10 Reacciones de oxidación-reducción

Actividades del interior de la unidad

1. En las siguientes reacciones, señala el agente oxidante y el agente reductor:

a) **$Mg(s) + Cl_2(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + + 2\ Cl^-(aq)$**

b) **$F_2(g) + 2\ Cl^-(aq) \rightarrow 2\ F^-(aq) + Cl_2(g)$**

c) **$C_4H_8(g) + 6\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$**

a) Oxidante: Cl_2
Reductor: Mg

b) Oxidante: F_2
Reductor: Cl^-

c) Oxidante: O_2
Reductor: C_4H_8

2. Utiliza la siguiente reacción para definir oxidante, reductor, oxidación y reducción:

$$Zn(s) + 2\ H^+(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g)$$

En la semirreacción de oxidación, el cinc (reductor) se oxida (pierde electrones).

En la semirreacción de reducción, el protón (oxidante) se reduce (gana electrones).

3. Los halógenos, X_2, se reducen fácilmente a haluros, X^-. Sabiendo que su carácter oxidante varía según:

$$F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$$

a) **Escribe los reductores conjugados correspondientes y ordénalos en orden creciente a su carácter reductor.**

b) **Escribe para cada uno de ellos el proceso Ox + $n\ e^- \rightleftarrows$ Red.**

El carácter reductor de sus pares conjugados será el inverso:

$$I^- > Br^- > Cl^- > F^-$$

El proceso de todos ellos será el mismo:

$$X_2 + 2\ e^- \rightleftarrows 2\ X^-$$

4. Asigna un número de oxidación al cloro en cada una de las siguientes especies químicas: NaCl; Cl_2; HClO; $HClO_3$; $HClO_4$.

Justifica cuál de ellas puede tener el mayor carácter oxidante.

NaCl: -1

Cl_2: 0

$HClO$: +1

$HClO_3$: +5

$HClO_4$: +7

El más oxidante será aquel en el que el cloro tenga mayor número de oxidación: el ácido perclórico, $HClO_4$.

5. Dada la reacción sin ajustar:

$$\mathbf{Br_2 + NaI \rightarrow NaBr + I_2}$$

Justifica si se trata de un proceso redox, y, en ese caso, indica cuál es el agente oxidante y cuál el reductor.

El bromo cambia de número de oxidación: desde 0 (Br_2) hasta −1 (NaBr).

El yodo también cambia su número de oxidación: desde −1 (NaI) hasta 0 (I_2).

El bromo se reduce (oxidante), y el yodo se oxida (reductor).

Por tanto, sí es una reacción redox.

6. Señala en cada pareja cuál es la especie más oxidante. Indica, además, el número de electrones que debe tomar para reducirse:

a) **Cr^{6+} y Cr^{3+}**

b) **Ag y Ag^+**

c) **Cl_2 y Cl^-**

a) El Cr^{6+} es más oxidante. Toma 3 electrones por cada átomo para reducirse.

b) El catión Ag^+ es más oxidante. Toma 1 electrón por cada átomo para reducirse.

c) El Cl_2 es más oxidante. Toma 2 electrones por molécula para reducirse.

7. Ajusta las siguientes reacciones por el método del ion-electrón:

a) $\mathbf{Cl_2 + NaOH \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O}$

b) $\mathbf{HNO_3 + Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O}$

c) $\mathbf{HCl + K_2Cr_2O_7 \rightarrow KCl + CrCl_3 + Cl_2 + H_2O}$

d) $\mathbf{KNO_3 + Al + KOH + H_2O \rightarrow NH_3 + KAlO_2}$

e) $\mathbf{Na_2SO_4 + C \rightarrow Na_2S + CO_2}$

f) $\mathbf{MnO_4^- + SO_2 \rightarrow Mn^{2+} + HSO_4^-}$

a) Reducción: $Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-$

Oxidación: $Cl_2 + 4\ OH^- \rightarrow 2\ ClO^- + 2\ H_2O + 2\ e^-$

$2\ Cl_2 + 4\ NaOH \rightarrow 2\ NaCl + 2\ NaClO + 2\ H_2O$

b) Reducción: $NO_3^- + 2H^+ + 1\ e^- \rightarrow NO_2 + H_2O$

Oxidación: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$

$4\ HNO_3 + Cu \rightarrow 2\ NO_2 + Cu(NO_3)_2 + 2\ H_2O$

c) Reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

Oxidación: $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$

$K_2Cr_2O_7 + 14\ HCl \rightarrow 2\ CrCl_3 + 3\ Cl_2 + 2\ KCl + 7\ H_2O$

d) Reducción: $NO_3^- + 6\ H_2O + 8\ e^- \rightarrow NH_3 + 9\ OH^-$

Oxidación: $Al + 4\ OH^- \rightarrow AlO_2^- + H_2O + 3\ e^-$

$3\ KNO_3 + 2\ H_2O + 8\ Al + 5\ KOH \rightarrow 3\ NH_3 + 8\ KAlO_2$

e) Reducción: $SO_4^{2-} + 8\ H^+ + 8\ e^- \rightarrow S^{2-} + 4\ H_2O$

Oxidación: $C + 2\ H_2O \rightarrow CO_2 + 4\ H^+ + 4\ e^-$

$Na_2SO_4 + 2\ C \rightarrow Na_2S + 2\ CO_2$

f) Reducción: $MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$

Oxidación: $SO_2 + 2\ H_2O \rightarrow HSO_4^- + 3\ H^+ + 2\ e^-$

$2\ MnO_4^- + H^+ + 5\ SO_2 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 5\ HSO_4^-$

