

## REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES

## CUESTIONES

1. (I-1987) Señala la aseveración correcta:
- Un reductor se reduce oxidando a un oxidante
  - Un oxidante se reduce oxidando a un reductor
  - Un oxidante se reduce aun reductor y él se oxida
  - Un reductor se oxida oxidando a un oxidante
2. (I-1987) La oxidación del benceno con permanganato en medio básico se realiza mediante la reacción:
- $$\text{C}_6\text{H}_6 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- ¿cuántos electrones se intercambian en la semireacción de oxidación?
- 2
  - 6
  - 18
  - 30
3. (I-1987) Cuando la semireacción:  $\text{MnO}_4^- + \text{H}^+ + n e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ , está ajustada, **n** vale:
- 8
  - 7
  - 5
  - 2
4. (I-1987) El ácido acético no ataca al cobre por:
- No ser ácido fuerte
  - No ser oxidante
  - No ser diluido
  - Tener bajo punto de ebullición
5. (I-1987) Los siguientes potenciales de electrodo:  $E^0 (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$  y  $E^0 (\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$ , sirven para formar una pila. ¿cuál será su fem?
- 0,38
  - 0,12
  - 0,01
  - 0,38
6. (II-1988) En la pila  $\text{Pt}/\text{H}_2(\text{g})/\text{H}^+(\text{ac}) // \text{Cl}^-(\text{ac})/\text{AgCl}(\text{ac})/\text{Ag}(\text{s})$ , si la fem de la célula es  $E^0 = 0,22 \text{ V}$ , a 25 °C, la constante de equilibrio de la reacción de la célula es:
- $2,7 \times 10^7$
  - $5,2 \times 10^3$
  - 7,43
  - $1,7 \times 10^3$
  - 3,72
7. (II-1988) La oxidación del benceno con permanganato en medio básico se realiza mediante la reacción:
- $$\text{C}_6\text{H}_6 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- ¿Cuántos electrones se intercambian en la semireacción de oxidación?

- a. 2  
b. 6  
c. 18  
d. 30  
e. 24
8. (II–1988) ¿Qué afirmación es correcta para la reacción:  $2 \text{K} (\text{s}) + \text{S} (\text{s}) \rightarrow \text{K}_2\text{S} (\text{s})$ ?
- a. El S cede electrones y el K se oxida  
b. El K acepta electrones y el S se reduce  
c. El K cede electrones y el S se oxida  
d. El K se reduce y el S se oxida  
e. El S se reduce y el K se oxida
9. (III–1989) Sólo uno de los siguientes conceptos es cierto:
- a. En el  $\text{HNO}_4$  el número de oxidación del N es + 7  
b. Si el compuesto oxidante se reduce y el reductor se oxida es lógico esperar que los  $\text{NO}_3^-$  actúen como reductores  
c. Los  $\text{S}^{2-}$  actúan normalmente como oxidantes  
d. Los  $\text{NO}_2^-$  pueden actuar como reductores  
e. Todas las respuestas son falsas
10. (III–1989) Dada la reacción:  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Fe}^{3+}$  y sabiendo que  $E^0 (\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = 1,52 \text{ V}$  y que  $E^0 (\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = 0,71 \text{ V}$ , la constante del equilibrio es:
- a.  $10^{86}$   
b.  $3,5 \times 10^{15}$   
c.  $10^{68}$   
d.  $10^{-15}$   
e.  $1,8 \times 10^{15}$
11. (IV–1990) Sólo uno de los siguientes conceptos sobre una pila electrolítica es falso:
- a. En el cátodo tiene lugar una reducción  
b. En el ánodo tiene lugar una oxidación  
c. El polo negativo es el ánodo  
d. Los electrones se desplazan del ánodo al cátodo  
e. El polo negativo es el cátodo
12. (V–1991) Sólo uno de los siguientes conceptos es falso:
- a. En la pila:  $\text{Zn} (\text{s}) - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ ;  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu} (\text{s})$ , el potencial varía al variar las concentraciones  
b. El potencial del par  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$  varía con el pH  
c. Cuando una reacción llega al equilibrio el  $E = 0$   
d. El potencial del par  $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu} (\text{s})$  disminuye al aumentar el pH
13. (V–1991) En una disolución de  $\text{CuSO}_4$  1 M se introduce una lámina de cobre y en otra de  $\text{ZnSO}_4$   $10^{-3}$  M una de cinc. Se unen ambas con un puente salino. Señalar cuáles de las afirmaciones siguientes son ciertas.
- a. El electrodo de cobre es el ánodo y el de cinc el cátodo  
b. La reducción tiene lugar en el cátodo  
c. La fem de la pila es 1,1 V  
d. No hay reacción química  
e. Los electrones van del electrodo de cobre al electrodo de cinc

