

## TEMA 7: REDOX

### 1. Julio 2018; Opción B; CUESTIÓN 3

Se prepara una pila voltaica formada por electrodos  $\text{Ag}^+(\text{ac})/\text{Ag}(\text{s})$  y  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})/\text{Cu}(\text{s})$  en condiciones estándar.

- Escriba la semirreacción que ocurre en cada electrodo así como la reacción global ajustada. (1 punto)
- Explique qué electrodo actúa de ánodo y cuál de cátodo y calcule la diferencia de potencial que proporcionará la pila. (1 punto)

Datos.- Potenciales estándar de reducción.  $E^\circ$  (en V):  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ : +0,80;  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ : + 0,34.

Sol:(cátodo)  $\text{Ag}^+(\text{ac}) + 1e^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$  / (Ánodo)  $\text{Cu}(\text{s}) - 2e^- \rightarrow \text{Cu}^{2+} = 2\text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{Ag}(\text{s})$ . 0,46V

### 2. Junio 2018; Opción B; Problema 2

Una forma sencilla de obtener dicloro,  $\text{Cl}_2(\text{g})$ , en el laboratorio es hacer reaccionar, en medio ácido, permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4$ , con cloruro de potasio,  $\text{KCl}$ , de acuerdo con la siguiente reacción (no ajustada):



- Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la reacción global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. (1 punto)
- Calcule el volumen de  $\text{Cl}_2(\text{g})$  producido, medido a  $20^\circ\text{C}$  y 723 mmHg, al mezclar 50 mL de una disolución 0,250 M de  $\text{KMnO}_4$  y 200 mL de otra disolución de  $\text{KCl}$  0,20 M en medio ácido. (1 punto)

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ .  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$

Sol: a)  $\text{KMnO}_4(\text{ac}) + 5\text{KCl}(\text{ac}) + 4\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{MnSO}_4(\text{ac}) + 5/2\text{Cl}_2(\text{g}) + 3\text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ; b) 0,505L

### 3. Julio 2017; Opción A; Problema 2

En presencia de ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , el sulfato de hierro (II),  $\text{FeSO}_4$ , reacciona con peróxido de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{O}_2$  de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada:



- Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. (1 punto)
- Si mezclamos 250 mL de una disolución 0,025 M de  $\text{FeSO}_4$  con 125 mL de una disolución de 0,075 M de  $\text{H}_2\text{O}_2$  con un exceso de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , calcule la cantidad (en gramos)

de sulfato de hierro (III) que se obtendrán. (1 punto)

Datos.- Masas atómicas relativas: O = 16; S = 32; Fe = 55,85.

Sol:  $2\text{Fe}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ; 1,249g de  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

#### 4. Junio 2017; Opción A; CUESTIÓN 3

Teniendo en cuenta los potenciales estándar de reducción que se dan al final del enunciado, responda razonadamente:

a) ¿Cuál es la especie oxidante más fuerte? Y ¿cuál es la especie reductora más fuerte?

b) ¿Qué especies podrían ser reducidas por el Pb(s)?

Para cada caso, escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada.

Datos.- Potenciales estándar de reducción:  $E^\circ(\text{S}/\text{S}^{2-}) = -0,48 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36$

$\text{V}$ ;  $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = +0,535 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,126 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{V}^{2+}/\text{V}) = -1,18 \text{ V}$

Sol: a) Oxidantes más fuerte el  $\text{Cl}_2$ ; Reductor más fuerte V(s). b) El  $\text{Cl}_2$  y el  $\text{I}_2$ ;  $\text{I}_2 + \text{Pb} \rightarrow 2\text{I}^- + \text{Pb}^{2+}$ ;  $\text{Cl}_2 + \text{Pb} \rightarrow 2\text{Cl}^- + \text{Pb}^{2+}$

#### 5. Junio 2017; Opción B; Problema 2

El cobre se disuelve en ácido nítrico concentrado formándose nitrato de cobre (II), dióxido de nitrógeno y agua de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada: ajustada

$\text{Cu}(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + \text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. (0,8 puntos)

b) Calcule la cantidad de cobre, en gramos, que reaccionará con 50 mL de ácido nítrico concentrado de densidad  $1,41\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$  y riqueza 69 % (en peso). (1,2 puntos)

Datos.- Masas atómicas relativas: H = 1; N = 14; O = 16; Cu = 63,5.

