

Universidad Nacional de Cuyo - Facultad de Ingeniería

Química General e Inorgánica

TRABAJO PRÁCTICO

Electroquímica

Profesora Titular: Dra. Graciela Valente

Profesora Adjunta: Dra. Cecilia Medaura

Jefes de Trabajos Prácticos:

Lic. Sebastián Drajlín Gordon

Lic. Liliana Ferrer

Prof. Inés Grillo

Ing. Carina Maroto

Dra. Rebeca Purpora

Ing. Alejandra Somonte

Ing. Silvina Tonini

ÍNDICE

I. EJERCITACIÓN.....	3
II. AUTOEVALUACIÓN	6
III. MATERIAL COMPLEMENTARIO	8
IV. RESPUESTAS DE EJERCITACIÓN	10
V. RESPUESTAS DE AUTOEVALUACIÓN	13

I. EJERCITACIÓN.

1. Realizar el balance en las reacciones redox y completar el cuadro según corresponda.

Reacción	E° de reducción	Tendencia a
$\text{Zn}^{2+}_{(ac)} + ___ e^- \rightarrow \text{Zn}_{(s)}$		
$\text{Fe}^{3+}_{(ac)} + 1e^- \rightarrow ______ (ac)$		
$______ (ac) + 1e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$		
$\text{Al}^{3+}_{(ac)} + ___ e^- \rightarrow \text{Al}_{(s)}$		
$\text{Cl}_2 (g) + 2e^- \rightarrow ______ (ac)$		
$______ (ac) + 2e^- \rightarrow \text{Fe}_{(s)}$		
$\text{Cu}^{2+}_{(ac)} + ___ e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$		

2. Determinar la masa que **se reduce, por mol de electrones**, para las reacciones redox del punto anterior.

Reacción	Masa

3. Determinar la corriente que circula en faradays.

Masa reducida	Reacción	Cantidad de corriente
350 g de Cu	A partir de $\text{Cu}^{2+}_{(ac)}$	
	A partir de $\text{Cu}^{+}_{(ac)}$	
10 toneladas de Ag		

4. Determinar la **masa de la sustancia oxidada** cuando circula una cantidad de corriente de:
- 4,7 F sobre una barra de Mg que funciona como ánodo de sacrificio en un tanque que se utiliza para calentar agua en la industria.
 - $7 \cdot 10^2$ coulomb sobre una barra de Zn conectada al casco de un buque como sistema protección catódica.
 - 120 F sobre una plancha de aluminio. Considerar la especie Al^{3+} como producto final de la reacción, aunque esta especie luego reaccionará formando Al_2O_3 (compuesto responsable de la pasivación del metal).
5. Indicar si las siguientes reacciones de óxido-reducción ocurren espontáneamente en el sentido que se las ha escrito. **Justifique su respuesta.** Considerar condiciones estándar de trabajo.

Reacción	Si	No
$5 \text{Cl}_2 + 2 \text{MnSO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow 10 \text{KCl} + 2 \text{KMnO}_4 + 8 \text{H}_2\text{SO}_4$		
cobre + ácido clorhídrico \rightarrow		
oxígeno molecular + ácido clorhídrico + plata metal \rightarrow cloruro de plata + agua		
$2 \text{KI} + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + 4 \text{KHO}$		
zinc + ácido clorhídrico \rightarrow		

6. Se tiene una pila formada por un electrodo de Al y otro de Cd en solución 1 mol/L de cationes Al y Cd. Determinar:
- ¿Cuál es el ánodo?
 - ¿Cuál es el cátodo?
 - ¿Cuál es la reacción de oxidación?
 - ¿Cuál es la reacción de reducción?
 - Si el Al modifica su peso en 0,250 g durante un cierto período de funcionamiento de la pila, ¿cuánto modificará su peso el Cd?
 - Si circula 4,2 F de electricidad ¿Cuánto Cd y Al se disuelve o se deposita según corresponda?
 - Si el Cd varió su peso en 0,300 g, ¿qué cantidad de electrones circuló?
 - ¿Cuál es el potencial de la pila en condiciones estándar?

circular la corriente se realizan las siguientes observaciones:

Se producen burbujas de gas bromo, color pardo rojizo en uno de los electrodos.

Se produce potasio metálico fundido de color gris plateado en el otro electrodo.

