

## REDOX.

### Número de oxidación y conceptos generales.

- 1.- Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones. En la reacción:  $2 \text{AgNO}_3(\text{ac}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + 2 \text{Ag}(\text{s})$ . **a)** Los cationes  $\text{Ag}^+$  actúan como reductores; **b)** Los aniones  $\text{NO}_3^-$  actúan como oxidantes; **c)** el  $\text{Fe}(\text{s})$  es el oxidante; **d)** el  $\text{Fe}(\text{s})$  se ha oxidado a  $\text{Fe}^{2+}$ ; **e)** los cationes  $\text{Ag}^+$  se han reducido a  $\text{Ag}(\text{s})$ .<sup>i</sup>
- 2.- Indica el  $n^\circ$  de oxidación de cada elemento en los siguientes compuesto e iones: **a)**  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$ ; **b)**  $\text{CaH}_2$ ; **c)**  $\text{HPO}_4^{2-}$ ; **d)**  $\text{ICl}_3$ ; **e)**  $\text{HCOOH}$ ; **f)**  $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ .
- 3.- Determina los estados de oxidación de todos los elementos químicos presentes en las siguientes sustancias: ácido sulfúrico, ácido nítrico, ácido fosfórico, ácido hipocloroso, cloruro de calcio, sulfato de hierro (III).
- 4.- Determina los estados de oxidación de todos los elementos químicos presentes en las siguientes sustancias: yoduro de plata, trióxido de azufre, ion sulfito, ion cromato, ion perclorato, ion nitrito.

### Ajuste redox

- 5.- El zinc reacciona con el ácido nítrico para dar nitrato de zinc y nitrato de amonio en disolución **a)** Escribe y ajusta la reacción por el método del ion electrón; **b)** calcula los gramos de ácido nítrico que se necesitan para disolver 10 g de zinc.<sup>ii</sup>
- 6.- Ajusta por el método del ion-electrón las siguientes reacciones en medio ácido.<sup>iii</sup>
  - a)**  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HI} + \text{HClO}_4 \rightarrow \text{Cr}(\text{ClO}_4)_3 + \text{KClO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
  - b)**  $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{NO}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
  - c)**  $\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
  - d)**  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
  - e)**  $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
  - f)**  $\text{KMnO}_4 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 7.- Ajusta por el método del ion electrón las siguientes reacciones en medio básico.<sup>iv</sup>
  - a)**  $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - b)**  $\text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - c)**  $\text{KMnO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$
- 8.- Ajusta la siguiente ecuación redox:  $\text{FeS}_2 + \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{O}$  <sup>v</sup>
- 9.- Escribe y ajusta la siguiente reacción redox, indicando la especie que se oxida y la que se reduce, así como la oxidante y la reductora: el permanganato de potasio y el ácido sulfhídrico, en medio ácido sulfúrico forman azufre y sulfato de manganeso (II).<sup>vi</sup>
- 10.- Sabiendo que la reacción del dicromato de potasio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) con cloruro de estaño (II) en presencia de ácido clorhídrico conduce a la obtención de cloruro de estaño (IV) y cloruro de cromo (III), escribe y ajusta la correspondiente reacción redox.<sup>vii</sup>
- 11.- Ajustar por el método del ion-electrón, la reacción de oxidación de yoduro de potasio a yodo mediante clorato de potasio en medio básico (pasando a cloruro de potasio). ¿Cuánto clorato de potasio se necesitará para obtener 250 g de yodo suponiendo que la reacción es total?<sup>viii</sup>

- 12.- Completar y ajustar, por el método del ion-electrón, las siguientes reacciones: **a)** ácido sulfhídrico con dicromato de potasio en medio ácido clorhídrico para dar azufre y  $\text{Cr}^{3+}$ ; **b)** dióxido de azufre con permanganato de potasio en medio ácido sulfúrico para dar ácido sulfúrico y  $\text{Mn}^{2+}$ ; **c)** arsenito de potasio con permanganato de potasio en disolución de KOH para dar arseniato y dióxido de manganeso.<sup>ix</sup> ☒

### Valoración redox.

- 13.- Ponemos en un vaso de precipitados 175 ml de cloruro de hierro (II), acidulados con HCl, que se valoran con 47 ml. de una disolución de dicromato de potasio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) 0,20 M, **a)** Formula y ajusta la reacción redox sabiendo que se forman cloruro de hierro (III) y cloruro de cromo (III); **b)** calcular la masa de cloruro de hierro (II) contenida en el vaso.<sup>x</sup> ☒

### Pilas y Potenciales de reducción.

- 14.- En las dos pilas formadas por siguientes electrodos: **a)** cobre-plomo y **b)** plomo-hierro, predecir la polaridad de los electrodos (ánodo y cátodo) en cada caso, la f.e.m. de la pila, las notaciones de las mismas y las reacciones que tienen lugar en cada una. Potenciales de reducción (V):  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ : 0,34;  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$ : -0,13;  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ : -0,44.<sup>xi</sup> ☒
- 15.- Los potenciales normales de reducción en condiciones estándar de los pares  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ,  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$  y  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  son respectivamente, 0,34 V, -0,13 V y -0,76 V. **a)** Explica, escribiendo las reacciones correspondientes qué metal/es producen desprendimiento de hidrógeno al ser tratados con un ácido **b)** Haz un esquema y escribe las reacciones de ánodo y cátodo de la pila formada por electrodos de Zn y Pb.<sup>xii</sup> ☒
- 16.- Deduce razonadamente y escribiendo la ecuación ajustada: **a)** Si el hierro en su estado elemental puede ser oxidado a Fe(II) con  $\text{MoO}_4^{2-}$  **b)** Si el hierro(II) puede ser oxidado a Fe(III) con  $\text{NO}_3^-$ . **Datos:**  $E_0(\text{MoO}_4^{2-}/\text{Mo}^{3+}) = 0,51$  V;  $E_0(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96$  V;  $E_0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77$  V;  $E_0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0) = -0,44$  V. (Selectividad Madrid. Junio 1999).<sup>xiii</sup> ☒
- 17.- De los siguientes metales: Al, Fe, Ag, Au y Ni, justifica cuales reaccionarán espontáneamente con iones  $\text{Cu}^{2+}$ . Escribe las reacciones que se produzcan. ( $E_0(\text{reducción})$  (V):  $\text{Al}^{3+} \rightarrow \text{Al} = -1,66$ ;  $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe} = -0,44$ ;  $\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag} = 0,80$ ;  $\text{Au}^{3+} \rightarrow \text{Au} = 1,50$ ;  $\text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Ni} = -0,25$ ;  $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} = 0,34$ )<sup>xiv</sup> ☒
- 18.- Considera la reacción:  $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$  **a)** Ajuste la reacción por el método del ion-electrón. **b)** ¿Qué volumen de NO (medido a 1 atm y 273 K) se desprenderá si se oxidan 2,50 g de cobre metálico?<sup>xv</sup> ☒
- 19.- Una muestra de 20 g de latón (aleación de cinc y cobre) se trata con ácido clorhídrico, desprendiéndose 2,8 litros de hidrógeno gas medidos a 1 atm y 25 °C. **a)** Formule y ajuste la reacción o reacciones que tienen lugar. **b)** Calcule la composición de la aleación, expresándola como % en peso. **Datos:**  $R = 0,082$  atm·l·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>;  $E_0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76$  V;  $E_0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34$  V;  $E_0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00$  V; (Selectividad Madrid. Septiembre 1999).<sup>xvi</sup> ☒