Sol:  $\text{Cu}(\text{s}) + 4\text{HNO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + 2\text{NO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  b) 12,26 g Cu

#### 6. Julio 2016; Opción A; PROBLEMA 2

El metal cinc reacciona con nitrato potásico en presencia del ácido sulfúrico, dando sulfato de amonio, sulfato de potasio, sulfato de cinc y agua, según la reacción no ajustada: (1 punto cada apartado)

$\text{Zn}(\text{s}) + \text{KNO}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{ZnSO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

a) Escriba la reacción redox debidamente ajustada e indique qué especie actúa como oxidante y cuál como reductora.

b) Calcule los gramos de cinc que reaccionarán con 45,5 gramos de nitrato potásico.

Datos.- Masas atómicas relativas: N (14) ; O (16) ; K (39,1) ; Zn (65,4).

Sol:  $8\text{Zn (s)} + 2\text{KNO}_3 \text{ (ac)} + 10\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} + \text{K}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} + 8\text{ZnSO}_4 \text{ (ac)} + 6\text{H}_2\text{O (l)}$  ; b) 117,73g

## 7. Julio 2015; Opción B; Cuestión 3

A partir de los valores de los potenciales estándar de reducción proporcionados, razone si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa: ( 0,5 puntos cada apartado)

a) Cuando se introduce una barra de cobre en una disolución de nitrato de plata, se recubre de plata.

b) Los iones  $\text{Zn}^{2+}$  (ac) reaccionan espontáneamente con los cationes  $\text{Pb}^{2+}$ (ac).

c) Podemos guardar una disolución de  $\text{Cu}^{2+}$  (ac) en un recipiente de Pb, puesto que no se produce ninguna reacción química.

d) Entre los pares propuestos, la pila que producirá la mayor fuerza electromotriz es la construida con los sistemas ( $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ ) y ( $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ ).

Datos.-  $E^\circ (\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}) = -0,14 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ ;  
 $E^\circ (\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$ .

Considere que todas las disoluciones mencionadas tienen una concentración 1 M.

Sol: V, F, F, V.

## 8. Julio 2014; Opción B; Cuestión 3

Se preparan, en sendos tubos de ensayo, disoluciones acuosas acidificadas de sales de los siguientes iones metálicos: 1)  $\text{Au}^{+3}$  , 2)  $\text{Ag}^+$  , 3)  $\text{Cu}^{+2}$  , 4)  $\text{Fe}^{+3}$  . Explique, escribiendo las ecuaciones químicas ajustadas, las reacciones que se producirán al realizar las siguientes adiciones:

a) A cada uno de los tubos que contienen las disoluciones 1), 2) y 3) se les adiciona  $\text{Fe}^{+2}$  (ac). (1,5 puntos)

b) Al tubo no 4, que contiene  $\text{Fe}^{+3}$  (ac), se le adiciona  $\text{Sn}^{+2}$  (ac). (0,5 puntos)

Nota: todas las disoluciones se han preparado en condiciones estándar.

DATOS.- Potenciales estándar en medio ácido en voltios,  $E^\circ(\text{V})$ : [ $\text{Fe}^{+3}$  (ac)/ $\text{Fe}^{2+}$  (ac)] = +0,77 ; [ $\text{Cu}^{+2}$  (ac)/ $\text{Cu}(\text{s})$ ] = +0,34; [ $\text{Au}^{+3}$  (ac)/ $\text{Au}(\text{s})$ ] = + 1,50 ; [ $\text{Ag}^+$  (ac)/ $\text{Ag}(\text{s})$ ] = + 0,80 ; [ $\text{Sn}^{+4}$ (ac)/ $\text{Sn}^{+2}$  (ac)] = + 0,15 .

Sol: El  $\text{Au}^{+3}$  se reduce y el  $\text{Fe}^{+2}$  se oxida;  $\text{Ag}^+$  se reduce y el  $\text{Fe}^{+2}$ ; No se produce reacción; El  $\text{Fe}^{+3}$  se reduce y el  $\text{Sn}^{+2}$  se oxida.

