

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 Ag^+ actúan como reductores; **b)** Los aniones NO_3^- actúan como oxidantes; **c)** el $\text{Fe}(\text{s})$ es el oxidante; **d)** el $\text{Fe}(\text{s})$ se ha oxidado a Fe^{2+} ; **e)** los cationes Ag^+ se han reducido a $\text{Ag}(\text{s})$.ⁱ
- 2.- Indica el n° de oxidación de cada elemento en los siguientes compuesto e iones: **a)** NH_4ClO_4 ; **b)** CaH_2 ; **c)** HPO_4^{2-} ; **d)** ICl_3 ; **e)** 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.ⁱⁱ
- 6.- Ajusta por el método del ion-electrón las siguientes reacciones en medio ácido:ⁱⁱⁱ
 - 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:^{iv}
 - 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: $\text{FeS}_2 + \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{O}$ ^v
- 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).^{vi}
- 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.^{vii}
- 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?^{viii}

- 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 Cr^{3+} ; **b)** dióxido de azufre con permanganato de potasio en medio ácido sulfúrico para dar ácido sulfúrico y Mn^{2+} ; **c)** arsenito de potasio con permanganato de potasio en disolución de KOH para dar arseniato y dióxido de manganeso.^{ix} ☒

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.^x ☒

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): Cu^{2+}/Cu : 0,34; Pb^{2+}/Pb : -0,13; Fe^{2+}/Fe : -0,44.^{xi} ☒
- 15.- Los potenciales normales de reducción en condiciones estándar de los pares Cu^{2+}/Cu , Pb^{2+}/Pb y Zn^{2+}/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.^{xii} ☒
- 16.- Deduce razonadamente y escribiendo la ecuación ajustada: **a)** Si el hierro en su estado elemental puede ser oxidado a Fe(II) con MoO_4^{2-} **b)** Si el hierro(II) puede ser oxidado a Fe(III) con 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).^{xiii} ☒
- 17.- De los siguientes metales: Al, Fe, Ag, Au y Ni, justifica cuales reaccionarán espontáneamente con iones Cu^{2+} . Escribe las reacciones que se produzcan. ($E_0(\text{reducción})$ (V): $\text{Al}^{3+} \rightarrow \text{Al} = -1,66$; $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe} = -0,44$; $\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag} = 0,80$; $\text{Au}^{3+} \rightarrow \text{Au} = 1,50$; $\text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Ni} = -0,25$; $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} = 0,34$)^{xiv} ☒
- 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?^{xv} ☒
- 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⁻¹·mol⁻¹; $E_0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76$ 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).^{xvi} ☒

- 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:** $[\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ ($E_0 = 0,34 \text{ V}$); $2 \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ ($E_0 = 0,00 \text{ V}$)].^{xxvii} ☒
- 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)^{xxviii} ☒
- 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).^{xxix} ☒
- 23.- Razone: **a)** Si el cobre metal puede disolverse en HCl 1 M para dar cloruro de cobre (II) e hidrógeno molecular (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).^{xxx} ☒
- 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 KMnO_4 0,1 M necesario para oxidar el Fe^{2+} y el 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).^{xxxi} ☒
- 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).^{xxxii} ☒
- 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).^{xxxiii} ☒

$\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$	1,61 V
Cl_2/Cl^-	1,36 V
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	0,77 V
Cu^{2+}/Cu	0,34 V
Pb^{2+}/Pb	-0,13 V
Fe^{2+}/Fe	-0,44 V
Zn^{2+}/Zn	-0,76 V
Be^{2+}/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:** $E_0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E_0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$; $E_0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$; $E_0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$; $E_0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$.^{xxxiv} ☒

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.*^{xxv} ☒
- 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.*^{xxvi} ☒
- 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?*^{xxvii} ☒
- 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?*^{xxviii} ☒
- 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 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 $10,5\text{ g/cm}^3$?*^{xxix} ☒
- 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).*^{xxx} ☒

SOLUCIONES DE EJERCICIOS

ⁱ EJERCICIO 1: a) FALSO; b) FALSO; c) FALSO; d) VERDADERO; e) VERDADERO.

