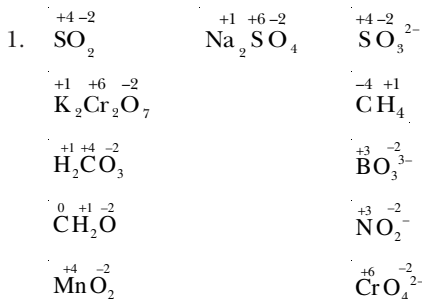


9. Reacciones de transferencia de electrones

PREPARACIÓN DE LA UNIDAD (pág. 233)

- Hidróxido de cromo (III) ion sulfito
- Sulfato de hierro (III) ion cromato
- Ácido carbónico ion borato
- Nitrato de cinc ion nitrito
- Óxido de nitrógeno (II) ion hidrogenosulfato
- Yodato de potasio ion hipoclorito
- Fe₂O₃ CO
- HNO₃ H₂O₂
- Cu(NO₃)₂ KMnO₄
- ZnCr₂O₇ MnSO₄
- Na₂C₂O₄ Hg₂CO₃

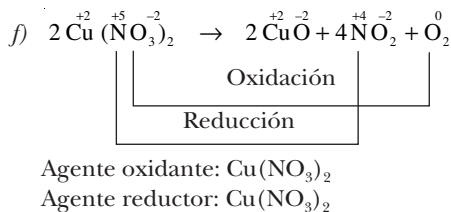
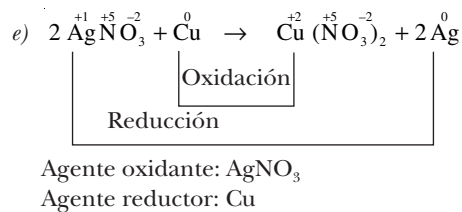
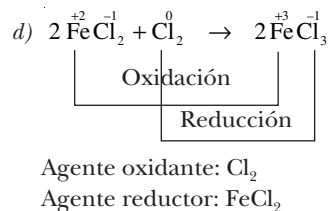
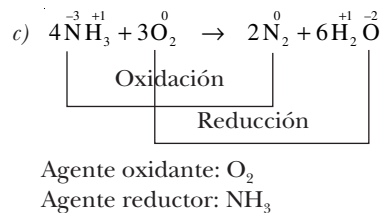
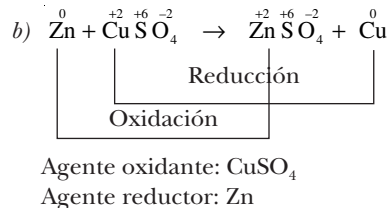
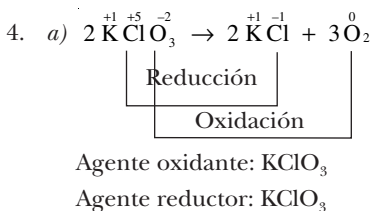
1. REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN (pág. 236)



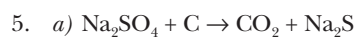
2. No es posible la reducción de un agente oxidante si al mismo tiempo no se oxida un agente reductor.

La frase es correcta, ya que para que un agente oxidante se reduzca es necesario que gane electrones. Éstos deberán proceder de un agente reductor, que se oxide y pierda electrones.

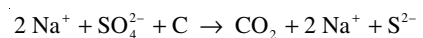
3. Carácter oxidante I₂ < Br₂ < Cl₂ < F₂
- Reductores conjugados I⁻ Br⁻ Cl⁻ F⁻
- Carácter reductor F⁻ < Cl⁻ < Br⁻ < I⁻



2. AJUSTE DE ECUACIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN (pág. 238)



1. Se expresa en forma iónica:

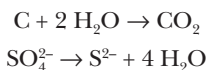


2. Se escriben las semirreacciones:

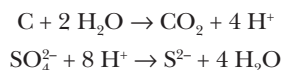


3. Tanto C como S están ajustados.

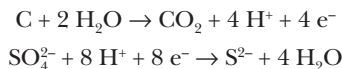
4. Ajuste del oxígeno:



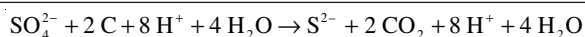
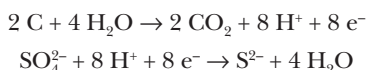
5. Ajuste del hidrógeno:



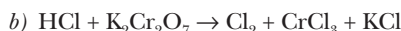
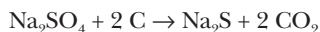
6. Ajuste de cargas:



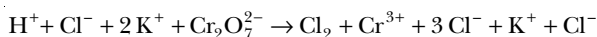
7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:



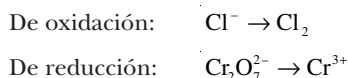
8. Se simplifica y se escribe la ecuación en forma molecular:



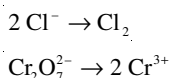
1. Se expresa en forma iónica:



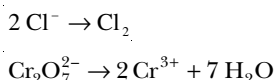
2. Se escriben las semirreacciones:



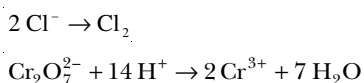
3. Se ajusta cada elemento:



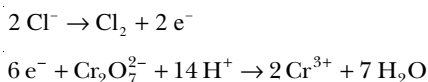
4. Se ajusta el oxígeno:



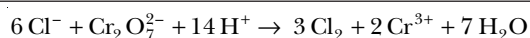
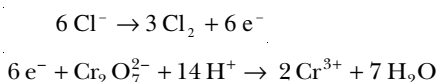
5. Se ajusta el hidrógeno:



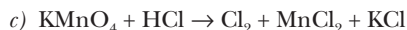
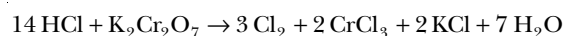
6. Se ajustan las cargas:



7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:



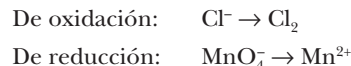
8. Se simplifica y se escribe la ecuación en forma molecular:



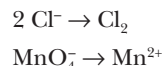
1. Se expresa en forma iónica:



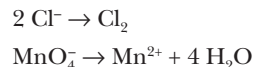
2. Se escriben las semirreacciones:



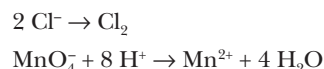
3. Se ajusta cada elemento:



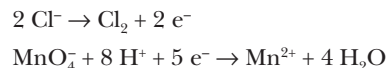
4. Se ajusta el oxígeno:



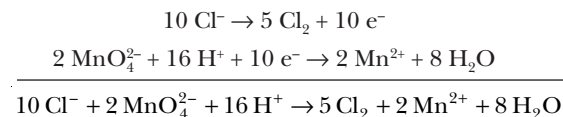
5. Se ajusta el hidrógeno:



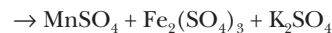
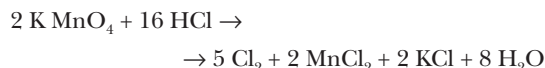
6. Se ajustan las cargas:



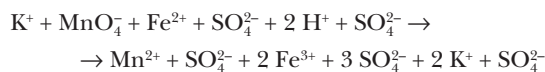
7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:



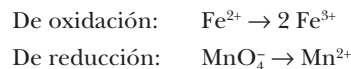
8. Se simplifica y se escribe en forma molecular:



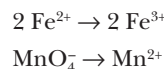
1. Se expresa en forma iónica:



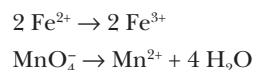
2. Se escriben las semirreacciones:



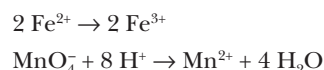
3. Se ajusta cada elemento:



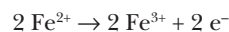
4. Se ajusta el oxígeno:

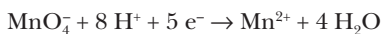


5. Se ajusta el hidrógeno:

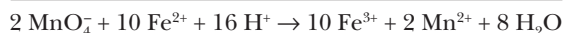


6. Se ajustan las cargas:

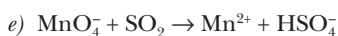
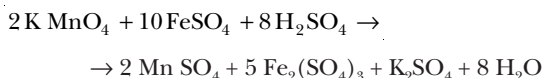




7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:



8. Se simplifica y se escribe la ecuación en forma molecular:



1. Está expresada en forma iónica.

2. Se escriben las semirreacciones:

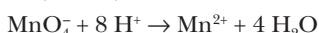
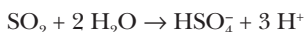


3. Los elementos están ajustados.

4. Se ajusta el oxígeno:



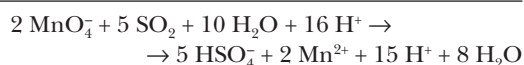
5. Se ajusta el hidrógeno:



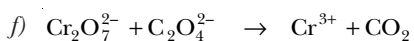
6. Se ajustan cargas:



7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:



8. Se simplifica:

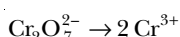
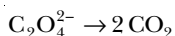


1. Ya está expresada en forma iónica.

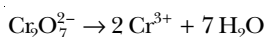
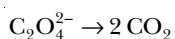
2. Se escriben las semirreacciones:



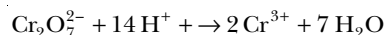
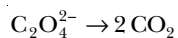
3. Se ajustan los elementos:



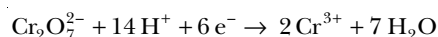
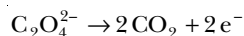
4. Se ajusta el oxígeno:



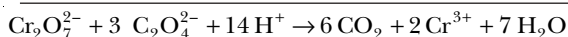
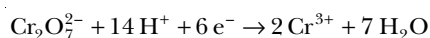
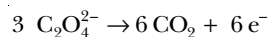
5. Se ajusta el hidrógeno:



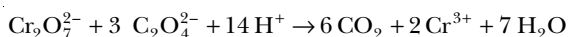
6. Se ajustan las cargas:



7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:



8. Finalmente obtenemos:

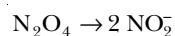
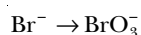