## 9. Junio 2014; Opción A; Cuestión 3

Teniendo en cuenta los potenciales estándar que se dan al final del enunciado, indique, razonadamente,

si son verdaderas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:

(0,5 puntos cada apartado)

- El cobre metálico se oxidará al añadirlo a una disolución 1M de HCl(ac).
- Al añadir cinc metálico, Zn, a una disolución de  $Al^{3+}(ac)$  se produce la oxidación del Zn y la reducción del  $Al^{3+}$ .
- En una pila galvánica formada por los electrodos  $Pb^{2+}(ac)/Pb(s)$  y  $Zn^{2+}(ac)/Zn(s)$ , en condiciones estándar, el electrodo de plomo actúa de ánodo.
- Una disolución 1M de  $Al^{3+}(ac)$  es estable en un recipiente de plomo.

DATOS.- Potenciales estándar en medio ácido en voltios,  $E^{\circ}(V)$ :  $[H^+(ac) / H_2(g)] = 0,0$ ;  $[Al^{3+}(ac) / Al(s)] = -1,68$ ;  $[Cu^{2+}(ac)/Cu(s)] = +0,34$ ;  $[Zn^{2+}(ac) / Zn(s)] = -0,76$ ;  $[Pb^{2+}(ac) / Pb(s)] = -0,12$ .

Sol: F, F, F, V.

## 10. Julio 2013; Opción B; Problema 2

En medio ácido, el permanganato potásico,  $KMnO_4$ , reacciona con el sulfato de hierro(II),  $FeSO_4$ , de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada:



- Escriba la reacción redox anterior ajustada tanto en su forma iónica como molecular. (1 punto)
- Calcule el volumen de una disolución de permanganato potásico 0,02 M necesario para la oxidación de 30 mL de sulfato de hierro(II) 0,05M, en presencia de ácido sulfúrico. (1 punto)

Sol:  $KMnO_4(ac) + 5FeSO_4(ac) + 4H_2SO_4(ac) \rightarrow MnSO_4(ac) + 5/2Fe_2(SO_4)_3(ac) + 1/2K_2SO_4(ac) + 4H_2O(l)$ ; b) 15 ml

## 11. Junio 2013; Opción A; Cuestión 3

Dada la pila, a 298 K:  $Pt, H_2(1bar) | H^+(1M) || Cu^{2+}(1M) | Cu(s)$ . Indique, razonadamente, si son verdaderas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones: (0,5 puntos cada apartado)

- El potencial estándar de la pila es  $\Delta E^{\circ} = +0,34 V$
- El electrodo de hidrógeno actúa como cátodo.
- El ión  $Cu^{2+}$  tiene más tendencia a captar electrones que el ión  $H^+$ .
- En la pila, el hidrógeno sufre una oxidación.

DATOS.- Potenciales estándar en medio ácido en voltios (V):  $E^{\circ}(H^+ / H_2) = 0,00$ ;  $E^{\circ}(Cu^{2+} / Cu) = +0,34$

Sol: V, F, V, V.

## 12. Junio 2012; Opción B; Problema 2

Se disuelven 0,9132 g de un mineral de hierro en una disolución acuosa de ácido clorhídrico. En la disolución resultante el hierro se encuentra como  $\text{Fe}^{2+}(\text{ac})$ . Para oxidar todo este  $\text{Fe}^{2+}$  a  $\text{Fe}^{3+}$  se requieren 28,72 mL de una disolución 0,05 M de dicromato potásico,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . La reacción redox, no ajustada, que tiene lugar es la siguiente:  $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + \text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

a) Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción y la ecuación química global.

(1 punto)

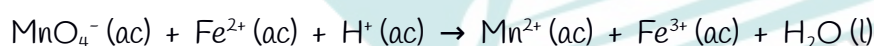
b) Calcule el porcentaje en masa del hierro en la muestra del mineral. (1 punto)

DATOS.- Masas atómicas: Fe = 55,85.

Sol: 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)  $\alpha = 51,5 \%$

## 13. Junio 2011; Opción B; Problema 2

Para determinar el contenido en hierro de cierto preparado vitamínico, donde el hierro se encuentra en forma de Fe (II), se pesaron 25 g del preparado, se disolvieron en medio ácido y se hicieron reaccionar con una disolución 0,1 M en permanganato potásico necesitándose, para ello, 30 mL de ésta disolución. La reacción no ajustada que tiene lugar es la siguiente:



a) Ajuste en forma iónica la reacción anterior por el método ión-electrón. (0,8 p.)

b) Calcule el % de hierro (en peso) presente en el preparado vitamínico. (1,2 p.)

