

ELECTROQUÍMICA

♦ PROBLEMAS

● REACCIONES

1. Por oxidación del ión bromuro con ión permanganato [tetraoxomanganato(VII)] en medio ácido, se obtiene bromo (Br_2) y la sal de manganeso(II):

- a) Escriba la reacción iónica y ajústela por el método del ión-electrón.
 b) Calcule cuántos gramos de permanganato de potasio pueden ser reducidos por 250 cm^3 de una disolución de bromuro de potasio de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$, a sal de manganeso(II)
 (P.A.U. Set. 06)

Rta.: a) $10 \text{ Br}^- + 2 \text{ MnO}_4^- + 16 \text{ H}^+ \rightarrow 5 \text{ Br}_2 + 2 \text{ Mn}^{2+} + 8 \text{ H}_2\text{O}$; b) $m = 0,79 \text{ g KMnO}_4$

2.

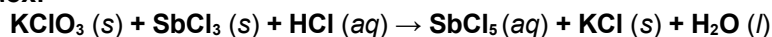
- a) Ajuste la siguiente reacción por el método del ión electrón:
 $\text{KMnO}_4 (\text{aq}) + \text{KCl} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) \rightarrow \text{MnSO}_4 (\text{aq}) + \text{K}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
 b) Calcule los gramos de permanganato de potasio [tetraoxomanganato(VII) de potasio] necesarios para obtener 200 g de sulfato de manganeso(II) [tetraoxosulfato(VI) de manganeso(II)], si el rendimiento de la reacción es del $65,0 \%$

(P.A.U. Set. 10)

Rta.: a) $2 \text{ KMnO}_4 + 10 \text{ KCl} + 8 \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{ MnSO}_4 + 6 \text{ K}_2\text{SO}_4 + 5 \text{ Cl}_2 + 8 \text{ H}_2\text{O}$ b) $m = 322 \text{ g KMnO}_4$

3.

- a) Empleando el método del ión electrón ajuste la ecuación química que corresponde a la siguiente reacción redox:



- b) Calcule los gramos de KClO_3 que se necesitan para obtener 200 g de SbCl_5 , si el rendimiento de la reacción es del 50% .

(P.A.U. Set. 13)

Rta.: a) $\text{KClO}_3 + 3 \text{ SbCl}_3 + 6 \text{ HCl} \rightarrow 3 \text{ SbCl}_5 + \text{KCl} + 3 \text{ H}_2\text{O}$; b) $m(\text{KClO}_3) = 54,6 \text{ g}$

4. Se sabe que el ión MnO_4^- oxida el Fe(II) a Fe(III) en presencia de H_2SO_4 , mientras se reduce a Mn(II).

- a) Escriba y ajuste por el método del ión-electrón a ecuación iónica global, indicando las semirreacciones correspondientes.
 b) ¿Qué volumen de disolución de KMnO_4 de concentración $0,02 \text{ mol/dm}^3$ se requiere para oxidar 40 cm^3 de una disolución de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ de FeSO_4 en disolución de H_2SO_4 ?

(P.A.U. Jun. 11)

Rta.: a) $5 \text{ Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8 \text{ H}^+ \rightarrow 5 \text{ Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4 \text{ H}_2\text{O}$; b) $V_D = 40 \text{ cm}^3$

5. El permanganato de potasio en presencia de ácido sulfúrico transforma el sulfato de hierro(II) en sulfato de hierro(III), formándose también sulfato de potasio, sulfato de manganeso(II) y agua.

- a) Ajusta la reacción molecular.
 b) ¿Cuántos cm^3 de disolución de permanganato de potasio de concentración $0,5 \text{ mol/dm}^3$ serán necesarios para reaccionar con $2,40 \text{ g}$ de sulfato de hierro(II)?

(P.A.U. Jun. 96)

Rta.: a) $10 \text{ FeSO}_4 + 2 \text{ KMnO}_4 + 8 \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5 \text{ Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2 \text{ MnSO}_4 + 8 \text{ H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$; b) $V_D = 6,3 \text{ cm}^3$

6. El ión antimonio(III) se puede valorar en medio ácido oxidándolo a ión antimonio(V) empleando una disolución de ión bromato[ión trioxobromato(V)] que se convierte en ión bromuro. Para valorar $25,0 \text{ cm}^3$ de una disolución de cloruro de antimonio(III) se gastan $30,4 \text{ cm}^3$ de una disolución de bromato potásico[trioxobromato(V) de potasio] de concentración $0,102 \text{ mol/dm}^3$:

- a) Ajuste la ecuación iónica redox, indicando las semirreacciones de oxidación y reducción.
 b) ¿Cuál es la molaridad de la disolución de cloruro de antimonio(III)?