$E^{\circ}_R \text{K}^+/\text{K} = -2,927 \text{ V}$	$E^{\circ}_R \text{Br}_2/\text{Br}^- = 1,1 \text{ V}$
$F = 96.487 \text{ C/mol e}^-$	$1 \text{ A} = 1 \text{ c/s}$

Indicar:

- Reacción en el cátodo y en el ánodo.
- Potencial mínimo a aplicar en la cuba electrolítica para producir la reacción en condiciones estándar.
- Masa de potasio depositado cuando circuló una corriente de 1,12 A durante 2,40 horas.

11. Determinar:

- La masa de magnesio metálico que puede obtenerse del cloruro de magnesio fundido, utilizando una corriente de 7,30 A durante 2 horas.
- ¿Qué volumen de cloro a 25 °C y 1 atm se producirán y en cuál de los electrodos?

12. Responder:

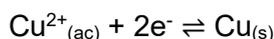
- Los sólidos como el KBr y el NaNO₃ no conducen la corriente eléctrica a pesar de ser iónicos. ¿Por qué?
- El Mg metálico no puede obtenerse por electrólisis de MgCl₂ acuoso ¿Por qué?
 $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0_{(s)} = -2,37 \text{ V}$.

II. AUTOEVALUACIÓN

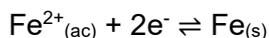
1. ¿Cuál de los siguientes reactivos es capaz de oxidar el agua a oxígeno molecular? Considerar condiciones estándar.

- $\text{H}^+_{(ac)}$
- $\text{Cl}^-_{(ac)}$
- $\text{Cl}_2_{(g)}$
- $\text{Cu}^{2+}_{(ac)}$
- $\text{Pb}^{2+}_{(ac)}$
- $\text{MnO}_4^-_{(ac)}$

2. Dados los siguientes $E^{\circ}_{\text{reducción}}$ de los siguientes electrodos para construir pilas:



$$E^{\circ}_{\text{reducción}} = 0,337 \text{ V}$$



$$E^{\circ}_{\text{reducción}} = -0,44 \text{ V}$$



$$E^{\circ}_{\text{reducción}} = -0,763 \text{ V}$$



$$E^{\circ}_{\text{reducción}} = 0,7994 \text{ V}$$

En condiciones normales electroquímicas, indicar si las siguientes afirmaciones son Verdaderas o Falsas y justificar las respuestas.

- En una pila Zn/Cu el electrodo de cobre es el ánodo.
 - El mayor E°_{pila} corresponde a la pila Zn/Fe.
 - Conectado con cualquiera de los otros metales, la plata se oxida.
 - Cuando se oxidan 65 g de Zn se reducen 108 g de Ag^+ .
 - Cuando se reducen 100 g de Ag^+ se oxidan 3,25 kg de Zn.
 - Cuando circulan 5 F de electricidad en la pila Zn/Cu, se disuelven 162,5 g de Zn en el ánodo.
 - El hierro, conectado con cualquiera de los otros metales, siempre es cátodo.
3. Si se acoplan dos electrodos: Pb^{2+} , Pb $E^{\circ} = -0,13 \text{ V}$ y Cu^{2+} , Cu $E^{\circ} = +0,34 \text{ V}$
- Escribir las hemirreacciones para la reacción espontánea de la pila.
 - Indicar en qué electrodo ocurre la reducción.
 - Indicar cuál es el polo negativo de la pila.
 - Indicar qué electrodo constituirá el ánodo y cuál el cátodo.
 - Calcular el potencial de la pila y realizar el diagrama de la pila.
4. Un ánodo de sacrificio de magnesio, de 2,2 Kg, está unido por hilo de Cu revestido al casco de acero de un barco. El ánodo se corroe completamente al cabo de 100 días. ¿Qué amperaje produce el ánodo durante ese tiempo?
5. Considere la electrólisis del cloruro de bario fundido:
- Escribir las hemirreacciones.
 - ¿Cuántos gramos de bario metálico se generan al pasar 0,50 A durante 30 minutos?
6. Determinar la duración, en años, de un ánodo de zinc de 14 Kg de peso capaz de suministrar una intensidad de corriente de 0,1 A; teniendo en cuenta que el proceso tiene un rendimiento del 90%.
7. Calcular cuántos faradays de electricidad se necesitan para producir:

- a. 0,84 L de oxígeno molecular, a 1 atm y 25°C, a partir de una disolución acuosa de ácido sulfúrico.
 - b. 1,50 L de cloro molecular a 750 mmHg a 20°C a partir de cloruro de sodio fundido.
 - c. 6,0 g de estaño a partir de cloruro de estaño fundido.
8. Escribir las reacciones anódicas y catódicas para la electrólisis de las siguientes sales en solución acuosa y con electrodos inertes:
- a. AgCl
 - b. KBr
 - c. CuSO₄
 - d. NaNO₃
9. 300 mL de una solución de cloruro de sodio se electrolizaron durante 6 min. Si el pH de la solución final fue de 12,24. Calcular la corriente utilizada.
10. Completar según corresponda. Considerar condiciones estándar.

Hemirreacciones Reacción total Reacción molecular	Diagrama de la pila	Electrodos	Potencial estándar de la pila
$\text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}^+_{(\text{ac})} + \text{---} \text{e}^-$ $\text{---} \times (\text{Ag}^+_{(\text{ac})} + \text{---} \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} (\text{s}))$ <hr/> $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{---} \text{Ag}^+_{(\text{ac})} \rightarrow \text{---} \text{H}^+_{(\text{ac})} + \text{---} \text{Ag} (\text{s})$ $\text{H}_2 (\text{g}) + 2 \text{AgCl} (\text{ac}) \rightarrow 2 \text{HCl} (\text{ac}) + 2 \text{Ag} (\text{s})$		Ánodo: Pt (inerte) Cátodo: Ag (activo)	
	$\text{Zn} (\text{s}) \text{ZnSO}_4 (\text{ac}) \text{CuSO}_4 (\text{ac}) \text{Cu} (\text{s})$		$E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$ $E^\circ_{\text{celda}} = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V})$ $E^\circ_{\text{celda}} = 1,10 \text{ V}$
		Ánodo: Cd (activo) Cátodo: Cu (activo)	

III. MATERIAL COMPLEMENTARIO

Potenciales Estándar de Reducción a 25 °C

SEMIRREACCIÓN	E°(V)
$\text{Li}^+(ac) + e^- \longrightarrow \text{Li}(s)$	-3.05
$\text{K}^+(ac) + e^- \longrightarrow \text{K}(s)$	-2.93
$\text{Ba}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Ba}(s)$	-2.90
$\text{Sr}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Sr}(s)$	-2.89
$\text{Ca}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Ca}(s)$	-2.87
$\text{Na}^+(ac) + e^- \longrightarrow \text{Na}(s)$	-2.71
$\text{Mg}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Mg}(s)$	-2.37
$\text{Be}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Be}(s)$	-1.85
$\text{Al}^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow \text{Al}(s)$	-1.66
$\text{Mn}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Mn}(s)$	-1.18
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2(g) + 2\text{OH}^-(ac)$	-0.83
$\text{Zn}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Zn}(s)$	-0.76
$\text{Cr}^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow \text{Cr}(s)$	-0.74
$\text{Fe}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Fe}(s)$	-0.44
$\text{Cd}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Cd}(s)$	-0.40
$\text{PbSO}_4(s) + 2e^- \longrightarrow \text{Pb}(s) + \text{SO}_4^{2-}(ac)$	-0.31
$\text{Co}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Co}(s)$	-0.28
$\text{Ni}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Ni}(s)$	-0.25
$\text{Sn}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Sn}(s)$	-0.14
$\text{Pb}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Pb}(s)$	-0.13
$2\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2(g)$	0.00
$\text{Sn}^{4+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(ac)$	+0.13
$\text{Cu}^{2+}(ac) + e^- \longrightarrow \text{Cu}^+(ac)$	+0.15
$\text{SO}_4^{2-}(ac) + 4\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{SO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.20
$\text{AgCl}(s) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s) + \text{Cl}^-(ac)$	+0.22
$\text{Cu}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Cu}(s)$	+0.34
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \longrightarrow 4\text{OH}^-(ac)$	+0.40
$\text{I}_2(s) + 2e^- \longrightarrow 2\text{I}^-(ac)$	+0.53
$\text{MnO}_2(ac) + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- \longrightarrow \text{MnO}_2(s) + 4\text{OH}^-(ac)$	+0.59
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(ac)$	+0.68
$\text{Fe}^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(ac)$	+0.77
$\text{Ag}^+(ac) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s)$	+0.80
$\text{Hg}_2^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Hg}(l)$	+0.85
$2\text{Hg}^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Hg}_2^{2+}(ac)$	+0.92
$\text{NO}_3^-(ac) + 4\text{H}^+(ac) + 3e^- \longrightarrow \text{NO}(g) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.96
$\text{Br}_2(l) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Br}^-(ac)$	+1.07
$\text{O}_2(g) + 4\text{H}^+(ac) + 4e^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{MnO}_2(s) + 4\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(ac) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(ac) + 14\text{H}^+(ac) + 6e^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(ac) + 7\text{H}_2\text{O}$	+1.33
$\text{Cl}_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-(ac)$	+1.36
$\text{Au}^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow \text{Au}(s)$	+1.50
$\text{MnO}_4^-(ac) + 8\text{H}^+(ac) + 5e^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(ac) + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.51
$\text{Ce}^{4+}(ac) + e^- \longrightarrow \text{Ce}^{3+}(ac)$	+1.61
$\text{PbO}_2(s) + 4\text{H}^+(ac) + \text{SO}_4^{2-}(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.70
$\text{H}_2\text{O}_2(ac) + 2\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1.77
$\text{Co}^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow \text{Co}^{2+}(ac)$	+1.82
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}^+(ac) + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(l)$	+2.07
$\text{F}_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2\text{F}^-(ac)$	+2.87