1. Ya está expresada en forma iónica.

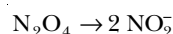
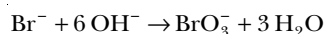
2. Se escriben las semirreacciones:



3. Se ajustan los elementos:

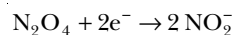
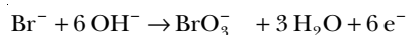


4. Se ajusta el oxígeno:

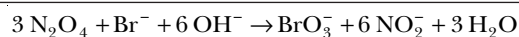
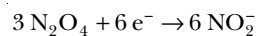


5. Los hidrógenos ya quedaron ajustados en el paso anterior.

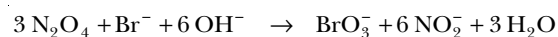
6. Se ajustan las cargas:



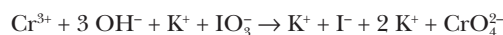
7. Igualamos el número de electrones y sumamos las dos ecuaciones:



Simplificamos y obtenemos:



1. Se expresa la ecuación en forma iónica:



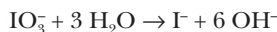
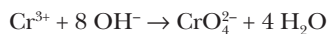
2. Se escriben las semirreacciones:



De reducción: $\text{IO}_3^- \rightarrow \text{I}^-$

3. Los elementos ya están ajustados.

4. Se ajusta el oxígeno:

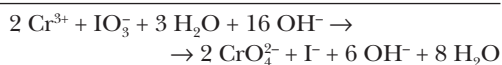


5. El hidrógeno ya está ajustado.

6. Se ajustan las cargas:



7. Se iguala el número de electrones y se suman las ecuaciones:



8. Se simplifica y se escribe en forma molecular:

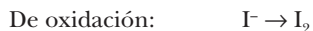


c) $\text{KI} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{KOH}$

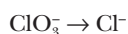
1. Se expresa la ecuación en forma iónica:



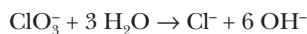
2. Se escriben las semirreacciones:



3. Se igualan los elementos:

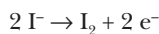


4. Se ajusta el oxígeno:

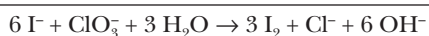
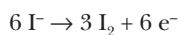


5. Los hidrógenos ya están ajustados.

6. Se ajustan las cargas:



7. Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:



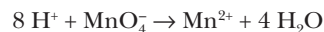
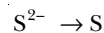
8. Se simplifica y se escribe en forma molecular:



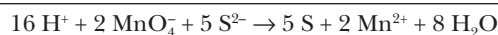
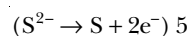
7. 1. Se escriben las semirreacciones:



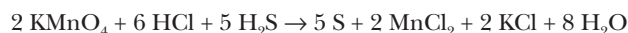
2. Los elementos ya están igualados. Se ajustan los oxígenos y los hidrógenos.



3. Se iguala el número de electrones y se suman las ecuaciones:



Para expresarlo en forma molecular, suponemos medio ácido de HCl:



Oxidante Reductor

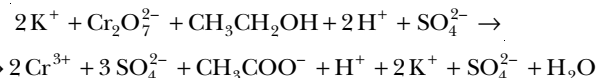
Se oxida: S^{2-}

Se reduce: MnO_4^-

8. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$



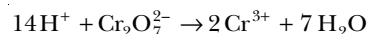
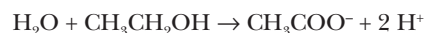
1. Se expresa en forma iónica:



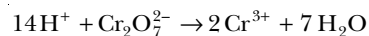
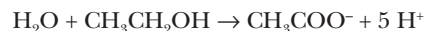
2. Se escriben las semirreacciones con los elementos igualados:



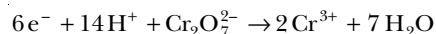
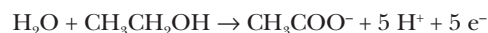
3. Se ajusta el oxígeno:



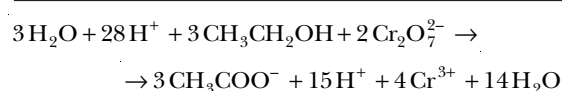
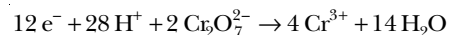
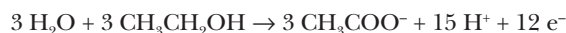
4. Se ajusta el hidrógeno:



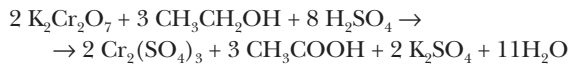
5. Se ajustan las cargas:



6. Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:



7. Se simplifica y se escribe en forma molecular:



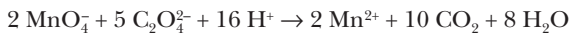
3. VALORACIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN (pág. 239)

9. Datos:

$$V(\text{KMnO}_4) = 15,4 \text{ mL}; V(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 25,0 \text{ mL}$$

$$M(\text{KMnO}_4) = 0,1205 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad M(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = ?$$

Ecuación iónica:



Se calculan los moles de KMnO_4 utilizados:

$$15,4 \text{ mL KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,1205 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ L}} = 1,856 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4$$

Según la reacción, 2 mol de KMnO_4 reaccionan con 5 mol de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$:

$$1,856 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4 \cdot \frac{5 \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{2 \text{ mol KMnO}_4} = 4,639 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

Se calcula la molaridad de la disolución de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$:

$$M(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{4,639 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{25,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0,1856 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

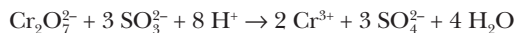
La disolución de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ es **0,1856 M**. El oxidante es KMnO_4 . El reductor es $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

10. Datos:

$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = ?; M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 0,3143 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 28,42 \text{ mL}; V(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 25,00 \text{ mL}$$

La ecuación iónica:



Se calculan los moles de Na_2SO_3 utilizados:

$$25,00 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,3143 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3}{1 \text{ L}} = 7,858 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{SO}_3$$

Según la reacción, 3 moles de Na_2SO_3 reaccionan con 1 mol de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

$$7,858 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{SO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{3 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3} = 2,619 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Se calcula la molaridad de la disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{2,619 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{28,42 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0,0922 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

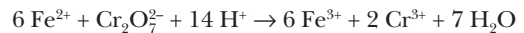
La disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ es **0,0922 M**. El oxidante es $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. El reductor es Na_2SO_3 .

11. Datos:

$$V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 30,5 \text{ mL}; V(\text{FeSO}_4) = 25,0 \text{ mL}$$

$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,1507 \text{ M}; M(\text{FeSO}_4) = ?$$

Ecuación iónica:



Se calculan los moles de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ utilizados:

$$30,5 \text{ mL K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,1507 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ L}} = 4,596 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Según la ecuación, 1 mol de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ reacciona con 6 moles de FeSO_4 :

$$4,596 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{6 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 27,576 \cdot 10^{-3} \text{ mol FeSO}_4$$

Se calcula la molaridad de la disolución de FeSO_4 :

$$M(\text{FeSO}_4) = \frac{27,576 \cdot 10^{-3} \text{ mol FeSO}_4}{25,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 1,1030 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

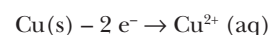
La molaridad de la disolución de FeSO_4 es **1,1030 M**. El oxidante es $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. El reductor es FeSO_4 .

4. PILAS VOLTAICAS (pág. 243)

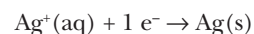
12. Si el electrodo estándar de cobre hace de cátodo, significa que se produce la reacción de reducción, y esto se puede comprobar porque aumentará el peso de la lámina de cobre.

13. Datos: El electrodo de cobre es ánodo.

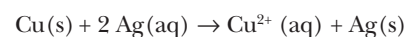
Ánodo: Semirreacción de oxidación:



Cátodo: Semirreacción de reducción



Reacción global de la pila:



Los electrones son cedidos por el electrodo de cobre y circulan hacia el electrodo de plata, es decir, del ánodo al cátodo.

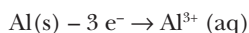
Notación abreviada:



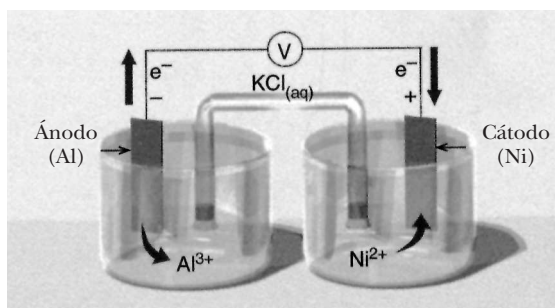
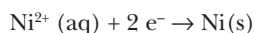
14. Datos:



Ánodo: Semirreacción de oxidación:

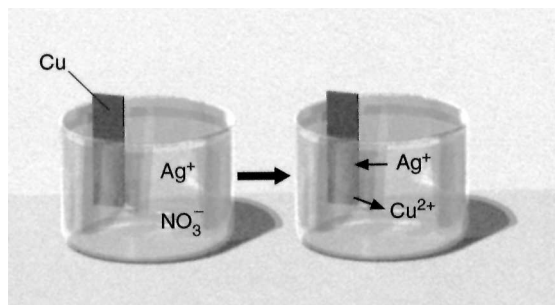


Cátodo: Semirreacción de reducción:



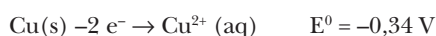
En el ánodo tiene lugar la semirreacción de oxidación del aluminio, de manera que parte del aluminio de la placa metálica se desprende y pasa a la disolución como Al^{3+} , liberando 3 electrones que circulan por el conductor externo metálico hasta el cátodo. Estos electrones son utilizados en el cátodo para reducir el Ni^{2+} de la solución y transformarlo en níquel sólido que se deposita en la placa metálica, aumentando así la masa de níquel.

15.

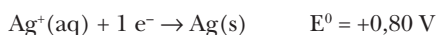


El color azul de la disolución indica la presencia del ion Cu^{2+} en la disolución. Por tanto, parte de Cu metálico se habrá oxidado, cediendo electrones que pueden utilizar los iones Ag^+ de la disolución para reducirse y depositarse sobre la placa de cobre como Ag sólida.