(P.A.U. Set. 08)

Rta.: a) $\text{BrO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 3 \text{Sb}^{3+} \rightarrow 3 \text{Sb}^{5+} + \text{Br}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$; b) $[\text{SbCl}_3] = 0,372 \text{ mol/dm}^3$

7. El ácido trioxonitrato(V) de hidrógeno (ácido nítrico) concentrado reacciona con el cobre para formar bistrionitrato(V) de cobre (nitrato de cobre(II)), dióxido de nitrógeno y agua.

a) Escriba la reacción ajustada.

b) ¿Cuántos cm^3 de HNO_3 del 95% de pureza y densidad $1,5 \text{ g/cm}^3$ se necesitan para que reaccionen totalmente 3,4 gramos de cobre?

c) ¿Qué volumen de NO_2 se formará, medido a 29°C de temperatura y 748 mm Hg de presión?

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

(P.A.U. Set. 04)

Rta.: a) $4 \text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$; b) $V_D = 9,5 \text{ cm}^3 \text{ D}$; c) $V = 2,7 \text{ dm}^3 \text{ NO}_2$

8. La reacción de ácido clorhídrico con dióxido de manganeso genera cloruro de manganeso(II), cloro y agua.

a) Escriba la reacción molecular redox ajustada.

b) ¿Qué volumen de cloro, medido a $0,92 \text{ atm}$ y 30°C , se obtiene al reaccionar 150 cm^3 de ácido clorhídrico del 35% y densidad $1,17 \text{ g/cm}^3$, con la cantidad necesaria de dióxido de manganeso?

(P.A.U. Jun. 05)

Rta.: a) $4 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ b) $V = 11,4 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2$

9. 100 mL de una disolución acuosa de cloruro de hierro(II) se hacen reaccionar, en medio ácido, con una disolución de concentración $0,35 \text{ mol/dm}^3$ de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ siendo necesarios 64,4 mL de esta última para completar la oxidación. En la reacción el hierro(II) se oxida a hierro(III) y el ión $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ se reduce a cromo(III).

a) Ajuste la ecuación iónica de la reacción por el método del ión-electrón.

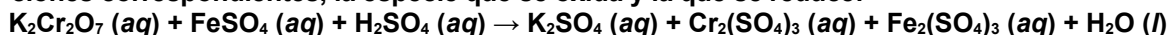
b) Calcule la concentración molar de la disolución de cloruro de hierro(II).

(P.A.U. Jun. 13)

Rta.: a) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{Fe}^{2+} \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{Fe}^{3+}$; b) $[\text{FeCl}_2] = 1,35 \text{ mol/dm}^3$

10.

a) Ajuste por el método del ión-electrón la siguiente ecuación química, indicando las semirreacciones correspondientes, la especie que se oxida y la que se reduce:



b) ¿Cuántos gramos de sulfato de cromo(III) [tetraoxosulfato(VI) de cromo(III)] podrán obtenerse a partir de 5,0 g de dicromato potásico [heptaoxidocromato(VI) de potasio] si el rendimiento de la reacción es del 60 %?

(P.A.U. Jun. 08)

Rta.: a) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6 \text{FeSO}_4 + 7 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 7 \text{H}_2\text{O}$

b) $m = 4,0 \text{ g Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

11. El dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, en medio ácido, oxida los iones cloruro hasta cloro, reduciéndose a una sal de cromo(III).

a) Escriba y ajuste poniendo el método del ión-electrón a ecuación iónica correspondiente.

b) ¿Qué volumen de cloro, medido a 25°C y $1,2 \text{ atm}$ ($121,6 \text{ kPa}$), se pueden obtener si 100 cm^3 de disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ de concentración $0,03 \text{ mol/dm}^3$ reaccionan con un exceso de cloruro de potasio en medio ácido?