Fuerza oxidante creciente

Fuerza reductora creciente

IV. RESPUESTAS DE EJERCITACIÓN

1.

Reacción	E° de reducción	Tendencia a
$\text{Zn}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}_{(s)}$	- 0,76 V	oxidarse
$\text{Fe}^{3+}_{(ac)} + 1e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(ac)}$	+ 0,77 V	reducirse
$\text{Ag}^{+}_{(ac)} + 1e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$	+ 0,80 V	reducirse
$\text{Al}^{3+}_{(ac)} + 3e^- \rightarrow \text{Al}_{(s)}$	- 1,66 V	oxidarse
$\text{Cl}_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^{-}_{(ac)}$	+ 1,36 V	reducirse
$\text{Fe}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}_{(s)}$	- 0,44 V	oxidarse
$\text{Cu}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$	+ 0,34 V	reducirse

2.

Reacción	Masa
$\text{Fe}^{3+}_{(ac)} + 1e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(ac)}$	56 g de Fe^{3+}
$\text{Ag}^{+}_{(ac)} + 1e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$	108 g de Ag^{+}
$\text{Cl}_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^{-}_{(ac)}$	35,45 g de Cl_2
$\text{Cu}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$	31,77 g de Cu^{2+}

3.

Masa reducida	Reacción	Cantidad de corriente
350 g de Cu	$\text{Cu}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$	11,02 F
	$\text{Cu}^{+}_{(ac)} + 1e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$	5,51 F
10 toneladas de Ag	$\text{Ag}^{+}_{(ac)} + 1e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$	$9,26 \cdot 10^4$ F

4.

Reacción	Cantidad de corriente	Masa sustancia oxidada
$\text{Mg}_{(s)} \rightarrow \text{Mg}^{2+}_{(ac)} + 2e^-$	4,7 F	56,4 g
$\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(ac)} + 2e^-$	$7 \cdot 10^2$ coulomb	0,24 g
$\text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^-$	120 F	1.080 g

5.

