

## 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) → cloruro de hierro (III) (ac)
  - b) manganato (VII) de potasio (ac) + cloruro de hidrógeno (ac) → cloruro de manganeso (II) (ac) + cloro (g) + cloruro de potasio (ac) + agua (l)
  - c) nitrato(V) de hidrógeno (ac) + cobre (s) → nitrato (V) de cobre (II) (ac) + monóxido de nitrógeno (g) + agua (l)
  - d) ioduro de potasio (ac) + manganato (VII) de potasio (ac) + agua (ac) → iodo (ac) + óxido de manganeso (IV) (s) + hidróxido de potasio (ac)
- 2) Para los siguientes pares redox:  $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$ ,  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ ,  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  (medio ácido),  $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$ ,  $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$  (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:  $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$ ,  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$ ,  $\text{H}^+/\text{H}_2$ ,  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ ,  $\text{Br}_2/\text{Br}^-$ .
  - 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:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{ac}) + \text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{KCl}(\text{ac}) + \text{CrCl}_3(\text{ac}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ 
  - 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 ( $E^\circ$ ), indicar las reacciones que se producen de manera espontánea en condiciones estándar y a 25°C.
  - a) ácido clorhídrico + zinc → cloruro de zinc + hidrógeno
  - b) ácido clorhídrico + magnesio → cloruro de magnesio + hidrógeno
  - c) ácido clorhídrico + cobre → cloruro de cobre (II) + hidrógeno
  - d) ácido sulfúrico + aluminio → sulfato de aluminio + hidrógeno
- 5) Para las siguientes tres pilas escritas en notación convencional:

- i) Zn (s) / Zn<sup>2+</sup> (ac) // H<sup>+</sup> (ac) / H<sub>2</sub> (g) / Pt
- ii) Cu (s) / Cu<sup>2+</sup> (ac) // H<sup>+</sup> (ac) / H<sub>2</sub> (g) / Pt
- iii) Cu (s) / Cu<sup>2+</sup> (ac) // Zn<sup>2+</sup> (ac) / 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) AgNO<sub>3</sub>(ac) + CaCl<sub>2</sub>(ac) → Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (ac) + AgCl (s)
- ii) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (ac) + Al (s) → Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>(ac) + H<sub>2</sub> (g)
- iii) KMnO<sub>4</sub> (ac) + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (ac) + FeSO<sub>4</sub> (ac) → Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> (ac) + MnSO<sub>4</sub> (ac) + K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (ac) + H<sub>2</sub>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)** Fe<sup>2+</sup>/ Fe, a una concentración 0,01 M de FeCl<sub>2</sub>;
- c)** H<sup>+</sup> / H<sub>2</sub> / Pt a una concentración 0,1 M de HCl, pH<sub>2</sub> = 10<sup>-1</sup> atm
- d)** Pt / Fe<sup>3+</sup>, Fe<sup>2+</sup> donde [FeSO<sub>4</sub>] = 0,1 M y [Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>] = 0,5 M

**8)** Para la pila formada por un electrodo de plomo sumergido en una solución 10<sup>-4</sup> M de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> y otro electrodo de Sn en solución 10<sup>-2</sup> M de Sn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

**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 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<sup>-2</sup> M de Cd(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> y otro electrodo de platino sumergido en una solución 10<sup>-2</sup> M de HCl a la que se hace llegar Cl<sub>2</sub> (g) a 10<sup>-6</sup> 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:
- Nombrar los constituyentes de cada uno de sus electrodos.
  - Escribir las semiecuaciones que ocurren en cada uno de los electrodos.
  - Escribir las ecuaciones de descarga y de carga.
  - Dibujar un esquema que represente al acumulador de plomo en un proceso de descarga.
  - 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  $\text{Fe}(\text{s}) / \text{Fe}^{2+}(\text{ac}, 1\text{ M}) // \text{H}^+(\text{ac}, 1\text{ M}) / \text{H}_2(\text{g}, 1\text{ atm}) / \text{Pt}(\text{s})$  a  $25^\circ\text{C}$ . Se desea aumentar su fuerza electromotriz respecto de la que posee en condiciones estándar. ¿Podría hacerlo modificando las concentraciones de las soluciones electródicas? Fundamentar la respuesta.
- 12)** Para la pila de Cd-Ni:
- Indicar cuáles son los componentes de los electrodos y cuál es el electrolito en el que están sumergidos.
  - Escribir las ecuaciones de las reacciones que tienen lugar en los respectivos electrodos.
  - Representar la pila mediante la notación convencional.
  - Calcular la f.e.m. en condiciones estandar.
- 13)** Para los siguientes electrodos:
- $\text{Fe}$ , en una solución de  $\text{FeCl}_2$  0,01 M a  $25^\circ\text{C}$ .
  - $\text{Pt}$ , en solución 0,1 M de  $\text{HCl}$ , en contacto con  $\text{H}_2$  a una presión de 0,2 atm y  $25^\circ\text{C}$ .
- Hallar el potencial de cada electrodo
  - 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.
  - 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  $\text{CuSO}_4$ , 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.
- Realizar un esquema completo de la pila diseñada.
  - 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.
  - Escribir la notación convencional de la pila.
  - Hallar el trabajo máximo que se puede obtener de la pila diseñada.
- 15)** En una cubeta se introducen 6 moles de  $\text{KMnO}_4$  y 4 moles de  $\text{MnSO}_4$ . 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  $\text{KCl}$  y agua hasta alcanzar el mismo volumen. Se dispone de un tanque con  $\text{Cl}_2$  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  $\text{H}_2$  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  $\text{Cl}_2$  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  $\text{CuSO}_4$ . 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  $\text{Ag}^+$  y  $\text{Zn}^{2+}$ , de concentraciones 1 M y 0,1 M respectivamente.