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Jun. 10)

Rta.: a) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Cl}_2$; b) $V = 0,18 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2$

12. El cinabrio es un mineral que contiene sulfuro de mercurio(II). Una muestra de cinabrio se hace reaccionar con una disolución de ácido nítrico [trioxonitrato(V) de hidrógeno] concentrado, de manera que el sulfuro de mercurio(II) presente en el mineral reacciona con el ácido formando monóxido de nitrógeno, sulfato de mercurio(II) [tetraoxosulfato(VI) de mercurio(II)] y agua.

a) Ajuste la reacción molecular por el método del ión-electrón.

b) Calcule el volumen de ácido nítrico de concentración $12,0 \text{ mol/dm}^3$ que reaccionará con el sulfuro de mercurio(II) presente en $10,0 \text{ g}$ de cinabrio que contiene un 92,5% en peso de sulfuro de mercurio(II).

(P.A.U. Jun. 09)

Rta.: a) $3 \text{HgS} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow 8 \text{NO} + 3 \text{HgSO}_4 + 4 \text{H}_2\text{O}$ b) $V_D = 8,84 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$ $12,0 \text{ mol/dm}^3$

13. El estaño metálico reacciona con el ácido nítrico concentrado y forma óxido de estaño(IV), dióxido de nitrógeno y agua.

- Ajuste la reacción que tiene lugar por el método del ión-electrón.
- Calcule el volumen de una disolución de ácido nítrico del 16,0% en masa y densidad $1,09 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ que reaccionará con 2,00 g de estaño.

(P.A.U. Jun. 12)

Rta.: a) $4 \text{ HNO}_3 + \text{Sn} \rightarrow 4 \text{ NO}_2 + \text{SnO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$ b) $V = 24,3 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$

● ELECTROLISIS

1. Una corriente de 5,00 A que circula durante 30 minutos deposita 3,048 gramos de cinc en el cátodo.

- Calcula la masa equivalente del cinc.
- ¿Cuántos gramos de cobre se depositarán al pasar 10,00 A durante una hora?

(P.A.U. Jun. 98)

Rta.: a) $m_{\text{eq}}(\text{Zn}) = 32,7 \text{ g Zn} / \text{mol e}$; b) $m(\text{Cu}) = 11,8 \text{ g Cu}$.

2. Durante la electrolisis del cloruro de magnesio fundido:

- ¿Cuántos gramos de Mg se producen cuando pasan $8,80 \times 10^3$ culombios a través de la célula?
- ¿Cuánto tiempo se tarda en depositar 0,500 gramos de Mg con una corriente de 25,0 amperios?
- ¿Qué volumen de cloro se obtendrán en el punto (b) a una presión de 1,23 atm y a una temperatura de 27°C .
- Escribe los procesos electrolíticos que ocurren en el ánodo y en el cátodo.

(P.A.U. Set. 00)

Rta.: a) 1,11 g de Mg; b) 159 s; c) $0,42 \text{ dm}^3$; d) ánodo: $2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{ e}^-$; cátodo: $\text{Mg}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Mg}$

◇ CUESTIONES

● REACCIONES REDOX

1. El KMnO_4 en presencia de H_2SO_4 es capaz de oxidar H_2S a S elemental, formándose MnSO_4 , K_2SO_4 y agua.

- Ajusta la reacción.
- Indica el oxidante y el reductor.
- Indica la especie que se oxida y la que se reduce.

(P.A.U. Set. 96)

Rta.: a) $5 \text{ H}_2\text{S} + 2 \text{ KMnO}_4 + 3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5 \text{ S} + 2 \text{ MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8 \text{ H}_2\text{O}$
 b) oxidante: $(\text{MnO}_4)^-$; reductor: S^{2-} . c) Se oxida: S^{2-} ; se reduce $(\text{MnO}_4)^-$

2. Considere el siguiente proceso de oxidación-reducción: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

- Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción.
- Indique cuál es el oxidante, y cuál el reductor.
- Ajuste la reacción.