Reacción	Si	No
$5 \text{Cl}_2 + 2 \text{MnSO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow 10 \text{KCl} + 2 \text{KMnO}_4 + 8 \text{H}_2\text{SO}_4$ Justificación: si consideramos los siguientes potenciales de reducción $E^\circ \text{Cl}_2/\text{Cl}^- = 1,360 \text{ V}$ $E^\circ \text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 1,507 \text{ V}$ y recordamos que cuanto más positivo sea E° , mayor será la tendencia de la sustancia a reducirse, entonces el permanganato se reduce y el cloruro se oxida. Por lo que la reacción no ocurre espontáneamente en el sentido que se la ha escrito.		X
$\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow \text{no hay reacción}$ Justificación: cuando vimos reacciones de desplazamiento dijimos que el Cu no desplaza al hidrógeno y esto se verifica al considerar los potenciales de reducción $E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,339 \text{ V}$ $E^\circ \text{H}^+/\text{H}_2 = 0,000 \text{ V}$ Por lo que la reacción no ocurre espontáneamente en el sentido que se la ha escrito.		X
$\text{O}_2 + 4 \text{HCl} + 4 \text{Ag} \rightarrow 4 \text{AgCl} + 2 \text{H}_2\text{O}$ Justificación: si consideramos los siguientes potenciales de reducción $E^\circ \text{O}_2/\text{H}_2\text{O} = 1,229 \text{ V}$ $E^\circ \text{Ag}^+/\text{Ag} = 0,799 \text{ V}$ y recordamos que cuanto más positivo sea E° , mayor será la tendencia de la sustancia a reducirse, entonces el oxígeno se reduce y la plata se oxida. Por lo que la reacción ocurre espontáneamente en el sentido que se la ha escrito.	X	
$2 \text{KI} + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + 4 \text{KHO}$ Justificación: si consideramos los siguientes potenciales de reducción $E^\circ \text{I}_2/\text{I}^- = 0,535 \text{ V}$ $E^\circ \text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2 = 0,20 \text{ V}$ y recordamos que cuanto más positivo sea E° , mayor será la tendencia de la sustancia a reducirse, entonces el yodo se reduce y el dióxido de azufre se oxida. Por lo que la reacción no ocurre espontáneamente en el sentido que se la ha escrito.		X
$\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ Justificación: cuando vimos reacciones de desplazamiento dijimos que el Zn desplaza al hidrógeno y esto se verifica al considerar los potenciales de reducción $E^\circ \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = - 0,762 \text{ V}$ $E^\circ \text{H}^+/\text{H}_2 = 0,000 \text{ V}$ cuanto más positivo sea E° , mayor será la tendencia de la sustancia a reducirse, entonces el catión hidrógeno se reduce y el zinc se oxida. Por lo que la reacción ocurre espontáneamente en el sentido que se la ha escrito.	X	

6.

- a. Ánodo: Al.
- b. Cátodo: Cd.
- c. Reacción de oxidación: $\text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}^{3+}_{(ac)} + 3e^{-}$
- d. Reacción de reducción: $\text{Cd}^{2+}_{(ac)} + 2e^{-} \rightarrow \text{Cd}_{(s)}$
- e. 1,56 g de Cd.
- f. Se disuelven 37,8 g de Al y se depositan 235,2 g de Cd.
- g. $3,22 \cdot 10^{21}$ electrones.
- h. 1,26 V.

7.

- b. Diagrama de la celda: $\text{Al}_{(s)} | \text{AlCl}_3_{(ac)} || \text{FeCl}_2_{(ac)} | \text{Fe}_{(s)}$
- c. Reacción catódica: $\text{Fe}^{2+}_{(ac)} + 2e^{-} \rightarrow \text{Fe}_{(s)}$
Reacción anódica: $\text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}^{3+}_{(ac)} + 3e^{-}$
- d. 1,22 V.
- e. El electrode de Fe aumentó su masa en 1.400 g.
- f. 63 g de Al.

8.

- a. F
- b. F
- c. F
- d. F
- e. V; cátodo.
- f. F
- g. V; ánodo.
- h. F
- i. F
- j. V; cátodo.
- k. V; ánodo.
- l. V
- m. F

9. 1,07 L.

- 10.
- b. 4,027 V.
 - c. 3,91 g de K depositado.

- 11.
- d. 6,53 g de Mg.
 - e. 6,65 L Cl₂.

V. RESPUESTAS DE AUTOEVALUACIÓN

- 1.
- c. Cl₂ (g).
 - f. MnO₄⁻ (ac).
- 2.
- a. F. Como el Cu tiene mayor potencial de reducción se reduce, entonces es el cátodo.
 - b. F. Corresponde a la pila Ag/Zn.
 - c. F. La Ag se reduce.
 - d. F. Se reducen 216 g de Ag⁺.
 - e. F. Se oxidan 30,09 g de Zn.
 - f. V
 - g. F. El hierro conectado con cualquiera de los metales mencionados en el ejercicio, excepto conectado al Zn, siempre será el ánodo y se oxidará.
- 3.
- b. La reducción ocurre en el electrodo de cobre (Cu²⁺/Cu).
 - c. El polo negativo de la pila es el ánodo, electrodo de plomo (Pb/Pb²⁺)
 - d. Ánodo: electrodo de Pb.
Cátodo: electrodo de Cu.
 - e. 0,47 V.
4. 2,05 A.
- 5.
- a. Reacción Catódica: Ba²⁺ + 2e⁻ → Ba
Reacción Anódica: 2 Cl⁻ → Cl₂ + 2e⁻
 - b. 0,64 g Ba.