8. Calcula la masa equivalente de las siguientes sustancias cuando:

***a)* El ion permanganato se reduce a MnO_2.**

***b)* El ácido nítrico se reduce a óxido nítrico.**

***c)* El yoduro de potasio se oxida a yodo.**

a) $Eq\,(MnO_4^-) = \dfrac{M}{n} = \dfrac{118{,}938}{3} = 39{,}646\ g$

b) $Eq\,(HNO_3) = \dfrac{M}{n} = \dfrac{63}{3} = 21\ g$

c) $Eq\,(KI) = \dfrac{M}{n} = \dfrac{166}{1} = 166\ g$

9. El Cl_2 se puede obtener por la oxidación del HCl con HNO_3, produciéndose simultáneamente NO_2 y H_2O.

***a)* Ajusta la reacción por el método del ion-electrón.**

***b)* Calcula el volumen de Cl_2 obtenido, a 17 ºC y 720 mmHg, cuando se hacen reaccionar 100 mL de una disolución 1 M de HCl con HNO_3 en exceso.**

a) Reducción: $NO_3^- + 2\ H^+ + 1\ e^- \rightarrow NO_2 + H_2O$

Oxidación: $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$

$2\ HNO_3 + 2\ HCl \rightarrow 2\ NO_2 + Cl_2 + 2\ H_2O$

b) 100 mL de HCl 1 M suponen 0,1 moles de HCl, que darán lugar, según la estequiometría de la reacción, a 0,05 moles de cloro que, en las condiciones descritas de presión y temperatura, ocuparán:

$$\frac{0{,}05 \times 0{,}082 \times 290}{\dfrac{720}{760}} = 1{,}255\ L$$

10. De una disolución acuosa de sulfato de hierro (II) se toman 50,0 cm³ y, una vez acidulados con ácido sulfúrico, se valoran con una disolución de dicromato de potasio 0,350 M. Sabiendo que han sido necesarios 32,2 cm³ de la disolución valorante para alcanzar el punto de equivalencia, calcula la concentración de la disolución de sulfato de hierro (II), expresando el resultado en g/L.

Procesos redox que tienen lugar en la valoración:

$$\{Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1\ e^-\} \qquad \times 6$$

$$\{Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O\} \qquad \times 1$$

$$6\ Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 6\ Fe^{3+} + 7\ H_2O$$

La ecuación iónica nos dice que 1 mol de $Cr_2O_7^{2-}$ necesita 6 moles de Fe^{2+} para reducirse.

Con los datos del enunciado podemos calcular los moles de valorante ($Cr_2O_7^{2-}$) gastados:

$$32{,}2\ \text{mL de } K_2Cr_2O_7 \times \frac{0{,}350\ \text{mol}}{1\,000\ \text{mL}} = 0{,}0113\ \text{mol}$$

que habrán oxidado a una cantidad de Fe^{2+} seis veces mayor. Es decir:

$$0{,}0113\ \text{mol} \times 6 = 0{,}0678\ \text{mol de } Fe^{2+}$$

Los cuales se encuentran en 50 cm³ (o 50 mL) de $FeSO_4$. Así pues, la concentración de sulfato de hierro (II) será:

$$[FeSO_4] = \frac{0{,}0678\ \text{mol}}{50 \cdot 10^{-3}\ \text{L}} = 1{,}356\ \text{mol/L}$$

O bien , multiplicando por la masa molar del $FeSO_4$ (151,91 g/mol):

$$1{,}356\ \text{mol/L} \times 151{,}91\ \text{g/mol} = 205{,}9\ \text{g/L}$$

11. Dibuja y nombra todas las partes que componen una pila formada por dos electrodos de Fe y Cu, sabiendo que el Fe actúa como ánodo. Escribe, además, las semirreacciones que tienen lugar si ambos elementos forman iones divalentes.

El potencial estándar de reducción del par $Fe^{2+}|Fe$ es −0,44 V.

El potencial estándar de reducción del par $Cu^{2+}|Cu$ es +0,34 V.

En el ánodo ocurre la oxidación: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$

En el cátodo, la reducción: $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$

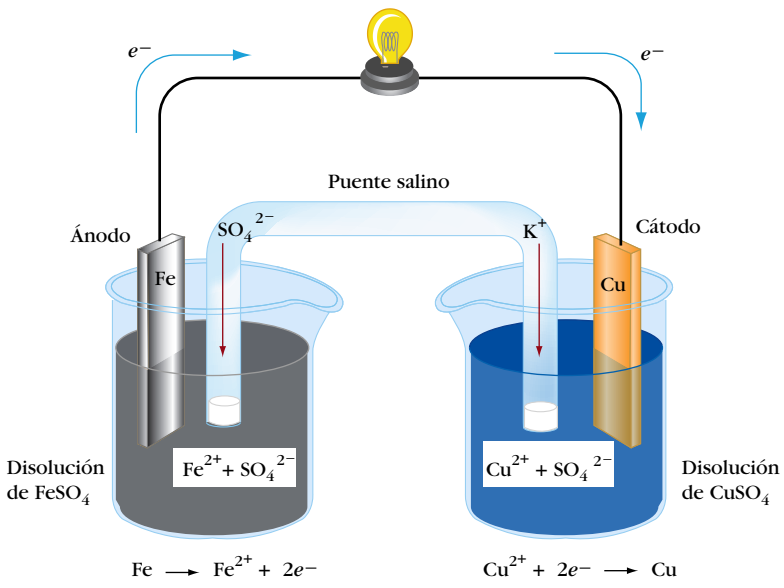
El hierro metálico del ánodo se oxida, aportando cationes hierro (II) a la disolución, y electrones, que circulan por el circuito hacia el cátodo. Los aniones del puente salino compensan el exceso de carga positiva que aparece en la disolución.

En el cátodo, los electrones que provienen del ánodo más los cationes cobre (II) se reducen, depositándose cobre metálico en él. El defecto de carga positiva que se produce es compensado por los cationes que haya en el puente salino.

El puente salino, además, sirve para cerrar el circuito eléctrico.

El potencial estándar de la pila será: $E^o = -(-0{,}44) + 0{,}34 = 0{,}78$ V

La representación de la pila es: $Fe|Fe^{2+}||Cu^{2+}|Cu$



12. Se construye una celda con electrodos de Ag^+/Ag y Ni^{2+}/Ni unidos mediante un puente salino de NH_4Cl. Indica:

***a)* Las reacciones parciales en los electrodos.**

***b)* La polaridad de los electrodos y el sentido en el que se desplazan los electrones.**

***c)* Cuál será el ánodo y cuál el cátodo.**

***d)* La misión del puente salino.**

***e)* La reacción global de la celda así como su *fem*.**

Las semirreacciones son:

En el ánodo, polo negativo, la oxidación: $Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2\ e^-$

En el cátodo, polo positivo, la reducción: $Ag^+ + 1\ e^- \rightarrow Ag$

La reacción global es: $Ni + 2\ Ag^+ \rightarrow Ni^{2+} + 2\ Ag$

El potencial estándar de la pila es: $E^o = 0{,}25 + 0{,}80 = 1{,}05$ V

En el ánodo, como resultado de la oxidación del níquel, se liberan cationes níquel (II) a la disolución. El exceso de carga positiva que esto supone es compensado por los aniones del puente salino. Los electrones liberados en la oxidación avanzan por el circuito hacia el otro electrodo, el cátodo, donde los cationes plata aceptan esos electrones para reducirse a plata metálica. El defecto de carga positiva en la disolución de ese lado de la pila es compensado por los cationes del puente salino. Este sirve, además, para cerrar el circuito eléctrico.