(P.A.U. Set. 05)

Rta.: a) (Oxidación) $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Cu}$; (Reducción) $4 \text{ H}^+ + \text{NO}_3^- + 3 \text{ e}^- \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
 b) oxidante: NO_3^- ; reductor: Cu; c) $8 \text{ HNO}_3 + 3 \text{ Cu} \rightarrow 3 \text{ Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{ NO} + 4 \text{ H}_2\text{O}$

3. Empleando el método del ión electrón ajuste la ecuación química que corresponde a la siguiente reacción redox: $\text{I}_2 (\text{s}) + \text{HNO}_3 (\text{aq}) \rightarrow \text{HIO}_3 (\text{aq}) + \text{NO} (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

(P.A.U. Set. 11)

Rta.: a) $3 \text{ I}_2 (\text{s}) + 10 \text{ HNO}_3 (\text{aq}) \rightarrow 6 \text{ HIO}_3 (\text{aq}) + 10 \text{ NO} (\text{g}) + 2 \text{ H}_2\text{O} (\text{l})$

● POTENCIALES REDOX

1. Teniendo en cuenta los potenciales normales de reducción, E^0 , de los siguientes pares: $\text{Ag}^+/\text{Ag} = +0,80 \text{ V}$; $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76 \text{ V}$; $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0,34 \text{ V}$.

- a) Ordena los metales en orden creciente según su carácter reductor.
b) ¿Cuál o cuáles deben liberar hidrógeno cuando se hacen reaccionar con disoluciones ácidas?
Razona las respuestas.

(P.A.U. Jun. 97)

Rta.: a) $\text{Ag} < \text{Cu} < \text{Zn}$; b) Zn

2. a) Al sumergir un clavo de hierro en una disolución de tetraoxosulfato(VI) de cobre(II) [sulfato de cobre(II)] de concentración $1,0 \text{ mol/dm}^3$, se observa que sobre el clavo se forma una capa rojiza. Interpreta el fenómeno proponiendo una reacción química.
b) Indica si se producirá la siguiente reacción: $\text{Fe}^{3+} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Zn}$, sabiendo que los potenciales estándar de reducción de las semirreacciones son: $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$ y $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$.

(P.A.U. Set. 97)

Rta.: a) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$; b) No

3. Indique razonadamente si a 25°C , son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:
a) El ácido sulfúrico diluido [tetraoxosulfato(VI) de hidrógeno] reacciona con el cobre y se desprende hidrógeno. Datos: $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^+/\text{Cu}) = +0,52 \text{ V}$ y $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ V}$.
b) El sodio es muy reductor y el flúor un poderoso oxidante.
Datos: $E^0(\text{Na}^+/\text{Na}) = -2,71 \text{ V}$ y $E^0(\text{F}_2/\text{F}^-) = +2,87 \text{ V}$.

(P.A.U. Jun. 06)

4. a) ¿Qué sucedería si utilizara una cuchara de aluminio para agitar una disolución de nitrato de hierro(II)?
Datos: $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ e $E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,76 \text{ V}$

(P.A.U. Jun. 11, Set. 98)

5. Indique razonadamente si es verdadera o falsa la siguiente afirmación:
a) En disolución acuosa, a 25°C , los iones Fe^{3+} oxidan a los iones I^- a I_2 mientras se reducen a Fe^{2+} .
Datos: $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$; $E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) = +0,53 \text{ V}$

(P.A.U. Jun. 13)

6. a) Deduzca, a partir de los potenciales de reducción estándar si la siguiente reacción:
 $2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$ tendrá lugar en ese sentido o en el inverso.
Datos: $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$; $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$

(P.A.U. Set. 13)

7. Predí si se producirá una reacción espontánea en los siguientes casos:
a) Cuando se introduce un alambre de plata en una disolución de sulfato de cinc [tetraoxosulfato(VI) de cinc]
b) Cuando se emplea una cuchara de aluminio para agitar una disolución de nitrato de hierro(II) [trioxonitrato(V) de hierro(II)]
Datos: $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$, $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$, $E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67 \text{ V}$ y $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$.
Justifica la respuesta.

(P.A.U. Set. 98)

Rta.: a) No; b) Sí.