14. (V–1991) De las siguientes reacciones señalar las que son de oxidación–reducción
- $\text{HNO}_3 + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2$
  - $\text{I}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{HI}$
  - $\text{MgO} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
15. (VI–1992) Considerando la reacción:  $2 \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + 2 \text{I}^{-}(\text{ac}) \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{I}_2(\text{ac})$ , decir qué frase es correcta:
- El  $\text{Fe}^{3+}$  es oxidado
  - El  $\text{Fe}^{3+}$  aumenta su número de oxidación
  - El  $\text{Fe}^{2+}$  es reducido
  - El  $\text{I}^{-}$  es reducido
16. (VI–1992) A continuación se dan los potenciales normales de algunas semireacciones de iones vanadio en medio ácido. Decir cuál de estas reducciones NO se puede realizar con Zn siendo  $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$
- $\text{V}(\text{OH})_4^{+} + 2 \text{H}^{+} + \text{e}^{-} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{V}(\text{OH})_2^{2+} \quad E^0 = 1,0 \text{ V}$
  - $\text{V}(\text{OH})_2^{2+} + 2 \text{H}^{+} + \text{e}^{-} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{V}^{3+} \quad E^0 = 0,36 \text{ V}$
  - $\text{V}^{3+} + \text{e}^{-} \rightarrow \text{V}^{2+} \quad E^0 = -0,25 \text{ V}$
  - $\text{V}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{V}(\text{s}) \quad E^0 = -1,20 \text{ V}$
17. (VI–1992) La ecuación de Nerst  $E = E^0 - (0,06/n) \cdot \log[\text{iones}]$  aplicada a la célula  $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}(1 \text{ M})//\text{Cu}^{2+}(1 \text{ M})/\text{Cu}$ , nos da un potencial de  $E = 0,47$ . Si la concentración de  $\text{Pb}^{2+}$  se reduce a  $0,01 \text{ M}$ , el potencial cambia a:
- $(0,047 + 0,06) \text{ V}$
  - $(0,047 + 0,03) \text{ V}$
  - $(0,047 - 0,03) \text{ V}$
  - $(0,047 - 0,06) \text{ V}$
18. (VII–1993) ¿Qué reacción (es) espontánea (s) se producirá(n) si a una disolución que contiene iones  $\text{Cl}^{-}$  e iones  $\text{Br}^{-}$ , se le añade  $\text{Cl}_2$  y  $\text{Br}_2$ ?
- $\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^{-} \rightarrow 2 \text{Cl}^{-}$
  - $\text{Br}_2 + 2 \text{e}^{-} \rightarrow 2 \text{Br}^{-}$
  - $2 \text{Br}^{-} \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{e}^{-}$
  - $2 \text{Cl}^{-} \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^{-}$
19. (VIII–1994) Decir cuál es el grupo de sustancias en el que todas pueden actuar como oxidantes:
- $\text{Cl}_2, \text{MnO}_2, \text{Cu}$
  - $\text{Cl}_2, \text{MnO}_4^{-}, \text{Cu}^{2+}$
  - $\text{Cl}^{-}, \text{MnO}_4^{-}, \text{Cu}^{+}$
  - $\text{Cl}_2, \text{Mn}, \text{Cu}^{2+}$
20. (IX–1995) Sabiendo que los potenciales estándar de reducción de  $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$ ,  $\text{I}_2/\text{I}^{-}$  y  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  son respectivamente  $-1,66 \text{ V}$ ,  $+0,53 \text{ V}$  y  $+0,34 \text{ V}$ , ¿podrá reducir el Cu al  $\text{Al}^{3+}$  y/o al  $\text{I}_2$ ? ¿ si la respuesta es afirmativa, escriba la(s) ecuación(es) ajustada(s) y calcule el potencial de la pila construida.
- $2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{Cu} \rightarrow 2 \text{Al} + 3 \text{Cu}^{2+} \quad E^0 = +1,32 \text{ V}$
  - $2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{Cu} \rightarrow 2 \text{Al} + 3 \text{Cu}^{2+} \quad E^0 = +2,00 \text{ V}$
  - $\text{I}_2 + \text{Cu} \rightarrow 2 \text{I}^{-} + \text{Cu}^{2+} \quad E^0 = +0,87 \text{ V}$
  - $\text{I}_2 + \text{Cu} \rightarrow 2 \text{I}^{-} + \text{Cu}^{2+} \quad E^0 = +0,19 \text{ V}$