- 20.- Razona cual de las siguientes reacciones será posible y completa éstas: **a)**  $\text{Cu}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow$ ; **b)**  $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2 \rightarrow$ ; **c)**  $\text{Cu}^0 + \text{H}^+ \rightarrow$ ; **d)**  $\text{Cu}^0 + \text{H}_2 \rightarrow$ . **Datos:**  $[\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$  ( $E_0 = 0,34 \text{ V}$ );  $2 \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$  ( $E_0 = 0,00 \text{ V}$ )].<sup>xxvii</sup> ☒
- 21.- Dados los datos de potencial estándar de reducción de los siguientes sistemas:  $E_0(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,53 \text{ V}$ ;  $E_0(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,07 \text{ V}$   $E_0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ . Indica razonadamente: **a)** ¿Cuál es la especie química más oxidante entre otras las mencionadas anteriormente? **b)** ¿Cuál es la forma reducida con mayor tendencia a oxidarse? **c)** ¿Es espontánea la reacción entre el cloro molecular y el ion ioduro? **d)** ¿Es espontánea la reacción entre el ion cloruro y el bromo molecular? (Cuestión Selectividad Madrid. Septiembre 1999)<sup>xxviii</sup> ☒
- 22.- Los electrodos de una pila galvánica son de aluminio y cobre. **a)** Escriba las semirreacciones que se producen en cada electrodo, indicando cuál será el ánodo y cuál será el cátodo **b)** Calcule la fuerza electromotriz de la pila. **c)** ¿Cuál será la representación simbólica de la pila? **d)** Razone si alguno de los dos metales produciría hidrógeno gaseoso al ponerlo en contacto con ácido sulfúrico. **Datos:** Potenciales normales;  $\text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1,67 \text{ V}$   $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,35 \text{ V}$ ;  $\text{H}^+/\text{H}_2 = 0,00 \text{ V}$ . (Ejercicio Selectividad. Madrid Septiembre 1998).<sup>xxix</sup> ☒
- 23.- Razone: **a)** Si el cobre metal puede disolverse en  $\text{HCl}$  1 M para dar cloruro de cobre (II) e hidrógeno molecular ( $\text{H}_2$ ). **b)** ¿Podría disolverse el Zn? **Datos:**  $E_0$  (V)  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0 = 0,34$ ;  $2\text{H}^+/\text{H}_2 = 0,00$ ;  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76$  (Ejercicio Selectividad. Madrid Reserva 1997).<sup>xxx</sup> ☒
- 24.- Dados los equilibrios:  $\text{KMnO}_4 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{MnCl}_2 + \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{KMnO}_4 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{MnCl}_2 + \text{SnCl}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$  **a)** Ajuste ambas reacciones y justifique si están desplazadas a la derecha; **b)** Calcule el volumen de  $\text{KMnO}_4$  0,1 M necesario para oxidar el  $\text{Fe}^{2+}$  y el  $\text{Sn}^{2+}$  contenidos en 100 g de una muestra que contiene partes iguales en peso de sus cloruros. **Datos:** ( $E_0$ ):  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 1,56$ ;  $E_0$   $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} = 0,77$ ;  $E_0$   $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+} = 0,13$ . (Ejercicio Selectividad. Madrid Junio 1997).<sup>xxxi</sup> ☒
- 25.- El ácido nítrico en disolución 1 M reacciona con níquel metálico produciendo nitrato de níquel y monóxido de nitrógeno. Calcule el potencial normal de la reacción y deduzca si se produciría esta reacción con el oro metal. Indique los agentes oxidante y reductor en cada caso: **Datos:**  $E_0(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ V}$ ;  $E_0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$ ;  $E_0(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,50 \text{ V}$ . (Ejercicio Selectividad. Madrid Previo 1997).<sup>xxii</sup> ☒
- 26.- Dada la siguiente tabla de potenciales normales: **a)** Escriba la notación de una pila en la que ambos electrodos sean metálicos, eligiendo los dos pares redox que den lugar a una fuerza electromotriz máxima y calcule el valor de la misma. **b)** Calcule la diferencia de potencial mínima que se debe aplicar a una celda electrolítica que contiene cloruro ferroso fundido para que se deposite el metal. (Ejercicio Selectividad. Madrid Previo 1998).<sup>xxxiii</sup> ☒

$\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$	1,61 V
$\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$	1,36 V
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	0,77 V
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	0,34 V
$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$	-0,13 V
$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$	-0,44 V
$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	-0,76 V
$\text{Be}^{2+}/\text{Be}$	-1,85 V

- 27.- Indicar qué reacciones tienen en el ánodo y el cátodo y el voltaje de la pila correspondiente: **a)**  $\text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Zn}$  y  $\text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Pb}$ ; **b)**  $\text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}^-$  y  $\text{Cd}^{2+} \rightarrow \text{Cd}$ ; **c)**  $\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}$  y  $\text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Pb}$ . **Datos:**  $E_0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ;  $E_0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$ ;  $E_0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ ;  $E_0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$ ;  $E_0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$ .<sup>xxxiv</sup> ☒

## Electrólisis.

- 28.- *Electrolizamos una disolución de sulfato de cinc (II) usando corriente de 15 A: durante 5 minutos, la cantidad de metal depositada en el cátodo es de 1,53 g; a) escribe la reacciones que se producen en ánodo y cátodo (sabemos que el ánodo se desprende  $O_2$  y que disminuye el pH de la disolución); b) calcula la masa atómica del Zn.*<sup>xxv</sup> ☒
- 29.- *Se montan en serie dos cubas electrolíticas que contienen disoluciones de  $AgNO_3$  y de  $CuSO_4$ , respectivamente. Calcula los gramos de plata que se depositarán en la primera si en la segunda se depositan 6 g de Cu.*<sup>xxvi</sup> ☒
- 30.- *Durante la electrólisis del cloruro de magnesio fundido: a) ¿cuántos gramos de Mg se producen cuando pasan  $5,80 \cdot 10^3$  Culombios a través de la célula? b) ¿cuánto tiempo se tarda en depositar 1,50 g de Mg con una corriente de 15 A?*<sup>xxvii</sup> ☒
- 31.- *¿Qué volumen de cloro se obtiene a  $27^\circ C$  y 700 mm de Hg de presión en una electrólisis de NaCl, haciendo pasar una corriente de 100 A durante 10 horas?*<sup>xxviii</sup> ☒
- 32.- *Deseamos recubrir de plata un tenedor metálico mediante la electrólisis de una disolución de nitrato de plata. ¿Actuará como ánodo o como cátodo el tenedor? ¿Durante cuánto tiempo tiene que pasar una corriente de 2 A para platear la superficie de  $20\text{ cm}^2$  si se desea que la capa depositada sea de 0,1 mm de espesor sabiendo que la densidad de la plata es de  $10,5\text{ g/cm}^3$ ?*<sup>xxix</sup> ☒
- 33.- *El cinc metálico puede reaccionar con los iones hidrógeno oxidándose a cinc(II). a) ¿Qué volumen de hidrógeno medido a 700 mm de mercurio y  $77^\circ C$  se desprenderá si se disuelven completamente 0,5 moles de cinc? b) Si se realiza la electrólisis de una disolución de cinc(II) aplicando una intensidad de 1,5 amperios durante 2 horas y se depositan 3,66 g de metal, calcule la masa atómica del cinc. Datos:  $F = 96500\text{ C}$ . (Problema Selectividad Madrid Previo 2000).*<sup>xxx</sup> ☒

## SOLUCIONES DE EJERCICIOS

<sup>i</sup> EJERCICIO 1: a) FALSO; b) FALSO; c) FALSO; d) VERDADERO; e) VERDADERO.

