

G12A. ELECTROQUÍMICA. REACCIONES REDOX. CELDAS GALVÁNICAS. PILAS

NOTA: Al final de la sección G13. ELECTROQUÍMICA se encuentra una tabla de potenciales de reducción estándar que pueden utilizar para resolver los ejercicios de la guía.

- 1) Equilibrar por el método de ion electrón las siguientes ecuaciones, indicando en cada caso cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor. En cada caso, indicar los equivalentes por mol (eq/mol) para el oxidante y para el reductor.
 - a) cloruro de hierro (II) (ac) + cloro (g) \rightarrow cloruro de hierro (III) (ac)
 - b) manganato (VII) de potasio (ac) + cloruro de hidrógeno (ac) \rightarrow cloruro de manganeso (II) (ac) + cloro (g) + cloruro de potasio (ac) + agua (l)
 - c) nitrato(V) de hidrógeno (ac) + cobre (s) \rightarrow nitrato (V) de cobre (II) (ac) + monóxido de nitrógeno (g) + agua (l)
 - d) ioduro de potasio (ac) + manganato (VII) de potasio (ac) + agua (ac) \rightarrow iodo (ac) + óxido de manganeso (IV) (s) + hidróxido de potasio (ac)
- 2) Para los siguientes pares redox: Cl_2/Cl^- , Ag^+/Ag , $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ (medio ácido), Sn^{2+}/Sn , $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ (medio neutro/básico).
 - a) Ordenar de forma creciente según el poder oxidante (en condiciones estándar) de la primera especie del par.
Para los siguientes pares redox: Mg^{2+}/Mg , Pb^{2+}/Pb , H^+/H_2 , Zn^{2+}/Zn , Br_2/Br^- .
 - b) Ordenar de forma creciente según el poder reductor (en condiciones estándar) de la segunda especie del par.
 - c) Escribir la ecuación iónica de la reacción química (igualada por el método ion-electrón) entre la especie de mayor poder oxidante de **a)** y la de mayor poder reductor de **b)**.
- 3) Dada la siguiente ecuación: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (ac) + HCl (ac) \rightarrow KCl (ac) + CrCl_3 (ac) + Cl_2 (g) + H_2O (l)
 - a) Balancear la ecuación por el método de ion electrón.
 - b) Calcular el volumen de gas desprendido a CNPT cuando reaccionan 0,1 moles del oxidante.
- 4) Escribir las ecuaciones moleculares equilibradas para las siguientes reacciones. A partir de los valores de potencial de reducción estándar (E°), indicar las reacciones que se producen de manera espontánea en condiciones estándar y a 25°C.
 - a) ácido clorhídrico + zinc \rightarrow cloruro de zinc + hidrógeno
 - b) ácido clorhídrico + magnesio \rightarrow cloruro de magnesio + hidrógeno
 - c) ácido clorhídrico + cobre \rightarrow cloruro de cobre (II) + hidrógeno
 - d) ácido sulfúrico + aluminio \rightarrow sulfato de aluminio + hidrógeno
- 5) Para las siguientes tres pilas escritas en notación convencional:

- i) $\text{Zn (s)} / \text{Zn}^{2+} \text{ (ac)} // \text{H}^+ \text{ (ac)} / \text{H}_2 \text{ (g)} / \text{Pt}$
- ii) $\text{Cu (s)} / \text{Cu}^{2+} \text{ (ac)} // \text{H}^+ \text{ (ac)} / \text{H}_2 \text{ (g)} / \text{Pt}$
- iii) $\text{Cu (s)} / \text{Cu}^{2+} \text{ (ac)} // \text{Zn}^{2+} \text{ (ac)} / \text{Zn (s)}$
- a)** Indicar cuál de las semipilas constituye el ánodo y cuál el cátodo en condiciones estándar. En caso de ser necesario, corregir la notación de la pila.
- b)** Dibujar en forma esquemática las pilas ii) y iii).
- 6)** Las siguientes ecuaciones representan reacciones que ocurren espontáneamente en el sentido indicado por las flechas:
- i) $\text{AgNO}_3 \text{ (ac)} + \text{CaCl}_2 \text{ (ac)} \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 \text{ (ac)} + \text{AgCl (s)}$
- ii) $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} + \text{Al (s)} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (ac)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$
- iii) $\text{KMnO}_4 \text{ (ac)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} + \text{FeSO}_4 \text{ (ac)} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (ac)} + \text{MnSO}_4 \text{ (ac)} + \text{K}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} + \text{H}_2\text{O (l)}$
- a)** Deducir cuales de ellas pueden utilizarse para la construcción de pilas. Fundamentar la respuesta.
- b)** Desdoblar las reacciones elegidas en sus respectivas semirreacciones de oxidación y de reducción, y balancear las ecuaciones utilizando el método de ion-electrón.
- c)** Indicar el potencial de las pilas en condiciones estándar y a 25°C.
- d)** Representar las pilas mediante la notación convencional.
- 7)** Calcular el potencial de reducción de los siguientes electrodos a 25°C:
- b)** $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$, a una concentración 0,01 M de FeCl_2 ;
- c)** $\text{H}^+ / \text{H}_2 / \text{Pt}$ a una concentración 0,1 M de HCl, $p_{\text{H}_2} = 10^{-1} \text{ atm}$
- d)** $\text{Pt} / \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}$ donde $[\text{FeSO}_4] = 0,1 \text{ M}$ y $[\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3] = 0,5 \text{ M}$
- 8)** Para la pila formada por un electrodo de plomo sumergido en una solución 10^{-4} M de $\text{Pb(NO}_3)_2$ y otro electrodo de Sn en solución 10^{-2} M de $\text{Sn(NO}_3)_2$.
- a)** Calcular la f.e.m. de la pila.
- b)** Indicar cuál electrodo se comporta como ánodo y cuál como cátodo, y representar la pila mediante la notación convencional.
- c)** Hacer un un esquema completo de la pila, indicando los electrodos, especies presentes, reacciones, polaridades, marcha de iones y electrones.
- d)** Calcular la constante de equilibrio, ΔG° y ΔG para la reacción redox de la pila en las condiciones del enunciado.
- 9)** Se formó una pila con un electrodo de Cd sumergido en una solución 10^{-2} M de $\text{Cd(NO}_3)_2$ y otro electrodo de platino sumergido en una solución 10^{-2} M de HCl a la que se hace llegar $\text{Cl}_2 \text{ (g)}$ a 10^{-6} atm .
- a)** Calcular el potencial de cada electrodo y la f.e.m. de la pila.
- b)** Escribir las semiecuaciones iónicas redox que tienen lugar en cada electrodo
- c)** Escribir la notación convencional de la pila.

- 10)** Sobre la base del conocimiento del acumulador de plomo:
- a)** Nombrar los constituyentes de cada uno de sus electrodos.
 - b)** Escribir las semiecuaciones que ocurren en cada uno de los electrodos.
 - c)** Escribir las ecuaciones de descarga y de carga.
 - d)** Dibujar un esquema que represente al acumulador de plomo en un proceso de descarga.
 - e)** Si en un proceso de descarga la masa de ácido sulfúrico disminuye 294 g, calcular: i) La variación en moles de las distintas sustancias del sistema y ii) La cantidad de electricidad originada.
- 11)** Se tiene la pila $\text{Fe (s)} / \text{Fe}^{2+} (\text{ac}, 1 \text{ M}) // \text{H}^+ (\text{ac}, 1 \text{ M}) / \text{H}_2 (\text{g}, 1 \text{ atm}) / \text{Pt (s)}$ a 25°C. Se desea aumentar su fuerza electromotriz respecto de la que posee en condiciones estándar. ¿Podría hacerlo modificando las concentraciones de las soluciones electrónicas? Fundamentar la respuesta.
- 12)** Para la pila de Cd-Ni:
- a)** Indicar cuáles son los componentes de los electrodos y cuál es el electrolito en el que están sumergidos.
 - b)** Escribir las ecuaciones de las reacciones que tienen lugar en los respectivos electrodos.
 - c)** Representar la pila mediante la notación convencional.
 - d)** Calcular la f.e.m. en condiciones estándar.
- 13)** Para los siguientes electrodos:
- i) Fe, en una solución de FeCl_2 0,01 M a 25°C.
 - ii) Pt, en solución 0,1 M de HCl, en contacto con H_2 a una presión de 0,2 atm y 25°C.
- a)** Hallar el potencial de cada electrodo
 - b)** Realizar un esquema de una pila que contenga los dos electrodos, indicando cuál actúa como ánodo y cuál como cátodo. Escribir la notación convencional de la pila.
 - c)** Determinar la f.e.m. inicial de la pila
- 14)** Se desea construir una pila con un electrodo de Cu sumergido en solución 1 M de CuSO_4 , que actúa como cátodo, y otro electrodo de Fe sumergido en una solución de concentración desconocida de sulfato (VI) de Fe (II), que actúa como ánodo.
- a)** Realizar un esquema completo de la pila diseñada.
 - b)** Hallar la concentración de sulfato (VI) de Fe (II) que debe tener la solución de la cuba anódica si se pretende obtener una f.e.m. inicial de 0,778 V.
 - c)** Escribir la notación convencional de la pila.
 - d)** Hallar el trabajo máximo que se puede obtener de la pila diseñada.
- 15)** En una cubeta se introducen 6 moles de KMnO_4 y 4 moles de MnSO_4 . Luego se agrega agua hasta alcanzar un volumen final de 5 L y el pH de la solución se lleva a 2,13. En otra cubeta se introducen 5,5 moles de KCl y agua hasta alcanzar el mismo volumen. Se dispone de un tanque con Cl_2 a una presión de 1,4 atm, alambre de cobre, dos electrodos de platino, solución salina concentrada y un tubo de