21. (XVII–2003) El oxidante es aquella sustancia que (Señala la afirmación falsa):
- Ganará electrones.
  - Obliga a otros compuestos a reducirse.
  - Obliga a otros compuestos a ceder electrones.
  - Se reducirá.
22. (XVII–2003) Señala la afirmación correcta:
- El oxidante reduce al reductor, mientras él mismo gana electrones.
  - El ganar electrones significa que el reductor oxida al oxidado, mientras él mismo se oxida.
  - Siempre que un reductor se reduce, un oxidante se oxida.
  - El reductor reduce al oxidado, mientras el mismo se oxida
23. (XVIII–2004) Cuando se añade  $\text{H}_2\text{SO}_4$  a una disolución de KI, se forma  $\text{I}_2$ , y se detecta olor a  $\text{H}_2\text{S}$ . Cuando se ajusta la ecuación para esta reacción, el numero de electrones transferidos es:
- 4
  - 1
  - 0
  - 8
  - 2
24. (XVIII–2004) ¿Cuál es el potencial de la célula electroquímica?  $\text{Al (s) / Al}^{3+} (0,18 \text{ M}) // \text{Fe}^{2+} (0,85 \text{ M}) / \text{Fe (s)}$  si los potenciales de reducción estándar del  $\text{Al}^{3+}$  y del  $\text{Fe}^{2+}$  son  $-1,676 \text{ V}$  y  $-0,440 \text{ V}$  respectivamente:
- 0,500 V
  - 1,243 V
  - 1,236 V
  - $-2,116 \text{ V}$
  - $-1,236 \text{ V}$
25. (XVIII–2004) ¿Cuántos moles de  $\text{O}_2(\text{g})$  se producen en la electrolisis de  $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ , si se hace pasar una corriente de  $0,120 \text{ A}$  a través de la disolución durante 65 minutos ?.
- 0,0000808
  - 0,00485
  - 0,00242
  - 0,00121
  - 0,0000202
26. (XVIII–2004) El agente reductor más fuerte es:
- $\text{Al(s)}$   $E^\circ (\text{Al}^{3+} / \text{Al}) = -1,66 \text{ V}$
  - $\text{Cu(s)}$   $E^\circ (\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$
  - $\text{Zn(s)}$   $E^\circ (\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$
  - $\text{Fe}^{2+}(\text{ac})$   $E^\circ (\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$
  - $\text{Cu}^+(\text{ac})$   $E^\circ (\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^+) = 0,15 \text{ V}$ .
27. (XVIII–2004) Sabiendo que  $\text{MnO}_4^-(\text{ac}) + \text{_____} \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + \text{_____}$  y que  $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{_____} \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{ac})$ .  
¿Cuál será el mínimo volumen en  $\text{cm}^3$ , que se necesitara, de una disolución acidificada de tetraoxomanganato (VII) de potasio  $0,002 \text{ M}$ , para oxidar completamente  $0,139 \text{ g}$  de un compuesto de hierro (II) cuya masa molecular relativa es  $278$  ?
- 5

- b. 25
- c. 50
- d. 100
- e. 500

28. (XVIII–2004) ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre la reacción de oxidación-reducción que tiene lugar en una célula galvanizada en condiciones estándar, es cierta?

- a.  $\Delta G^\circ$  y  $E^\circ$  son positivos y  $K_{eq}$  es mayor que 1.
- b.  $\Delta G^\circ$  es negativo y  $E^\circ$  positivo y  $K_{eq}$  es mayor que 1.
- c.  $\Delta G^\circ$  es positivo,  $E^\circ$  negativo y  $K_{eq}$  es menor que 1.
- d.  $\Delta G^\circ$  y  $E^\circ$  son negativos y  $K_{eq}$  es mayor que 1.
- e.  $\Delta G^\circ$  y  $E^\circ$  son negativos y  $K_{eq}$  es menor de 1.