Oxidación:

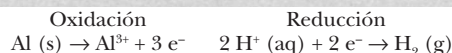
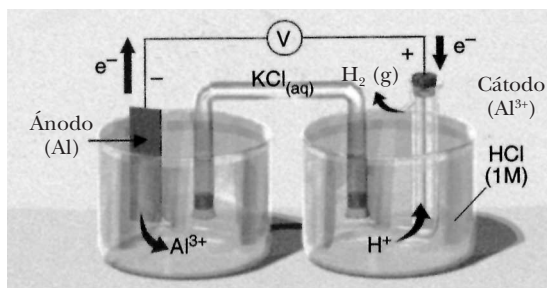


Reducción:



Comprobamos que la reacción es favorable.

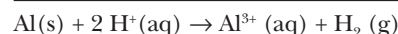
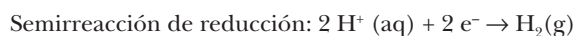
16.



El ánodo será el electrodo de aluminio y el cátodo el electrodo de hidrógeno. De manera que en el ánodo tendrá lugar la oxidación del aluminio, cediendo electrones que circularán por el circuito exterior hasta el cátodo, donde se producirá la reducción de protones de la disolución del cátodo (por ejemplo, una disolución $\text{HCl}(1 \text{ M})$). Y se desprenderá $\text{H}_2(\text{g})$.

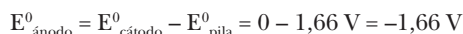
El aluminio que se oxide pasará a la disolución, como podría ser $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Las reacciones son:

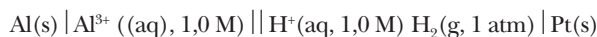


La fem de la pila será: $E^0_{\text{pila}} = +1,66 \text{ V}$

$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$, de manera que se puede calcular el potencial del aluminio a partir del de la pila:

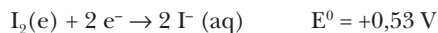
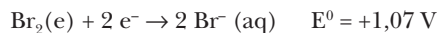


Notación abreviada:



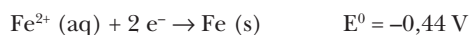
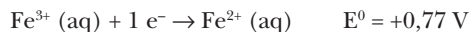
5. SERIE DE POTENCIALES ESTÁNDAR DE REDUCCIÓN (pág. 247)

17. a) Br_2 o I_2



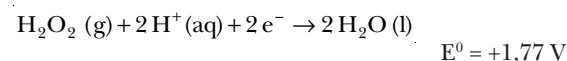
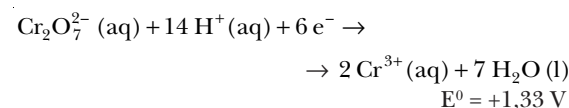
Como el carácter oxidante es mayor cuanto más positivo es E^0 , el Br_2 es más oxidante.

b) Fe^{3+} o Fe^{2+}



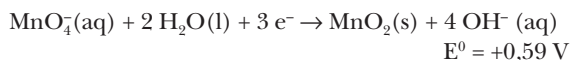
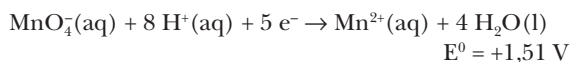
El oxidante más fuerte es Fe^{3+} , por tener un potencial estándar de reducción más positivo.

c) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ en medio ácido o H_2O_2 en medio ácido.



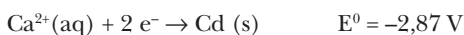
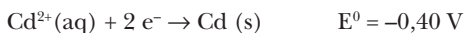
El oxidante más fuerte es H_2O_2 , por tener un E^0 más positivo.

d) MnO_4^- en medio ácido o MnO_4^- en medio básico.



El oxidante más fuerte es MnO_4^- en medio ácido, por tener un E^0 más positivo.

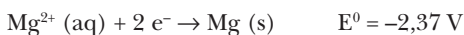
18. Cd o Ca



El reductor más fuerte será aquel que su oxidante conjugado sea el oxidante más débil; el oxidante más débil es aquel que tiene un E^0 más negativo (o menos positivo).

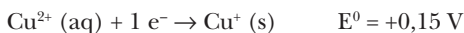
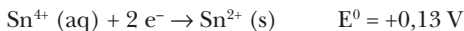
El reductor más fuerte es el Ca.

Fe o Mg



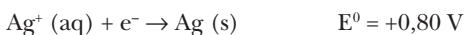
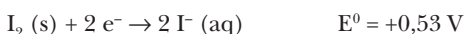
El reductor más fuerte es Mg, porque el oxidante conjugado es el oxidante más débil.

Sn^{2+} o Cu^+



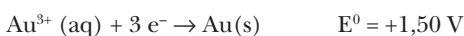
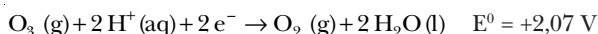
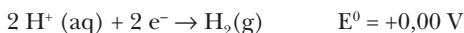
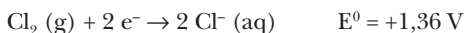
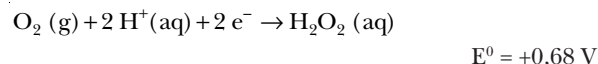
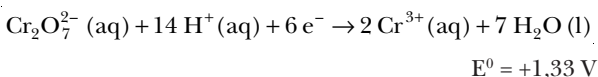
El reductor más fuerte es Sn^{2+} , porque el oxidante conjugado es el oxidante más débil.

I⁻ o Ag

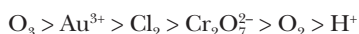


El reductor más fuerte es I^- porque el oxidante conjugado es el oxidante más débil.

19. Escribimos las semirreacciones y sus potenciales estándar:

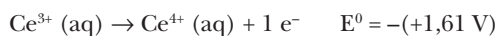
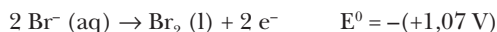
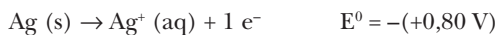
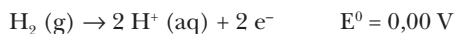
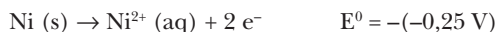
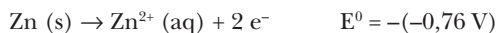


El de mayor poder oxidante es aquel que tenga un E^0 más positivo:

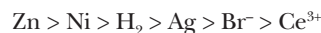


20. Escribimos las semirreacciones de oxidación y el potencial de oxidación correspondiente cambiando el signo cuando se invierta una ecuación:

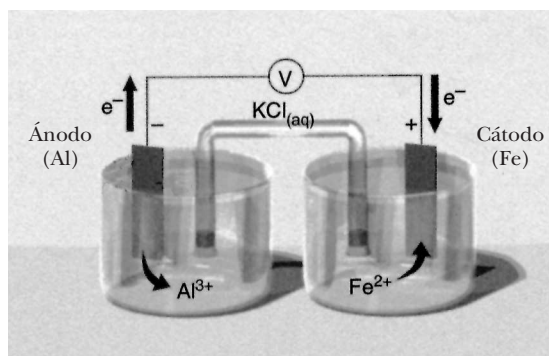
Semirreacciones de oxidación:



Será mayor reductor aquel que tenga el potencial estándar de oxidación mayor:



21. Fe^{2+}/Fe y Al^{3+}/Al

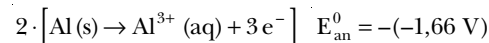


Actuará como cátodo el electrodo con potencial estándar mayor: Fe^{2+}/Fe .

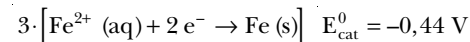
El ánodo será: Al^{3+}/Al .

Se escriben las semirreacciones y la reacción global:

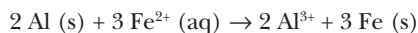
Oxidación (ánodo):



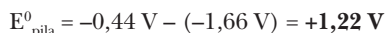
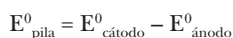
Reducción (cátodo):



Reacción global:



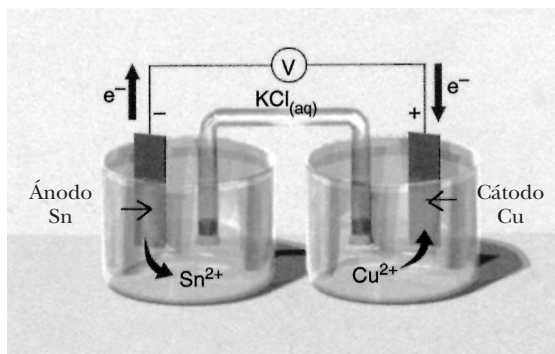
Fem estándar de la pila:



Notación abreviada:



Cu²⁺/Cu y Sn²⁺/Sn



Oxidación Sn → Sn²⁺ + 2 e⁻ Reducción Cu²⁺ + 2 e⁻ → Cu

Cu²⁺/Cu (E⁰ = +0,34 V)

Sn²⁺/Sn (E⁰ = -0,14 V)

Actuará como cátodo el electrodo con E⁰ mayor; en este caso, Cu²⁺/Cu; y como ánodo, el Sn²⁺/Sn.