13. En cierto experimento con una celda formada por electrodos de Zn y de H_2, se encontró que el valor del potencial era de 0,54 V (a 25 ºC). Si $[Zn^{2+}] = 1{,}0$ M y $p_{H_2} = 1{,}0$ atm, calcula $[H^+]$. La reacción global de la celda es:

$$2\ H^+(aq,\ x\ M) + Zn\ (s) \rightarrow H_2\ (g,\ 1\ atm) + Zn^{2+}\ (aq,\ 1{,}0\ M)$$

$$E = E^o - \frac{0{,}0592}{n} \cdot log\ Q, \text{ donde } Q = \frac{[Zn^{2+}]}{[H^+]^2}.$$

Sustituyendo datos, queda:

$$0{,}54\ V = 0{,}76\ V - \frac{0{,}0592}{2} \cdot log\ \frac{1}{x^2} \text{ siendo } x = [H^+]$$

Despejamos x:

$$0{,}54\ V - 0{,}76\ V = \frac{0{,}0592}{2} \cdot log\ \frac{1}{x^2}$$

$$\frac{-0{,}22 \times 2}{0{,}0592} = log\ \frac{1}{x^2} \Rightarrow x = 1{,}92 \cdot 10^{-4}\ M$$

14. En dos vasos que contienen disolución acuosa de $NiCl_2$ se introduce una cucharilla de Zn, en el primero, y otra de Cu, en el segundo. ¿Ocurrirá alguna reacción? Escribe las ecuaciones correspondientes.

La reacción posible supone la oxidación del metal por parte de los cationes níquel (II), que se reduce según la semirreacción: $Ni^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Ni$. El potencial de esta reducción es $E^o = -0{,}25$ V.

En el caso del cinc, la oxidación es: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$. El potencial de oxidación es $+0{,}76$ V, y la reacción global da un potencial positivo, luego la reacción sí ocurre.

En el caso del cobre, la oxidación es: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$, con un potencial de oxidación de $-0{,}34$ V. La reacción no ocurre.

15. Predice si la siguiente reacción, donde las concentraciones de todos los iones son 1 M, tendrá lugar espontáneamente:

$$Co\ (s) + Fe^{2+}\ (aq) \rightarrow Co^{2+}\ (aq) + Fe\ (s)$$

¿Y si ahora las concentraciones son $[Co^{2+}] = 0{,}15$ M; $[Fe^{2+}] = 0{,}68$ M?

Consulta los datos de potenciales de reducción estándar en el apéndice del libro.

La oxidación del cobalto a cobalto (II) tiene un potencial de $+0{,}28$ V.

La reducción del hierro (II) a hierro metálico tiene un potencial de $-0{,}44$ V.

En condiciones estándar, la reacción no es espontánea, pues el potencial resultante es de $-0{,}16$ V.

En las condiciones del enunciado, hay que utilizar la fórmula de Nernst:

$$E = -0{,}16 - \frac{0{,}0592}{2}\ log\ \frac{0{,}15}{0{,}68} = -0{,}14\ V$$

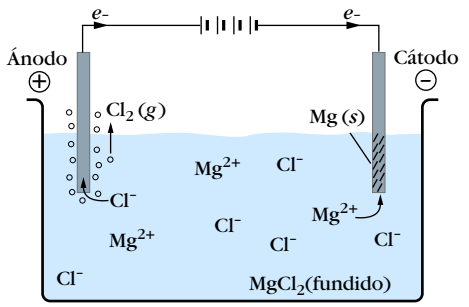
Tampoco ocurre en estas condiciones.

16. Se lleva a cabo la electrólisis del cloruro de magnesio fundido. Escribe las reacciones que tienen lugar y dibuja un esquema completo de la cuba electrolítica.

Las reacciones que se dan en la celda electrolítica son:

En el cátodo (electrodo negativo) se da la reducción: $Mg^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Mg$

En el ánodo (electrodo positivo) se da la oxidación: $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$



17. En la electrólisis de una disolución acuosa de $CuCl_2$ se produce Cl_2 gaseoso y Cu metálico. Escribe los procesos que ocurren en el ánodo y en el cátodo, indicando la diferencia de potencial mínima necesaria para producir la electrólisis de dicha sal.

Al pasar la corriente por el sistema, ocurren los siguientes procesos:

En el ánodo, polo positivo, ocurre la oxidación: $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$, $E^o = -1{,}36$ V

En el cátodo, polo negativo, ocurre la reducción: $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$, $E^o = 0{,}34$ V

La diferencia de potencial mínima para la electrólisis es de 1,02 V.

18. Una corriente de 10 A está circulando durante 120 minutos sobre una disolución acuosa de $ZnSO_4$ y $CdSO_4$. Sabiendo que después de dicho tiempo el cátodo pesa 35,44 g más, calcula la masa de cinc que había en la disolución.