conexión para las cubetas. Se debe construir una pila con estos elementos en un laboratorio con aire acondicionado donde la temperatura es de 25°C.

- a) Hallar los potenciales de electrodo de cada cubeta.
 - b) Hacer un esquema completo de la pila, indicando los electrodos, especies presentes, reacciones, polaridades, marcha de iones y electrones.
 - c) Escribir la notación convencional de la pila.
- 16)** Un electrodo de Sn metálico en $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ (aq) 0,015 M está conectado a un electrodo de hidrógeno con una presión de H_2 de 1 atm. Si el potencial de la pila es de 0,061 V a 25°C y el electrodo de estaño opera como ánodo.
- a) ¿Cuál es el pH del electrolito en el electrodo de hidrógeno?
 - b) Hacer un esquema completo de la pila, indicando los electrodos, especies presentes, reacciones, polaridades, marcha de iones y electrones.
 - c) Escribir la notación convencional de la pila.
- 17)** Una pila está formada por un cátodo inerte conectado a una fuente de Cl_2 gaseoso a 0,1 atm y sumergido en 2 L de solución que contienen 234 g de NaCl, y por un ánodo de Cu inmerso en 3 L de solución que contienen 957 g de CuSO_4 . La pila se encuentra en todo momento a 25°C.
- a) Escribir las semiecuaciones y ecuaciones químicas que describen el proceso de descarga de la pila.
 - b) Hacer un esquema completo de la pila, indicando los electrodos, especies presentes, reacciones, polaridades, marcha de iones y electrones
 - c) Calcular la f.e.m. de la pila.
 - d) Escribir la notación convencional de la pila.
- 18)** Para construir una pila a 25°C se cuenta con un electrodo de Ag, uno de Zn y soluciones de Ag^+ y Zn^{2+} , de concentraciones 1 M y 0,1 M respectivamente.
- a) Calcular los potenciales de cada electrodo e indicar cuál funciona como cátodo y cuál como ánodo y calcular la f.e.m. de la pila.
 - b) Hacer un un esquema completo de la pila, indicando los electrodos, especies presentes, reacciones, polaridades, marcha de iones y electrones.
 - c) Calcular la f.e.m. de la pila.
 - d) Escriba la notación convencional de la pila.
- 19)** La siguiente reacción ocurre en medio básico
- $$\text{KMnO}_4 (\text{ac}) + \text{Na}_2\text{SO}_3 (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{MnO}_2 (\text{s}) + \text{Na}_2\text{SO}_4 (\text{ac}) + \text{KOH} (\text{ac})$$
- Los potenciales de reducción estándar a 25°C son $E^\circ(\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}) = -0,94 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2) = 0,60 \text{ V}$.
- a) Hallar las hemirreacciones correspondientes y escribir la reacción global balanceada.
 - b) Hacer un esquema completo de la pila, indicando los electrodos, especies presentes, reacciones, polaridades, marcha de iones y electrones.