ⁱⁱ 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

ⁱⁱⁱ 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) $\text{KMnO}_4 + 5\text{ FeCl}_2 + 8\text{ HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 5\text{ FeCl}_3 + \text{KCl} + 4\text{ H}_2\text{O}$

^{iv} 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) $8\text{ KMnO}_4 + 3\text{ NH}_3 \rightarrow 3\text{ KNO}_3 + 8\text{ MnO}_2 + 5\text{ KOH} + 2\text{ H}_2\text{O}$

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

^{vi} 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)** Cl_2 ; **b)** 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: 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 Ag^+ a $\text{Ag}(s)$.
d) **VERDADERO**, pues aumenta su E.O.
e) **VERDADERO**, pues disminuye su E.O.

2.-

- a) NH_4ClO_4 : N = -3; H = +1; Cl = +7; O = -2.
b) CaH_2 : Ca = +2; H = -1.
c) HPO_4^{2-} : H = +1; P = +5; O = -2.
d) ICl_3 : I = +3; Cl = -1.
e) HCOOH : H = +1; C = +2; O = -2.
f) $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$: H = +1; C (CH_3) = -3; C (CO) = +2; O = -2.

3.-

- H_2SO_4 : H = +1; S = +6; O = -2. HNO_3 : H = +1; N = +5; O = -2.
 H_3PO_4 : H = +1; P = +5; O = -2. HClO : H = +1; Cl = +1; O = -2.
 CaCl_2 : Ca = +2; Cl = -1 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$: Fe = +3; S = +6; O = -2..

4.-

- AgI : Ag = +1; I = -1. SO_3 : S = +6; O = -2.
 SO_3^{2-} : S = +4; O = -2. CrO_4^{2-} : Cr = +6; O = -2.
 ClO_4^- : Cl = +7; O = -2. NO_2^- : N = +3; O = -2.

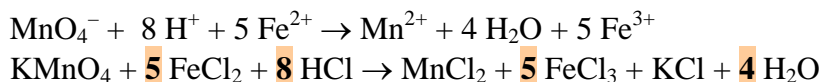
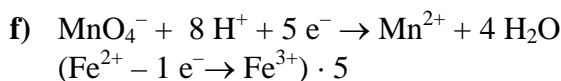
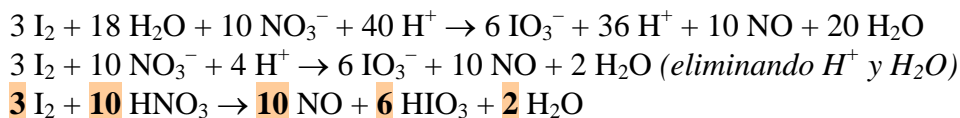
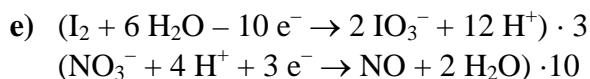
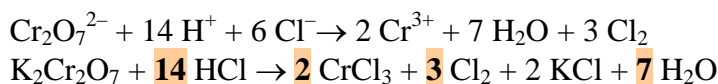
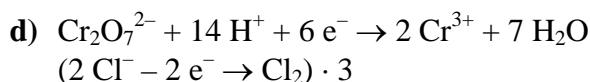
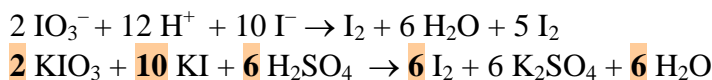
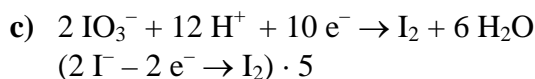
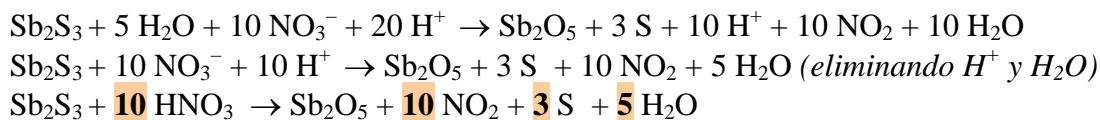
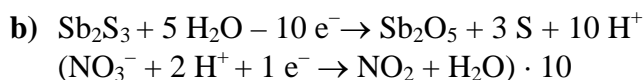
5.-

