37 \text{ A}$

Ejercicio 80. Si mezclas 1,000 L de solución de hidróxido de potasio (pH 10,50) con 3,000 L de solución de ácido clorhídrico, el pH de la solución resultante es 4,00. ¿Cuál era el pH de la solución de ácido?

R: 3,62

Ejercicio 81. Como primer paso para la obtención de cromo metálico a partir de cromita, Cr₂O₃·FeO, se lleva a cabo la siguiente reacción (no balanceada) en un horno eléctrico:



- (a) Sabiendo que los dos átomos de cromo se encuentran en el mismo estado de oxidación en la cromita ¿Cuál será el estado de oxidación del cromo y del hierro en el mineral?
- (b) Identifica a la especie reductora e indica su estado de oxidación inicial y final.
- (c) Balancea la ecuación.

R: (a) El cromo se encuentra en estado de oxidación +3 y el hierro en estado de oxidación +2. (b) La especie reductora es el carbono: pasa de estado de oxidación 0 a +2. (c) $\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}(\text{s}) + 4 \text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + 2 \text{Cr}(\text{s}) + 4 \text{CO}(\text{g})$

Ejercicio 82. El cromo es extremadamente resistente a los agentes corrosivos ordinarios, lo cual explica su amplio uso como capa protectora por electrodeposición (proceso de "cromado"). Para realizar un fino recubrimiento con cromo sobre una pieza de acero, se la sumerge en 250 mL de una solución acuosa de dicromato de potasio 0,500 M y se hace circular corriente.

- (a) Sabiendo que las reacciones ocurren en medio ácido, escribe la ecuación balanceada que representa a la reacción que ocurre sobre la superficie de la pieza de acero.
- (b) ¿Qué masa de cromo se depositará si se hace circular una corriente de 0,500 A durante 15,00 minutos?
- (c) Al cabo de este tiempo, ¿Cuál será la concentración de la solución de dicromato de potasio?

Datos: Ar (Cr) = 52 g / mol; F = 96.484 C / mol



R: (a) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{H}^+(\text{aq}) + 12 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}(\text{s}) + 7 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. (b) Se depositarán 40,4 mg. (c) La concentración final de la solución será 0,498 M.

Ejercicio 83. Para obtener cloro gaseoso y Mn^{2+} en solución acuosa, se mezclan 500 mL de una solución de ácido clorhídrico 1,000 M con 200 mL de solución acuosa de permanganato de potasio 0,400 M.

- (a) Identifica a la especie que se oxida y a la que se reduce.
- (b) Escribe las hemirreacciones de oxidación y de reducción y la ecuación balanceada que representa a la reacción global.
- (c) Calcula el volumen de cloro desprendido (medido en CNPT).

R: (a) Se oxida el cloruro y se reduce el KMnO_4 . (b) $2 \text{KMnO}_4(\text{aq}) + 16 \text{H}^+(\text{aq}) + 10 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 5 \text{Cl}_2(\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. (c) El volumen de cloro desprendido será 4,48 L

Ejercicio 84. Para valorar una solución de permanganato de potasio se titulan 50,0 mL de una solución 1,000 M de H_2SO_4 y 0,0075 M de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

La reacción que tiene lugar es:



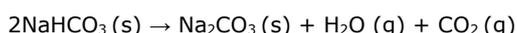
- (a) ¿Cuál es el estado de oxidación del Mn en el KMnO_4 y en el MnSO_4 ?
- (b) ¿Qué especie se oxida? Describe los estados de oxidación inicial y final
- (c) Balancea la ecuación.

Ayuda: considera a las especies disociadas en medio acuoso y observa que ciertas especies no sufren ninguna transformación (K^+ , SO_4^{2-}). Por otro lado, observa que la reacción se puede dividir (al menos mentalmente) en dos procesos que ocurren en simultáneo, o dos "hemirreacciones", una de reducción y otra de oxidación. Suele ser más sencillo balancear por separado cada una de estas hemirreacciones y posteriormente obtener la ecuación global considerando que el número de electrones que se genera en una hemirreacción debe igualar al número de electrones que se consume en la otra.

- (d) Si se consumieron 12,27 mL de KMnO_4 , ¿Cuál es la concentración de esta solución?
- (e) Para discutir: ¿Se puede obtener energía eléctrica a partir de esta reacción química que ocurre en solución con intercambio de electrones?