La cantidad de carga, q, que ha circulado vale:

$$q = I \cdot t\ ;\ q = 10\ \text{A} \times (120\ \text{min} \times 60\ \text{s} \cdot \text{min}^{-1}) = 72\,000\ \text{C}$$

En la disolución tenemos dos cationes que van a experimentar el proceso de reducción, son los iones Zn^{2+} y Cd^{2+}. Las reacciones que tienen lugar en el citado electrodo son:

Reducción (cátodo ⊖): $Zn^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Zn\ (s)$

Reducción (cátodo ⊖): $Cd^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Cd\ (s)$

Estas ecuaciones nos indican que cada mol de Zn^{2+} o de Cd^{2+} necesita 2 mol de e^-, es decir:

$$2\ \text{mol} \times \frac{96\,500\ \text{C}}{1\ \text{mol}} = 193\,000\ \text{C}$$

Por tanto, los 72 000 C de carga que han pasado podrán reducir:

$$72\,000 \times \frac{1 \text{ mol}}{193\,000} = 0{,}373 \text{ mol}$$

Si llamamos x a la masa de Zn en gramos que había en la disolución, de Cd habrá $35{,}44 - x$. Por otro lado, la suma del número de moles de Zn^{2+} y de Cd^{2+} que se han reducido será 0,373; es decir:

$$\text{n.º moles } Zn^{2+} + \text{n.º moles } Cd^{2+} = 0{,}373$$

que, teniendo en cuenta las masas molares de Zn y Cd, 65,38 g/mol y 112,41 g/mol, respectivamente, nos permiten escribir la anterior ecuación de la forma siguiente:

$$\frac{x \text{ g Zn}}{65{,}38 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \times \frac{(35{,}44 - x) \text{ g Cd}}{112{,}41 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0{,}373 \text{ mol}$$

De donde obtenemos que: $x = 9{,}02$ g de Zn.

19. A la vista de los potenciales de reducción de Fe^{2+} y Zn^{2+}, justifica la mayor resistencia a la corrosión del hierro galvanizado.

El hierro galvanizado es hierro recubierto con una capa de Zn. Al analizar los potenciales estándar de reducción vemos que:

El potencial estándar de la reacción de oxidación del hierro a hierro (II) es positivo; por tanto, la reacción es espontánea.

El potencial estándar de la reacción de oxidación del cinc es negativo; por lo que la reacción no es espontánea.

Al recubrir el hierro con el cinc se evita la oxidación espontánea de este, dotándolo de resistencia frente a la corrosión.

20. Busca en la bibliografía adecuada qué es la pasivación de los metales y cuál es su aplicación.

La pasivación se refiere a la formación de una película relativamente inerte, sobre la superficie de un material (frecuentemente un metal), que lo enmascara en contra de la acción de agentes externos. En muchos casos, la formación de esta película pasivante es espontánea cuando el metal entra en contacto con el agente externo. Un ejemplo clásico es el aluminio.

Cuando una superficie de este metal entra en contacto con el aire ambiental, la parte más externa del objeto se oxida espontáneamente para formar una capa transparente e impermeable de alúmina, Al_2O_3, de tipo cerámico, muy congruente y adherente. Por esta razón, aunque el aluminio es termodinámicamente muy reactivo, la capa pasivante lo protege de manera muy efectiva en contra de la corrosión a condiciones ordinarias.

Otro caso típico es el acero inoxidable. Como resultado de sus contenidos de cromo, esta aleación forma naturalmente una capa de óxido de algunos angstrom de espesor y de esta forma queda protegido contra muchos agentes corrosivos, encontrando amplio uso en la industria y la vida diaria.

[Fuente: Wikipedia]

Actividades del final de la unidad

1. Determina los estados de oxidación del azufre en las siguientes sustancias: H_2S; S; Na_2SO_3; Na_2SO_4, e indica cuál es la más oxidante.

H_2S: -2

S: 0

Na_2SO_3: $+4$

Na_2SO_4: $+6$

2. Dadas las siguientes reacciones, sin ajustar, justifica si son o no procesos redox. En caso afirmativo, identifica la especie que se oxida y la que se reduce, así como la especie oxidante y la reductora.

a) $\mathbf{H_2SO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + H_2}$

b) $\mathbf{HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + H_2O}$

c) $\mathbf{Na + F_2 \rightarrow NaF}$

a) Sí es una reacción redox. El oxidante es el ácido sulfúrico, y el reductor, el cinc.

b) No es una reacción redox, porque ningún elemento cambia su número de oxidación.

c) Sí es un proceso redox. El oxidante es el flúor, y el reductor, el sodio.