<sup>ii</sup> EJERCICIO 5: a)  $4\text{ Zn} + 10\text{ HNO}_3 \rightarrow 4\text{ Zn(NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{ H}_2\text{O}$ ; b) 24,1 g

<sup>iii</sup> EJERCICIO 6: a)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{ HI} + 8\text{ HClO}_4 \rightarrow 2\text{ Cr(ClO}_4)_3 + 2\text{ KClO}_4 + 3\text{ I}_2 + 7\text{ H}_2\text{O}$ ;  
b)  $\text{Sb}_2\text{S}_3 + 10\text{ HNO}_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + 10\text{ NO}_2 + 3\text{ S} + 5\text{ H}_2\text{O}$ ;  
c)  $2\text{ KIO}_3 + 10\text{ KI} + 6\text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 6\text{ I}_2 + 6\text{ K}_2\text{SO}_4 + 6\text{ H}_2\text{O}$ ;  
d)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14\text{ HCl} \rightarrow 2\text{ CrCl}_3 + 3\text{ Cl}_2 + 2\text{ KCl} + 7\text{ H}_2\text{O}$ ;  
e)  $3\text{ I}_2 + 10\text{ HNO}_3 \rightarrow 10\text{ NO} + 6\text{ HIO}_3 + 2\text{ H}_2\text{O}$ ;  
f)  $\text{KMnO}_4 + 5\text{ FeCl}_2 + 8\text{ HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 5\text{ FeCl}_3 + \text{KCl} + 4\text{ H}_2\text{O}$

<sup>iv</sup> EJERCICIO 7: a)  $3\text{ MnO}_2 + \text{KClO}_3 + 6\text{ KOH} \rightarrow 3\text{ K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + 3\text{ H}_2\text{O}$ ;  
b)  $6\text{ Br}_2 + 12\text{ KOH} \rightarrow 10\text{ KBr} + 2\text{ KBrO}_3 + 6\text{ H}_2\text{O}$ ;  
c)  $8\text{ KMnO}_4 + 3\text{ NH}_3 \rightarrow 3\text{ KNO}_3 + 8\text{ MnO}_2 + 5\text{ KOH} + 2\text{ H}_2\text{O}$

<sup>v</sup> EJERCICIO 8:  $2\text{ FeS}_2 + 15\text{ Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{ Na}_2\text{SO}_4 + 11\text{ Na}_2\text{O}$

<sup>vi</sup> EJERCICIO 9:  $2\text{ KMnO}_4 + 5\text{ SH}_2 + 3\text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{ S} + 2\text{ MnSO}_4 + 8\text{ H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$

- 
- vii [EJERCICIO 10](#):  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3 \text{SnCl}_2 + 14 \text{HCl} \rightarrow 3 \text{SnCl}_4 + 2 \text{CrCl}_3 + 7 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{KCl}$
- viii [EJERCICIO 11](#):  $6 \text{KI} + \text{KClO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{I}_2 + \text{KCl} + 6 \text{KOH}$ ; 40,2 g
- ix [EJERCICIO 12](#): **a)**  $3 \text{SH}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 8 \text{HCl} \rightarrow 3 \text{S} + 2 \text{CrCl}_3 + 7 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{KCl}$ ;  
**b)**  $2 \text{KMnO}_4 + 5 \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$ ;  
**c)**  $3 \text{KAsO}_2 + 2 \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{KAsO}_3 + 2 \text{MnO}_2 + 2 \text{KOH}$ .
- x [EJERCICIO 13](#): **a)**  $6 \text{FeCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14 \text{HCl} \rightarrow 6 \text{FeCl}_3 + 2 \text{CrCl}_3 + 7 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{KCl}$ ; **b)** 3,15 g.
- xi [EJERCICIO 14](#): **a)** 0,47 V;  $\text{Pb(s)}|\text{Pb}^{2+}(\text{ac})||\text{Cu}^{2+}(\text{ac})|\text{Cu(s)}$ ; **b)** 0,21 V;  $\text{Fe(s)}|\text{Fe}^{2+}(\text{ac})||\text{Pb}^{2+}(\text{ac})|\text{Pb(s)}$ .
- xii [EJERCICIO 15](#): **a)** Pb y Zn; **b)** Cátodo:  $\text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb(s)}$ ; Ánodo:  $\text{Zn(s)} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac})$ .
- xiii [EJERCICIO 16](#): **a)** Sí; **b)** Sí.
- xiv [EJERCICIO 17](#): Al, Fe y Ni;  $\text{Al} - 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}^{3+}$ ;  $\text{Fe} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ ;  $\text{Ni}^{2+} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$ ;  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ .
- xv [EJERCICIO 18](#): **a)**  $8 \text{HNO}_3 + 3 \text{Cu} \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO(g)} + 4 \text{H}_2\text{O}$ ; **b)** 1,06 L.
- xvi [EJERCICIO 19](#): **a)**  $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{ZnCl}_2$ ; **b)** 37,46 % de Zn.
- xvii [EJERCICIO 20](#): **a)** No; **b)** Sí; **c)** No; **d)** No.
- xviii [EJERCICIO 21](#): **a)**  $\text{Cl}_2$ ; **b)**  $\text{I}^-$ ; **c)** Sí; **d)** No.
- xix [EJERCICIO 22](#): **a)** Cátodo:  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ ; Ánodo:  $\text{Al} - 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}^{3+}$ ; **b)** 2,02 V;  
**c)**  $\text{Al(s)}|\text{Al}^{3+}(\text{ac})||\text{Cu}^{2+}(\text{ac})|\text{Cu(s)}$ ; **d)** Al.
- xx [EJERCICIO 23](#): **a)** No; **b)** Sí.
- xxi [EJERCICIO 24](#): **a)**  $\text{KMnO}_4 + 5 \text{FeCl}_2 + 8 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 5 \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + 4 \text{H}_2\text{O}$ ;  
 $2 \text{KMnO}_4 + 5 \text{SnCl}_2 + 16 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{MnCl}_2 + 5 \text{SnCl}_4 + 2 \text{KCl} + 8 \text{H}_2\text{O}$ ; **b)** 1,844 L.
- xxii [EJERCICIO 25](#): 1,21 V; No; Oxidante:  $\text{NO}_3^-$ ; Reductor: Ni.
- xxiii [EJERCICIO 26](#): **a)** 2,19 V; **b)** 0,33 V.
- xxiv [EJERCICIO 27](#): **a)** 0,63 V; **b)** 1,76 V; **a)** 0,93 V.
- xxv [EJERCICIO 28](#): **a)** Cátodo:  $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^0$ ; Ánodo:  $4 \text{OH}^- - 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ ; **b)** 65,6 g/mol.
- xxvi [EJERCICIO 29](#): 20,4 g.
- xxvii [EJERCICIO 30](#): **a)** 0,73 g; **b)** 794 s.
- xxviii [EJERCICIO 31](#): 498 L.
- xxix [EJERCICIO 32](#): 939 s.
- xxx [EJERCICIO 33](#): **a)** 15,58 L; **b)** 65,4 g/mol.