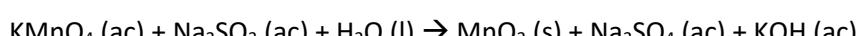
a) Calcular los potenciales de cada electrodo e indicar cuál funciona como cátodo y cuál como ánodo y calcular la f.e.m. de la pila.

b) Hacer un 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



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:  $[SO_3^{2-}] = 0,15\text{ M}$ ;  $[SO_4^{2-}] = 0,12\text{ M}$ ;  $pH = 10$  ¿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  $\Delta E^\circ$  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:  $Cr(s) / Cr^{3+}(\text{ac}, 1,25 \times 10^{-6}\text{ M}) // Ag^+(\text{ac}, 0,035\text{ M}) / Ag(s)$  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 ( $E^\circ$ ) 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:  $\text{Fe}^{2+}$  (ac). Agente oxidante:  $\text{Cl}_2$  (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:  $\text{Cl}^-$  (ac). Agente oxidante:  $\text{MnO}_4^-$  (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: Cu (s). Agente oxidante:  $\text{NO}_3^-$  (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:  $\text{I}^-$  (ac). Agente oxidante:  $\text{MnO}_4^-$  (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<sup>2+</sup> actúa como ánodo y Sn/Sn<sup>2+</sup> actúa como cátodo. Notación de la pila: Pb (s) / Pb<sup>2+</sup> (ac, 10<sup>-4</sup> M) // Sn<sup>2+</sup> (ac, 10<sup>-2</sup> M) / Sn (s) **d)** K = 2,18 ΔG° = -1,93 kJ ΔG = -9,1 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: Cd (s) → Cd<sup>2+</sup> (ac) + 2 e- cátodo: Cl<sub>2</sub> (g) + 2 e- → 2 Cl<sup>-</sup> (ac); **c)** Cd (s) / Cd<sup>2+</sup> (ac, 10<sup>-2</sup> M) // Cl<sub>2</sub> (g, 10<sup>-6</sup> atm) / Cl<sup>-</sup> (ac, 10<sup>-2</sup> M) / Pt
- 10) **b)** cátodo: PbO<sub>2</sub> (s) + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> (ac) + 4 H<sup>+</sup> + 2 e- → PbSO<sub>4</sub> (s) + 2 H<sub>2</sub>O (l)  
ánodo: Pb (s) + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> (ac) → PbSO<sub>4</sub> (s) + 2 e-  
**c)** descarga: PbO<sub>2</sub> (s) + Pb(s) + 2 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (ac) → 2 PbSO<sub>4</sub> (s) + 2 H<sub>2</sub>O (l) carga: misma reacción, pero invirtiendo productos y reactivos **e)** i) Δn = (1,5 mol Pb; -1,5 mol PbO<sub>2</sub>; -3 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; 3 mol PbSO<sub>4</sub>; 3 mol H<sub>2</sub>O) ii) 289500 C
- 11) Si se puede. Por ejemplo, disminuyendo [Fe<sup>2+</sup>] en el ánodo, aumentando [H<sup>+</sup>] en el cátodo y/o disminuyendo pH<sub>2</sub> en el cátodo
- 12) **b)** cátodo: NiO<sub>2</sub> (s) + 2 H<sub>2</sub>O (l) + 2 e- → Ni(OH)<sub>2</sub> (s) + 2 OH<sup>-</sup> (ac)  
ánodo: Cd (s) + 2 OH<sup>-</sup> (ac) → Cd(OH)<sub>2</sub> (s) + 2 e-  
**c)** Cd (s) / Cd(OH)<sub>2</sub> (s) / KOH (ac) / NiO (s) / Ni(OH)<sub>2</sub> (s) / Ni (s) **d)** f.e.m. = 1,25 V