29. (XXI–2007) El cloro presenta número de oxidación +1 en el compuesto:

- a. HCl
- b.  $\text{NH}_4\text{Cl}$
- c. HClO
- d.  $\text{ClO}_3^-$

30. (XXI–2007) ¿Cuáles de las siguientes reacciones están correctamente ajustadas?

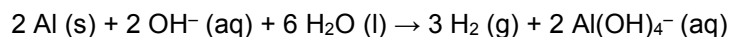
- 1)  $\text{MnO}_4^- + \text{Sn}^{+2} \rightarrow \text{SnO}_2 + \text{MnO}_2$
- 2)  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{+2} + \text{NH}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- 3)  $\text{ClO}_3^- + 2 \text{Cr}^{3+} + 10 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 2 \text{CrO}_4^{2-} + 5 \text{H}_2\text{O}$
- 4)  $2 \text{CrO}_2^- + 3 \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{CrO}_4^- + 4 \text{H}_2\text{O}$

- a. Sólo 3 y 4
- b. Sólo 1 y 2
- c. Todas
- d. Ninguna

31. (XXI–2007) En la ecuación  $\text{NH}_3(\text{g}) + 3 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NCl}_3(\text{g}) + 3 \text{HCl}(\text{g})$ , la masa equivalente del agente oxidante será:

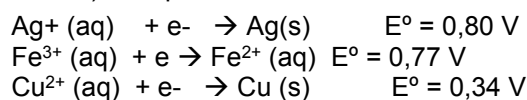
- a. Masa Molecular /2
- b. Masa Molecular /6
- c. Masa Molecular
- d. Masa Molecular /3

32. (XXI–2007) En la siguiente reacción, ¿Cuál es el agente reductor?



- a.  $\text{H}_2\text{O}$
- b.  $\text{OH}^-$
- c.  $\text{H}_2$
- d. Al

33. (XXI–2007) Los potenciales estándar de reducción para las siguientes reacciones son:



El agente reductor más fuerte es:

- a.  $\text{Ag}^+(\text{aq})$
- b. Ag(s)

- c.  $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$   
 d. Cu
34. (XXI–2007) La semireacción en el ánodo de una célula galvánica es la siguiente:  $\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ . ¿Cuál es la carga máxima, en culombios, que puede producirse en una célula con un ánodo de 6,54 g de cinc?  
 Datos :  $F = 96485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$  ; Masa atómica del Zn = 65,38  
 a. 4820 C  
 b. 9650 C  
 c. 19306 C  
 d. 38600 C
35. (XXI–2007) Dados los sistemas:  
 $2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 (\text{g}) \quad E^\circ = 0,00\text{V}$   
 $\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s}) \quad E^\circ = -0,76 \text{ V}$   
 ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?  
 a.  $\text{H}^+ (\text{aq})$  1 M reduce a  $\text{Zn}^{2+} (\text{aq})$  1M  
 b.  $\text{Zn}^{2+} (\text{aq})$  1M reduce a  $\text{H}^+ (\text{aq})$  1 M  
 c.  $\text{H}^+ (\text{aq})$  1M oxida a Zn (s)  
 d.  $\text{H}_2 (\text{g})$  oxida a Zn(s)
36. (XXI–2007) La semireacción que ocurre en el ánodo durante la electrolisis del cloruro sódico fundido es:  
 a.  $\text{Na}^+ (\text{l}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Na} (\text{l})$   
 b.  $\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^- (\text{l})$   
 c.  $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 4 \text{e}^-$   
 d.  $2 \text{Cl}^- (\text{l}) \rightarrow \text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{e}^-$
37. (XXI–2007) ¿Cuánto tiempo tardarán en depositarse 0,00470 moles de oro por electrolisis de una disolución acuosa de  $\text{K}[\text{AuCl}_4]$  utilizando una corriente de 0,214 amperios?  
 a. 35,3 min  
 b. 70,7 min  
 c. 106 min  
 d. 23,0 min
38. (XXII–2008) En una reacción redox, el oxidante:  
 a. Cede electrones al reductor, que se oxida.  
 b. Recibe electrones del reductor, que se oxida.  
 c. Cede electrones al reductor, que se reduce.  
 d. Recibe electrones del reductor, que se reduce.
39. (XXII–2008) ¿Cuál es el estado de oxidación del azufre en el ditionato sódico,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ ?  
 a. + 8  
 b. – 6  
 c. + 6  
 d. + 3
40. (XXII–2008) En la reacción:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6 \text{FeCl}_2 + 14 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{CrCl}_3 + 6 \text{FeCl}_3 + 2\text{KCl} + 7 \text{H}_2\text{O}$   
 a. Los aniones  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  actúan como reductores.  
 b. Los iones  $\text{Fe}^{2+}$  actúan como oxidantes.  
 c. Los iones  $\text{Cl}^-$  actúan como reductores.  
 d. Los iones  $\text{Fe}^{2+}$  se oxidan.