8. ¿Qué pasará si ponemos una disolución de tetraoxosulfato(VI) de cobre(II) [sulfato de cobre(II)]:
a) ¿En un recipiente de cinc?
b) ¿En un recipiente de plata?
Datos: $E^0[\text{Cu(II)}/\text{Cu(s)}] = +0,34 \text{ V}$; $E^0[\text{Zn(II)}/\text{Zn(s)}] = -0,76 \text{ V}$ y $E^0[\text{Ag(I)}/\text{Ag(s)}] = +0,80 \text{ V}$.
Razona las respuestas.

(P.A.U. Jun. 00)

Rta.: a) Hay reacción. $E^0 > 0$; b) No hay reacción $E^0 < 0$.

9. Indique razonadamente lo que sucederá si a una disolución de FeSO_4 le añadimos:
a) Trocitos de cinc.
b) Limaduras de cobre.
Datos: $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ y $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$

(P.A.U. Jun. 10, Jun. 01)

Rta.: a) Reacciona (es espontánea ya que $\Delta E^0 = 0,32 \text{ V} > 0$, y por tanto $\Delta G^0 < 0$); b) No reacciona

10. Explique razonadamente qué sucederá si en una disolución de sulfato de cobre(II) [tetraoxosulfato(VI) de cobre(II)] de concentración $1,0 \text{ mol/dm}^3$ introducimos:

a) Una varilla de Zn.

b) Una varilla de plata.

Datos: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ (P.A.U. Set. 07)

Rta.: a) Reacciona (es espontánea ya que $\Delta E^\circ = 1,10 \text{ V} > 0$, y por tanto $\Delta G^\circ < 0$); b) No reacciona

11. Una disolución acuosa contiene yoduro de sodio y cloruro de sodio, NaI y NaCl. Si todas las especies están en condiciones estándar y se añade $\text{Br}_2(l)$, razone:

a) Si el bromo oxida los iones $\text{I}^- (aq)$ a $\text{I}_2(s)$

b) Si el bromo oxida a los iones $\text{Cl}^- (aq)$ a $\text{Cl}_2(g)$

Datos $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = +0,53 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = +1,07 \text{ V}$ e $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$ (P.A.U. Set. 09)

Rta.: a) Sí (es espontánea ya que $\Delta E^\circ = 0,54 \text{ V} > 0$, y por tanto $\Delta G^\circ < 0$); b) No.

12. Con los siguientes datos $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$, indique razonadamente:

a) Las reacciones que se producen en los electrodos indicando el ánodo y el cátodo.

b) La reacción global y el potencial estándar de la pila formada con estos electrodos.

(P.A.U. Jun. 12)

Rta.: a) Ánodo: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 e^-$; cátodo: $\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$; b) $\text{Fe} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{Ag}$ $E^\circ = 1,22 \text{ V}$

● PILAS

1. Se construye una pila con los semisistemas: Sn^{2+}/Sn y $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$. Si los potenciales normales de reducción son $-0,14$ y $+0,77 \text{ V}$, respectivamente:

a) Escribe el proceso redox que tiene lugar en la pila.

b) Explica qué semisistema actúa como ánodo y cuál como cátodo.

(P.A.U. Jun. 98)

Rta.: a) $\text{Sn} + 2\text{Fe}^{3+} \rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{Sn}^{2+}$ $E^\circ = 0,91 \text{ V}$; b) Ánodo: $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2e^-$; cátodo: $\text{Fe}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$

2. Una pila está formada por los electrodos: Al^{3+}/Al ($E^\circ = 1,67 \text{ V}$) y por Au^{3+}/Au ($E^\circ = +1,42 \text{ V}$). Indique:

a) Semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo.

b) Reacción global.

c) Fuerza electromotriz de la pila.

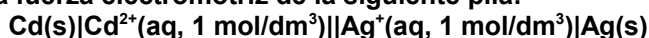
d) Representación simbólica de la pila.

(P.A.U. Set. 04)

Rta.: a) cátodo: $\text{Au}^{3+} + 3 e^- \rightarrow \text{Au}$; ánodo: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 e^-$; b) $\text{Au}^{3+} + \text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{Au}$;

c) $E^\circ = 3,09 \text{ V}$; d) $\text{Al} / \text{Al}^{3+} (aq) // \text{Au}^{3+} / \text{Au}$

3. Escriba las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo (indicando el tipo de proceso que ocurre) y calcule la fuerza electromotriz de la siguiente pila:



Datos: $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$.

