



# Guía de Ejercicios 4

## Electroquímica

### Debes recordar los siguientes tips para desarrollar los ejercicios exitosamente:

- ✓ Lee completamente el encabezado del ejercicio que se plantea.
- ✓ La ecuación siempre debe estar equilibrada, y todas las especies deben tener su correspondiente estado de agregación.
- ✓ Balancear correctamente la ecuación redox.
- ✓ Comprender el esquema de una celda galvánica.
- ✓ Reconocer el flujo de los electrones en una celda.

### Errores comunes

- ✓ Mala comprensión lectora.
- ✓ Utilizar mal la calculadora.
- ✓ No balancear la ecuación, lo que trae como consecuencia una mala cantidad de electrones transferidos.
- ✓ No saber cuándo utilizar la ecuación de Nerst.
- ✓ No saber interpretar la tabla de potenciales de reducción.



## Potenciales de Reducción

Condiciones estándar: 25°C, 1 atm y disoluciones acuosas 1 mol/L

Media reacción			$E^{\circ}(V)$
$\text{Li}^{+}(\text{aq}) + \text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Li}(\text{s})$	-3.05
$\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Co}(\text{s})$	-2.87
$\text{Na}^{+}(\text{aq}) + \text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Na}(\text{s})$	-2.71
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Mg}(\text{s})$	-2.37
$\text{H}_2 + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$2\text{H}^{-}$	-2.25
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Al}(\text{s})$	-1.66
$\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Pb}(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$	-0.31
$\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Mn}(\text{s})$	-1.18
$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^{-}(\text{aq})$	-0.83
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Zn}(\text{s})$	-0.76
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Cr}(\text{s})$	-0.74
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Fe}(\text{s})$	-0.44
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Cr}^{2+}(\text{aq})$	-0.42
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Cd}(\text{s})$	-0.40
$\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Co}(\text{s})$	-0.28
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Ni}(\text{s})$	-0.25
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Sn}(\text{s})$	-0.13
$\text{O}_2(\text{g}) + \text{H}^{+} + \text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{HO}_2^{\bullet}(\text{aq})$	-0.13
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Pb}(\text{s})$	-0.13
$2\text{H}^{+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{H}_2(\text{g})$	0.00
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+0.13
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Cu}^{+}(\text{aq})$	+0.15
$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{SO}_2(\text{aq})$	+0.16
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Cu}(\text{s})$	+0.34
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$4\text{OH}^{-}(\text{aq})$	+0.40
$\text{SO}_2(\text{aq}) + 4\text{H}^{+} + 4\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{S}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.50
$\text{Cu}^{+}(\text{aq}) + \text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Cu}(\text{s})$	+0.52
$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$2\text{I}^{-}(\text{aq})$	+0.53
$\text{MnO}_4^{-}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{OH}^{-}(\text{aq})$	+0.59
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	+0.68
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0.77
$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$	$\longrightarrow$	$2\text{Hg}(\text{l})$	+0.80