Se escriben las semirreacciones y la reacción global:

Oxidación (ánodo):
Sn (s) → Sn²⁺ (aq) + 2 e⁻ E⁰_{an} = -(-0,14 V)

Reducción (cátodo):
Cu²⁺ (aq) + 2 e⁻ → Cu (s) E⁰_{cat} = +0,34 V

Reacción global:
Sn (s) + Cu²⁺ (aq) → Sn²⁺ (aq) + Cu (s)

Fem estándar de la pila:

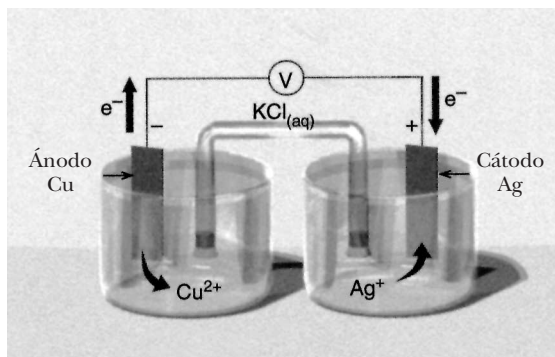
$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

$$E^0_{\text{pila}} = +0,34 \text{ V} - (-0,14 \text{ V}) = +0,48 \text{ V}$$

Notación abreviada:



Ag⁺/Ag y Cu²⁺/Cu



Oxidación Cu → Cu²⁺ + 2 e⁻ Reducción Ag⁺ + 1 e⁻ → Ag

Ag⁺/Ag (E⁰ = +0,80 V)

Cu²⁺/Cu (E⁰ = +0,34 V)

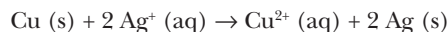
Actuará como cátodo el electrodo con E⁰ mayor; en este caso, Ag⁺/Ag; y como ánodo, el Cu²⁺/Cu.

Se escriben las semirreacciones y la reacción global:

Oxidación (ánodo):
Cu (s) → Cu²⁺ (aq) + 2 e⁻ E⁰_{an} = - (+0,34 V)

Reducción (cátodo):
2 · [Ag⁺ (aq) + 1 e⁻ → Ag (s)] E⁰_{cat} = +0,80 V

Reacción global:

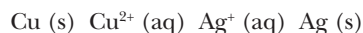


Fem estándar de la pila:

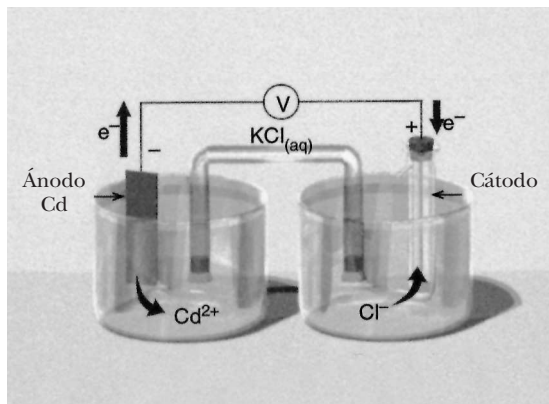
$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

$$E^0_{\text{pila}} = +0,80 \text{ V} - (+0,34 \text{ V}) = +0,46 \text{ V}$$

Notación abreviada:

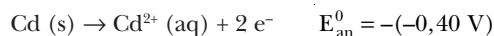


22. Cl₂ (g) + Cd (s) → Cd²⁺ (aq) + 2 Cl⁻ (aq)

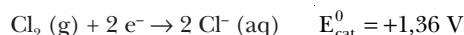


Oxidación Cd → Cd²⁺ + 2 e⁻ Reducción 2 Cl⁻ + Cl₂ + 2 e⁻

Reacción anódica (oxidación):



Reacción catódica (reducción):



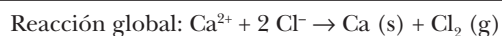
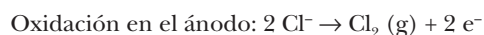
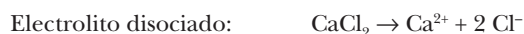
Fem estándar:

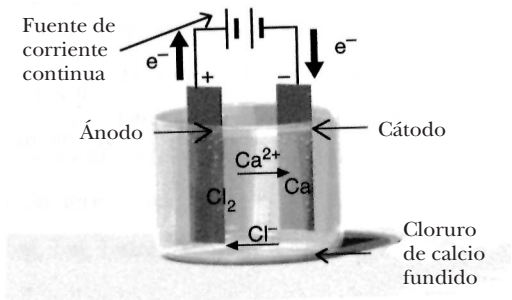
$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = +1,36 \text{ V} - (-0,40 \text{ V})$$

$$E^0_{\text{pila}} = +1,76 \text{ V}$$

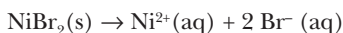
6. ELECTRÓLISIS (pág. 251)

23. Se electroliza cloruro de calcio fundido.

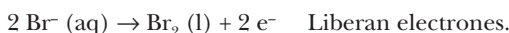




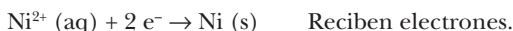
24. Bromuro de níquel (II) disuelto en agua. Se tiene un electrolito de: Br^- y Ni^{2+}



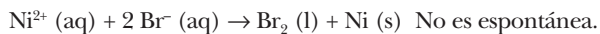
Los aniones se mueven hacia el ánodo, donde se produce la reacción de oxidación:



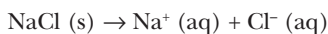
Los cationes se mueven hacia el cátodo, donde se produce la reacción de reducción:



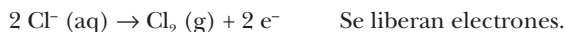
La reacción global es:



25. Cloruro de sodio disuelto en agua. Se tiene un electrolito de Na^+ y Cl^- :

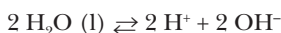


Los aniones se mueven hacia el ánodo, donde se produce la reacción de oxidación:

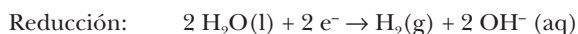
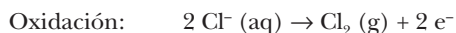


Los cationes se moverán hacia el cátodo, pero se reducirán antes las moléculas de agua que los iones Na^+ . En realidad, la reducción que tiene lugar es la de protones: $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$

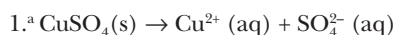
Pero al reducir H^+ , se liberan OH^- :



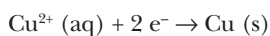
Como $E^0(\text{Na}^+/\text{Na}) = -2,71 \text{ V}$ y $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = -0,00 \text{ V}$, se reduce antes H^+ que Na^+ .



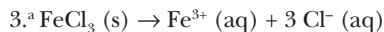
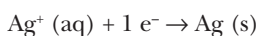
26. En las tres disoluciones se tiene:



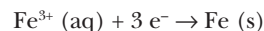
En el cátodo, semirreacción de reducción:



En el cátodo, semirreacción de reducción:



En el cátodo, semirreacción de reducción:



27. Los elementos de la cuba electrolítica deben ser:

Cátodo: el objeto metálico que se va a recubrir.

Ánodo: una barra del metal que se quiere utilizar para recubrir, en este caso, de plata.

Electrólito: debe ser una sal de plata.

La plata de la barra que forma el ánodo se oxida pasando a Ag^+ .

A su vez, la plata del electrolito se dirige al cátodo, formado por el objeto que se quiere recubrir, donde se reduce de nuevo a $\text{Ag}(\text{s})$ y se deposita en la superficie del objeto.

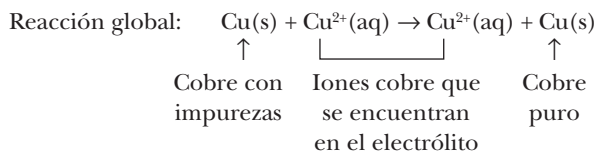
28. La *galvanostegia* y la *galvanoplastia* son dos procedimientos que se fundamentan en los baños electrolíticos y están incluidos dentro de la galvanotecnia.

La *galvanostegia* estudia los procedimientos para recubrir superficies metálicas por electroposición de otro metal, con la finalidad de protegerlas o de mejorar su aspecto externo.

La *galvanoplastia*, en cambio, es una técnica que se utiliza para obtener objetos metálicos por electroformación a partir de moldes o modelos que después se separan, total o parcialmente, de la pieza obtenida. El molde ha de ser químicamente inerte e indeformable en las condiciones de electrólisis, y puede ser conductor o no.

Los metales más utilizados en la galvanostegia son: cobre, níquel, cinc, cadmio, cromo, estaño, oro y plata. En la galvanoplastia, para la construcción de los moldes se utiliza: acero, níquel, cobre, aluminio, cinc, resinas epoxi, yeso, cera y madera.

La galvanostegia comprende las fases de: preparación de la superficie y recubrimiento en baño electrolítico.



30. Datos: $I = 6 \text{ A}$

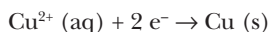
$$t = 1 \text{ h y } 30 \text{ min} = 1 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} + 30 \text{ m} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 5400 \text{ s}$$

Disolución de CuSO_4 .

Se calcula la carga que circula por la celda:

$$Q = I \cdot t = 6 \text{ A} \cdot 5400 \text{ s} = 32400 \text{ C}$$

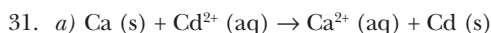
Se calcula la masa depositada en el cátodo según la semirreacción de reducción que tiene lugar:



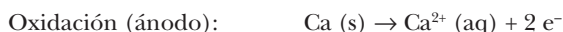
utilizando la ecuación de Faraday:

$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot Q = \frac{63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \text{ e}^{-} \cdot 96487 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 32400 \text{ C} = \mathbf{10,67 \text{ g}}$$

RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 255)



Según la reacción global, deben ocurrir estas semi-reacciones:



Los potenciales estándar son: $\text{Ca}^{2+}/\text{Ca} \quad E^{\circ} = -2,87 \text{ V}$

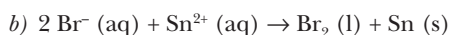
$\text{Cd}^{2+}/\text{Cd} \quad E^{\circ} = -0,40 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

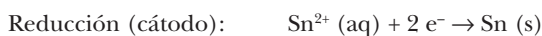
$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = -0,40 \text{ V} - (-2,87 \text{ V}) = +2,47 \text{ V}$$

La reacción es espontánea porque E°_{pila} es positiva.



Según la reacción global, deben ocurrir estas semi-reacciones:



Los potenciales estándar son: $\text{Br}/\text{Br}^{-} \quad E^{\circ} = +1,07 \text{ V}$

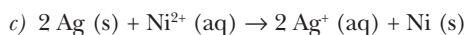
$\text{Sn}^{2+}/\text{Sn} \quad E^{\circ} = -0,14 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

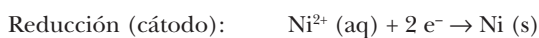
$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = -0,14 \text{ V} - (+1,07 \text{ V}) = -1,21 \text{ V}$$

La reacción no es espontánea porque E°_{pila} es negativa.