R: (a) +7 en KMnO_4 y +2 en MnSO_4 ; (b) El C tiene número de oxidación +3 en $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ y +4 en CO_2 ; (c) $2 \text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 10 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$; (d) 0,012 M

Ejercicio 85: El polvo de hornear contiene bicarbonato de sodio (NaHCO_3), un sólido que al calentarse se descompone según:



- (a) Si en la preparación de un bizcochuelo se utiliza 1,0 g de polvo de hornear, con un contenido de 78% de carbonato de sodio, y al colocar la masa cruda en un molde redondo de 24cm de diámetro, tiene una altura inicial de 2,5 cm. ¿Cuál será la altura máxima que puede alcanzar la masa levada durante la cocción a 180 °C?
- (b) Mariana prepara el bizcochuelo según la receta, pero no logra que la masa se leve apropiadamente. Decide analizar químicamente el polvo de hornear para determinar si su concentración es la indicada en el envase. Para esto prepara una solución mezclando 0,500 g del polvo de hornear con agua y la titula con solución de HCl 0,200 M, gastando 23,2 mL. ¿El polvo de hornear tiene la pureza indicada en el envase?

R: (a) 4,0 cm; (b) Sí

Ejercicio 86. Se desea conocer la composición de una mezcla sólida de hidróxido de sodio, hidróxido de potasio, hidróxido de bario e impurezas inertes.

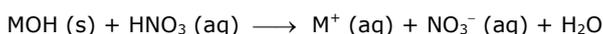
- (a) Un análisis indica que el contenido de sodio elemental es 5,75% en peso. Calcula el contenido de NaOH en la muestra, expresado como porcentaje en peso.
- (b) Si se disuelve 1,00 g de muestra en 100,0 mL de agua y se agrega cantidad suficiente de sulfato de sodio, precipita la sal insoluble sulfato de bario. A continuación, se filtra el precipitado, se seca y se pesa: 0,899 g. Escribe la ecuación química que representa la formación de dicha sal y calcula el contenido de hidróxido de bario en la muestra original, expresado como porcentaje en peso.
- (c) Se sabe que al preparar una solución de 3,00 g de muestra sólida en 100,0 mL de agua, el pH de dicha solución es 13,63. Calcula el contenido de hidróxido de potasio.

(d) ¿Cuál es el contenido de impurezas inertes?

R: **(a)** 10,0% de NaOH; **(b)** $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (aq) + Na_2SO_4 (aq) \longrightarrow BaSO_4 (s) + 2 Na^+ (aq) + 2 OH^- (aq) ; 66,0% de $\text{Ba}(\text{OH})_2$; **(c)** 22,5% de KOH; **(d)** 1,5% de impurezas inertes.

Ejercicio 87. Un compañero de laboratorio, que desconfía del pHmetro empleado para medir el pH de la solución del ítem **c** del ejercicio 1, propone medir la concentración total por titulación. Para ello desea preparar una solución de ácido nítrico 0,100 M.

- (a)** ¿Qué volumen de solución de ácido nítrico (68,0% en peso; $\delta=1,39$ g/cm³) será necesario para preparar 1,00 L de solución 0,100 M?
- (b)** Calcula qué volumen de titulante (HNO_3 0,100 M) será necesario para titular 10,0 mL de solución, suponiendo que el pHmetro funciona bien y el pH de la solución de la mezcla de hidróxidos (de sodio, potasio y bario) es efectivamente 13,63.
- (c)** Al realizar la titulación, se observa que la temperatura de la solución aumenta. Sabiendo que la variación de entalpía que acompaña a la reacción:



donde M es un ion metálico, es $\Delta H = -28$ kcal mol⁻¹, estima la diferencia de temperatura que se producirá en la solución del punto final del ítem **b**, suponiendo que ambas soluciones (muestra y titulante) se encuentran inicialmente termostatazadas a temperatura ambiente.

R: **(a)** 6,29 mL; **(b)** 42,7 mL; **(c)** La temperatura aumenta 2,27 °C.

Ejercicio 88. Se tiene una solución acuosa de una sal de hierro, pero se desconoce si se trata de Fe^{2+} o Fe^{3+} . Para descubrirlo, se hace pasar una corriente de 2,00 A y al cabo de 15 minutos se depositan 347 mg de hierro metálico.

- (a)** ¿De qué catión se trata?
- (b)** Escribe la ecuación química correspondiente a la reducción del catión.