## Potenciales de Reducción

Condiciones estándar: 25°C, 1 atm y disoluciones acuosas 1 mol/L

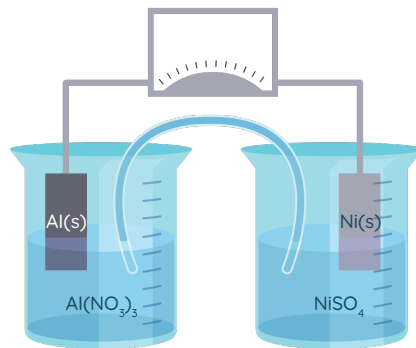
Media reacción			$E^{\circ}(V)$
$Ag^{+}(aq) + e^{-}$	$\longrightarrow$	$Ag(s)$	+0.80
$NO_3^{-}(aq) + 2H^{+}(aq) + e^{-}$	$\longrightarrow$	$NO_2(g) + H_2O(l)$	+0.80
$Hg_2^{2+}(aq) + 2e^{-}$	$\longrightarrow$	$Hg(l)$	+0.85
$MnO_4^{-}(aq) + H^{+} + e^{-}$	$\longrightarrow$	$HMnO_4^{-}(aq)$	+0.90
$2Hg_2^{2+}(aq) + 2e^{-}$	$\longrightarrow$	$Hg_2^{2+}(aq)$	+0.92
$MnO_2(s) + 4H^{+} + e^{-}$	$\longrightarrow$	$Mn^{3+}(aq) + 2H_2O$	+0.95
$NO_3^{-}(aq) + 4H^{+} + 3e^{-}$	$\longrightarrow$	$NO(g) + H_2O(l)$	+0.92
$Br_2(l) + 2e^{-}$	$\longrightarrow$	$2Br^{-}(aq)$	+1.07
$Br_2(aq) + 2e^{-}$	$\longrightarrow$	$2Br^{-}(aq)$	+1.09
$O_2(g) + 4H^{+} + 4e^{-}$	$\longrightarrow$	$2H_2O$	+1.23
$MnO_2(s) + 4H^{+} + 2e^{-}$	$\longrightarrow$	$Mn^{2+}(aq) + 2H_2O$	+1.23
$Cl_2(g) + 2e^{-}$	$\longrightarrow$	$2Cl^{-}(aq)$	+1.36
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^{+} + 6e^{-}$	$\longrightarrow$	$2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O$	+1.33
$MnO_4^{-}(aq) + 8H^{+} + 5e^{-}$	$\longrightarrow$	$Mn^{2+}(aq) + 4H_2O$	+1.51
$Ce^{4+}(aq) + 4e^{-}$	$\longrightarrow$	$Ce^{4+}(ac)$	+1.61
$Pb^{4+}(aq) + 2e^{-}$	$\longrightarrow$	$Pb^{2+}(aq)$	+1.69
$PbO_2(s) + 4H^{+} + SO_4^{2-} + 2e^{-}$	$\longrightarrow$	$PbO_2(s) + 2H_2O$	+1.70
$MnO_4^{-}(aq) + 4H^{+} + 3e^{-}$	$\longrightarrow$	$MnO_2(s) + 2H_2O$	+1.70
$H_2O_2(aq) + 2H^{+} + 2e^{-}$	$\longrightarrow$	$2H_2O$	+1.76
$F_2(g) + 2e^{-}$	$\longrightarrow$	$2F^{-}(aq)$	+2.87

## Cómo desarrollar un ejercicio tipo

Se construye una celda voltaica, de la siguiente forma: un compartimiento de electrodo consta de una tira de aluminio (Al), en una disolución de  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ , y la otra tiene una tira de níquel (Ni), en una disolución de  $\text{NiSO}_4$ . Asuma que  $\text{Al}(\text{s})$  no está recubierto con su óxido.

- ¿Cuál especie se oxida y cuál se reduce?
- Escriba las semirreacciones que ocurren en los dos compartimientos de los electrodos.
- ¿Cuál electrodo es el ánodo y cuál es el cátodo?
- Indique los signos de los electrodos.
- ¿Los electrones fluyen del electrodo de aluminio hacia el electrodo de níquel o desde el níquel hacia el aluminio?
- ¿En qué direcciones migran tanto los aniones como los cationes a través de la disolución?

El primer paso para desarrollar este ejercicio es tener claridad de lo que indica el enunciado, y para esto te recomendamos que dibujes lo que este indica, como se muestra a continuación:



A continuación, para determinar qué especie se oxida y cuál se reduce como se pregunta en la letra (a), debemos escribir primero, las semirreacciones que ocurren en los compartimientos de los electrodos como se solicita en la pregunta (b).

b)



Hay que destacar que las semirreacciones fueron obtenidas desde la tabla de potenciales de reducción, por lo tanto, para obtener el valor del potencial estándar de la celda se debe aplicar:

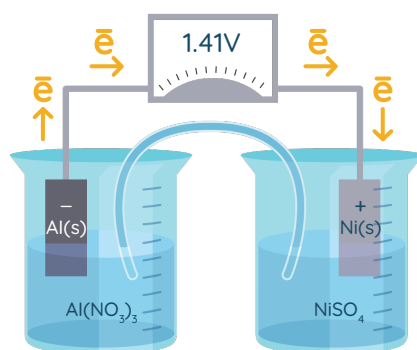
$$E^{\circ} = E^{\circ}\text{cátodo} - E^{\circ}\text{ánodo}$$

a) De acuerdo con las semirreacciones presentadas en “b”, es posible determinar que la sustancia que se oxida es el **Al(s)** y la que se reduce es el **Ni<sup>2+</sup>(ac)**

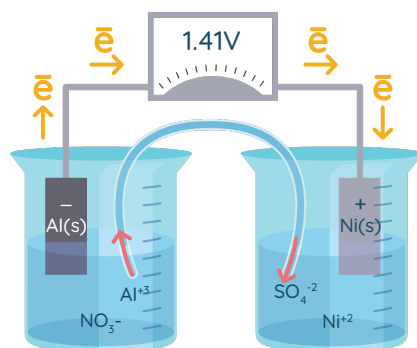
c) Para poder responder la parte “c” se debe recordar que la semirreacción de oxidación ocurre en el ánodo y la semirreacción de reducción ocurre en el cátodo. Por lo tanto, el electrodo de **Aluminio** es el ánodo y el electrodo de **Níquel** es el cátodo

d) En la parte “d” es el cátodo quien tendrá un signo positivo (+) y el ánodo un signo negativo (-)

Para responder a la parte “e” de este ejercicio, debemos recordar que los electrones fluyen espontáneamente desde ánodo al cátodo, por lo que para esta celda los electrones fluirán del electrodo de aluminio, al electrodo de níquel, como se muestra en la siguiente imagen:



f) Por último, los iones en disolución se desplazan para completar el circuito eléctrico, los cationes se mueven hacia el cátodo y los aniones hacia el ánodo.



Una celda voltaica utiliza la siguiente reacción y funciona a 298K:



- a) ¿Cuál es la fem de esta celda bajo condiciones estándar?
- b) Si  $[\text{Ce}^{4+}] = 3.00 \text{ mol/L}$ ,  $[\text{Ce}^{3+}] = 0.10 \text{ mol/L}$  y  $[\text{Cr}^{3+}] = 0.010 \text{ mol/L}$  ¿cuál es la fem de la celda?
- c) Si  $[\text{Ce}^{4+}] = 0.10 \text{ mol/L}$ ,  $[\text{Ce}^{3+}] = 1.75 \text{ mol/L}$  y  $[\text{Cr}^{3+}] = 2.5 \text{ mol/L}$  ¿cuál es la fem de la celda?

Para determinar cuál es la fem bajo condiciones estándar, se deben utilizar las semirreacciones involucradas en la celda voltaica. Para esto debemos utilizar los potenciales estándar que se encuentran en la tabla al inicio de la guía.



Además, debemos recordar que al igual que en el ejercicio anterior el potencial estándar de la celda debe ser positivo ya que estamos trabajando con celdas galvánicas, que son reacciones espontáneas.

En esta oportunidad para obtener este potencial estándar de la celda, es necesario al igual que se mencionó anteriormente aplicar la siguiente fórmula:

$$E^{\circ} = E^{\circ}\text{cátodo} - E^{\circ}\text{ánodo}$$

$$E^{\circ} = 1.61 \text{ V} - (-0.74 \text{ V}) = 2.4 \text{ V}$$

Para determinar el potencial de la celda según las condiciones entregadas en la parte “b” del ejercicio, debemos utilizar la ecuación de Nerst como se muestra a continuación:

$$E = E^{\circ} - \frac{0.592}{n} \ln Q$$

$$E = E^{\circ} - \frac{0.592}{n} \ln \frac{[\text{Ce}^{3+}]^3 [\text{Cr}^{3+}]}{[\text{Ce}^{4+}]^3}$$