## SOLUCIONES (REDOX).

### Número de oxidación y conceptos generales.

1.-

- a) **FALSO**, actúan como oxidantes pues oxidan al Fe(s).  
b) **FALSO**, no actúan ni como oxidantes ni como reductores, pues no cambian de estado de oxidación.  
c) **FALSO**, actúa como reductor pues reduce a la  $\text{Ag}^+$  a  $\text{Ag}(s)$ .  
d) **VERDADERO**, pues aumenta su E.O.  
e) **VERDADERO**, pues disminuye su E.O.

2.-

- a)  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$ : N = -3; H = +1; Cl = +7; O = -2.  
b)  $\text{CaH}_2$ : Ca = +2; H = -1.  
c)  $\text{HPO}_4^{2-}$ : H = +1; P = +5; O = -2.  
d)  $\text{ICl}_3$ : I = +3; Cl = -1.  
e)  $\text{HCOOH}$ : H = +1; C = +2; O = -2.  
f)  $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ : H = +1; C ( $\text{CH}_3$ ) = -3; C (CO) = +2; O = -2.

3.-

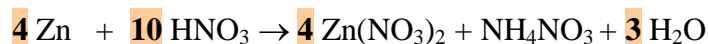
- $\text{H}_2\text{SO}_4$ : H = +1; S = +6; O = -2.       $\text{HNO}_3$ : H = +1; N = +5; O = -2.  
 $\text{H}_3\text{PO}_4$ : H = +1; P = +5; O = -2.       $\text{HClO}$ : H = +1; Cl = +1; O = -2.  
 $\text{CaCl}_2$ : Ca = +2; Cl = -1                   $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ : Fe = +3; S = +6; O = -2..

4.-

- $\text{AgI}$ : Ag = +1; I = -1.                       $\text{SO}_3$ : S = +6; O = -2.  
 $\text{SO}_3^{2-}$ : S = +4; O = -2.                   $\text{CrO}_4^{2-}$ : Cr = +6; O = -2.  
 $\text{ClO}_4^-$ : Cl = +7; O = -2.                   $\text{NO}_2^-$ : N = +3; O = -2.

5.-

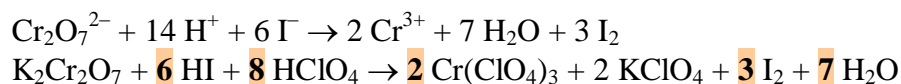
- a)  $(\text{Zn} - 2 e^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}) \cdot 4$ .  
 $\text{NO}_3^- + 10 \text{H}^+ + 8 e^- \rightarrow \text{NH}_4^+ + 3 \text{H}_2\text{O}$

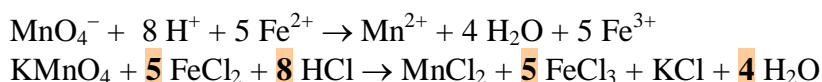
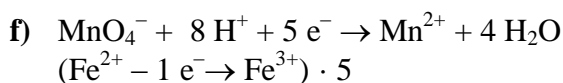
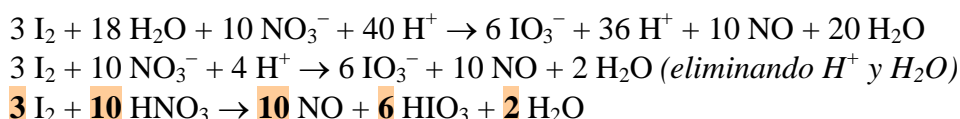
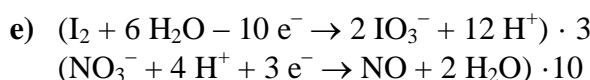
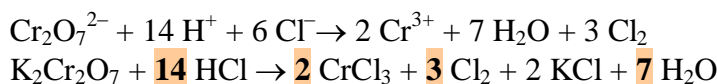
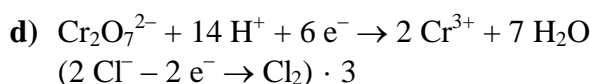
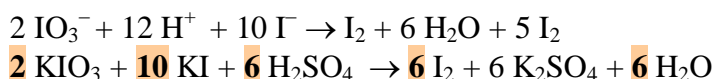
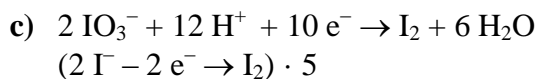
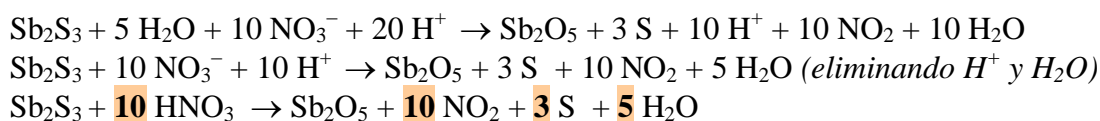
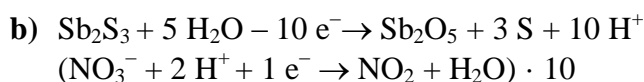


- b)  $4 \cdot 65,4 \text{ g} = \frac{10 \cdot 63 \text{ g}}{m(\text{HNO}_3)} \Rightarrow m(\text{HNO}_3) = 24,1 \text{ g}$

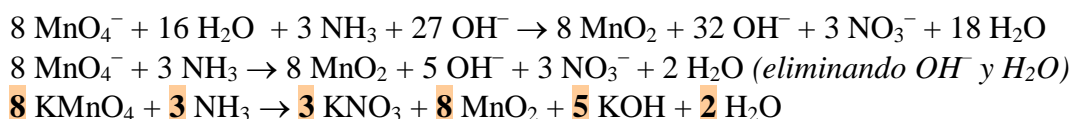
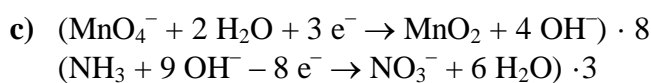
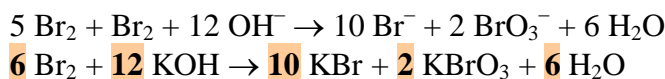
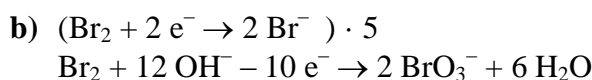
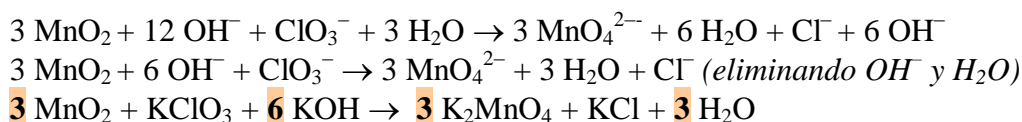
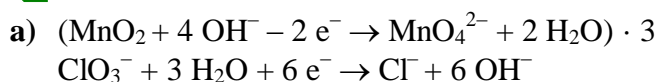
6.-

- a)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 e^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$   
 $(2 \text{I}^- - 2 e^- \rightarrow \text{I}_2) \cdot 3$



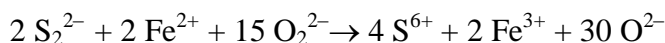
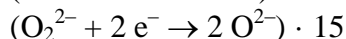
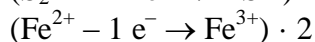
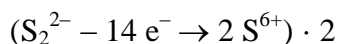


7.- 



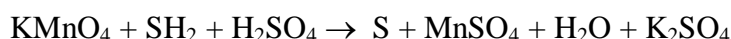
8.-  $\langle \boxtimes \rangle$

Al no ser en medio ácido ni básico y formarse especies químicas con O ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) no podemos usar el método del ion-electrón, por lo que usaremos el de cambio en el estado de oxidación.