41. (XXII–2008) El peso equivalente del  $\text{NaIO}_3$ , cuando se utiliza en una reacción en la que el ión iodato, se convierte en yodo molecular, es igual a: (Masas atómicas: Na = 23,0 ; I= 127,0; O= 16,0 )
- 39,6
  - 79,2
  - 198,0
  - 396,0
42. (XXII–2008) Para la reacción:  $\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{NaOH} (\text{ac}) \rightarrow \text{NaCl} (\text{ac}) + \text{NaClO} (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ . ¿Qué masa de hipoclorito se produce cuando reaccionan 50,0 g de  $\text{Cl}_2 (\text{g})$  con 500,0 ml de  $\text{NaOH} 2,00 \text{ M}$ ? ( Masas atómicas: Cl= 35,5 Na= 23,0 O= 16,0 )
- 37,2 g
  - 52,5 g
  - 74,5 g
  - 26,3 g
43. (XXIII–2009) Cuántos moles de  $\text{Cl}_2(\text{g})$  se producen por electrolisis de una disolución acuosa concentrada de  $\text{NaCl}$ , si se utiliza una corriente de 2.00 A de intensidad durante 8.0 horas?.  $F = 96500 \text{ C mol}^{-1}$
- 0.298
  - 0.149
  - 0.894
  - 0.596
44. (XXIII–2009) Sabiendo que  $\text{MnO}_4^- (\text{ac}) + 8 \text{H}^+ (\text{ac}) + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{ac}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ , y que  $\text{Fe}^{2+} (\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}^{3+} (\text{ac}) + 1 \text{e}^-$ . ¿Cuál será el mínimo volumen, en  $\text{cm}^3$ , que se necesitará, de una disolución acidificada de tetraoxomanganato(VII) de potasio, 0.002 M, para oxidar completamente 0.139 g de un compuesto de hierro(II) cuya masa molecular relativa es 278?
- 5
  - 25
  - 50
  - 100
45. (XXIII–2009) Dados los semisistemas:  $2 \text{H}^+ (\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$  [ $E^\circ = 0 \text{ V}$ ] y  $\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$ , [ $E^\circ = -0,76 \text{ V}$ ]. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
- $\text{H}^+ (\text{ac}) (1\text{M})$  reduce a  $\text{Zn}^{2+} (\text{ac}) (1\text{M})$
  - $\text{Zn}^{2+} (\text{ac}) (1\text{M})$  reduce a  $\text{H}^+ (\text{ac}) (1\text{M})$
  - $\text{H}^+ (\text{ac}) (1\text{M})$  oxida a  $\text{Zn} (\text{s})$
  - $\text{H}_2 (\text{g})$  oxida a  $\text{Zn} (\text{s})$
46. (XXIII–2009) Si la ecuación ajustada correspondiente a la reacción en una pila se multiplica por dos:
- La intensidad de la corriente eléctrica permanece constante.
  - El potencial de la pila se duplica.
  - El potencial no varía.
  - El potencial se eleva al cuadrado.
47. (XXIII–2009) Dados los siguientes potenciales de reducción estándar en voltios:  $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) = 0,15 \text{ V}$ . El agente reductor más fuerte es:
- Zn
  - Al
  - $\text{Al}^{3+}$
  - Cu