- a) $(\text{Zn} - 2 e^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}) \cdot 4$.
 $\text{NO}_3^- + 10 \text{H}^+ + 8 e^- \rightarrow \text{NH}_4^+ + 3 \text{H}_2\text{O}$
-
- 4** Zn + **10** HNO_3 → **4** $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ + **1** NH_4NO_3 + **3** H_2O

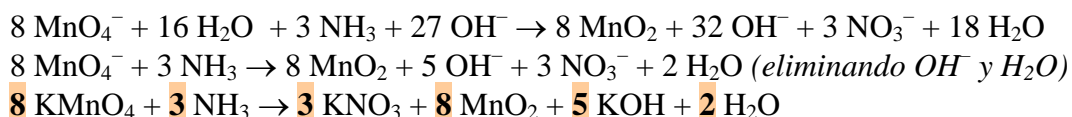
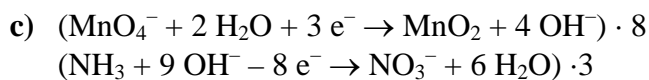
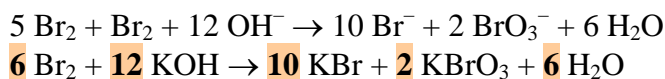
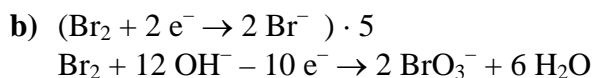
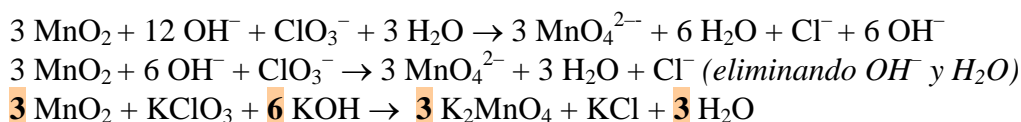
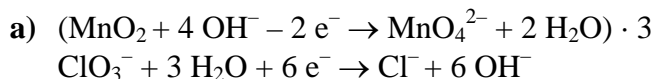
- b) $4 \cdot 65,4 \text{ g} = \frac{10 \cdot 63 \text{ g}}{m(\text{HNO}_3)} \Rightarrow m(\text{HNO}_3) = 24,1 \text{ g}$

6.-

- a) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 e^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
 $(2 \text{I}^- - 2 e^- \rightarrow \text{I}_2) \cdot 3$
-
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{I}_2$
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \mathbf{6} \text{HI} + \mathbf{8} \text{HClO}_4 \rightarrow \mathbf{2} \text{Cr}(\text{ClO}_4)_3 + \mathbf{2} \text{KClO}_4 + \mathbf{3} \text{I}_2 + \mathbf{7} \text{H}_2\text{O}$

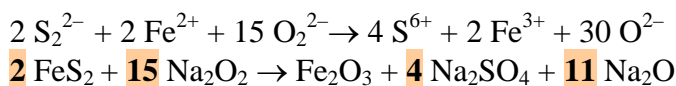
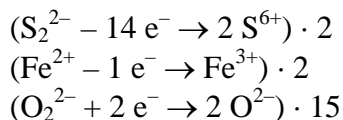


7.- 



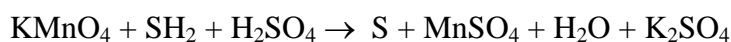
8.- $\langle \boxtimes \rangle$

Al no ser en medio ácido ni básico y formarse especies químicas con O (SO_4^{2-}) no podemos usar el método del ion-electrón, por lo que usaremos el de cambio en el estado de oxidación.



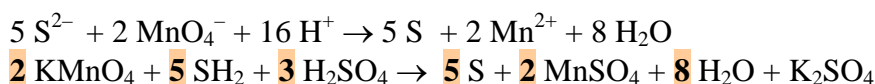
ya que de los 30 O^{2-} se gastan 3 en el Fe_2O_3 y 16 en los 4 SO_4^{2-} , con lo que quedan sólo 11.