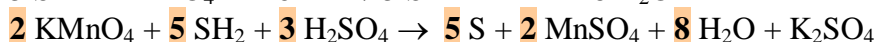
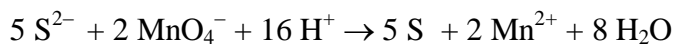
ya que de los 30  $\text{O}^{2-}$  se gastan 3 en el  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y 16 en los 4  $\text{SO}_4^{2-}$ , con lo que quedan sólo 11.

9.-  $\langle \boxtimes \rangle$

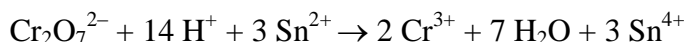
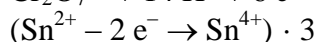
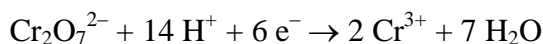
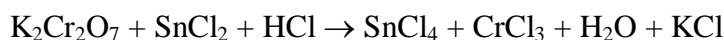


Oxidación:  $\text{S}^{2-} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{S}$  (El  $\text{S}^{2-}$  se oxida y es, por tanto, la especie reductora)

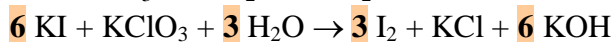
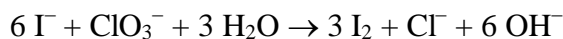
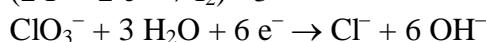
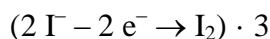
Reducción:  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$  (El  $\text{MnO}_4^-$  se reduce, y es, por tanto, la especie oxidante)



10.-  $\langle \boxtimes \rangle$

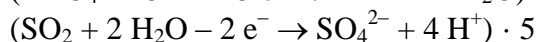
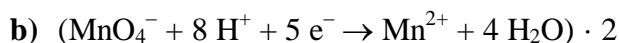
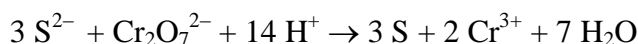
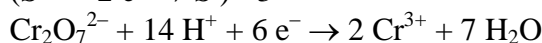
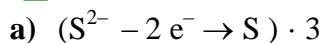


11.-  $\langle \boxtimes \rangle$

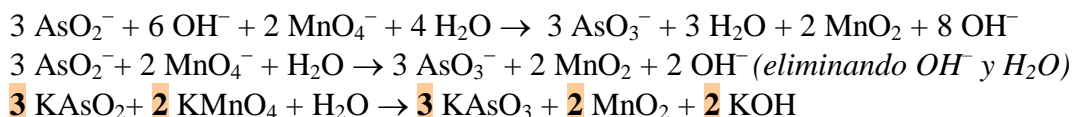
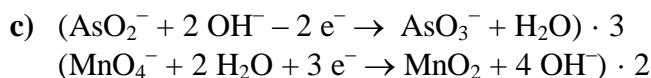
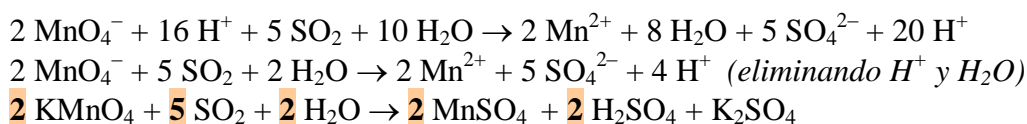


$$\frac{122,55 \text{ g}}{m(\text{KClO}_3)} = \frac{3 \cdot 253,8 \text{ g}}{250 \text{ g}} \Rightarrow m(\text{KClO}_3) = 40,2 \text{ g}$$

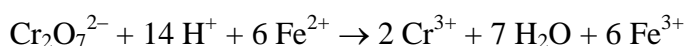
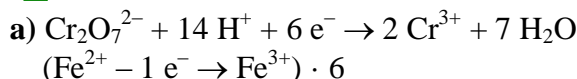
12.-  $\langle \boxtimes \rangle$





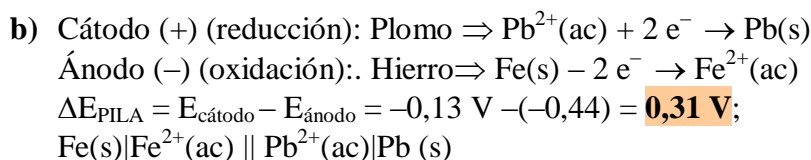
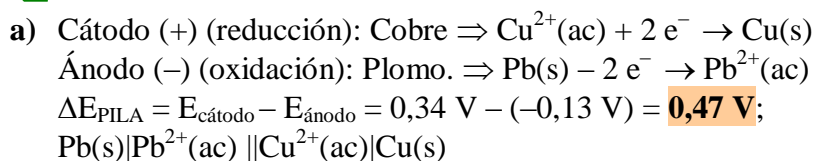


13.-  $\otimes$



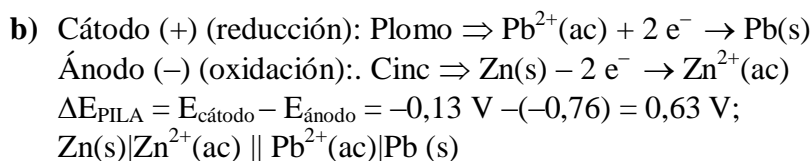
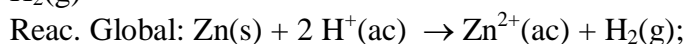
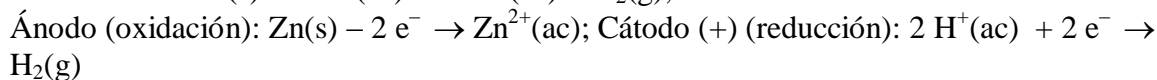
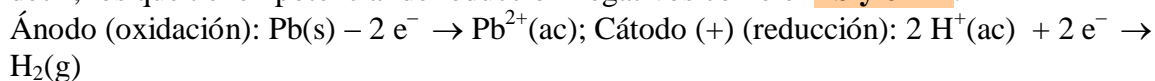
b)  $6 \cdot 126,75 \text{ g} = \frac{1 \text{ mol}}{0,047 \text{ L} \cdot 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} \Rightarrow m(\text{FeCl}_2) = 7,15 \text{ g}$

14.-  $\otimes$



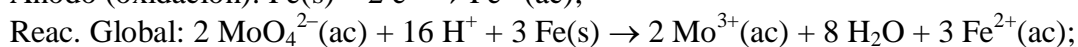
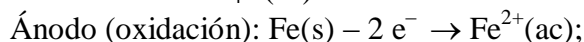
15.-  $\otimes$

a) Para desprender  $\text{H}_2$  es necesario que los  $\text{H}^+$  del ácido se reduzcan a  $\text{H}_2$  ( $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ ). Como el potencial de dicha reacción es 0,00 V, los metales que al oxidarse liberan los  $\text{e}^-$  necesarios son los que tienen un potencial de reducción menor que el del  $\text{H}_2$ , es decir, los que tienen potencial de reducción negativos como el **Pb y el Zn**.