- c) Dadas las siguientes concentraciones: $[\text{SO}_3^{2-}] = 0,15 \text{ M}$; $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,12 \text{ M}$; $\text{pH} = 10$ ¿Cuál deberá ser la concentración de MnO_4^- para que la f.e.m. de la pila sea 1,61 V?
- d) Hallar el trabajo máximo que se puede obtener de la pila.
- e) Escribir la notación convencional de la pila.
- 20)** En medio ácido, el catión Cr^{2+} (ac) se oxida a Cr^{3+} (ac) por la acción de O_2 (g) que se reduce a H_2O . El ΔE° para la reacción total es de 1,653 V. Se construye una pila con electrodos de platino de forma tal que ocurran las hemirreacciones mencionadas.
- a) Calcular el potencial estándar del electrodo de cromo.
- b) Hallar las hemirreacciones correspondientes al cátodo y al ánodo.
- c) Hacer un esquema completo de la pila, indicando los electrodos, especies presentes, reacciones, polaridades, marcha de iones y electrones.
- d) Calcular la f.e.m. de la pila si, partiendo originalmente de condiciones estándar, se aumenta la concentración de Cr^{2+} al doble de la original y se reduce a la mitad la presión parcial de O_2 , manteniendo las demás variables constantes.
- e) Si las condiciones de concentración estándar del electrodo de cromo se mantienen constantes, y en el cátodo se ajusta el pH a 1 ¿cuál debe la presión parcial de oxígeno para que la f.e.m. de la pila sea de 1,59 V?
- 21)** La siguiente pila: $\text{Cr (s)} / \text{Cr}^{3+} (\text{ac}, 1,25 \times 10^{-6} \text{ M}) // \text{Ag}^+ (\text{ac}, 0,035 \text{ M}) / \text{Ag (s)}$ produce una f.e.m. de 1,57 V a 25°C.
- a) Identificar las reacciones anódicas y catódicas y escribir la ecuación global de la reacción
- b) Calcular el potencial estándar de reducción (E°) del electrodo Cr^{3+}/Cr .
- c) Hacer un esquema completo de la pila, indicando los electrodos, especies presentes, reacciones, polaridades, marcha de iones y electrones.
- d) Calcular el aumento de masa del cátodo de la pila cuando el ánodo disminuye su masa en 100 mg.

Respuestas:

- 1) a) $2 \text{FeCl}_2 (\text{ac}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{FeCl}_3 (\text{ac})$. Agente reductor: $\text{Fe}^{2+} (\text{ac})$. Agente oxidante: $\text{Cl}_2 (\text{g})$. Equivalente por mol reductor = 1 eq/mol. Equivalente por mol oxidante = 2 eq/mol.
 b) $2 \text{KMnO}_4 (\text{ac}) + 16 \text{HCl} (\text{ac}) \rightarrow 2 \text{MnCl}_2 (\text{ac}) + 5 \text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{KCl} (\text{ac}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$. Agente reductor: $\text{Cl}^- (\text{ac})$. Agente oxidante: $\text{MnO}_4^- (\text{ac})$. Equivalente por mol reductor = 1 eq/mol. Equivalente por mol oxidante = 5 eq/mol.
 c) $8 \text{HNO}_3 (\text{ac}) + 3 \text{Cu} (\text{s}) \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 (\text{ac}) + 2 \text{NO} (\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$. Agente reductor: $\text{Cu} (\text{s})$. Agente oxidante: $\text{NO}_3^- (\text{ac})$. Equivalente por mol reductor = 2 eq/mol. Equivalente por mol oxidante = 3 eq/mol.
 d) $6 \text{KI} (\text{ac}) + 2 \text{KMnO}_4 (\text{ac}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow 3 \text{I}_2 (\text{ac}) + 2 \text{MnO}_2 (\text{ac}) + 8 \text{KOH} (\text{ac})$. Agente reductor: $\text{I}^- (\text{ac})$. Agente oxidante: $\text{MnO}_4^- (\text{ac})$. Equivalente por mol reductor = 1 eq/mol. Equivalente por mol oxidante = 3 eq/mol.
- 2) a) poder oxidante: $\text{Sn}^{2+} < \text{O}_2 < \text{Ag}^+ < \text{Cl}_2 < \text{MnO}_4^-$ b) poder reductor: $\text{Br}_2 < \text{H}_2 < \text{Pb} < \text{Zn} < \text{Mg}$
 c) $2 \text{KMnO}_4 (\text{ac}) + 16 \text{H}^+ (\text{ac}) + 5 \text{Mg} \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} (\text{ac}) + 5 \text{Mg}^{2+} (\text{g}) + 2 \text{K}^+ (\text{ac}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- 3) a) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 (\text{ac}) + 14 \text{HCl} (\text{ac}) \rightarrow 2 \text{KCl} (\text{ac}) + 2 \text{CrCl}_3 (\text{ac}) + 3 \text{Cl}_2 (\text{g}) + 7 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ b) V gas = 6,7 L
- 4) a) $2 \text{HCl} (\text{ac}) + \text{Zn} (\text{s}) \rightarrow \text{ZnCl}_2 (\text{ac}) + \text{H}_2 (\text{g})$ Espontánea
 b) $2 \text{HCl} (\text{ac}) + \text{Mg} (\text{s}) \rightarrow \text{MgCl}_2 (\text{ac}) + \text{H}_2 (\text{g})$ Espontánea
 c) $2 \text{HCl} (\text{ac}) + \text{Cu} (\text{s}) \rightarrow \text{CuCl}_2 (\text{ac}) + \text{H}_2 (\text{g})$ No Espontánea
 d) $3 \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{ac}) + 2 \text{Al} (\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 (\text{ac}) + 3 \text{H}_2 (\text{g})$ Espontánea
- 5) Notación correcta ii) Notación incorrecta (invertir electrodos) iii) Notación Correcta
- 6) a) i) No es pila ii) Es pila iii) Es pila
- 7) a) $E \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,49 \text{ V}$ b) $E \text{H}^+/\text{H}_2 = -0,03 \text{ V}$ c) $E \text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} = 0,83 \text{ V}$
- 8) a) 0,049 V b) Pb/Pb^{2+} actúa como ánodo y Sn/Sn^{2+} actúa como cátodo. Notación de la pila: $\text{Pb} (\text{s}) / \text{Pb}^{2+} (\text{ac}, 10^{-4} \text{ M}) // \text{Sn}^{2+} (\text{ac}, 10^{-2} \text{ M}) / \text{Sn} (\text{s})$ d) $K = 2,18$ $\Delta G^\circ = -1,93 \text{ kJ}$ $\Delta G = -9,1 \text{ kJ}$
- 9) a) $E \text{Cd}^{2+}/\text{Cd} = -0,462 \text{ V}$ $E \text{Cl}_2/\text{Cl}^- = 1,3 \text{ V}$ f.e.m. = 1,76 V b) ánodo: $\text{Cd} (\text{s}) \rightarrow \text{Cd}^{2+} (\text{ac}) + 2 \text{e}^-$
 cátodo: $\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^- (\text{ac})$; c) $\text{Cd} (\text{s}) / \text{Cd}^{2+} (\text{ac}, 10^{-2} \text{ M}) // \text{Cl}_2 (\text{g}, 10^{-6} \text{ atm}) / \text{Cl}^- (\text{ac}, 10^{-2} \text{ M}) / \text{Pt}$
- 10) b) cátodo: $\text{PbO}_2 (\text{s}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{ac}) + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{PbSO}_4 (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
 ánodo: $\text{Pb} (\text{s}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{ac}) \rightarrow \text{PbSO}_4 (\text{s}) + 2 \text{e}^-$
 c) descarga: $\text{PbO}_2 (\text{s}) + \text{Pb} (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{ac}) \rightarrow 2 \text{PbSO}_4 (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ carga: misma reacción, pero invirtiendo productos y reactivos e) i) $\Delta n = (1,5 \text{ mol Pb}; -1,5 \text{ mol PbO}_2; -3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4; 3 \text{ mol PbSO}_4; 3 \text{ mol H}_2\text{O})$ ii) 289500 C
- 11) Si se puede. Por ejemplo, disminuyendo $[\text{Fe}^{2+}]$ en el ánodo, aumentado $[\text{H}^+]$ en el cátodo y/o disminuyendo p_{H_2} en el cátodo
- 12) b) cátodo: $\text{NiO}_2 (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 (\text{s}) + 2 \text{OH}^- (\text{ac})$
 ánodo: $\text{Cd} (\text{s}) + 2 \text{OH}^- (\text{ac}) \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 (\text{s}) + 2 \text{e}^-$
 c) $\text{Cd} (\text{s}) / \text{Cd}(\text{OH})_2 (\text{s}) / \text{KOH} (\text{ac}) / \text{NiO} (\text{s}) / \text{Ni}(\text{OH})_2 (\text{s}) / \text{Ni} (\text{s})$ d) f.e.m. = 1,25 V