Según la reacción global, deben ocurrir estas semi-reacciones:



Los potenciales estándar son: $\text{Ag}^{+}/\text{Ag} \quad E^{\circ} = +0,80 \text{ V}$

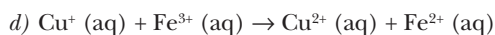
$\text{Ni}^{2+}/\text{Ni} \quad E^{\circ} = -0,25 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = -0,25 \text{ V} - (-0,80 \text{ V}) = -1,05 \text{ V}$$

La reacción no es espontánea porque E°_{pila} es negativa.



Según la reacción global, deben ocurrir estas semi-reacciones:



Los potenciales estándar son: $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^{+} \quad E^{\circ} = +0,15 \text{ V}$

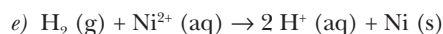
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} \quad E^{\circ} = +0,77 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

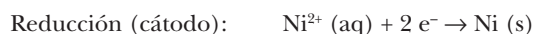
$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = +0,77 \text{ V} - (+0,15 \text{ V}) = +0,62 \text{ V}$$

La reacción es espontánea porque E°_{pila} es positiva.



Según la reacción global, deben ocurrir estas semi-reacciones:



Los potenciales estándar son: $\text{H}^{+}/\text{H}_2 \quad E^{\circ} = 0,00 \text{ V}$

$\text{Ni}^{2+}/\text{Ni} \quad E^{\circ} = -0,25 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = -0,25 \text{ V} - (0,00 \text{ V}) = -0,25 \text{ V}$$

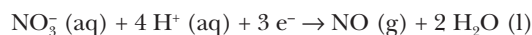
La reacción no es espontánea porque la fem de la pila es negativa.

f) Según el enunciado, las semirreacciones que se producen son:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



Los potenciales estándar son:

$\text{MnO}_4^{-}/\text{Mn}^{2+} \quad E^{\circ} = +1,51 \text{ V}$

$\text{NO}_3^{-}/\text{NO} \quad E^{\circ} = +0,96 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = 0,96 \text{ V} - (+1,51 \text{ V}) = -0,55 \text{ V}$$

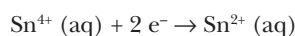
La reacción no será espontánea porque E°_{pila} es negativa.

g) Según el enunciado, las semirreacciones que se producen son:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



Los potenciales estándar son:

$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+} \quad E^{\circ} = +0,13 \text{ V}$

$\text{NO}_3^{-}/\text{NO} \quad E^{\circ} = +0,96 \text{ V}$

La fem de la pila es:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

$$E^0_{\text{pila}} = +0,13 \text{ V} - (+0,96 \text{ V}) = -0,83 \text{ V}$$

La reacción no es espontánea porque la fem de la pila es negativa.

h) Según el enunciado, las semirreacciones que se producen son:



Los potenciales estándar son: $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb} \quad E^0 = -0,13 \text{ V}$

$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} \quad E^0 = +0,77 \text{ V}$

La fem de la pila es:

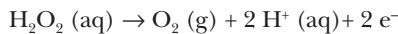
$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

$$E^0_{\text{pila}} = +0,77 \text{ V} - (-0,13 \text{ V}) = +0,90 \text{ V}$$

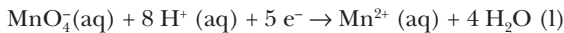
La reacción es espontánea porque la fem es positiva.

i) Según el enunciado, las semirreacciones que se producen son:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



Los potenciales estándar son: $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2 \quad E^0 = +0,68 \text{ V}$

$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} \quad E^0 = +1,51 \text{ V}$

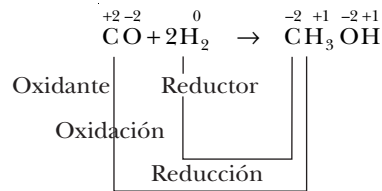
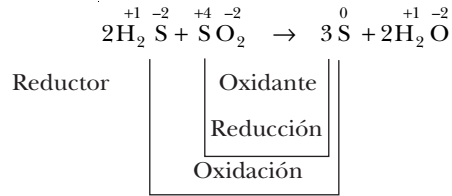
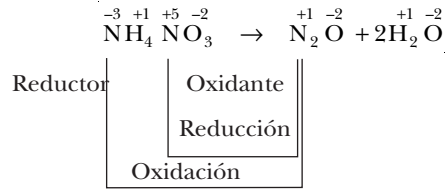
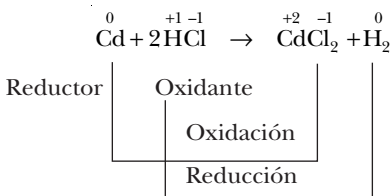
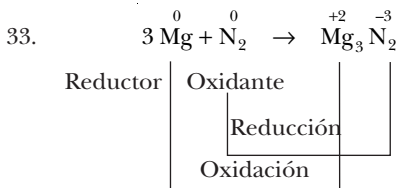
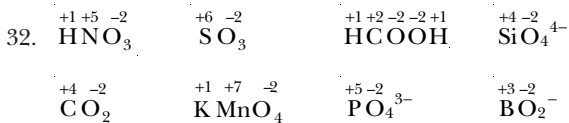
La fem de la pila es:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

$$E^0_{\text{pila}} = +1,51 \text{ V} - 0,68 \text{ V} = 0,83 \text{ V}$$

La reacción es espontánea porque la fem es positiva.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS (págs. 256 y 257)



34. El litio es un reductor más fuerte que el cinc.

Significa que la reacción de oxidación del litio es más favorable que la del cinc, de manera que el litio reduce algunas sustancias que no reduce el cinc.

También, su oxidante conjugado, Li^+ , es más débil que el oxidante conjugado del cinc, Zn^{2+} , y por consiguiente, el Li es un reductor más fuerte.



Reductor Oxidante Reductor Oxidante
 conjugado conjugado

El oxidante conjugado más fuerte es el que corresponde al reductor más débil (Zn), por tanto, es Zn^{2+} el oxidante más fuerte.

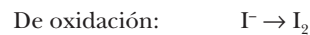
35. a) En medio ácido:



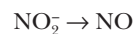
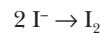
1. Se expresa en forma iónica:



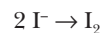
2. Se escriben las semirreacciones:



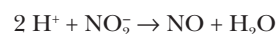
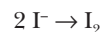
3. Se ajusta cada elemento:



4. Se ajusta el oxígeno:



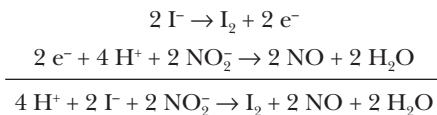
5. Se ajusta el hidrógeno:



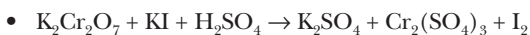
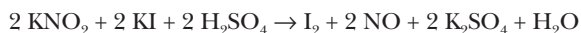
6. Ajuste de cargas:



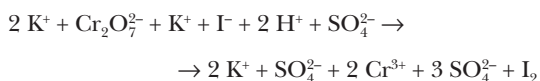
7. Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:



8. Se simplifica y se escribe la ecuación en forma molecular:



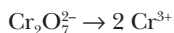
1. Se expresa en forma iónica:



2. Se escriben las semirreacciones:



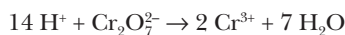
3. Ajuste de cada elemento:



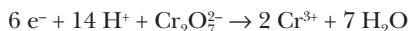
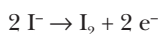
4. Ajuste de oxígeno:



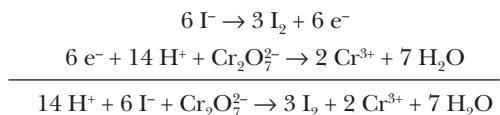
5. Ajuste de hidrógeno:



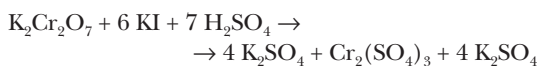
6. Ajuste de cargas:



7. Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:



8. Se simplifica y se escribe la ecuación en forma molecular:

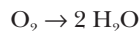


1. No se puede escribir en forma iónica.

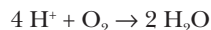
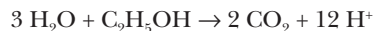
2. Se escriben las semirreacciones con los elementos igualados:



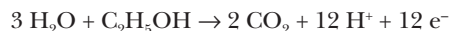
3. Ajuste de oxígenos:



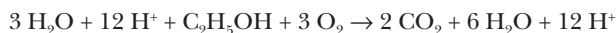
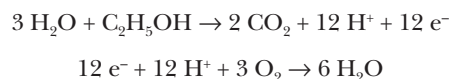
4. Ajuste de hidrógenos:



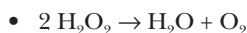
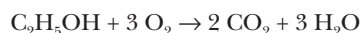
5. Ajuste de cargas:



6. Se igualan las cargas y se suman las ecuaciones:



7. Simplificando:

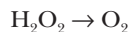


1. No se puede escribir en forma iónica.

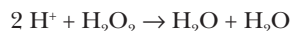
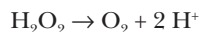
2. Se escriben las semirreacciones:



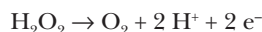
3. Ajuste de oxígenos:



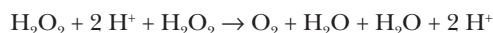
4. Ajuste de hidrógenos:



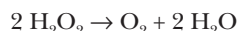
5. Ajuste de cargas:



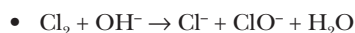
6. Se suman:



7. Se simplifica:

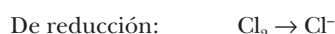


b) *En medio básico:*

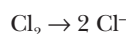
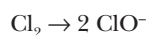


1. Ya está expresada en forma iónica.

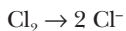
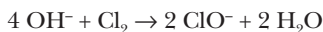
2. Se escriben las semirreacciones:



3. Se ajusta cada elemento:

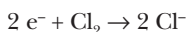


4. Ajuste de oxígenos:

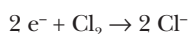


5. Los hidrógenos ya están ajustados.

6. Ajuste de cargas:



7. Sumamos las dos ecuaciones:



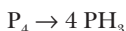
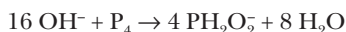
8. Ecuación final:



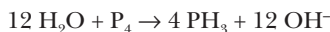
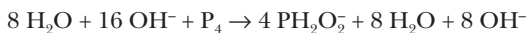
1. Se escriben las semirreacciones, con dos elementos igualados:



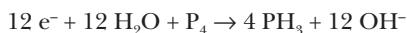
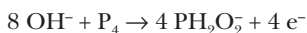
2. Ajuste de oxígenos:



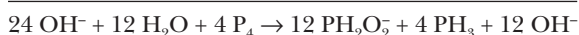
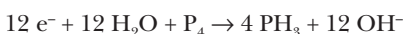
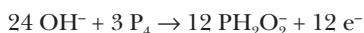
3. Ajuste de hidrógenos:



4. Ajuste de cargas:



5. Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:

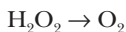


36. 1. Las dos semirreacciones son:

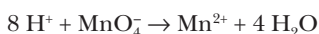
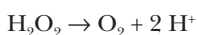


2. Los elementos están igualados.

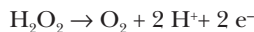
3. Ajuste de oxígenos:



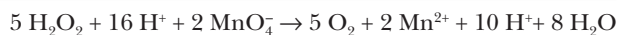
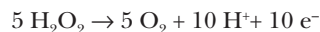
4. Ajuste de hidrógenos:



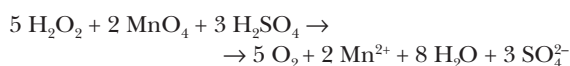
5. Ajuste de cargas:



6. Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:



7. Reacción final:

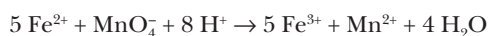


37. Datos: $M(\text{KMnO}_4) = 0,020 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$M(\text{FeSO}_4) = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$V(\text{KMnO}_4) = ?$; $V(\text{FeSO}_4) = 40,00 \text{ mL}$

Reacción iónica:



Se calculan los moles de FeSO_4 utilizados:

$$40,00 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,100 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ L}} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol FeSO}_4$$

Según la reacción, 5 moles de FeSO_4 reaccionan con 1 mol de KMnO_4 :

$$4 \cdot 10^{-3} \text{ mol FeSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol FeSO}_4} = 0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4$$

Se calcula el volumen de la disolución de KMnO_4 que se necesita:

$$V(\text{KMnO}_4) = 0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,020 \text{ mol KMnO}_4} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 40,00 \text{ mL KMnO}_4$$

Se necesitan **40,00 mL** de KMnO_4 .

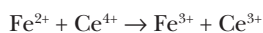
38. Datos: $V(\text{FeSO}_4) = 50,0 \text{ mL}$

$V(\text{Ce}(\text{SO}_4)_2) = 32,00 \text{ mL}$

$M(\text{FeSO}_4) = ?$

$M(\text{Ce}(\text{SO}_4)_2) = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Reacción iónica:



Reductor Oxidante

Se calculan los moles de $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$ utilizados:

$$32,00 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,100 \text{ mol Ce}(\text{SO}_4)_2}{1 \text{ L}} = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ce}(\text{SO}_4)_2$$

Según la reacción, 1 mol de FeSO_4 reacciona con 1 mol de $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$.

$$3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ce}(\text{SO}_4)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ mol Ce}(\text{SO}_4)_2} =$$

$$= 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol FeSO}_4$$

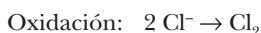
Se calcula la molaridad de la disolución de FeSO_4 :

$$M(\text{FeSO}_4) = \frac{3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol FeSO}_4}{50,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

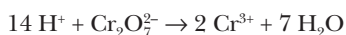
$$M(\text{FeSO}_4) = 0,0640 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La disolución de FeSO_4 es **0,0640 M**.

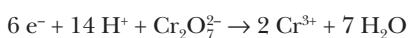
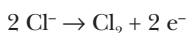
39. a) Las dos semirreacciones con los elementos ajustados:



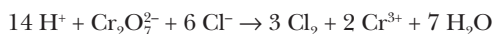
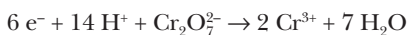
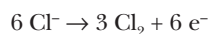
Y de hidrógenos:



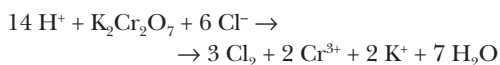
Ajuste de cargas:



Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:



Reacción:



b) $V(\text{Cl}_2) = ?$

$$V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 100 \text{ mL}$$

$$T = (273 + 25 \text{ }^\circ\text{C}) = 298 \text{ K}$$

$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,030 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$P = 1,2 \text{ atm; } \quad \text{exceso KCl}$$

El reactivo limitante es $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Se calculan los moles de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ que han reaccionado:

$$100 \text{ mL K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,030 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ L}} =$$

$$= 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Según la reacción, 1 mol de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ que reacciona permite obtener 3 moles de Cl_2 :

$$3 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \frac{3 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cl}_2$$

Se calcula el volumen de Cl_2 obtenido, utilizando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V = \frac{9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1,2 \text{ atm}}$$

$$V = \mathbf{0,183 \text{ L de Cl}_2}$$

40. a) $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

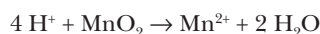
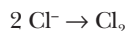
Ecuación iónica:



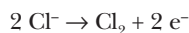
Semirreacciones con los elementos igualados:



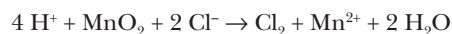
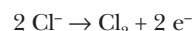
Ajuste de oxígenos y de hidrógenos:



Ajuste de cargas:



Se suman las reacciones:



Reacción:



b) Datos:

$$P = 700 \text{ mm Hg; } V(\text{HCl}) = 150 \text{ mL } 35 \%$$

$$T = (30 \text{ }^\circ\text{C} + 273) = 303 \text{ K} \quad \rho = 1,17 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$$

$$V(\text{Cl}_2) \quad \text{Suficiente MnO}_2$$

Reactivo limitante HCl

Se calculan los moles de HCl que se hacen reaccionar:

$$150 \text{ mL} \cdot \frac{1,17 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,46 \text{ g HCl}} = 1,685 \text{ mol HCl}$$

Según la reacción, por cada 4 moles de HCl que se hacen reaccionar, se obtiene 1 mol de Cl_2 :

$$1,685 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{4 \text{ mol HCl}} = 0,421 \text{ mol Cl}_2$$

Se calcula el volumen de cloro obtenido según la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,421 \text{ mol Cl}_2 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{700 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}}}$$

El volumen de cloro obtenido es **11,4 L**.



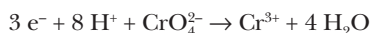
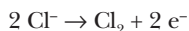
a) Ecuación iónica:



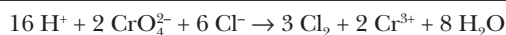
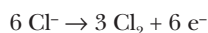
Semirreacciones con los elementos ajustados:



Ajuste de cargas:



Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:



Ecuación molecular:



b) Datos:

$$m(\text{K}_2\text{CrO}_4) = ?$$

$$m(\text{CrCl}_3) = 100 \text{ g}$$

Rendimiento 60 %

Se calcula el número de moles que se va a obtener de CrCl_3 :

$$M(\text{CrCl}_3) = 1 \cdot 52,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 3 \cdot 35,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{CrCl}_3) = 158,35 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$100 \text{ g CrCl}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CrCl}_3}{158,35 \text{ g CrCl}_3} = 0,63 \text{ mol CrCl}_3$$

Según la reacción, para que se obtengan 2 moles de CrCl_3 se necesitan 2 moles de K_2CrO_4 .

$$0,63 \text{ mol CrCl}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4}{2 \text{ mol CrCl}_3} = 0,63 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4$$

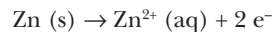
Se calculan la masa molar del K_2CrO_4 y la masa de éste necesaria, considerando que la reacción tiene un rendimiento del 60 %.

$$M(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 2 \cdot 39,10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 52,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 4 \cdot 16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 194,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$0,63 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4 \cdot \frac{194,2 \text{ g K}_2\text{CrO}_4}{1 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g}}{60 \text{ g}} = 203,9 \text{ g K}_2\text{CrO}_4$$

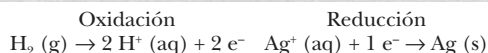
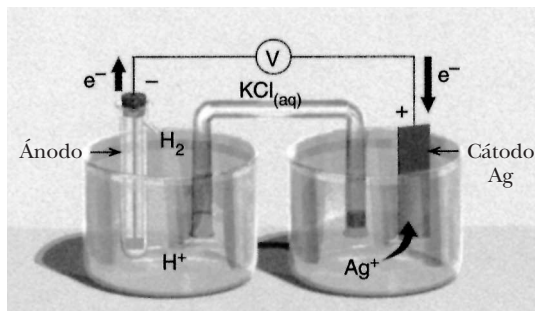
Se necesitan **203,9 g** de K_2CrO_4 para obtener 100 g de CrCl_3 .

42. El electrodo de cinc es el ánodo. Esto implica que en este electrodo se produce la oxidación:

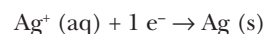


De manera que parte del cinc del electrodo pasa a la disolución como Zn^{2+} . Se podrá comprobar porque la masa del electrodo irá disminuyendo.

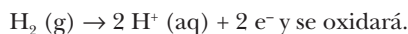
43.