3. Asigna el número de oxidación con el que actúa el N o el C en cada especie química:

a) **N en: NH_3; N_2; NO; NO_2; N_2O_5; NO_2^-; NO_3^-**

b) **C en: C_2H_6; CO_3^{2-}; CH_3COOH; CH_3CHO**

a) NH_3: -3; N_2: 0; NO: $+2$; NO_2: $+4$; N_2O_5: $+5$; NO_2^-: $+3$; NO_3^-: $+5$

b) C_2H_6: -3; CO_3^{2-}: $+4$; CH_3COOH: 0; CH_3CHO: -2

4. Ajusta las siguientes reacciones redox en medio ácido:

a) $\mathbf{HNO_3 + I_2 \rightarrow HIO_3 + NO_2 + H_2O}$

b) $\mathbf{MnO + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2 + H_2O}$

c) $\mathbf{I^- + NO_2^- + H^+ \rightarrow NO + I_2 + H_2O}$

d) $\mathbf{MnO_4^- + I^- \rightarrow MnO_4^{2-} + IO_3^-}$

a) Reducción: $NO_3^- + 2\ H^+ + 1\ e^- \rightarrow NO_2 + H_2O$

Oxidación: $I_2 + 3\ H_2O \rightarrow IO_3^- + 6\ H^+ + 5\ e^-$

$5\ HNO_3 + I_2 \rightarrow 5\ NO_2 + 2\ H_2O + HIO_3$

b) Reducción: $Pb^{4+} + 2\ e^- \rightarrow Pb^{2+}$

Oxidación: $Mn^{2+} + 4\ H_2O \rightarrow MnO_4^- + 8\ H^+ + 4\ e^-$

$2\ MnO + 5\ PbO_2 + 10\ HNO_3 \rightarrow 2\ HMnO_4 + 4\ H_2O + 5\ Pb(NO_3)_2$

c) Reducción: $NO_2^- + 2\ H^+ + 1\ e^- \rightarrow NO + 2\ H_2O$

Oxidación: $2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-$

$2\ NO_2^- + 4\ H^+ + 2\ I^- \rightarrow 2\ NO + 2\ H_2O + I_2$

d) Reducción: $MnO_4^- + 1\ e^- \rightarrow MnO_4^{2-}$

Oxidación: $I^- + 3\ H_2O \rightarrow IO_3^- + 6\ H^+ + 6\ e^-$

$6\ MnO_4^- + I^- + 3\ H_2O \rightarrow 6\ MnO_4^{2-} + IO_3^- + 6\ H^+$

5. Ajusta las siguientes reacciones redox en medio básico:

a) $\mathbf{P_4 + KOH + H_2O \rightarrow KH_2PO_2 + PH_3}$

b) $\mathbf{KIO_3 + Cl_2 + KOH \rightarrow KIO_4 + KCl + H_2O}$

c) $\mathbf{S_8 \rightarrow S^{2-} + S_2O_3^{2-}}$

a) Reducción: $P_4 + 12\ H_2O + 12\ e^- \rightarrow 4\ PH_3 + 12\ OH^-$

Oxidación: $P_4 + 8\ OH^- \rightarrow 4\ H_2PO_2^- + 4\ e^-$

$P_4 + 3\ KOH + 3\ H_2O \rightarrow 3\ KH_2PO_2 + PH_3$

b) Reducción: $Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-$

Oxidación: $IO_3^- + 2\ OH^- \rightarrow IO_4^- + H_2O + 2\ KCl$

$KIO_3 + Cl_2 + 2\ KOH \rightarrow KIO_4 + H_2O + 2\ KCl$

c) Reducción: $S_8 + 16\ e^- \rightarrow 8\ S^{2-}$

Oxidación: $S_8 + 24\ OH^- \rightarrow 4\ S_2O_3^{2-} + 12\ H_2O + 8\ e^-$

$3\ S_8 + 48\ OH^- \rightarrow 8\ S^{2-} + 8\ S_2O_3^{2-} + 24\ H_2O$

6. En medio ácido sulfúrico, el ion permanganato oxida al peróxido de hidrógeno y se reduce a ion manganeso (II). Calcula las masas equivalentes de ambos reactivos.

Las semirreacciones redox son:

Reducción: $MnO_4^- + 4\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow MnO_2 + 2\ H_2O$

Oxidación: $H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^-$

La masa equivalente de cada reactivo es igual a su masa molecular dividida por el número de electrones transferidos:

$$Eq \text{ de } MnO_4^- = \frac{54{,}938}{3} = 18{,}313 \text{ g} \quad ; \quad Eq \text{ de } H_2O_2 = \frac{34}{2} = 17 \text{ g}$$

7. El dicromato de potasio, en medio ácido, oxida a los iones yoduro a yodo, reduciéndose a sal de cromo (III). A partir de la ecuación iónica ajustada, calcula la masa de yodo obtenida a partir de la reacción de 100 mL de dicromato de potasio 0,1 M con la cantidad suficiente de yoduro de potasio.

Reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

Oxidación: $2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-$

$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ I^- \rightarrow Cr^{3+} + 7\ H_2O + 3\ I_2$

100 mL de dicromato 0,1 M contienen 0,01 moles de dicromato, que reaccionarán produciendo 0,03 moles de yodo, es decir, $0{,}03 \times 126{,}9 = 3{,}81$ g de yodo.

8. Calcula la pureza de una muestra de fósforo, sabiendo que se necesitaron 43 mL de HNO_3 1,5 M para oxidar 1,5 g de dicha muestra, según la reacción:

$$\mathbf{P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO}$$

La reacción no está ajustada. Vamos a hacerlo:

Reducción: $NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow NO + 2\ H_2O$

Oxidación: $P + 4\ H_2O \rightarrow PO_4^{3-} + 8\ H^+ + 5\ e^-$

$$3\ P + 2\ H_2O + 2\ HNO_3 \rightarrow 3\ H_3PO_4 + 5\ NO$$

43 mL de disolución de ácido nítrico 1,5 M contienen 0,0645 moles de ácido nítrico, que reaccionan con 3/5 de esa cantidad, es decir, con 0,0387 moles de fósforo.

0,0387 moles de fósforo pesan $0{,}0387 \times 30{,}97\ g = 1{,}199\ g$ de fósforo.

Por tanto, la pureza de la muestra será de $\% = \dfrac{1{,}199}{1{,}5} \times 100 = 79{,}9\ \%$

9. Dada la celda:

$$\mathbf{Sn(\mathit{s}) \mid Sn^{2+}(\mathit{aq}) \mid\mid Ag^{+}(\mathit{aq}) \mid Ag(\mathit{s})}$$

***a)* Indica el electrodo que actúa como ánodo, el que actúa como cátodo, así como el sentido en el que circulan los electrones.**

***b)* Escribe las dos semirreacciones que tienen lugar y calcula el potencial estándar de la celda formada.**

a) El ánodo, electrodo donde ocurre la oxidación, es el par $Sn|Sn^{2+}$.

El cátodo, donde ocurre la reducción, es el par $Ag^+|Ag$.

Los electrones circulan por el circuito desde el ánodo hasta el cátodo.

b) Las dos semirreacciones son:

Reducción: $Ag^+ + 1\ e^- \rightarrow Ag$, $E^o = +0{,}80$ V

Oxidación: $Sn^+ \rightarrow Sn^{2+} + 2\ e^-$, $E^o = +0{,}14$ V

El potencial estándar de la pila es: $E^o = +0{,}94$ V

10. Se construye una pila sumergiendo una varilla de Fe en una disolución 1 M de iones Fe^{2+}, y una varilla de Cu en una disolución 1 M de iones Cu^{2+}. Las dos semiceldas se separan mediante un puente salino que contiene KCl.

***a)* Escribe las semirreacciones que tienen lugar, indicando qué electrodo actúa como ánodo, cuál como cátodo, y la función que tiene el puente salino.**

***b)* Calcula el potencial de la pila formada.**

***c)* Escribe cómo representarías esta pila.**

a) El potencial estándar de reducción del par $Fe^{2+}|Fe$ es $-0{,}44$ V.

El potencial estándar de reducción del par $Cu^{2+}|Cu$ es $+0{,}34$ V.