DATOS.- Masas atómicas: Fe = 55,8

Sol: a)  $\text{MnO}_4^- (\text{ac}) + 5 \text{Fe}^{2+} (\text{ac}) + 8 \text{H}^+ (\text{ac}) \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{ac}) + 5 \text{Fe}^{3+} (\text{ac}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ ; b) 3,35 %.

## 14. Junio 2010, opción B, Problema 2

En medio ácido, el ión clorato,  $\text{ClO}_3^-$ , oxida al hierro (II) de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada:  $\text{ClO}_3^- (\text{ac}) + \text{Fe}^{2+} (\text{ac}) + \text{H}^+ (\text{ac}) \rightarrow \text{Cl}^- (\text{ac}) + \text{Fe}^{3+} (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ .

a) Escriba y ajuste la correspondiente reacción. (0,6 puntos).

b) Determine el volumen de una disolución de clorato de potasio ( $\text{KClO}_3$ ) 0,6 M necesario para oxidar 100 gramos de cloruro de hierro (II) ( $\text{FeCl}_2$ ) cuya pureza es del 90 % en peso. (1,4 puntos). Datos.-

Masas atómicas: Fe = 55,8 ; O = 16 ; Cl = 35,5 ; K = 39,1.

Sol: a)  $\text{ClO}_3^- (\text{ac}) + 6 \text{Fe}^{2+} (\text{ac}) + 6 \text{H}^+ (\text{ac}) \rightarrow \text{Cl}^- (\text{ac}) + 6 \text{Fe}^{3+} (\text{ac}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ ; b) V = 200 mL.

### 15. Junio 2010, opción B, Cuestión 3

Se prepara una pila voltaica con electrodos  $\text{Ni}^{2+} (\text{ac}) / \text{Ni} (\text{s})$  y  $\text{Ag}^+ (\text{ac}) / \text{Ag} (\text{s})$  en condiciones estándar. a) Escriba la semirreacción que ocurre en cada electrodo así como la reacción global ajustada. (1 punto).

b) Explique qué electrodo actúa de ánodo y cuál de cátodo y calcule la diferencia de potencial que proporcionará la pila. (1 punto). Datos. -  $E^\circ [\text{Ni}^{2+} (\text{ac}) / \text{Ni} (\text{s})] = - 0,23 \text{ V}$ ;  $E^\circ [\text{Ag}^+ (\text{ac}) / \text{Ag} (\text{s})] = + 0,80 \text{ V}$ .

Sol:  $E^\circ = + 1,03 \text{ V}$

### 16. Septiembre 2009, BLOQUE 2 PROBLEMA 2A

Una manera de obtener  $\text{Cl}_2 (\text{g})$  a escala de laboratorio es tratar el  $\text{MnO}_2 (\text{s})$  con  $\text{HCl} (\text{ac})$ . Se obtienen como resultado de esta reacción cloro, agua y  $\text{MnCl}_2 (\text{s})$ . Se pide:

a) Escribir la reacción redox debidamente ajustada. (0,6 puntos).

b) La cantidad de  $\text{MnO}_2$  y  $\text{HCl}$  (en gramos) necesaria para obtener 6 L de cloro medidos a 1 atmósfera y 0 °C. (0,6 puntos).

c) El volumen de disolución acuosa 12 M de  $\text{HCl}$  que se necesita para realizar la operación anterior, supuesto un rendimiento del 90 %. (0,8 puntos).

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ; masas atómicas: H : 1 ; O : 16 ; Cl : 35,5 ; Mn : 54,9 .

Sol: a)  $\text{MnO}_2 (\text{s}) + 4 \text{HCl} (\text{ac}) \rightarrow \text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{MnCl}_2 (\text{s})$

b)  $m = 23,4 \text{ g MnO}_2$ ;  $m = 39,13 \text{ g HCl}$ ; c)  $V = 99 \text{ mL}$ .