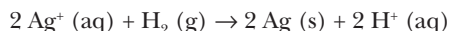
Si el electrodo de plata es el cátodo, se producirá la reacción de reducción de la plata:



mientras que el otro electrodo será el electrodo estándar de hidrógeno, que estará en el ánodo:



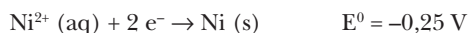
La reacción global:



Notación abreviada:

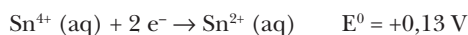
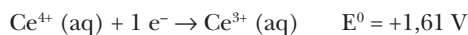


44. a) H^+ o Ni^{2+}



El oxidante más fuerte es H^+ por tener un potencial de reducción más positivo.

b) Ce^{4+} o Sn^{4+}



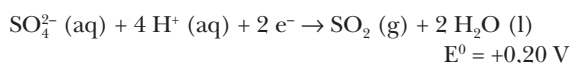
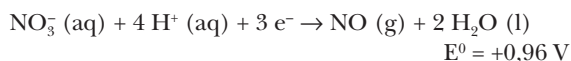
El oxidante más fuerte es Ce^{4+} por tener un potencial de reducción más elevado.

c) Mn^{2+} o H^+



El oxidante más fuerte es H^+ porque tiene un potencial de reducción mayor.

d) NO_3^- o SO_4^{2-}



El oxidante más fuerte es NO_3^- porque tiene el potencial de reducción positivo.

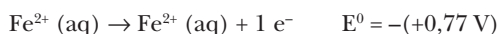
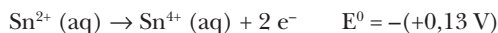
45. Escribimos las semirreacciones de oxidación, con el potencial de oxidación correspondiente, de manera que el que tenga el potencial de oxidación mayor será el más reductor:

a) K o Na



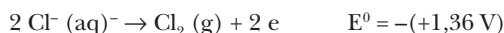
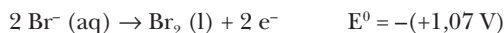
Es más reductor el potasio porque K^+ es el oxidante más débil.

b) Sn^{2+} o Fe^{2+}



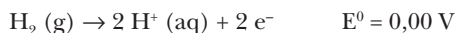
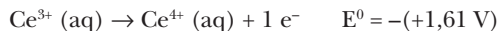
Es más reductor el Sn^{2+} porque su oxidante conjugado (Sn^{4+}) es el más débil.

c) Br^- o Cl^-



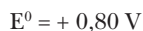
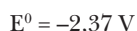
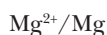
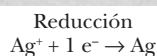
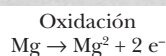
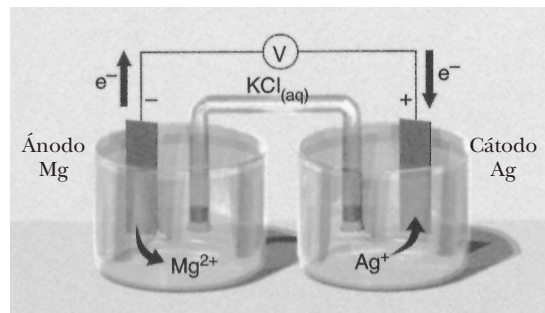
Es más reductor el Br^- porque su oxidante conjugado (Br_2) es el más débil.

d) Ce^{3+} o H_2



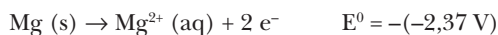
Es más reductor el H_2 porque su oxidante conjugado (H^+) es el más débil.

46. a)

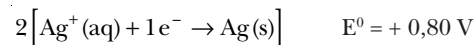


El oxidante más fuerte es Ag^+ ; por tanto, el electrodo de plata será el cátodo y el de magnesio el ánodo:

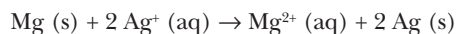
Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



Reacción global:

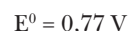
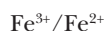
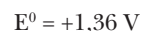
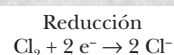
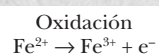
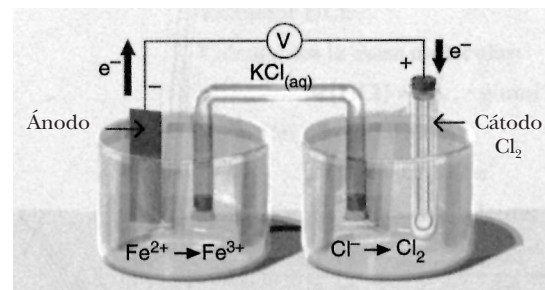


La fem de la pila:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

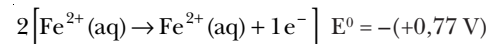
$$E^0_{\text{pila}} = +0,80 \text{ V} - (-2,37 \text{ V}) = +3,17 \text{ V}$$

b)



El oxidante más fuerte es Cl_2 ; por tanto, el electrodo de cloro será el cátodo y el de hierro el ánodo:

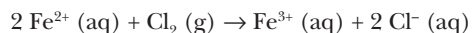
Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



Reacción global:



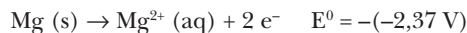
La fem de la pila:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

$$E^0_{\text{pila}} = +1,36 \text{ V} - (+0,77 \text{ V}) = 0,59 \text{ V}$$

47. $\text{Mg (s)} + \text{Pb}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}^{2+} (\text{aq}) + \text{Pb (s)}$

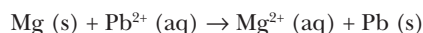
Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



Reacción global:



La fem de la pila:

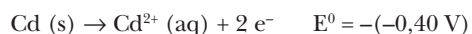
$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

$$E^0_{\text{pila}} = -0,13 \text{ V} - (-2,37 \text{ V}) = 2,24 \text{ V}$$

48. a) $\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + \text{Cd (s)} \rightarrow \text{Ni (s)} + \text{Cd}^{2+} (\text{aq})$

Según la reacción, las semirreacciones serán:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):

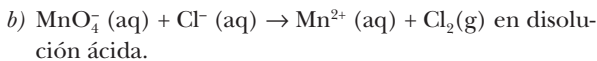


La fem de la pila:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

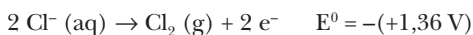
$$E^0_{\text{pila}} = -0,25\text{ V} - (-0,40\text{ V}) = 0,15\text{ V}$$

Sí será una reacción espontánea porque la fem de la pila es positiva.

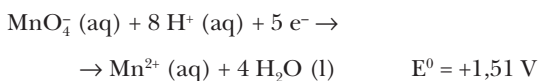


Según la reacción, las semirreacciones serán:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):

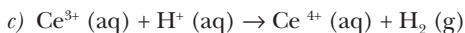


La fem de la pila:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

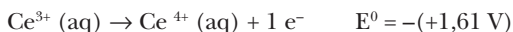
$$E^0_{\text{pila}} = +1,51\text{ V} - (+1,36\text{ V}) = 0,15\text{ V}$$

La reacción será espontánea porque la fem de la pila es positiva.

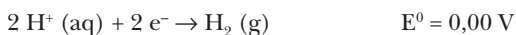


Según el enunciado, las semirreacciones serán:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):

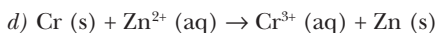


La fem de la pila:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

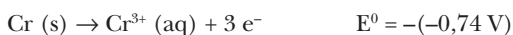
$$E^0_{\text{pila}} = 0,00\text{ V} - (+1,61\text{ V}) = -1,61\text{ V}$$

La reacción no será espontánea porque la fem de la pila es negativa.

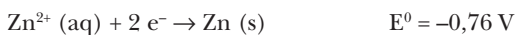


Según el enunciado, las semirreacciones son:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):

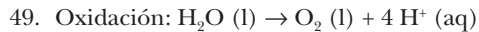


La fem de la pila:

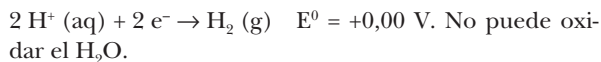
$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

$$E^0_{\text{pila}} = -0,76\text{ V} - (-0,74\text{ V}) = -0,02\text{ V}$$

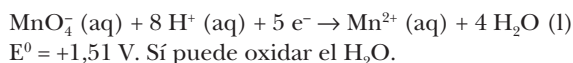
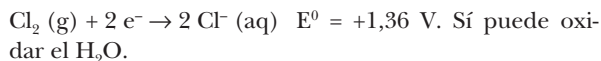
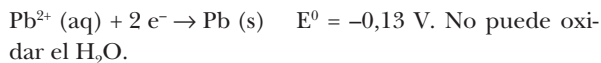
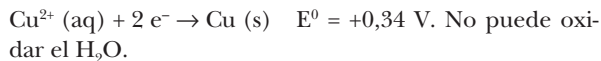
La reacción no será espontánea porque la fem de la pila es negativa.



Todas aquellas especies químicas que tengan un potencial de reducción superior al de reducción del O_2 serán oxidantes suficientemente fuertes como para oxidar el agua: $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O} \quad E^0 = +1,23\text{ V}$

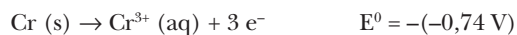


$\text{Cl}^- (\text{aq})$ no puede reducirse, por tanto, no puede actuar como oxidante.

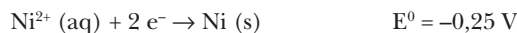


50. a) Según el enunciado, las semirreacciones son:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



La fem de la pila:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

$$E^0_{\text{pila}} = -0,25\text{ V} - (-0,74\text{ V}) = +0,49\text{ V}$$

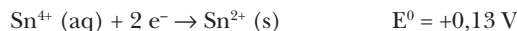
Sí puede ocurrir espontáneamente porque E^0 de la pila es positiva.

b) Según el enunciado, las semirreacciones son:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



La fem de la pila:

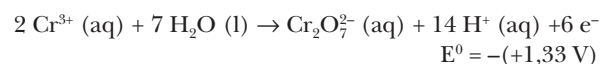
$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

$$E^0_{\text{pila}} = +0,13\text{ V} - (+0,53\text{ V}) = -0,40\text{ V}$$

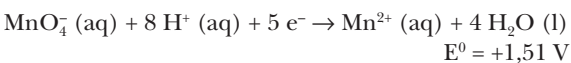
No, la reacción no puede ocurrir de manera espontánea porque E^0 de la pila es negativa.

c) Según el enunciado, las semirreacciones son:

Oxidación (ánodo):



Reducción (cátodo):



La fem de la pila:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

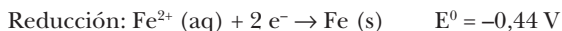
$$E^0_{\text{pila}} = +1,51 \text{ V} - (+1,33 \text{ V}) = +0,18 \text{ V}$$

Sí puede ocurrir de forma espontánea, porque E^0 de la pila es positiva.