R: **(a)** Se trata de Fe^{3+} ; **(b)** $\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe} (\text{s})$

Ejercicio 89. El ácido oxálico es un ácido diprótico de fórmula $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

- (a)** Calcula la concentración de una solución acuosa de dicho ácido, si se requieren 15,80 mL de KOH 0,200 M para neutralizar completamente 10,00 mL de la solución. Supón que se titularon los dos protones del ácido.
- (b)** Calcula la masa de ácido oxálico que se disolvió en 500,0 mL de agua para preparar la solución del ítem (a).
- (c)** Calcula el pH de la solución de KOH utilizada.

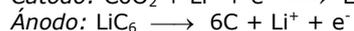
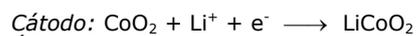
R: **(a)** 0,158 M; **(b)** 7,112 g; **(c)** pH=13,3

Ejercicio 90. En el ejercicio anterior se averiguó la concentración de la solución de ácido oxálico a través de una titulación ácido-base. Otra forma de "titular" esta solución es empleando una solución de permanganato de potasio. Cuando se mezclan ambas soluciones se genera CO_2 (g) y Mn^{2+} (ac) como parte de los productos de la reacción.

- (a)** ¿Qué tipo de reacción ocurre? Identifica el reactivo que se oxida y el reactivo que se reduce en la reacción.
- (b)** ¿Cuál es el número de oxidación inicial y final en el C y en el Mn?
- (c)** Escribe las hemirreacciones de oxidación y de reducción. No olvides balancearlas en masa y en carga. Para esto último considera que la reacción ocurre en solución acuosa y en medio ácido, por lo tanto puedes "sumar" protones y/o agua de forma tal de balancear las hemirreacciones.
- (d)** Escribe la reacción global (¡Balanceada!). Ayuda: Puedes sumar ambas hemirreacciones teniendo en cuenta que la cantidad de electrones generados en una de las hemirreacciones debe igualar a la cantidad de electrones consumidos en la otra.
- (e)** ¿Qué volumen de solución de KMnO_4 0,100 M será necesario para titular 10,00 mL de la solución de ácido oxálico del ejercicio 1?

R: **(a)** Ocurre una reacción de óxido-reducción; **(b)** **C:** Número de oxidación inicial= +3, Número de oxidación final = +4; **Mn:** Número de oxidación inicial= +7, Número de oxidación final = +2; **(c)** Hemirreacción de oxidación: $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{ac}) \longrightarrow 2 \text{CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}^+ (\text{ac}) + 2 \text{e}^-$; Hemirreacción de reducción: $\text{MnO}_4^- (\text{ac}) + 8 \text{H}^+ (\text{ac}) + 5 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{ac}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$; **(d)** $2 \text{MnO}_4^- (\text{ac}) + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{ac}) + 6 \text{H}^+ (\text{ac}) \longrightarrow 2 \text{Mn}^{2+} (\text{ac}) + 10 \text{CO}_2 (\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$; **(e)** 6,32 mL

Ejercicio 91. (Adaptado de la 42ª Olimpiada Internacional de Química, Japón, 2010) La batería recargable de ión litio se desarrolló en Japón. Desde la década de 1990 su uso se ha popularizado en aparatos como teléfonos celulares, agendas electrónicas y notebooks. Supón que las hemirreacciones cuando la batería funciona como una pila son:



- (a) Escribe la reacción global que ocurre en la batería cuando ésta funciona como una pila.
(b) Escribe la reacción global que ocurre durante la recarga de la batería.
(c) La batería se construye usando LiCoO_2 y grafito (C) como los materiales de los electrodos. Calcula la masa del ánodo cuando la batería está completamente cargada, si inicialmente la pila se construye con 10,00 g de LiCoO_2 y 10,00 g de grafito (C).
(d) ¿Cuál será la masa de ánodo y cátodo cuando se obtuvo una corriente de 2,50 A durante 1,0 h?

Dato: Constante de Faraday, $F = 96.484 \text{ C mol}^{-1}$

R: (a) $\text{CoO}_2 + \text{LiC}_6 \longrightarrow \text{LiCoO}_2 + 6 \text{ C}$; (b) $\text{LiCoO}_2 + 6 \text{ C} \longrightarrow \text{CoO}_2 + \text{LiC}_6$; (c) 2,64 g de C (grafito); (d) Ánodo: 3,76 g de C (grafito), Cátodo: 8,38 g de LiCoO_2