9.- $\langle \boxtimes \rangle$

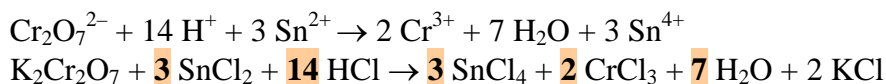
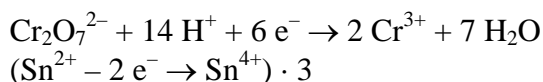
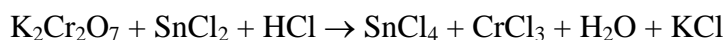


Oxidación: $\text{S}^{2-} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{S}$ (El S^{2-} se oxida y es, por tanto, la especie reductora)

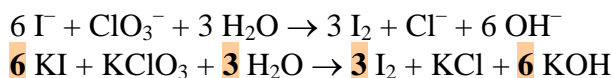
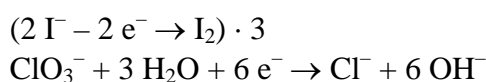
Reducción: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ (El MnO_4^- se reduce, y es, por tanto, la especie oxidante)



10.- $\langle \boxtimes \rangle$

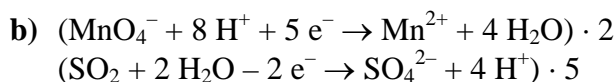
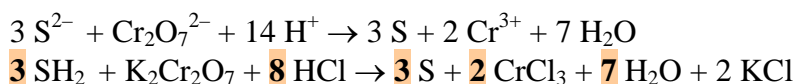
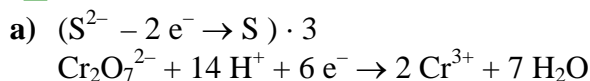


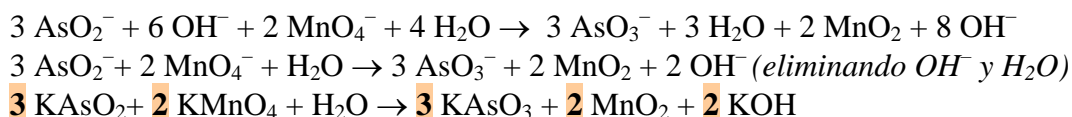
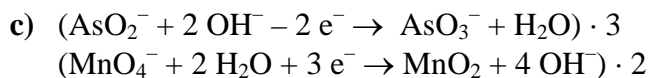
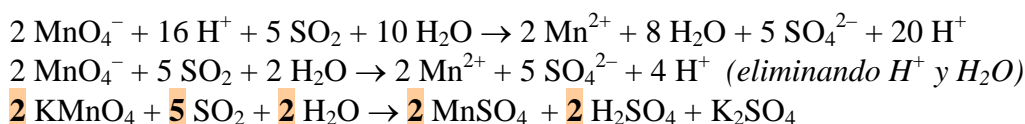
11.- $\langle \boxtimes \rangle$



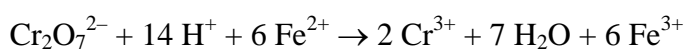
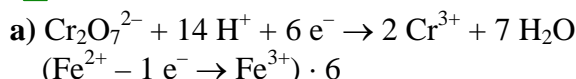
$$\frac{122,55 \text{ g}}{m(\text{KClO}_3)} = \frac{3 \cdot 253,8 \text{ g}}{250 \text{ g}} \Rightarrow m(\text{KClO}_3) = 40,2 \text{ g}$$

12.- $\langle \boxtimes \rangle$



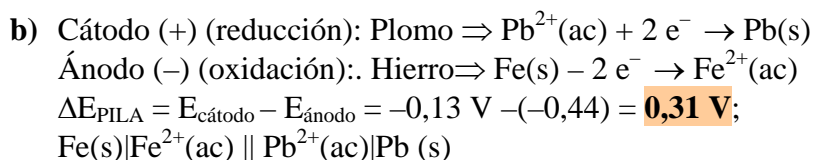
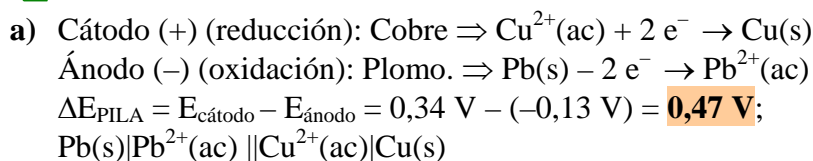