Por tanto, la reacción espontánea será la de oxidación del hierro y la reducción del Cu^{2+}:

Oxidación (ánodo): $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$

Reducción (cátodo): $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$

El hierro metálico del ánodo se oxida, aportando cationes hierro (II) a la disolución, y electrones, que circulan por el circuito hacia el cátodo. Los aniones cloruro del puente salino compensan el exceso de carga positiva que aparece en la disolución.

En el cátodo, los electrones que provienen del ánodo más los cationes cobre (II) se reducen, depositándose cobre metálico en él. El defecto de carga positiva que se produce es compensado por los cationes potasio del puente salino.

El puente salino sirve, por tanto, para compensar cargas y cerrar el circuito eléctrico.

b) El potencial estándar de la pila será:

$$E^\circ = -(-0{,}44) + 0{,}34 = 0{,}78\ V$$

c) La representación de la pila es: $Fe|Fe^{2+}\ ||\ Cu^{2+}|Cu$

11. ¿Cuáles son las reacciones iónicas y el potencial estándar de la celda compuesta por los pares Fe^{3+}/Fe^{2+} y Cd^{2+}/Cd?

La reacción espontánea es la siguiente:

Oxidación: $Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2\ e^-$

Reducción: $Fe^{3+} + 1\ e^- \rightarrow Fe^{2+}$

El potencial estándar de la pila es: $E^\circ = -(-0{,}40) + 0{,}77 = 1{,}17\ V$

12. A la vista de los datos de potencial de la tabla que se muestra en el Apéndice del libro, justifica la validez de las siguientes afirmaciones:

***a)* El Cu reduce al ion Ag^+.**

***b)* El polo negativo de una pila formada por ambos electrodos sería el electrodo de Ag.**

***c)* De todas las especies presentes, el ion Ag^+ es el oxidante más fuerte.**

a) Verdadero. El cobre está por encima de la plata en la tabla:

$E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = +0{,}34$ V; $E^\circ(Ag^+/Ag) = +0{,}80$ V. La reacción espontánea será la oxidación del cobre y la reducción del catión plata.

b) Falso. El polo negativo (ánodo) es donde ocurre la oxidación: estaría el cobre.

c) Verdadero. El potencial de reducción más alto (y, por tanto, la mayor capacidad oxidante) corresponde al par Ag^+/Ag.

13. Dados los potenciales estándar de reducción de las semiceldas Ag^+/Ag, Mg^{2+}/Mg, Fe^{2+}/Fe, Li^+/Li, Al^{3+}/Al y Ce^{4+}/Ce^{3+}. Indica:

***a)* Cuál (o cuáles) de estos metales se oxidarán más fácilmente que el Fe.**

***b)* Qué dos electrodos de los señalados formarán la pila de mayor *fem,* señalando el que actuaría como cátodo.**

Los potenciales mencionados son:

$E^\circ(Ag^+/Ag) = +0{,}80$ V

$E^o(Mg^{2+}/Mg) = -2{,}37$ V

$E^o(Fe^{2+}/Fe) = -0{,}44$ V

$E^o(Li^{+}/Li) = -3{,}05$ V

$E^o(Al^{3+}/Al) = -1{,}66$ V

$E^o(Ce^{4+}/Ce^{3+}) = +1{,}61$ V

a) Los metales que se oxidan con más facilidad que el hierro son los que tienen un E^o menor que el del hierro, es decir, magnesio, litio y aluminio.

b) La pila de mayor *fem* será la formada por el litio (ánodo), que se oxida, y el cerio (IV) (cátodo), que se reduce. El potencial de esta pila será:

$$E^o = -(-3{,}05) + 1{,}61 = 4{,}66 \text{ V}$$

14. Halla el potencial de reducción de un electrodo de Zn (*s*) en una disolución 0,1 M de $ZnSO_4$ (*aq*).

El potencial, en esas condiciones, se calcula de la siguiente forma:

$$E = E^o - \frac{0{,}0592}{n} \cdot log \frac{[Zn^{2+}]}{Zn} = -0{,}76 - \frac{0{,}0592}{2} \cdot log \frac{0{,}1}{1} = -0{,}7304 \text{ V}$$

15. Predice cuáles de las siguientes reacciones en disolución acuosa ocurrirán espontáneamente:

***a)* Ca^{2+} (*aq*) + Cd (*s*) → Ca (*s*) + Cd^{2+} (*s*)**

***b)* Cu^{2+} (*aq*) + Fe^{2+} (*aq*) → Cu(*s*) + Fe^{3+} (*aq*)**

a) El potencial de esa pila sería $E^o = -2{,}87 + 0{,}40 = -2{,}47$. No es espontánea.

b) El potencial de esa pila sería $E^o = 0{,}34 + 0{,}44 = 0{,}78$. Sí es espontánea.

16. Deduce razonadamente y escribiendo la reacción ajustada si:

***a)* El hierro en su estado elemental puede ser oxidado a hierro (II) con iones MnO_4^-.**

***b)* Si el Fe^{2+} puede ser oxidado a Fe^{3+} con iones MnO_4^- en medio básico.**

a) Las semirreacciones son:

Oxidación: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$

Reducción: $MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow MnO_2 + 4\ H_2O$

$5\ Fe + 2\ MnO_4^- + 16\ H^+ \rightarrow 5\ Fe^{2+} + 2\ MnO_2 + 8\ H_2O$

El potencial de esta pila es $E^o = 0{,}44 + 1{,}51 = 1{,}95$ V. Es una reacción espontánea.

b) En este caso, las semirreacciones serían:

Oxidación: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1\ e^-$

Reducción: $MnO_4^- + 2\ H_2O + 3\ e^- \rightarrow MnO_2 + 4\ OH^-$

$3\ Fe^{2+} + MnO_4^- + 2\ H_2O \rightarrow 3\ Fe^{3+} + MnO_2 + 4\ OH^-$

El potencial de esta pila sería $E^o = -0{,}77 + 0{,}59 = -0{,}18$. No sería espontánea.