### 17. Junio 2009, BLOQUE 3 CUESTIÓN 3A

Considerando los metales Zn, Mg, Pb y Fe: a) ordénelos de mayor a menor facilidad de oxidación; (1 p).

b) ¿Cuál de estos metales puede reducir el  $\text{Fe}^{3+}$  a  $\text{Fe}^{2+}$ , pero no el  $\text{Fe}^{2+}$  a  $\text{Fe}$ ? (1 p). Justifique las respuestas. Datos:  $E^\circ (\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = - 0,76 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}) = - 0,13 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}) = - 2,37 \text{ V}$ ;  $E^\circ$

$(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$  ;  $E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ .

Sol: a)  $\text{Mg} > \text{Zn} > \text{Fe} > \text{Pb}$ ; b) El Pb reduce el  $\text{Fe}^{3+}$  y no el  $\text{Fe}^{2+}$ .

## 18. Septiembre 2008, BLOQUE 2 PROBLEMA 2A

Se quieren oxidar 2,00 g de sulfito de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ) con una disolución 0,12 M de dicromato de potasio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) en medio ácido sulfúrico, de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada:  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$ . Se pide: a) Ajustar la reacción redox que tiene lugar. (0,8 puntos).

b) El volumen de disolución de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  necesario para la oxidación completa del sulfito de sodio. (0,6 puntos).

c) Los gramos de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  que se obtienen. (0,6 puntos). Datos: Masas moleculares:  $\text{Na}_2\text{SO}_3 = 126$ ;  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 294$ ;  $\text{K}_2\text{SO}_4 = 174$ .

Sol: a)  $3 \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3 \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 4 \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$ ;  
b)  $V = 44 \text{ mL}$ ; c)  $m = 0,93 \text{ g}$

## 19. Septiembre 2008, BLOQUE 3 CUESTIÓN 3A

Se prepara una pila voltaica formada por electrodos de  $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$  y  $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$  en condiciones estándar.

a) Escribe la semirreacción que ocurre en cada electrodo, así como la reacción global ajustada. b) Indica cuál actúa de ánodo y cuál de cátodo y calcula la diferencia de potencial que proporcionará la pila.

DATOS:  $E^{\circ}(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,676 \text{ V}$ ;  $E^{\circ}(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,137 \text{ V}$

Sol:  $E^{\circ} = +1,539 \text{ V}$ ; El electrodo de  $\text{Sn}(\text{s})$  actúa de cátodo (tiene lugar la reducción) y el  $\text{Al}(\text{s})$  es el ánodo (se realiza la oxidación).

## 20. Junio 2008, BLOQUE 3 CUESTIÓN 3B

Se dispone en el laboratorio de una disolución de  $\text{Zn}^{2+}$  (ac) de concentración 1 M a partir de la cual se desea obtener cinc metálico,  $\text{Zn}(\text{s})$ . Responda razonadamente:

a) Si disponemos de hierro y aluminio metálicos, ¿cuál de los dos metales deberemos añadir a la disolución de  $\text{Zn}^{2+}$  para obtener cinc metálico? (0,7 puntos).

b) Para la reacción mediante la cual se obtuvo cinc metálico en el apartado anterior, indique la especie oxidante y la especie reductora. (0,6 puntos).

c) ¿Cuántos gramos de metal utilizado para obtener cinc metálico se necesitarán añadir a 100 mL de la disolución inicial para que la reacción sea completa? (0,7 p.).

Datos:  $E^\circ(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Al}^{3+} / \text{Al}) = -1,68 \text{ V}$ . Masas atómicas: Al: 27; Fe: 55,9.

Sol: a) Al (s); b)  $\text{Zn}^{2+}$  (ac): agente oxidante y Al (s): agente reductor; c)  $m = 1,81 \text{ g}$ .

## 21. Septiembre 2007, BLOQUE 2, PROBLEMA 2A

El análisis químico del agua oxigenada (peróxido de hidrógeno), se realiza disolviendo la muestra en ácido sulfúrico diluido y valorando con una disolución de permanganato potásico, según la siguiente reacción **no ajustada**:



A una muestra de 25 mL de agua oxigenada se le añaden 10 mL de ácido sulfúrico diluido y se valora con permanganato potásico 0,02 M, gastándose 25 mL de esta disolución.

a) Escriba la ecuación ajustada de esta reacción.

b) Calcule la molaridad de la disolución de agua oxigenada.

c) ¿qué volumen de oxígeno, medido a 0 °C y 1 atm de presión, produce la reacción?

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ . (0,6 – 0,6 – 0,8 p.).