13.- 



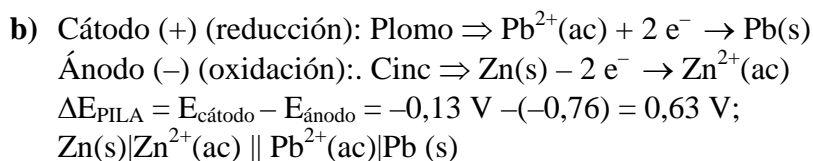
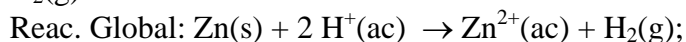
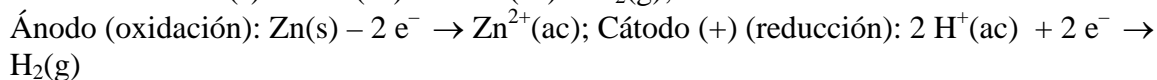
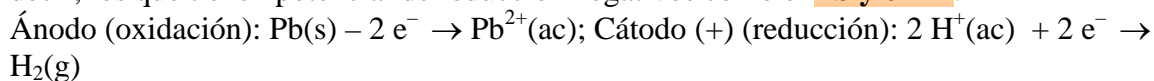
b) $6 \cdot 126,75 \text{ g} = \frac{1 \text{ mol}}{0,047 \text{ L} \cdot 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} \Rightarrow m(\text{FeCl}_2) = 7,15 \text{ g}$

14.- 



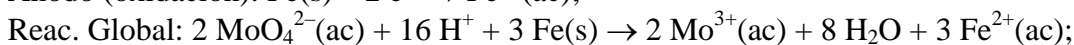
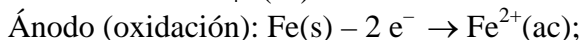
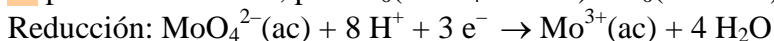
15.- 

a) Para desprender H_2 es necesario que los H^+ del ácido se reduzcan a 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 e^- necesarios son los que tienen un potencial de reducción menor que el del H_2 , es decir, los que tienen potencial de reducción negativos como el **Pb y el Zn**.

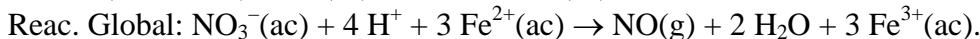
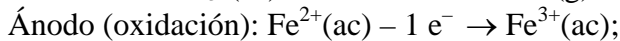


16.- ☒

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

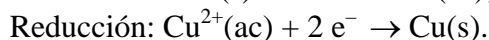
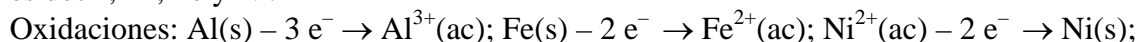


b) **SÍ** puede ser oxidado, pues $E_o(\text{NO}_3^-/\text{NO}) > E_o(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$

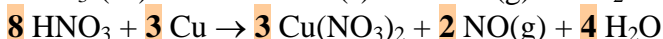
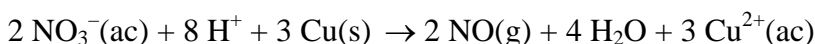
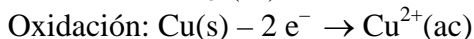
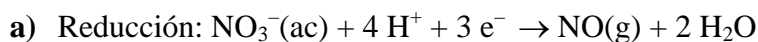


17.- ☒

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 H^+ pues tiene un potencial de reducción positivo. Tampoco se puede reducir con el 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 Cu^{2+} se reducirá ($\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$) al tener un potencial de reducción mayor que el del par H^+/H_2 , de manera que el 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 Cu^{2+}/Cu tiene un potencial de reducción mayor que el del par H^+/H_2 , de manera que el Cu permanece en su estado reducido (Cu^0) y el H_2 en su estado oxidado (H^+).

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

21.-

a) El **Cl₂**, pues es el que tiene un potencial de reducción mayor y tenderá más que nadie a pasar a su forma reducida (Cl⁻) oxidando a cualquier forma reducida cuya par tenga un E₀ menor que el del Cl₂/Cl⁻.

b) El **I₂**, pues es el que tiene un potencial de reducción menor y tenderá más las otras formas reducidas a pasar a su forma oxidada (I₂).

c) **SÍ**, pues tal y como se ha visto en los apartados anteriores el Cl₂ tiene mayor tendencia que las demás formas oxidadas a reducirse, y el I⁻ es la forma reducida de las tres que mayor tiene tendencia a oxidarse. La reacción global será: Cl₂ + 2 I⁻ → 2 Cl⁻ + I₂.

d) **NO**, pues el Cl⁻ tiende a permanecer en la forma reducida y el Br₂ en la oxidada al ser E₀(Cl₂/Cl⁻) > E₀(Br₂/Br⁻).