17. Justifica por qué:

***a)* Los iones Fe^{3+} y Sn^{2+} no pueden coexistir en la misma disolución.**

***b)* No se debe introducir una cucharilla de cobre en una disolución de nitrato de plata.**

a) Los potenciales estándar de reducción del hierro (III) y del estaño (IV) son, respectivamente, +0,77 y +0,13. Por tanto, el potencial estándar de una pila en la que el hierro (III) se reduce y el estaño (II) se oxida es de 0,77 − 0,13 = 0,64 V. Se produciría espontáneamente la reacción: no pueden coexistir.

b) Los potenciales estándar de reducción del cobre y de la plata son, respectivamente, +0,34 y +0,80. Por tanto, se produciría espontáneamente la oxidación del cobre y la reducción del catión plata, con un potencial $E^o = -0{,}34 + 0{,}80 = 0{,}46$ V.

18. Se mezclan en un vaso, A, volúmenes iguales de una disolución que contiene iones Au^{3+} y otra que contiene iones Cr^{3+}. En otro vaso, B, se mezclan volúmenes iguales de una disolución que contiene Au^{3+} y otra que contiene Ag^+. Razona si en alguno de los dos vasos se producirá reacción y, en caso afirmativo, escribe e indica las especies oxidante y reductora.

a) El potencial estándar de reducción del par Au^{3+}/Au es +1,50 V.

El potencial estándar de reducción del par $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ es +1,33 V.

La reacción de reducción del catión oro (III) (oxidante) y oxidación del catión cromo (III) (reductor) es espontánea:

$$Au^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Au$$

$$2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O \rightarrow Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+$$

b) En el caso B, los dos iones son la forma más oxidada de su especie: es imposible ninguna reacción de oxidación-reducción.

19. Se desea determinar la composición de una muestra de latón (aleación de Zn y Cu). Para ello, se toman 0,4 g de muestra, que se hacen reaccionar con HCl 0,1 M, necesitándose 40 mL de ácido hasta completar la reacción. Calcula el porcentaje de Zn y Cu en el latón.

La reacción que se produce es: $Zn + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Los 40 mL de ácido clorhídrico 0,1 M contienen 0,004 moles. Por tanto, en la muestra había 0,002 moles de cinc, que pesan 0,002 × 65,38 g = 0,13076 g de cinc. Esto supone un 32,69% del peso del latón.

La cantidad de cobre será de 0,4 − 0,13076 g = 0,26924 g, un 67,31%.

20. ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 720 mmHg y 20 ºC, se obtiene en la electrólisis completa de una disolución acuosa 0,1 M de NaCl?

La electrólisis del cloruro de sodio sucede por dos semirreacciones:

Reducción: $2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-$

Oxidación: $2\ Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$

Proceso global: $2\ H_2O(l) + 2\ Cl^-(aq) \rightarrow H_2(g) + Cl_2(g) + 2\ OH^-$

En 1 L de la disolución 0,1 M de NaCl hay 0,1 moles de esta sal. Así, se producirán 0,05 moles de hidrógeno que, en las condiciones descritas, ocuparán un volumen de:

$$V_{H_2} = \frac{0{,}05 \text{ mol} \times 0{,}082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 293{,}15 \text{ K}}{\frac{720}{760} \text{ atm}} = 1{,}27 \text{ L}$$

21. ¿Qué cantidad de electricidad es necesaria para depositar en el cátodo todo el oro contendido en un litro de disolución 0,1 M de $AuCl_3$?

Para depositar 1 mol de oro a partir del catión oro (III), hacen falta 3 faraday.

Para depositar 0,1 moles, harán falta 0,3 F = 28 941 C.

22. Una corriente de 5,00 A que circula durante 30 minutos, deposita 3,048 g de cinc en el cátodo. Calcula la masa equivalente del cinc.

$$q = I \cdot t = 5 \text{ A} \times (30 \times 60) \text{ s} = 9\,000 \text{ C}$$

Para depositar un equivalente, hace falta 1 F = 96 470 C.

Para depositar 3,048 g de cinc, han hecho falta 9 000 C.

Por tanto, la masa equivalente del cinc será:

$$\frac{3{,}048 \text{ g} \times 96\,470 \text{ C}}{9\,000 \text{ C}} = 32{,}67 \text{ g}$$

23. La misma cantidad de electricidad que libera 0,6474 g de plata, deposita en el cátodo de una cuba electrolítica que contiene una sal de oro, 0,3942 g de este metal. Determina el estado de oxidación del oro en dicha sal.

0,6474 g de plata son $\frac{0{,}6474 \text{ g}}{M_{Ag}} = \frac{0{,}6474 \text{ g}}{107{,}8682 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 6 \cdot 10^{-3}$ moles de Ag.

0,3942 g de oro son $\frac{0{,}3942 \text{ g}}{M_{Au}} = \frac{0{,}3942 \text{ g}}{196{,}9665 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2 \cdot 10^{-3}$ moles de Au.

Como la reacción de la plata es de reducción del catión Ag^+ a plata metálica, Ag, si esa electricidad ha servido para transformar un número de moles de oro 1/3 menor, es que el estado de oxidación del oro era +3.

24. Se conectan en serie dos cubas electrolíticas que contienen $CuSO_4$ y $Al_2(SO_4)_3$, respectivamente, por las que ha circulado una corriente de 0,5 A durante 1,5 horas.

***a)* Escribe las reacciones que se producen en el cátodo de ambas cubas.**

***b)* Calcula la masa de producto que se ha depositado en dicho electrodo.**

a) En el cátodo de la primera cuba ocurre la reducción del cobre: $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$

En el cátodo de la segunda cuba ocurre la reducción del sulfato:

$$SO_4^{2-} + 4\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow SO_2 + 2\ H_2O$$

b) La cantidad de electricidad generada es:

$$0{,}5 \text{ A} \times (1{,}5 \times 3\,600) \text{ s} = 2\,700 \text{ C}$$

Por tanto, se depositan $\frac{2\,700\ \text{C} \times 63{,}546\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \times 96\,470\ \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0{,}889$ g de Cu en la primera cuba, y $\frac{2\,700\ \text{C} \times 64{,}06\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \times 96\,470\ \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0{,}889$ g de SO_2 en la segunda cuba.

25. Se desea platear electrolíticamente una superficie metálica de 10 cm² hasta alcanzar un recubrimiento de 0,74 mm de espesor. Para ello, se dispone de una corriente de 0,75 A. Calcula el tiempo que ha de estar circulando la corriente.

La densidad de la plata es 10,5 g/cm³.