Sol: a)  $3 \text{ H}_2\text{SO}_4 (\text{ac.}) + 2 \text{ KMnO}_4 (\text{ac.}) + 5 \text{ H}_2\text{O}_2 (\text{ac.}) \rightarrow 2 \text{ MnSO}_4 (\text{ac.}) + 5 \text{ O}_2 (\text{g}) + \text{K}_2\text{SO}_4 (\text{ac.}) + 8 \text{ H}_2\text{O} (\text{l})$ ; b)  $[\text{H}_2\text{O}_2] = 0,05 \text{ mol/L}$ ; c)  $V = 0,028 \text{ L}$ .

## 22. Septiembre 2007, CUESTIÓN 3B

Los potenciales estándar de reducción de los electrodos  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  y  $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$  son, respectivamente,  $-0,76 \text{ V}$  y  $-0,40 \text{ V}$ . Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones: a) ¿Qué reacción se produce si una disolución acuosa 1 M de  $\text{Cd}^{2+}$  se añade a cinc metálico? b) ¿Cuál es la fuerza electromotriz de la pila formada con estos dos electrodos en condiciones estándar?

c) ¿Qué reacciones se producen en los electrodos de esta pila?

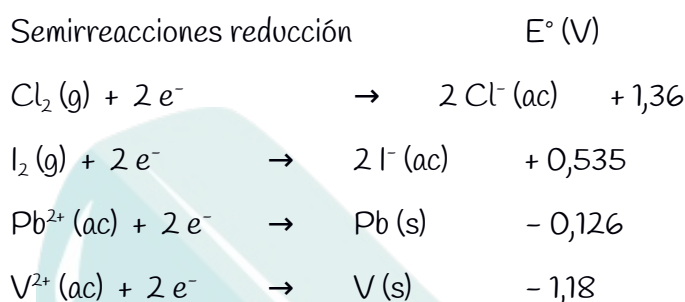


d) ¿Cuál es el ánodo y cuál el cátodo de esta pila? (0,5 p./apartado).

Sol: a) El  $\text{Cd}^{2+}$  se reduce y el Zn se oxida, b) 0,36V, c) Ánodo se produce la oxidación y en el cátodo la reducción, Zn (ánodo) Cd (cátodo).

### 23. Junio 2007, BLOQUE 3, CUESTIÓN 3B

Considere las siguientes semirreacciones redox cuyos potenciales estándar se indican:



a) Identifique el agente oxidante más fuerte. b) Identifique el agente reductor más fuerte. c) Señale, justificando la respuesta, la(s) especie(s) que puede(n) ser reducida(s) por el Pb (s). Escriba la(s) ecuación(es) química(s) correspondiente(s). (0,5-0,5-1 p).

Sol: a) el oxidante más fuerte es el  $\text{Cl}_2(\text{g})$ ; b) el reductor más fuerte es el  $\text{V}(\text{s})$ ; c)  $\text{I}_2(\text{g})$  y  $\text{Cl}_2(\text{g})$

### 24. Septiembre 2006, BLOQUE B, CUESTIÓN 5

Responda a las siguientes preguntas, justificando la respuesta:

a) ¿Se puede guardar una disolución de nitrato de cobre (II) en un recipiente de aluminio? ¿Y en un recipiente de cinc metálico? ¿Y en uno de plata?

b) Se puede guardar una disolución de cloruro de hierro (II) en un recipiente de aluminio? ¿Y en un recipiente de cinc metálico? ¿Y en uno de cobre metálico?

Datos:  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,74 \text{ V}$ .

Sol: a) no, no, sí, b) no, no, sí.

### 25. Junio 2006, BLOQUE A.- PROBLEMA 3

El sulfato de cobre,  $\text{CuSO}_4$ , se utilizó hace años como aditivo en piscinas para la eliminación de las al-

gas. Este compuesto se puede preparar tratando el cobre metálico con ácido sulfúrico en caliente, según la reacción (no ajustada):  $\text{Cu (s)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} \rightarrow \text{CuSO}_4 \text{ (ac)} + \text{SO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (l)}$ .

a) Ajuste la ecuación en forma molecular.

b) Calcule los mL de ácido sulfúrico de densidad 1,98 g/mL y riqueza 95% (en peso) necesarios para reaccionar con 10 g de cobre metálico. Datos: Masas atómicas: H: 1 ; O: 16 ; S: 32 ; Cu: 63,5.