- 13)** a)  $E_{Fe^{2+}/Fe} = -0,499 \text{ V}$     $E_{H^+/H_2} = -0,0384 \text{ V}$    c) f.e.m. = 0,461 V
- 14)** b)  $[FeSO_4] = 1,17 \text{ M}$    c) Fe (s) /  $Fe^{2+}$  (ac, 1,17 M) //  $Cu^{2+}$  (ac, 1 M) / Cu (s)   d)  $W_{MAX} = -150 \text{ kJ}$ .
- 15)** a)  $E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = 1,311 \text{ V}$     $E_{Cl^-/Cl_2} = 1,398 \text{ V}$   
c) Pt /  $MnO_4^-$  (ac, 1,2 M),  $Mn^{2+}$  (ac, 0,8 M),  $H^+$  (ac, 0,0074 M) //  $Cl_2$  (g, 1,4 atm) /  $Cl^-$  (ac, 1,1 M) / Pt
- 16)** a)  $pH = 2,25$    c) Sn (s) /  $Sn^{2+}$  (ac, 0,015 M) //  $H^+$  (ac, 0,0056 M) /  $H_2$  (g, 1,0 atm) / Pt (s)
- 17)** a) cátodo:  $Cl_2(g) + 2 e^- \rightarrow 2 Cl^- \text{ (ac)}$ ; ánodo:  $Cu(s) \rightarrow Cu^{2+} \text{ (ac)} + 2 e^-$   
reacción global:  $Cl_2(g) + Cu(s) \rightarrow 2 Cl^- \text{ (ac)} + Cu^{2+} \text{ (ac)}$    c) f.e.m. = 0,963 V  
d) Cu (s) /  $Cu^{2+}$  (ac, 2 M) //  $Cl_2$  (g, 0,1 atm) /  $Cl^-$  (ac, 2 M) / 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) Zn (s) /  $Zn^{2+}$  (ac, 0,1 M) //  $Ag^+$  (ac, 1 M) / Ag (s)
- 19)** a) cátodo:  $MnO_4^- \text{ (ac)} + 2 H_2O \text{ (l)} + 3 e^- \rightarrow MnO_2 \text{ (s)} + 4 OH^- \text{ (ac)}$   
ánodo:  $SO_3^{2-} \text{ (ac)} + 2 OH^- \text{ (ac)} \rightarrow SO_4^{2-} \text{ (ac)} + 2 H_2O \text{ (ac)} + 2 e^-$    c)  $[MnO_4^-] = 0,26 \text{ M}$   
d)  $W_{MAX} = -932,2 \text{ kJ}$   
e) Pt (s) /  $SO_3^{2-}$  (ac, 0,15 M),  $SO_4^{2-}$  (ac, 0,12 M),  $OH^-$  (ac,  $10^{-4} \text{ M}$ ) //  $MnO_4^-$  (ac, 0,26 M),  $OH^-$  (ac,  $10^{-4} \text{ M}$ ) /  $MnO_2$  (s) / Pt (s)
- 20)** a)  $E^\circ (Cr^{3+}/Cr^{2+}) = -0,424 \text{ V}$    b) cátodo:  $O_2(g) + 4 H^+(g) + 4 e^- \rightarrow 4 H_2O \text{ (ac)}$   
ánodo:  $Cr^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + 1 e^-$    d)  $E = 1,67 \text{ V}$    e)  $PO_2 = 0,54 \text{ atm}$ .
- 21)** a) cátodo:  $Ag^+ \text{ (ac)} + 1 e^- \rightarrow Ag \text{ (s)}$    ánodo:  $Cr(s) \rightarrow Cr^{+3} \text{ (ac)} + 3 e^-$   
global:  $3 Ag^+ \text{ (ac)} + Cr \text{ (s)} \rightarrow 3 Ag \text{ (s)} + Cr^{+3} \text{ (ac)}$    b)  $E^\circ (Cr^{3+}/Cr) = -0,74 \text{ V}$    d) 622 mg

## Potenciales estándar de reducción en soluciones acuosas a 25°C

$\text{F}_2 + 2\text{e} \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	2,80
$\text{Au}^+ + \text{e} \rightleftharpoons \text{Au}$	1,70
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,69
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e} \rightleftharpoons \text{Au}$	1,50
$\text{Cl}_2 + 2\text{e} \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	1,36
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
$\text{Br}_2 (\text{l}) + 2\text{e} \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	1,07
$\text{AuCl}_4^- + 3\text{e} \rightleftharpoons \text{Au} + 4\text{Cl}^-$	1,00
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,96
$\text{Ag}^+ + \text{e} \rightleftharpoons \text{Ag}$	0,80
$\text{Fe}^{3+} + \text{e} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	0,77
$\text{I}_2 + 2\text{e} \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	0,54
$\text{NiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Ni(OH)}_2 + 2\text{OH}^-$	0,49
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} \rightleftharpoons 4\text{OH}^-$	0,40
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	0,34
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,17
$\text{HgO} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Hg} + 2\text{HO}^-$	0,098
$2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,00
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,13
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,14
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{e} \rightleftharpoons 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	-0,24
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,25
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,28
$\text{Pb SO}_4 + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,36
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,40
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
$\text{S} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0,48
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76
$\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Cd} + 2\text{OH}^-$	-0,81
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,83
$\text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Zn} + 2\text{OH}^-$	-1,25
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e} \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,66
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,37
$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Mg} + 2\text{OH}^-$	-2,69
$\text{Na}^+ + \text{e} \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,71
$\text{K}^+ + \text{e} \rightleftharpoons \text{K}$	-2,93
$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-3,03
$\text{Li}^+ + \text{e} \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,05