51. *Datos:* Lámina de Ag

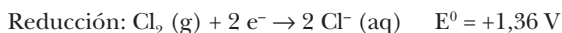
Disolución de FeSO_4

La única posibilidad es que la plata se oxide, y esto será posible si existe un oxidante con un potencial de reducción tal que la reacción global sea espontánea.

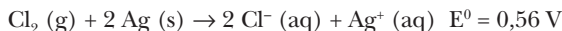


La fem de la reacción global sería negativa, de manera que no ocurriría nada por introducir la lámina de plata en la disolución.

Si se burbujeara Cl_2 , como la reacción de reducción es espontánea, probablemente se produciría la oxidación de la plata:

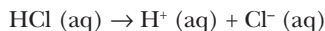


Se calcula la E^0 de la reacción global:



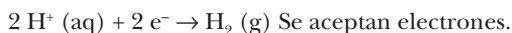
La reacción es espontánea y se oxidaría la plata a Ag^+ .

52. a) Si se tiene HCl en disolución acuosa:

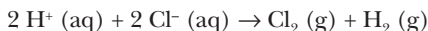


Los aniones se mueven hacia el ánodo, donde se produce la semirreacción de oxidación, y se obtiene:

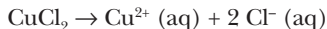
$2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-$ Libera electrones, mientras que los cationes se dirigen al cátodo, donde se da la reducción del H^+ :



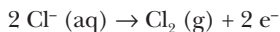
La reacción global es:



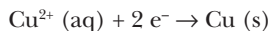
b) En disolución se tiene:



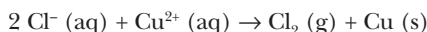
Los aniones se dirigen al ánodo, donde tiene lugar la oxidación y se obtiene:



Los cationes se dirigen al cátodo donde tiene lugar la reducción del cobre al aceptar los electrones que le llegan:



La reacción global es:



53. *Datos:* ZnSO_4 $m(\text{Zn}) = 1,53 \text{ g}$

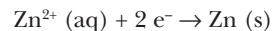
$$I = 5 \text{ A} \quad t = 15 \text{ min}$$

$$M_r(\text{Zn}) = ?$$

Se calcula la corriente que ha circulado durante la electrólisis:

$$Q = I \cdot t = 5 \text{ A} \cdot 15 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 4500 \text{ C}$$

A partir de la ecuación de Faraday, se calcula la masa molar del cinc, teniendo en cuenta la reacción que se produce en el cátodo de la celda:



$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot Q \Rightarrow M = \frac{m \cdot Z \cdot F}{Q}$$

$$M = \frac{1,53 \text{ g} \cdot 2 \text{e}^- \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 96487 \text{ C}}{4500 \text{ C}} = 65,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La masa atómica del cinc es **65,6 u**.

54. *Datos:* $I = 3,0 \text{ A}$ $m(\text{Pd}) = 2,98 \text{ g}$

$$t = 1,0 \text{ h}$$

Se calcula la carga que ha circulado por la celda:

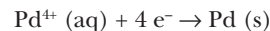
$$Q = I \cdot t = 3,0 \text{ A} \cdot 1,0 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = 10800 \text{ C}$$

A partir de la ecuación de Faraday, calculamos el número de electrones que se transfieren en la ecuación:

$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot Q \text{ de donde } Z = \frac{M}{m \cdot F} \cdot Q$$

$$Z = \frac{106,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2,98 \text{ g} \cdot 96487 \text{ C}} \cdot 10800 \text{ C} = 4 \text{e}^- \cdot \text{mol}^{-1}$$

En la reacción se transfieren 4 electrones por mol de Pd, por tanto:



El número de oxidación del metal es **+4**.

55. *Datos:*

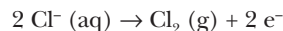
Disolución HCl $Q = 50000 \text{ C}$

En el ánodo se desprende Cl_2 .

Condiciones normales:

$$P = 1 \text{ atm} \quad T = 273 \text{ K}$$

Reacción de oxidación en el ánodo:



Se utiliza la ecuación de Faraday para saber cuántos moles de Cl_2 se producen:

$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot Q$$

$$\frac{m}{M} = \frac{Q}{Z \cdot F} = \frac{50000 \text{ C}}{2 \cdot 96487 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,26 \text{ mol Cl}_2$$

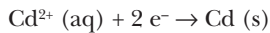
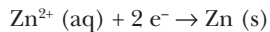
Se calcula el volumen en c.n.:

$$V(\text{Cl}_2) = 0,26 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L Cl}_2 \text{ en c.n.}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 5,82 \text{ L de Cl}_2$$

Se desprenderán **5,82 L** de Cl_2 medidos en c.n.

56. *Datos:* $I = 10 \text{ A}$ $m(\text{Zn}) + m(\text{Cd}) = 35,44 \text{ g}$

$$t = 2 \text{ h}$$



Llamamos x a la masa de Zn que se deposita e y a la de cadmio.

Planteamos una ecuación con la masa obtenida:

$$x + y = 35,44$$

Calculamos la cantidad de corriente que ha circulado:

$$Q = I \cdot t = 10 \text{ A} \cdot 2 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = 72000 \text{ C}$$

Planteamos una ecuación con la carga total que ha circulado. Para ello calculamos antes la carga que ha sido necesaria para depositar, por un lado, la masa de cadmio y, por otro, la masa de cinc:

$$x \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,38 \text{ g Zn}} \cdot \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{96487 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 2951,58 \text{ x}$$

$$y \text{ g Cd} \cdot \frac{1 \text{ mol Cd}}{112,41 \text{ g Cd}} \cdot \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Cd}} \cdot \frac{96487 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 1716,70 \text{ y}$$

Planteamos un sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} x + y = 35,44 \\ 2951,58x + 1716,70y = 72000 \end{cases}$$

$$\begin{cases} x = 9,04 \text{ g de cinc} \\ y = 26,40 \text{ g de cadmio} \end{cases}$$

Calculamos el porcentaje en masa de cinc:

$$\% \text{ Zn} = \frac{9,04 \text{ g}}{35,44 \text{ g}} \cdot 100 = \mathbf{25,51 \%}$$

57. *Datos:* $I = 6 \text{ A}$

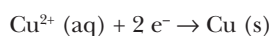
$$t = 1 \text{ h y } 30 \text{ min} = 1 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} + 30 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 5400 \text{ s}$$

Disolución CuSO_4

Se calcula la carga que ha circulado:

$$Q = I \cdot t = 6 \text{ A} \cdot 5400 \text{ s} = 32400 \text{ C}$$

A partir de la ecuación de Faraday y la reacción de reducción que tiene lugar en el cátodo, se calcula la masa que se deposita:



$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot Q = \frac{63,53 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \cdot 96487 \text{ C}} \cdot 32400 \text{ C} = 10,66 \text{ g}$$

Se obtienen **10,66 g** de cobre.

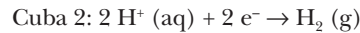
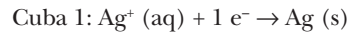
58. *Datos:*

$$m(\text{Ag}) = 0,090 \text{ g primera cuba}$$

$$V(\text{H}_2) = ?$$

En la cuba 1, disolución AgNO_3 , y pequeña cantidad H_2SO_4 en la cuba 2.

Semirreacciones en los cátodos: (reducciones)



Se aplica la expresión de Faraday para calcular la corriente que circula a partir de la plata depositada en la cuba 1:

$$Q = Z \cdot \frac{m}{M} \cdot F = 1 \text{ e}^- \cdot \frac{0,090 \text{ g}}{107,87 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 96487 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$Q = 80,50 \text{ C}$$

Como las cubas están conectadas en serie, circula la misma cantidad de corriente por ellas, de manera que se calculan los litros de H_2 que se obtienen a partir de la corriente que circula. Se calcula primero el número de moles:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{Q}{Z \cdot F} = \frac{80,50 \text{ C}}{2 \cdot 96487 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} = 4,17 \cdot 10^{-4} \text{ mol de H}_2$$

Se calculan los litros sabiendo que nos encontramos en condiciones normales:

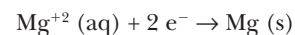
$$4,17 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol H}_2 \text{ c.n.}} = 9,34 \cdot 10^{-3} \text{ L H}_2$$

Se obtienen **$9,34 \cdot 10^{-3} \text{ L}$** de H_2 .

59. a) *Datos:* $A_r(\text{Mg}) = 24,31 \text{ u}$ $I = 1 \text{ A}$

$$t = 1 \text{ h} = 1 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = 3600 \text{ s}$$

La semirreacción de reducción que se produce en el cátodo es:



La carga que circula es:

$$Q = I \cdot t = 1 \text{ A} \cdot 3600 \text{ s} = 3600 \text{ C}$$

Aplicando la ley de Faraday:

$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot Q = \frac{24,31 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \cdot 96487 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 3600 \text{ C} = 0,45 \text{ g}$$

Se depositan **0,45 g** de magnesio.

b) *Datos:* $A_r(\text{Mg}) = 24,31 \text{ u}$ $m = 1 \text{ g}$

$$t = 1 \text{ h} = 1 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = 3600 \text{ s}$$

Despejamos la intensidad en la ley de Faraday:

$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot I \cdot t \Rightarrow I = \frac{m \cdot Z \cdot F}{M \cdot t}$$

$$I = \frac{1 \text{ g} \cdot 2 \cdot 96487 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}}{24,31 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 3600 \text{ s}} = 2,21 \text{ A}$$

La intensidad de corriente que ha circulado es de **2,21 A**.