Sol: a)  $\text{Cu (s)} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} \rightarrow \text{CuSO}_4 \text{ (ac)} + \text{SO}_2 \text{ (g)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)}$ ; b)  $V = 16,67 \text{ mL}$

## 26. Junio 2006, BLOQUE B.- CUESTIÓN 4

Dada la pila, a 298 K:  $\text{Pt, H}_2 \text{ (1 bar)} \mid \text{H}^+ \text{ (1M)} \parallel \text{Cu}^{2+} \text{ (1M)} \mid \text{Cu (s)}$ , indique si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones:

- El potencial estándar de la pila es  $E^\circ = + 0,34 \text{ V}$ .
- El electrodo de hidrógeno actúa como cátodo.
- El ion,  $\text{Cu}^{2+}$ , tiene más tendencia a captar electrones que el protón,  $\text{H}^+$ .
- En esta pila, el hidrógeno sufre una oxidación. Datos:  $E^\circ = (\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$  ;  $E^\circ = (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ .

Sol: a) V; b) F; c) V; d) V

## 27. Septiembre 2005, BLOQUE A.- PROBLEMA 3

En medio ácido, la reacción entre los iones dicromato,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , y los iones yoduro,  $\text{I}^-$ , origina iones  $\text{Cr}^{3+}$  y yodo molecular,  $\text{I}_2$ , y agua.

- Identifique la especie que se reduce y la que se oxida indicando los números de oxidación de los átomos que se oxidan o se reducen.
- Ajuste la reacción iónica global.
- Calcule los gramos de yodo molecular,  $\text{I}_2$ , que produciría la reacción de 25 mL de una disolución 0,145 M de dicromato potásico,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , con un exceso de yoduro,  $\text{I}^-$ . Datos: Masas atómicas: I : 127.

Sol: a)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  se reduce,  $\text{I}^-$  se oxida; b)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{I}_2$ ; c)  $m = 2,8 \text{ g}$ .



## 28. Septiembre 2005 BLOQUE B.- CUESTIÓN 4

Se prepara una pila voltaica formada por electrodos de  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  y  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  en condiciones estándar.

- Escriba la semirreacción que ocurre en cada electrodo, así como la reacción global ajustada.
- Indique cuál actúa de ánodo y cuál de cátodo y calcule la diferencia de potencial que proporcionará la pila en condiciones estándar.

Datos:  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$ .

Sol: a)  $2\text{Ag}^+(\text{ac}) + 1e^- \rightarrow 2\text{Ag}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{ac})$ ; b)  $E = 0,46 \text{ V}$  ánodo Cu y Cátodo Ag.

## 29. Junio 2005, BLOQUE B.- CUESTIÓN 4

Se añade  $\text{Br}_2(\text{l})$  a una disolución que contiene ion  $\text{Cl}^-$  y a otra disolución que contiene ion  $\text{I}^-$ .

- Razone si en alguno de los dos casos se producirá una reacción de oxidación reducción.
- En caso de producirse, indique que especie química se reduce, cuál se oxida y ajuste la reacción correspondiente.

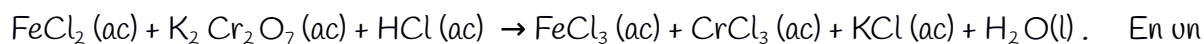
Datos: Potenciales de reducción estándar:

$E^\circ(\text{I}_2 / \text{I}^-) = 0,53 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{Br}_2 / \text{Br}^-) = 1,07 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ .

Sol: a)  $\text{Br}_2$  con el  $\text{I}^-$ ; b) el  $\text{Br}_2$  se reduce y  $\text{I}^-$  se oxida

## 30. Junio 2004. BLOQUE A PROBLEMA 3

El dicromato de potasio en disolución acuosa, acidificada con ácido clorhídrico, reacciona con el cloruro de hierro (II) según la siguiente reacción (no ajustada):



En un recipiente adecuado se colocan 3,172 g de cloruro de hierro(II), 80 mL de dicromato de potasio 0,06 M, y se añade ácido clorhídrico en cantidad suficiente para que tenga lugar la reacción:

- Escriba la ecuación ajustada de esta reacción.
- Calcule la masa (en gramos) de cloruro de hierro (III) que se obtendrá.