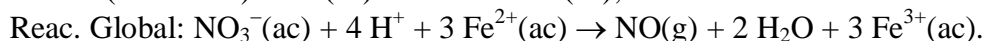
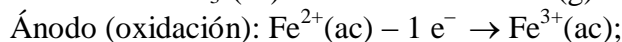


16.- ☒

a) **SÍ** puede ser oxidado, pues  $E_0(\text{MoO}_4^{2-}/\text{Mo}^{3+}) > E_0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0)$

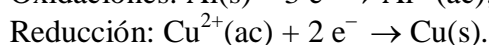
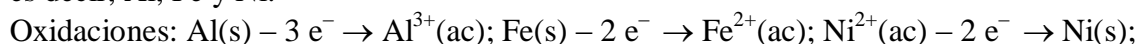


b) **SÍ** puede ser oxidado, pues  $E_0(\text{NO}_3^-/\text{NO}) > E_0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$

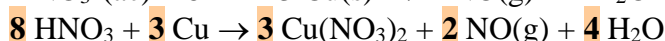
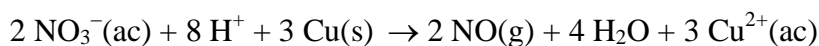
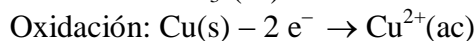
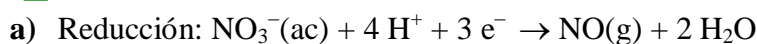


17.- ☒

Sólo reaccionarán (y se oxidarán) los que tengan un potencial de reducción inferior a 0,34 V, es decir, Al, Fe y Ni.



18.- ☒



$$\text{b) } \frac{3 \cdot 63,55 \text{ g}}{2,50 \text{ g}} = \frac{2 \cdot 22,4 \text{ L}}{\text{V(NO)}} \Rightarrow \mathbf{\text{V(NO)} = 0,59 \text{ L}}$$

19.- ☒

a) **Ánodo (oxidación):**  $\text{Zn(s)} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac});$  **Cátodo (reducción):**  $2 \text{H}^+(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$



El Cu no se oxida con  $\text{H}^+$  pues tiene un potencial de reducción positivo. Tampoco se puede reducir con el  $\text{H}_2$  desprendido en la reacción anterior, puesto que ya está en estado reducido.

$$\text{b) } n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 2,8 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 0,115 \text{ mol de H}_2$$

$$\frac{65,38 \text{ g}}{m(\text{Zn})} = \frac{1 \text{ mol}}{0,115 \text{ mol}} \Rightarrow m(\text{Zn}) = 7,49 \text{ g}; \quad \% (\text{peso}) = \frac{7,49 \text{ g}}{20 \text{ g}} \cdot 100 = \mathbf{37,46 \% \text{ de Zn}}$$

20.- ☒

a) **NO ES POSIBLE**, pues ambas formas están en estado oxidado.

b) **SÍ ES POSIBLE**, pues el  $\text{Cu}^{2+}$  se reducirá ( $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ ) al tener un potencial de reducción mayor que el del par  $\text{H}^+/\text{H}_2$ , de manera que el  $\text{H}_2$  se oxidará ( $\text{H}_2 - 2\text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}^+$ ). Reac. Global:  $\mathbf{\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + 2 \text{H}^+}$

c) **NO ES POSIBLE**, pues el par  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  tiene un potencial de reducción mayor que el del par  $\text{H}^+/\text{H}_2$ , de manera que el Cu permanece en su estado reducido ( $\text{Cu}^0$ ) y el  $\text{H}_2$  en su estado oxidado ( $\text{H}^+$ ).

d) **NO ES POSIBLE**, pues ambas formas están en estado reducido.

21.-

a) El **Cl<sub>2</sub>**, pues es el que tiene un potencial de reducción mayor y tenderá más que nadie a pasar a su forma reducida (Cl<sup>-</sup>) oxidando a cualquier forma reducida cuya par tenga un E<sub>0</sub> menor que el del Cl<sub>2</sub>/Cl<sup>-</sup>.

b) El **I<sub>2</sub>**, pues es el que tiene un potencial de reducción menor y tenderá más las otras formas reducidas a pasar a su forma oxidada (I<sub>2</sub>).

c) **SÍ**, pues tal y como se ha visto en los apartados anteriores el Cl<sub>2</sub> tiene mayor tendencia que las demás formas oxidadas a reducirse, y el I<sup>-</sup> es la forma reducida de las tres que mayor tiene tendencia a oxidarse. La reacción global será: Cl<sub>2</sub> + 2 I<sup>-</sup> → 2 Cl<sup>-</sup> + I<sub>2</sub>.

d) **NO**, pues el Cl<sup>-</sup> tiende a permanecer en la forma reducida y el Br<sub>2</sub> en la oxidada al ser E<sub>0</sub>(Cl<sub>2</sub>/Cl<sup>-</sup>) > E<sub>0</sub>(Br<sub>2</sub>/Br<sup>-</sup>).

22.-

a) **Cátodo** (+) (reducción): Cobre ⇒ Cu<sup>2+</sup>(ac) + 2 e<sup>-</sup> → Cu(s)

**Ánodo** (-) (oxidación): Aluminio ⇒ Al(s) - 3 e<sup>-</sup> → Al<sup>3+</sup>(ac)

b) ΔE<sub>PILA</sub> = E<sub>cátodo</sub> - E<sub>ánodo</sub> = 0,35 V - (-1,67 V) = **2,02 V**.

c) Al(s)|Al<sup>3+</sup>(ac) || Cu<sup>2+</sup>(ac)|Cu (s)

d) El **ALUMINIO**, pues E<sub>0</sub>(Al<sup>3+</sup>/Al) < E<sub>0</sub>(H<sup>+</sup>/H<sub>2</sub>) con lo que los H<sup>+</sup> tendrán tendencia a reducirse y el Al a oxidarse. La reacción global será: 2 Al + 6 H<sup>+</sup> → 2 Al<sup>3+</sup> + 3 H<sub>2</sub>.

23.-

a) **NO**, pues E<sub>0</sub>(Cu<sup>2+</sup>/Cu<sup>0</sup>) > E<sub>0</sub>(2 H<sup>+</sup>/H<sub>2</sub>) con lo que el Cu tiende a continuar en su forma reducida.

b) **SÍ**, pues E<sub>0</sub>(Zn<sup>2+</sup>/Zn<sup>0</sup>) < E<sub>0</sub>(2 H<sup>+</sup>/H<sub>2</sub>) con lo que el Zn tiende a pasar a su forma oxidada (Zn<sup>2+</sup>) y los H<sup>+</sup> a su forma reducida. La reacción global será: Zn + 2 H<sup>+</sup> → Zn<sup>2+</sup> + H<sub>2</sub>.