- 13) a)** $E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,499 \text{ V}$ $E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,0384 \text{ V}$ **c)** f.e.m. = 0,461 V
- 14) b)** $[\text{FeSO}_4] = 1,17 \text{ M}$ **c)** $\text{Fe (s)} / \text{Fe}^{2+} (\text{ac}, 1,17 \text{ M}) // \text{Cu}^{2+} (\text{ac}, 1 \text{ M}) / \text{Cu (s)}$ **d)** $W_{\text{MAX}} = -150 \text{ kJ}$.
- 15) a)** $E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1,311 \text{ V}$ $E_{\text{Cl}^-/\text{Cl}_2} = 1,398 \text{ V}$
c) $\text{Pt} / \text{MnO}_4^- (\text{ac}, 1,2 \text{ M}), \text{Mn}^{2+} (\text{ac}, 0,8 \text{ M}), \text{H}^+ (\text{ac}, 0,0074 \text{ M}) // \text{Cl}_2 (\text{g}, 1,4 \text{ atm}) / \text{Cl}^- (\text{ac}, 1,1 \text{ M}) / \text{Pt}$
- 16) a)** $\text{pH} = 2,25$ **c)** $\text{Sn (s)} / \text{Sn}^{2+} (\text{ac}, 0,015 \text{ M}) // \text{H}^+ (\text{ac}, 0,0056 \text{ M}) / \text{H}_2 (\text{g}, 1,0 \text{ atm}) / \text{Pt (s)}$
- 17) a)** cátodo: $\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ Cl}^- (\text{ac})$; ánodo: $\text{Cu (s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+} (\text{ac}) + 2 \text{ e}^-$
reacción global: $\text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{Cu (s)} \rightarrow 2 \text{ Cl}^- (\text{ac}) + \text{Cu}^{2+} (\text{ac})$ **c)** f.e.m. = 0,963 V
d) $\text{Cu (s)} / \text{Cu}^{2+} (\text{ac}, 2 \text{ M}) // \text{Cl}_2 (\text{g}, 0,1 \text{ atm}) / \text{Cl}^- (\text{ac}, 2 \text{ M}) / \text{Pt (s)}$
- 18) a)** Electrodo Ag es cátodo Ag, $E = 0,80 \text{ V}$; electrodo Zn es ánodo, $E = -0,79 \text{ V}$ **c)** f.e.m. = 1,59 V
d) $\text{Zn (s)} / \text{Zn}^{2+} (\text{ac}, 0,1 \text{ M}) // \text{Ag}^+ (\text{ac}, 1 \text{ M}) / \text{Ag (s)}$
- 19) a)** cátodo: $\text{MnO}_4^- (\text{ac}) + 2 \text{ H}_2\text{O (l)} + 3 \text{ e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 (\text{s}) + 4 \text{ OH}^- (\text{ac})$
ánodo: $\text{SO}_3^{2-} (\text{ac}) + 2 \text{ OH}^- (\text{ac}) \rightarrow \text{SO}_4^{2-} (\text{ac}) + 2 \text{ H}_2\text{O (ac)} + 2 \text{ e}^-$ **c)** $[\text{MnO}_4^-] = 0,26 \text{ M}$
d) $W_{\text{MAX}} = -932,2 \text{ kJ}$
e) $\text{Pt (s)} / \text{SO}_3^{2-} (\text{ac}, 0,15 \text{ M}), \text{SO}_4^{2-} (\text{ac}, 0,12 \text{ M}), \text{OH}^- (\text{ac}, 10^{-4} \text{ M}) // \text{MnO}_4^- (\text{ac}, 0,26 \text{ M}), \text{OH}^- (\text{ac}, 10^{-4} \text{ M}) / \text{MnO}_2 (\text{s}) / \text{Pt (s)}$
- 20) a)** $E^\circ (\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}) = -0,424 \text{ V}$ **b)** cátodo: $\text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{ H}^+ (\text{g}) + 4 \text{ e}^- \rightarrow 4 \text{ H}_2\text{O (ac)}$
ánodo: $\text{Cr}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 1 \text{ e}^-$ **d)** $E = 1,67 \text{ V}$ **e)** $\text{PO}_2 = 0,54 \text{ atm}$.
- 21) a)** cátodo: $\text{Ag}^+ (\text{ac}) + 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{Ag (s)}$ ánodo: $\text{Cr (s)} \rightarrow \text{Cr}^{3+} (\text{ac}) + 3 \text{ e}^-$
global: $3 \text{ Ag}^+ (\text{ac}) + \text{Cr (s)} \rightarrow 3 \text{ Ag (s)} + \text{Cr}^{3+} (\text{ac})$ **b)** $E^\circ (\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,74 \text{ V}$ **d)** 622 mg