(P.A.U. Jun. 07)

Rta.: ánodo (oxidación): $\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 e^-$; cátodo (reducción): $\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$; $E^\circ = 1,20 \text{ V}$

4. Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$ y razonando las respuestas, indique:

a) ¿Cuál es la fuerza electromotriz, en condiciones estándar, de la pila que se podría construir?

b) Escriba la notación de la pila y las reacciones que tienen lugar.

(P.A.U. Set. 11)

◇ LABORATORIO

1. Explica cómo construirías en el laboratorio una célula galvánica. Describe el material y los productos que emplearías.

(P.A.U. Jun. 97)

2. Indica el material y reactivos necesarios y como procedería para construir en el laboratorio una pila con electrodos de zinc y cobre. Haz el dibujo correspondiente e indica las reacciones que se producen, así como el sentido de circulación de los electrones.

$$E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V y } E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$$

(P.A.U. Set. 12, Set. 11, Set. 08, Jun. 08, Set. 01 y Set. 97)

Rta.: a) $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$ $E^{\circ} = 1,10 \text{ V}$ b) Del ánodo (Zn) al cátodo (Cu)

3. Se construye una pila con los elementos Cu^{2+}/Cu y Al^{3+}/Al , de los que los potenciales estándar de reducción son $E^{\circ} = +0,34 \text{ V}$ y $-1,66 \text{ V}$, respectivamente.

a) Haz un esquema de esta pila, indicando todos los elementos necesarios para su funcionamiento. ¿En qué sentido circulan los electrones?

(P.A.U. Set. 10, Set. 99)

b) Escribe las reacciones que tienen lugar en cada uno de los electrodos y la reacción global de la pila.

Rta.: a) $2 \text{Al} + 3 \text{Cu}^{2+} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{Cu}$; $E^{\circ} = 2,00 \text{ V}$; b) Del ánodo (Al) al cátodo (Cu)

4. Describa la pila o célula galvánica formada por un electrodo de cobre sumergido en una disolución de sulfato de cobre(II) de concentración 1 mol/dm^3 ; y un electrodo de plata sumergido en una disolución de nitrato de plata de concentración 1 mol/dm^3 . Indique:

a) La reacción que se produce en cada electrodo y la reacción total, indicando el cátodo y el ánodo.

b) El sentido del flujo de electrones por el circuito externo.

c) E° de la pila.

d) La especie que se oxida y cuál se reduce, así como los agentes oxidante y reductor.

Datos: $E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ y $E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) = +0,84 \text{ V}$.

(P.A.U. Set. 06)

Rta.: a) $2 \text{Ag}^{+} + \text{Cu} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$; c) $E^{\circ} = 0,50 \text{ V}$; b) Del ánodo (Cu) al cátodo (Ag)

5. Represente gráficamente un esquema de una pila galvánica con electrodos de plata y zinc. Indique todos los elementos necesarios para su funcionamiento, escriba la reacción que tiene lugar e indique el ánodo, el cátodo y en qué sentido circulan los electrones.

Datos: $E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ e $E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$.

(P.A.U. Set. 13, Set. 09)

Rta.: a) $\text{Zn} + 2 \text{Ag}^{+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Ag}$; c) $E^{\circ} = 1,56 \text{ V}$; b) Del ánodo (Zn) al cátodo (Ag)

6. Explique como construiría en el laboratorio una pila con electrodos de zinc y cobre. Haga el dibujo correspondiente. ¿En qué sentido circulan los electrones?. ¿Cuáles son las especies oxidantes y reductoras?. Justifique las respuestas. $E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ y $E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$.

(P.A.U. Jun. 03)

Rta.: a) Del ánodo (Zn) al cátodo (Cu); b) Oxidante: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$; reductora: $\text{Zn}(s)$

7. Dibuje un esquema de una cuba o célula electrolítica con un ejemplo práctico. Indique sus elementos constitutivos explicando la función que desempeña cada elemento en el proceso electrolítico.

(P.A.U. Jun. 04)

Cuestiones y problemas de las Pruebas de Acceso a la Universidad (P.A.U.) en Galicia.

Respuestas y composición de Alfonso J. Barbadillo Marán, alfbar@bigfoot.com

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con las macros de la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.