22.-

a) **Cátodo** (+) (reducción): Cobre ⇒ Cu²⁺(ac) + 2 e⁻ → Cu(s)

Ánodo (-) (oxidación): Aluminio ⇒ Al(s) - 3 e⁻ → Al³⁺(ac)

b) ΔE_{PILA} = E_{cátodo} - E_{ánodo} = 0,35 V - (-1,67 V) = **2,02 V**.

c) Al(s)|Al³⁺(ac) || Cu²⁺(ac)|Cu (s)

d) El **ALUMINIO**, pues E₀(Al³⁺/Al) < E₀(H⁺/H₂) con lo que los H⁺ tendrán tendencia a reducirse y el Al a oxidarse. La reacción global será: 2 Al + 6 H⁺ → 2 Al³⁺ + 3 H₂.

23.-

a) **NO**, pues E₀(Cu²⁺/Cu⁰) > E₀(2 H⁺/H₂) con lo que el Cu tiende a continuar en su forma reducida.

b) **SÍ**, pues E₀(Zn²⁺/Zn⁰) < E₀(2 H⁺/H₂) con lo que el Zn tiende a pasar a su forma oxidada (Zn²⁺) y los H⁺ a su forma reducida. La reacción global será: Zn + 2 H⁺ → Zn²⁺ + H₂.

24.-

a) MnO₄⁻ + 8 H⁺ + 5 e⁻ → Mn²⁺ + 4 H₂O
(Fe²⁺ - 1 e⁻ → Fe³⁺) · 5

MnO₄⁻ + 8 H⁺ + 5 Fe²⁺ → Mn²⁺ + 4 H₂O + 5 Fe³⁺

KMnO₄ + **5** FeCl₂ + **8** HCl → MnCl₂ + **5** FeCl₃ + KCl + **4** H₂O

(MnO₄⁻ + 8 H⁺ + 5 e⁻ → Mn²⁺ + 4 H₂O) · 2

(Sn²⁺ - 2 e⁻ → Sn⁴⁺) · 5

2 MnO₄⁻ + 16 H⁺ + 5 Sn²⁺ → 2 Mn²⁺ + 8 H₂O + 5 Sn⁴⁺

2 KMnO₄ + **5** SnCl₂ + **16** HCl → **2** MnCl₂ + **5** SnCl₄ + 2 KCl + **8** H₂O

Ambas reacciones estarán desplazadas a la derecha debido al carácter oxidante el ion MnO₄⁻ (E₀(MnO₄⁻/Mn²⁺) es mayor que E₀(Fe³⁺/Fe²⁺) y que E₀(Sn⁴⁺/Sn²⁺) por lo que el el ion MnO₄⁻ pasará a su forma reducida (Mn²⁺) y los iones Fe²⁺ y Sn²⁺ se oxidarán a Fe³⁺ y Sn⁴⁺ respectivamente.

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

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

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

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

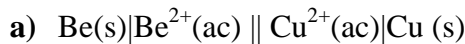
25.-

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

El NO_3^- en medio ácido **NO** es capaz de oxidar al oro puesto que el potencial de reducción del par Au^{3+}/Au es superior al de NO_3^-/NO , con lo que el oro permanecerá en su forma reducida, es decir, en su forma metálica.

Oxidante: NO_3^- ; Reductor: Ni

26.-

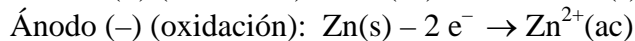
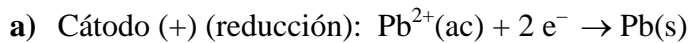


$$\Delta E_{\text{PILA}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,34 \text{ V} - (-1,85 \text{ V}) = \mathbf{2,19 \text{ V}}$$

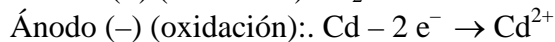
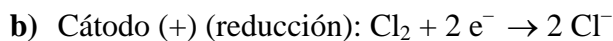
b) Si se trata de suministrar una d.d.p desde el exterior (electrolisis), la menor d.d.p se obtendrá usando el otro electrodo de Zn y suministrando los **0,33 V** necesarios $[-0,44 \text{ V} - (-0,76 \text{ V})]$.