24.-

a) MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> + 8 H<sup>+</sup> + 5 e<sup>-</sup> → Mn<sup>2+</sup> + 4 H<sub>2</sub>O  
(Fe<sup>2+</sup> - 1 e<sup>-</sup> → Fe<sup>3+</sup>) · 5

---

MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> + 8 H<sup>+</sup> + 5 Fe<sup>2+</sup> → Mn<sup>2+</sup> + 4 H<sub>2</sub>O + 5 Fe<sup>3+</sup>

KMnO<sub>4</sub> + **5** FeCl<sub>2</sub> + **8** HCl → MnCl<sub>2</sub> + **5** FeCl<sub>3</sub> + KCl + **4** H<sub>2</sub>O

(MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> + 8 H<sup>+</sup> + 5 e<sup>-</sup> → Mn<sup>2+</sup> + 4 H<sub>2</sub>O) · 2

(Sn<sup>2+</sup> - 2 e<sup>-</sup> → Sn<sup>4+</sup>) · 5

---

2 MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> + 16 H<sup>+</sup> + 5 Sn<sup>2+</sup> → 2 Mn<sup>2+</sup> + 8 H<sub>2</sub>O + 5 Sn<sup>4+</sup>

**2** KMnO<sub>4</sub> + **5** SnCl<sub>2</sub> + **16** HCl → **2** MnCl<sub>2</sub> + **5** SnCl<sub>4</sub> + 2 KCl + **8** H<sub>2</sub>O

Ambas reacciones estarán desplazadas a la derecha debido al carácter oxidante el ion MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> (E<sub>0</sub>(MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>/Mn<sup>2+</sup>) es mayor que E<sub>0</sub>(Fe<sup>3+</sup>/Fe<sup>2+</sup>) y que E<sub>0</sub>(Sn<sup>4+</sup>/Sn<sup>2+</sup>) por lo que el el ion MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> pasará a su forma reducida (Mn<sup>2+</sup>) y los iones Fe<sup>2+</sup> y Sn<sup>2+</sup> se oxidarán a Fe<sup>3+</sup> y Sn<sup>4+</sup> respectivamente.

b) 
$$\frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{n(\text{KMnO}_4)} = \frac{5 \cdot 126,75 \text{ g FeCl}_2}{50 \text{ g}} \Rightarrow n(\text{KMnO}_4) = 0,0789 \text{ mol}$$

$$\frac{2 \text{ mol KMnO}_4 \cdot 5 \cdot 189,6 \text{ g SnCl}_2}{n(\text{KMnO}_4)} = \frac{5 \cdot 189,6 \text{ g SnCl}_2}{50 \text{ g}} \Rightarrow n(\text{KMnO}_4) = 0,1055 \text{ mol}$$

$$n_{\text{TOTAL}}(\text{KMnO}_4) = 0,0789 \text{ mol} + 0,1055 \text{ mol} = 0,1844 \text{ mol}$$

$$V = \frac{n_{\text{TOTAL}}(\text{KMnO}_4)}{\text{Molaridad}} = \frac{0,1844 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/l}} = \mathbf{1,844 \text{ litros}}$$

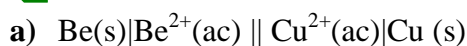
25.-

$$\Delta E_{\text{PILA}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,96 \text{ V} - (-0,25) = \mathbf{1,21 \text{ V}}$$

El  $\text{NO}_3^-$  en medio ácido **NO** es capaz de oxidar al oro puesto que el potencial de reducción del par  $\text{Au}^{3+}/\text{Au}$  es superior al de  $\text{NO}_3^-/\text{NO}$ , con lo que el oro permanecerá en su forma reducida, es decir, en su forma metálica.

Oxidante:  $\text{NO}_3^-$ ; Reductor: Ni

26.-

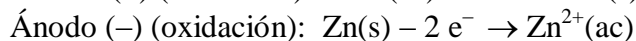
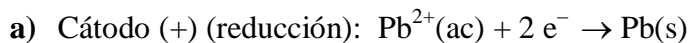


$$\Delta E_{\text{PILA}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,34 \text{ V} - (-1,85 \text{ V}) = \mathbf{2,19 \text{ V}}$$

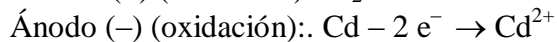
b) Si se trata de suministrar una d.d.p desde el exterior (electrolisis), la menor d.d.p se obtendrá usando el otro electrodo de Zn y suministrando los **0,33 V** necesarios  $[-0,44 \text{ V} - (-0,76 \text{ V})]$ .

Por supuesto, no sería necesario suministrar ninguna corriente externa si usáramos electrodos cuyo potencial de reducción fuera superior a  $-0,44 \text{ V}$ , ya que entonces la reacción sería espontánea y formaría una pila que produciría una diferencia de potencial.

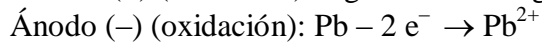
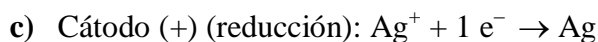
27.-



$$\Delta E_{\text{PILA}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = -0,13 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = \mathbf{0,63 \text{ V}}$$

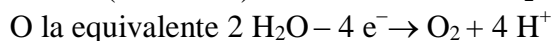
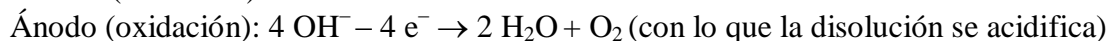
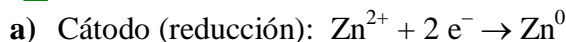


$$\Delta E_{\text{PILA}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 1,36 \text{ V} - (-0,40) = \mathbf{1,76 \text{ V}}$$



$$\Delta E_{\text{PILA}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,80 \text{ V} - (-0,13 \text{ V}) = \mathbf{0,93 \text{ V}}$$

28.-



El anión  $\text{SO}_4^{2-}$  ya tiene el máximo estado de oxidación y no puede oxidarse más.

$$\text{b) } m(\text{g}) = \frac{M_{\text{eq}} \cdot I \cdot t}{96500 \text{ C/eq}} = \frac{[M_{\text{at}}(\text{g/mol})/2 \text{ eq/mol}] \cdot 15 \text{ A} \cdot 300 \text{ s}}{96500 \text{ C/eq}} = 1,53 \text{ g}$$

$$\Rightarrow M_{\text{at}}(\text{Zn}) = \mathbf{65,6 \text{ g/mol}}$$

29.-

$$Q = \frac{m \cdot 96500 \text{ C/eq}}{M_{\text{eq}}} = \frac{6 \text{ g} \cdot 96500 \text{ C/eq}}{(63,55/2) \text{ g/eq}} = 18222 \text{ C}$$

$$m(\text{g}) = \frac{M_{\text{eq}} \cdot Q}{96500 \text{ C/eq}} = \frac{(107,87/1) \text{ g/eq} \cdot 18222 \text{ C}}{96500 \text{ C/eq}} = \mathbf{20,4 \text{ g}}$$