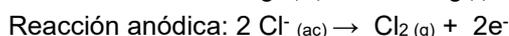
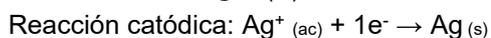
6. 12 años.

7.

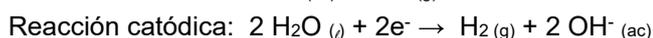
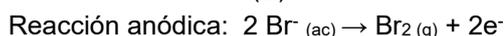
- a. 0,14 F.
- b. 0,12 F.
- c. 0,10 F.

8.

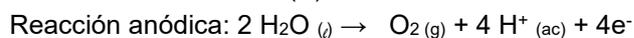
Electrólisis de AgCl_(ac)



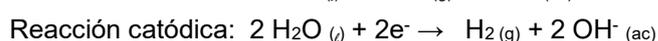
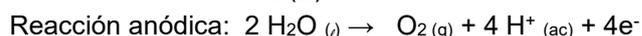
Electrólisis de KBr_(ac)



Electrólisis de CuSO_{4(ac)}



Electrólisis de NaNO_{3(ac)}



9. 1,4 A.

10.

Hemirreacciones Reacción total Reacción molecular	Diagrama de la pila	Electrodos	Potencial estándar de la pila
$\text{H}_2(g) \rightarrow 2 \text{H}^+_{(ac)} + 2e^-$ $2 \times (\text{Ag}^+_{(ac)} + 1e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)})$ <hr/> $\text{H}_2(g) + 2 \text{Ag}^+_{(ac)} \rightarrow 2 \text{H}^+_{(ac)} + 2 \text{Ag}_{(s)}$ $\text{H}_2(g) + 2 \text{AgCl}_{(ac)} \rightarrow 2 \text{HCl}_{(ac)} + 2 \text{Ag}_{(s)}$	$\text{Pt} \text{H}_2(g) \text{HCl}_{(ac)} \text{AgCl}_{(ac)} \text{Ag}_{(s)}$	Ánodo: Pt (inerte) Cátodo: Ag (activo)	$E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$ $E^\circ_{\text{celda}} = 0,80 \text{ V} - 0 \text{ V}$ $E^\circ_{\text{celda}} = 0,80 \text{ V}$
$\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(ac)} + 2e^-$ $\text{Cu}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$ <hr/> $\text{Zn}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(ac)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(ac)} + \text{Cu}_{(s)}$ $\text{Zn}_{(s)} + \text{CuSO}_4_{(ac)} \rightarrow \text{ZnSO}_4_{(ac)} + \text{Cu}_{(s)}$	$\text{Zn}_{(s)} \text{ZnSO}_4_{(ac)} \text{CuSO}_4_{(ac)} \text{Cu}_{(s)}$	Ánodo: Zn (activo) Cátodo: Cu (activo)	$E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$ $E^\circ_{\text{celda}} = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V})$ $E^\circ_{\text{celda}} = 1,10 \text{ V}$
$\text{Cd}_{(s)} \rightarrow \text{Cd}^{2+}_{(ac)} + 2e^-$ $\text{Cu}^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$ <hr/> $\text{Cd}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(ac)} \rightarrow \text{Cd}^{2+}_{(ac)} + \text{Cu}_{(s)}$ $\text{Cd}_{(s)} + \text{CuSO}_4_{(ac)} \rightarrow \text{CdSO}_4_{(ac)} + \text{Cu}_{(s)}$	$\text{Cd}_{(s)} \text{CdSO}_4_{(ac)} \text{CuSO}_4_{(ac)} \text{Cu}_{(s)}$	Ánodo: Cd (activo) Cátodo: Cu (activo)	$E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$ $E^\circ_{\text{celda}} = 0,34 \text{ V} - (-0,40 \text{ V})$ $E^\circ_{\text{celda}} = 0,74 \text{ V}$