48. (XXIII–2009) Para la reacción:  $\text{MnO}_4^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2$ . Si en la reacción ajustada, el coeficiente estequiométrico del ión  $\text{MnO}_4^-$  es 2, los coeficientes de  $\text{H}^+$ ,  $\text{Cl}^-$  y  $\text{Cl}_2$ , respectivamente son:
- 8, 10, 5
  - 16, 10, 5
  - 10, 10, 5
  - 4, 8, 4
49. (XXIV–2010) Tenemos dos disoluciones de concentraciones 1M de  $\text{Sn}^{2+}$  y  $\text{Cu}^{2+}$ . ¿Cuál podrá ser reducido por una corriente de hidrógeno a  $P=1\text{atm}$ ,  $T=25^\circ\text{C}$  y concentración de protones 1M?  $E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14\text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34\text{ V}$
- El  $\text{Cu}^{2+}$
  - El  $\text{Sn}^{2+}$  y el  $\text{Cu}^{2+}$
  - El  $\text{Sn}^{2+}$
  - Ninguno de los dos
50. (XXIV–2010) En la siguiente reacción química:  $\text{Cl}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{ClO}^- + \text{H}^+$ , podemos decir:
- El  $\text{Cl}_2$  es el agente oxidante y el  $\text{OH}^-$  es el agente reductor.
  - El  $\text{Cl}_2$  es el agente reductor y el  $\text{OH}^-$  es el agente oxidante.
  - No es una reacción de oxidación-reducción.
  - El  $\text{Cl}_2$  es a la vez el agente oxidante y el reductor.
51. (XXIV–2010) Si nos dan los siguientes potenciales normales de reducción:  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0) = +0,34\text{ V}$  y  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80\text{ V}$ , El proceso redox que se puede producirse de forma espontánea con esos dos electrodos es:
- $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0 \parallel \text{Ag}^0/\text{Ag}^+$
  - $\text{Cu}^0/\text{Cu}^{2+} \parallel \text{Ag}^+/\text{Ag}^0$
  - $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0 \parallel \text{Ag}^+/\text{Ag}^0$
  - $\text{Cu}^0/\text{Cu}^{2+} \parallel \text{Ag}^0/\text{Ag}^+$
52. En la siguiente reacción,  $2\text{Al}(\text{s}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 3\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{Al}(\text{OH})_4^-(\text{aq})$  ¿Cuál es el agente reductor?.
- $\text{H}_2\text{O}$
  - $\text{OH}^-$
  - $\text{H}_2$
  - Al
53. Durante la electrolisis de una disolución acuosa de  $\text{CuCl}_2$  con electrodos de cobre:
- Se obtiene cobre metálico en el ánodo.
  - Al circular durante 96489 s una corriente de un amperio, se deposita 1 mol de Cu.
  - Se oxidan las impurezas de metales más nobles que el cobre que acompañan al ánodo.
  - Se deposita cobre metálico en el cátodo.



## PROBLEMAS

- I. (VIII–1994) Se construye una pila introduciendo un alambre de plata en una disolución de nitrato de plata y un alambre de platino en una disolución que contiene iones  $\text{Fe}^{2+}$  y  $\text{Fe}^{3+}$ .
- ¿Cuál será la reacción cuando el proceso sea espontáneo?
  - ¿Qué semipila constituirá el ánodo y cuál el cátodo? ¿cuál será el signo de cada electrodo? ¿dónde ocurrirá la oxidación? ¿Y dónde la reducción?
  - ¿Qué dirección llevará el flujo de electrones? ¿Y el de aniones?
  - ¿Cuál será el potencial de la pila cuando todos los iones metálicos disueltos tengan concentración 1 M?

Datos:  $E^0 (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = + 0,80 \text{ V}$  y  $E^0 (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = + 0,77 \text{ V}$

- II. (XVIII–2004) 3,00 g de cierta aleación de cromo se disolvieron en ácido, de modo que todo el cromo se oxidó a  $\text{CrO}_4^{2-}$ . Este ión se redujo posteriormente a  $\text{Cr}^{3+}$  en medio básico, para lo cual se necesitaron 3,09 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . El ión  $\text{SO}_3^{2-}$ , que actuó como reductor, se oxidó a  $\text{SO}_4^{2-}$ .
- Escribe la ecuación iónica ajustada correspondiente a la reducción del  $\text{CrO}_4^{2-}$
  - ¿Cuántos moles de  $\text{CrO}_4^{2-}$  reaccionaron con el  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ?
  - ¿Qué riqueza en cromo tenía la aleación inicial?