Datos.- Masas atómicas: Cl: 35,5 ; Fe: 55,9 .

Sol: a)  $6\text{FeCl}_2(\text{ac}) + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{ac}) + 14\text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow 6\text{FeCl}_3(\text{ac}) + 2\text{CrCl}_3(\text{ac}) + 2\text{KCl}(\text{ac}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ; b)  $m = 4,06 \text{ g FeCl}_3$ .

### 31. Junio 2004. CUESTIÓN 4

Se prepara una pila voltaica formada por electrodos estándar de  $\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$  y  $\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$ .

- Escriba la semirreacción que ocurre en cada electrodo, así como la reacción global ajustada.
- Indique cuál actúa de ánodo y cuál de cátodo y calcule la diferencia de potencial que proporcionará la pila.

Datos:  $E^\circ (\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}) = -0,137 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}) = -0,125 \text{ V}$ .

Sol: ánodo: Sn; cátodo: Pb; fem=0,012V

### 32. Septiembre 2003 CUESTIÓN 4

Una pila voltaica consta de un electrodo de magnesio sumergido en una disolución 1 M de  $\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$  y otro electrodo de plata sumergido en una disolución 1 M de  $\text{AgNO}_3$  a  $25^\circ \text{C}$ .

- Escribe la semirreacción que ocurre en cada electrodo así como la reacción global ajustada.
- Indica qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo y calcula la diferencia de potencial que proporcionará la pila.  $E^\circ \text{Mg}^{2+}/\text{Mg} = -2,37 \text{ V}$ ;  $E^\circ \text{Ag}^+/\text{Ag} = +0,80 \text{ V}$ .

Sol: Cátodo: Ag, Ánodo: Mg; fem: 3,17 V

### 33. Septiembre 2002. BLOQUE A, PROBLEMA 1

La obtención de un halógeno en el laboratorio puede realizarse tratando un hidrácido con un oxidante.

Para el caso del cloro, la reacción viene dada por el equilibrio:  $\text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ .

- Ajustar la reacción.
- Escribir la expresión matemática de la constante de equilibrio  $K_c$ .
- Si en un recipiente de 2,5 litros se introdujesen 0,07 moles de cloruro de hidrógeno y la mitad de esta cantidad de oxígeno, el equilibrio se termina cuando se forman 0,01 moles de cloro e igual cantidad de agua. Calcular el valor de la constante de equilibrio.

Sol: a)  $4 \text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 2 \text{Cl}_2(\text{g})$ ; b)  $K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]}$ ; c)  $K_c = 0,13$

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]}$$

### 34. Septiembre 2002. BLOQUE B PROBLEMA 2

Por adición de iones permanganato,  $\text{MnO}_4^-$  a iones  $\text{Fe}^{2+}$ , en medio ácido, se forman iones  $\text{Mn}^{2+}$  e iones  $\text{Fe}^{3+}$ .

a) Identificar la especie que se reduce y la que se oxida e indicar los números de oxidación de cada una de las especies.

b) Ajustar la reacción iónica global.

c) Se dispone de 125 ml de una disolución de  $\text{FeCl}_2$  de concentración desconocida. Para transformar los iones  $\text{Fe}^{2+}$  en  $\text{Fe}^{3+}$  se necesitan 16,5 ml de una disolución 0,32 M de  $\text{MnO}_4^-$ . ¿Cuál será la concentración de  $\text{FeCl}_2$  en la disolución valorada?

Sol: a)  $\text{MnO}_4^-$  se reduce a  $\text{Mn}^{2+}$ ;  $\text{Fe}^{2+}$  se oxida a  $\text{Fe}^{3+}$ ; b)  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Fe}^{3+}$ ; c)  $[\text{FeCl}_2] = 0,22 \text{ M}$

### 35. Septiembre 2002. CUESTIÓN 3

Se tienen Pb y Zn metálicos y dos disoluciones A y B. La A contiene  $\text{Pb}^{2+}$  1 M y la B  $\text{Zn}^{2+}$  1 M. Teniendo en cuenta los materiales necesarios:

a) Indicar esquemáticamente cómo se construiría una pila electroquímica.

b) Indicar las reacciones que tendrán lugar y calcular el potencial estándar de la pila. Datos:  $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ .

Sol: 0,63V