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.

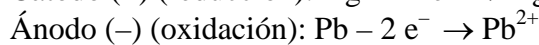
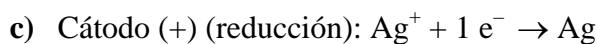
27.-



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

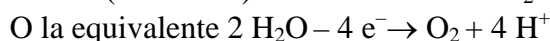
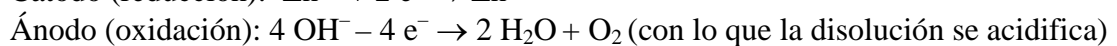
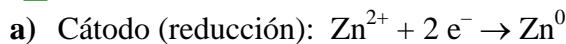


$$\Delta E_{\text{PILA}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 1,36 \text{ V} - (-0,40) = \mathbf{1,76 \text{ V}}$$



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

28.-



El anión 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: $2 \text{ Cl}^- - 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$

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

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

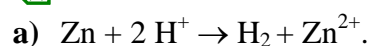
32.-

Actuará como cátodo puesto que es el lugar a donde deben acudir los cationes 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 H_2 , con 0,5 moles de Zn se producirán 0,5 moles de 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:

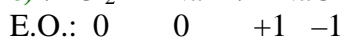
A.-



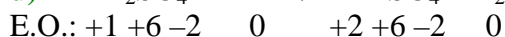
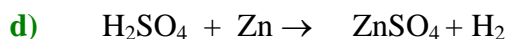
Ácido-base. No cambia ningún E.O.



Descomposición. No cambia ningún E.O.

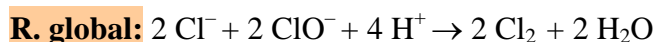
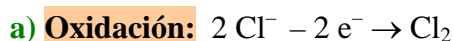


Redox



Redox

B.-



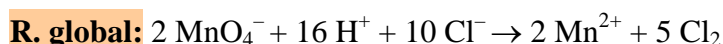
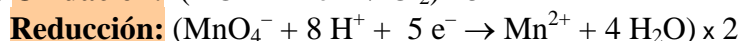
Obviamente, se pueden dividir por 2 todos los coeficientes:



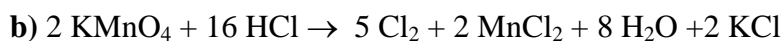
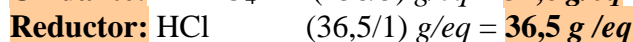
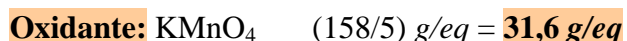
b)

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

C.-



Las masas equivalentes son:

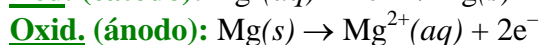
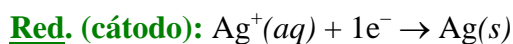


$$\frac{2 \times 158 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{5 \times 22,4 \text{ L}}{V(\text{Cl}_2)} \Rightarrow V(\text{Cl}_2) = 35,44 \text{ L}$$

D.-

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

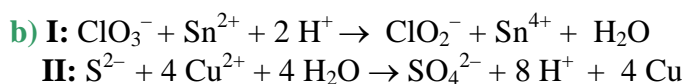
En este caso la Ag (+0,80 V) frente a los -2,37 V del Mg.



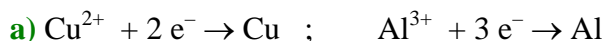
$$\Delta E_{\text{pila}} = E_{\text{catodo}} - E_{\text{ánodo}} = +0,80 \text{ V} - (-2,37 \text{ V}) = 3,17 \text{ V}$$

E.-





F.- $\langle \boxtimes \rangle$

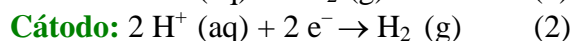
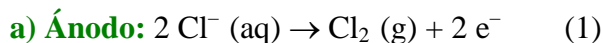


b)

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

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

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 H_2 es mayor que el del Na. y se precisa menos voltaje para que se produzca la electrólisis. El del 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).