El volumen que se quiere platear es $V = 10\ \text{cm}^2 \times 0{,}074\ \text{cm} = 0{,}74\ \text{cm}^3$, lo que supone $0{,}74 \times 10{,}5 = 7{,}77$ g de plata; es decir, $\frac{7{,}77\ \text{g}}{107{,}91\ \text{g/mol}} = 7{,}2 \times 10^{-2}$ moles.

Para depositar un mol, hacen falta 96 470 C, luego para depositar $7{,}2 \times 10^{-2}$ moles, hacen falta (0,75 A · x segundos) C.

Por tanto, $x = \frac{7{,}2 \cdot 10^{-2}\ \text{mol} \times 96\,740\ \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}}{0{,}75\ \text{A}} = 9\,287{,}04$ segundos o 2,57 horas.

26. Para platear una pulsera colocada como cátodo, se hace pasar durante 1 hora una corriente de 0,6 A a través de un litro de una disolución acuosa 1,0 M de nitrato de plata. Calcula:

***a)* La masa de plata depositada en la pulsera.**

***b)* La concentración de ion Ag^+ que quedará al final en la disolución.**

a) La cantidad de electricidad que circula es: $q = I \cdot t = 0{,}6 \times 3\,600 = 2\,160$ C.

La masa de plata depositada será:

$$\frac{2\,160\ \text{C} \times 107{,}8692\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}}{96\,470\ \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2{,}4152\ \text{g de Ag}$$

b) Si hemos perdido $\frac{2{,}4152\ \text{g Ag}}{107{,}8682\ \text{g/mol}} = 2{,}239 \cdot 10^{-2}$ moles de Ag, y la disolución tenía 1 mol, queda una disolución de concentración 0,9776 M, ya que:

$$\frac{1 - 2{,}239 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}}{1\ \text{L}} = 0{,}9776\ \text{mol/L}$$

Problemas de Selectividad

1. Una disolución acuosa de HNO_3 reacciona con $H_2S(g)$ para formar $S(s)$ y $NO(g)$.

a) Ajusta la reacción molecular aplicando el método del ion-electrón.

b) Calcula el volumen de H_2S (g), medido a 60 ºC y 760 Torr (mmHg) para que reaccione con 500 mL de disolución acuosa de ácido nítrico cuatro molar.

Propuesto en Cantabria, en 2006

La reacción sin ajustar es:

$$HNO_3(aq) + H_2S(g) \rightarrow S(s) + NO(g) + H_2O(l)$$

a) De la ecuación observamos que el N pasa de ***n.o.*** = +5 (V), en el HNO_3, a ***n.o.*** = = +2 (II), en el NO. Como disminuye (reduce) su ***n.o.,*** la especie oxidante, es decir, la especie que experimenta el proceso de reducción, será el ácido nítrico (en realidad el ion nitrato, NO_3^-). Para disminuir su ***n.o.*** en tres unidades, debe tomar tres electrones de la especie reductora.

NOTA: Recuerda que el HNO_3 es un ácido fuerte, por lo que en disolución acuosa está totalmente disociado en sus iones.

Por otro lado, el azufre pasa de tener ***n.o.*** = –2 (–II), en el H_2S, a ***n.o.*** = 0 en el S. Este elemento químico aumenta el valor de su número de oxidación; luego se oxida. Es decir, la especie reductora, que es la que experimenta la oxidación, será el H_2S. Para aumentar el S su ***n.o.*** en dos unidades, debe ceder dos electrones a la especie oxidante.

Las semirreacciones que se producen son:

Semirreacción de reducción: $\{NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow NO + 2\ H_2O\} \times 2$

Semirreacción de oxidación: $\{H_2S \rightarrow S + 2\ H^+ + 2\ e^-\} \times 3$

Reacción iónica: $2\ NO_3^- + 2\ H^+ + 3\ H_2S \rightarrow 2\ NO + 3\ S + 4\ H_2O$

donde hemos multiplicado por dos la primera semirreacción y por tres la segunda, para igualar el número de electrones. Además, hemos simplificado los H^+, ya que aparecen en los dos miembros. Para obtener la reacción molecular, asignamos los 2 H^+ a la especie ácida que los suministra, que es el HNO_3, con lo que nos queda:

$$2\ HNO_3 + 3\ H_2S \rightarrow 2\ NO + 3\ S + 4\ H_2O$$

b) En 500 mL de HNO_3 4 M hay 2 mol de ácido nítrico (en 1 L, es decir, 1 000 mL, hay 4 mol; luego en 500 mL, la mitad, habrá la mitad de moles).

Según la estequiometría de la reacción, 2 mol de HNO_3 necesitan 3 mol de H_2S que, suponiendo que se comporta como un gas ideal, $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, ocuparán un volumen de:

$$1\ atm \times V = 3\ mol \times 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1} \times (60 + 273)\ K$$

de donde: $V = 81{,}9$ L de H_2S

2. Calcula la cantidad de níquel depositado (a partir de una disolución de Ni^{2+}) en el cátodo de una celda electrolítica cuando se hace pasar una corriente de 0,246 A durante un tiempo de 3 640 s.

Datos: **1 F = 96 500 C · mol^{-1}; masa atómica relativa del Ni = 58,7.**

Propuesto en Castilla-La Mancha, en 2007

El proceso de reducción del Ni^{2+}, que tiene lugar en el cátodo, viene descrito por la ecuación:

Reducción (cátodo): $Ni^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Ni(s)$

que nos indica que por cada mol de Ni que se deposite en el cátodo son necesarios 2 mol de e^-. La cantidad de carga que ha pasado por el citado electrodo vale:

$$q = I \cdot t;\ \ q = 0{,}246\ \text{A} \times 3\,640\ \text{s} = 895{,}4\ \text{C}$$

Y, teniendo en cuenta la masa molar del Ni, 58,7 g/mol, y el significado de la constante de Faraday (la carga eléctrica que transporta 1 mol de e^-, 1 F = 96 500 C), podemos escribir:

$$\frac{1\ \text{mol Ni}}{2\ \text{mol de } e^-} = \frac{58{,}7\ \text{g de Ni}}{2 \times 96\,500\ \text{C}} = \frac{x}{895{,}4\ \text{C}};\ \ x = 0{,}272\ \text{g de Ni}$$