Datos. Masas atómicas: Cr= 52; O= 16; S = 32; Na= 23

- III. (XXII–2008) En la vida diaria son muy diversos los procesos que implican un flujo de electrones, desde el fenómeno de un relámpago hasta las pilas que hacen funcionar radios, relojes o marcapasos. También un flujo de cargas hace posible el funcionamiento del sistema nervioso en los animales. La electroquímica es la rama de la química que estudia la interacción entre la electricidad y la materia. En base a sus conocimientos de electroquímica y por aplicación de la ecuación de Nernst y leyes de Faraday, conteste a las siguientes cuestiones:

- A concentraciones equimoleculares de  $\text{Fe}^{2+}(\text{ac})$  y  $\text{Fe}^{3+}(\text{ac})$ , ¿cuál debe ser la concentración de  $\text{Ag}^+(\text{ac})$  para que el potencial de la pila galvánica formada por los pares  $\text{Ag}^+(\text{ac}) / \text{Ag}(\text{s})$  y  $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) / \text{Fe}^{3+}(\text{ac})$ , sea igual a cero? (4 puntos)
- Determine la constante de equilibrio a 25°C para la reacción del apartado anterior. (2 puntos)
- Se hace pasar una corriente de 400 mA durante 20 minutos, a través de una disolución que contiene nitrato de plata y nitrato de hierro (II) en concentraciones 1M de cada sal. ¿Qué metal y en qué cantidad se deposita en el cátodo? Razona la respuesta. ¿Qué reacción tiene lugar en el ánodo? (4 puntos)

Datos: Potenciales estándar de electrodo:

$E^0, \text{Ag}^+(\text{ac}) / \text{Ag}(\text{s}) = 0,80 \text{ V}$ ;  $E^0, \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) / \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) = 0,77 \text{ V}$ ;  $E^0, \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) / \text{Fe}(\text{s}) = - 0,44 \text{ V}$

1 Faraday = 96500 C. mol<sup>-1</sup>

Masas atómicas: Ag= 107,87; Fe= 55,85

- IV. (XXII–2008) El peróxido de hidrógeno puro es un líquido viscoso casi incoloro y extremadamente corrosivo. Normalmente se utiliza en disoluciones acuosas diluidas que hay que manejar con guantes y protección para los ojos.

El peróxido de hidrógeno puede actuar tanto como oxidante como reductor, aunque es más común su comportamiento como oxidante. No obstante, frente a oxidantes más fuertes que él actúa como reductor.

El peróxido de hidrógeno tiene una aplicación importante en la restauración de pinturas antiguas. Uno de los pigmentos blancos favoritos era un carbonato básico mixto de plomo,  $\text{Pb}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$ . Trazas de sulfuro de hidrógeno del ambiente hacen que este compuesto blanco se convierta en sulfuro de plomo (II) negro, con lo que la pintura oscurece. La aplicación de peróxido de hidrógeno oxida este sulfuro a sulfato de plomo (II) blanco, con lo que se restaura el color correcto de la pintura.

En medio ácido, el anión dicromato oxida el peróxido de hidrógeno a oxígeno gaseoso reduciéndose a  $\text{Cr}^{3+}(\text{ac})$ . Se tratan 100 mL de una disolución 2,0 M de dicromato de potasio con un exceso de peróxido de hidrógeno en medio ácido. El oxígeno resultante de esta reacción se recoge en un recipiente de 2,0 L a 20°C que contiene, inicialmente, una mezcla de hidrógeno y nitrógeno a 2,0 atm de presión y una composición en volumen del 60% de hidrógeno y el 40 % de nitrógeno. En la mezcla gaseosa final se hace

saltar una chispa eléctrica que provoca la formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno, elevándose la temperatura de la mezcla a 120°C. Calcule:

- a. La cantidad de agua que se ha formado. (8 puntos)
- b. La presión parcial de cada componente y la presión total de la mezcla gaseosa a 120°C, si después de haber hecho saltar la chispa eléctrica todas las sustancias se encuentran en fase gaseosa. (2 puntos)