Potenciales estándar de reducción en soluciones acuosas a 25°C

$F_2 + 2e \rightleftharpoons 2F^-$	2,80
$Au^+ + e \rightleftharpoons Au$	1,70
$PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e \rightleftharpoons PbSO_4 + 2H_2O$	1,69
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	1,51
$Au^{3+} + 3e \rightleftharpoons Au$	1,50
$Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Cl^-$	1,36
$O_2 + 4H^+ + 4e \rightleftharpoons 2H_2O$	1,23
$Br_2(l) + 2e \rightleftharpoons 2Br^-$	1,07
$AuCl_4^- + 3e \rightleftharpoons Au + 4Cl^-$	1,00
$NO_3^- + 4H^+ + 3e \rightleftharpoons NO + 2H_2O$	0,96
$Ag^+ + e \rightleftharpoons Ag$	0,80
$Fe^{3+} + e \rightleftharpoons Fe^{2+}$	0,77
$I_2 + 2e \rightleftharpoons 2I^-$	0,54
$NiO_2 + 2H_2O + 2e \rightleftharpoons Ni(OH)_2 + 2OH^-$	0,49
$O_2 + 2H_2O + 4e \rightleftharpoons 4OH^-$	0,40
$Cu^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cu$	0,34
$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons SO_2 + 2H_2O$	0,17
$HgO + H_2O + 2e \rightleftharpoons Hg + 2HO^-$	0,098
$2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2$	0,00
$Pb^{2+} + 2e \rightleftharpoons Pb$	-0,13
$Sn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Sn$	-0,14
$Hg_2Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Hg + 2Cl^-$	-0,24
$Ni^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ni$	-0,25
$Co^{2+} + 2e \rightleftharpoons Co$	-0,28
$PbSO_4 + 2e \rightleftharpoons Pb + SO_4^{2-}$	-0,36
$Cd^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cd$	-0,40
$Fe^{2+} + 2e \rightleftharpoons Fe$	-0,44
$S + 2e \rightleftharpoons S^{2-}$	-0,48
$Zn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Zn$	-0,76
$Cd(OH)_2 + 2e \rightleftharpoons Cd + 2OH^-$	-0,81
$2H_2O + 2e \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-$	-0,83
$ZnO + H_2O + 2e \rightleftharpoons Zn + 2OH^-$	-1,25
$Al^{3+} + 3e \rightleftharpoons Al$	-1,66
$Mg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mg$	-2,37
$Mg(OH)_2 + 2e \rightleftharpoons Mg + 2OH^-$	-2,69
$Na^+ + e \rightleftharpoons Na$	-2,71
$K^+ + e \rightleftharpoons K$	-2,93
$Cu(OH)_2 + 2e \rightleftharpoons Cu + 2OH^-$	-3,03
$Li^+ + e \rightleftharpoons Li$	-3,05