30.-

a)

$$m(\text{g}) = \frac{M_{\text{eq}} \cdot Q}{96500 \text{ C/eq}} = \frac{(24,31/2) \text{ g/eq} \cdot 5,80 \cdot 10^3 \text{ C}}{96500 \text{ C/eq}} = \mathbf{0,73 \text{ g de Mg}}$$

b)

$$t = \frac{m \cdot 96500 \text{ C/eq}}{M_{\text{eq}} \cdot I} = \frac{1,50 \text{ g} \cdot 96500 \text{ C/eq}}{(24,31/2) \text{ g/eq} \cdot 15 \text{ A}} = \mathbf{794 \text{ s}}$$

31.-

La formación de cloro viene dada por:  $2 \text{Cl}^- - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$

$$\frac{96500 \text{ C}}{100 \text{ A} \cdot 36000 \text{ s}} = \frac{1/2 \text{ mol Cl}_2}{n} \Rightarrow n = 18,65 \text{ mol de Cl}_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{18,65 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{(700/760) \text{ atm}} = \mathbf{498 \text{ litros}}$$

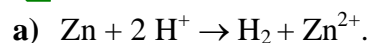
32.-

Actuará como cátodo puesto que es el lugar a donde deben acudir los cationes  $\text{Ag}^+$ .

$$m = V \cdot d = 20 \text{ cm}^2 \cdot 0,01 \text{ cm} \cdot 10,5 \text{ g/cm}^3 = 2,1 \text{ g}$$

$$t = \frac{m \cdot 96500 \text{ C/eq}}{M_{\text{eq}} \cdot I} = \frac{2,1 \text{ g} \cdot 96500 \text{ C/eq}}{(107,87/1) \text{ g/eq} \cdot 2 \text{ A}} = \mathbf{939 \text{ s}}$$

33.-



Si por cada mol de Zn se producen 1 mol de  $\text{H}_2$ , con 0,5 moles de Zn se producirán 0,5 moles de  $\text{H}_2$ .

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 350 \text{ K}}{(700/760) \text{ atm}} = \mathbf{15,58 \text{ litros de H}_2}$$

b)

$$M_{\text{at}} = \frac{m \cdot 96500 \text{ C/eq} \cdot v}{I \cdot t} = \frac{3,66 \text{ g} \cdot 96500 \text{ C/eq} \cdot 2 \text{ eq/mol}}{1,5 \text{ A} \cdot 7200 \text{ s}} = \mathbf{65,4 \text{ g/mol}}$$

## Soluciones a los ejercicios de los apuntes:

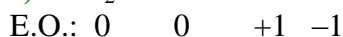
A.-



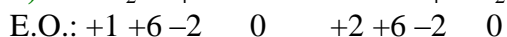
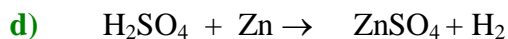
**Ácido-base.** No cambia ningún E.O.



**Descomposición.** No cambia ningún E.O.

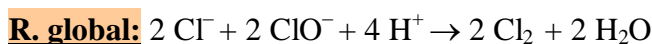
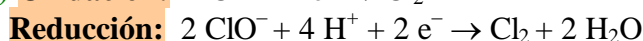
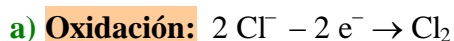


**Redox**

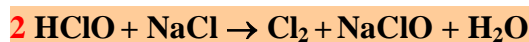


**Redox**

B.-



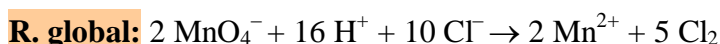
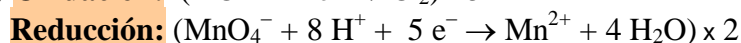
Obviamente, se pueden dividir por 2 todos los coeficientes:



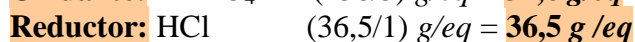
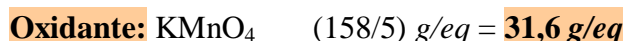
b)

$$\frac{4 \text{ mol}}{n(\text{HClO})} = \frac{142 \text{ g}}{10 \text{ g}} \Rightarrow n(\text{HClO}) = 0,28 \text{ mol} \quad V = \frac{n}{\text{Molaridad}} = \frac{0,28 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol} \times \text{l}^{-1}} = 2,8 \text{ M}$$

C.-



Las masas equivalentes son:

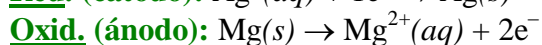
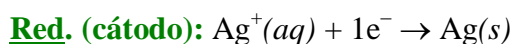


$$\frac{2 \times 158 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{5 \times 22,4 \text{ L}}{V(\text{Cl}_2)} \Rightarrow V(\text{Cl}_2) = 35,44 \text{ L}$$

D.-

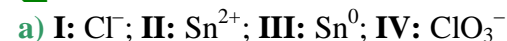
**¿Qué especie se reduce?:** La que tenga mayor potencial de reducción.

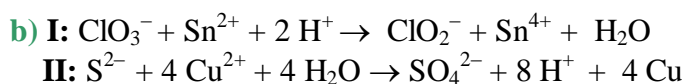
En este caso la Ag (+0,80 V) frente a los -2,37 V del Mg.



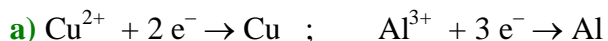
$$\Delta E_{\text{pila}} = E_{\text{catodo}} - E_{\text{ánodo}} = +0,80 \text{ V} - (-2,37 \text{ V}) = 3,17 \text{ V}$$

E.-





F.-  $\langle \boxtimes \rangle$

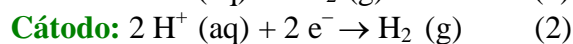
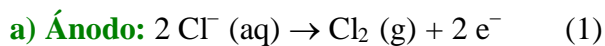


b)

$$m(\text{Cu}) = \frac{M_{\text{eq}} \times I \times t}{96500 \text{ C}} = \frac{\frac{63,5 \text{ g}}{2 \text{ eq}} \times 4 \text{ A} \times 4200 \text{ s}}{96500 \text{ C}} = 5,53 \text{ g}$$

$$m(\text{Al}) = \frac{M_{\text{eq}} \times I \times t}{96500 \text{ C}} = \frac{\frac{27,0 \text{ g}}{3 \text{ eq}} \times 4 \text{ A} \times 4200 \text{ s}}{96500 \text{ C}} = 1,57 \text{ g}$$

G.-  $\langle \boxtimes \rangle$



b) **Oxidación: ánodo** (1). **Reducción: cátodo** (2).

c) Al ir disminuyendo  $[\text{H}^+]$ , el pH va aumentando.

d) Porque el potencial de reducción del  $\text{H}_2$  es mayor que el del Na. y se precisa menos voltaje para que se produzca la electrólisis. El del  $\text{H}_2$  [ $2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 (\text{g})$ ] es 0,0 V y se toma como unidad, mientras que el del Na [ $\text{Na}^+ (\text{aq}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Na} (\text{s})$ ] es negativo (el Na, al ser un metal alcalino es muy fácilmente oxidable).