$E^{\circ}$ = Potencial estándar de la celda

$n$ = electrones transferidos

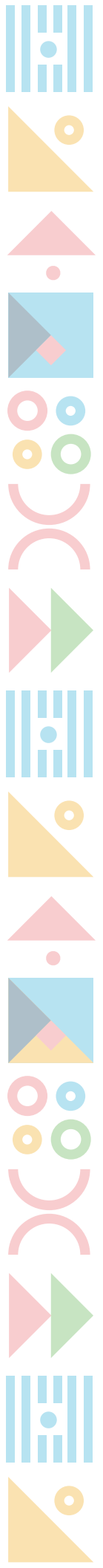
$Q$ = Cociente de reacción

Entonces, para reemplazar los valores en la ecuación de Nerst debemos recordar que el potencial estandar de la celda fue calculado en la parte “a” del ejercicio, junto a la cantidad de electrones transferidos los cuales son 3. De esta manera se obtiene lo siguiente:

$$E = 2.4 \text{ V} - \frac{0.0592}{3} \times \log \frac{[0.10 \text{ mol/L}]^3 [0.01 \text{ mol/L}]}{[3.0 \text{ mol/L}]^3} = 2.5 \text{ V}$$

La última parte del ejercicio se desarrolla de la misma forma que se mostro anteriormente, por lo que solamente se deben cambiar los valores de las concentraciones por las nuevas que entrega la última parte del ejercicio

$$E = 2.4 \text{ V} - \frac{0.0592}{3} \times \log \frac{[1.75 \text{ mol/L}]^3 [2.5 \text{ mol/L}]}{[0.10 \text{ mol/L}]^3} = 2.3 \text{ V}$$



## Ejercicios propuestos

1. Considere la siguiente reacción redox balanceada:



- ¿Qué especie se oxida?
- ¿Qué especie se reduce?
- ¿Cuál es el agente oxidante?
- ¿Cuál es el agente reductor?
- ¿De qué especie a qué especie ocurre la transferencia de electrones?

2. Para la reacción genérica:



para la cual  $E^\circ$  es un número positivo. De acuerdo con esto:

- ¿Qué especie se oxida y cuál la que se reduce?
- Si usted hace una celda voltaica (galvánica) con esta reacción, ¿cuál semirreacción ocurre en el cátodo y cuál semirreacción ocurre en el ánodo?

3. Balancee las siguientes reacciones en el medio que se le indique:



4. En disolución básica, los iones selenuro y sulfito reaccionan espontáneamente de la siguiente forma:

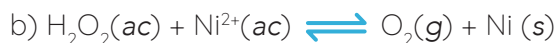
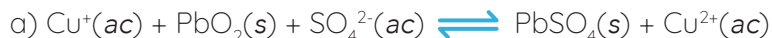


- Escriba las semirreacciones balanceadas para el proceso.
- Si  $E^\circ (\text{SO}_3^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = -0.57 \text{ V}$ , calcule  $E^\circ (\text{Se}_2^{2-}/\text{Se})$ .

5. Prediga si el  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{ac})}$  puede oxidar al ion  $\text{I}^-_{(\text{ac})}$  hasta  $\text{I}_2$  en condiciones de estado estándar .



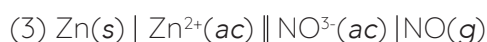
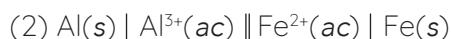
6. Indique si las siguientes reacciones serán espontáneas:



7. Considerando las reacciones presentadas más abajo, haga un esquema de celda voltaica, indicando cuál es el ánodo y el cátodo y el sentido del flujo de electrones.



8. Para las siguientes celdas determine:



a) La ecuación balanceada para la celda.

b)  $E^\circ$  celda

c)  $\Delta G^\circ$

d)  $K_{eq}$

9. Calcule la fem estándar de cada una de las siguientes reacciones:



10. Si la constante de equilibrio de una reacción redox de un electrón a 298K es  $8.7 \times 10^4$ , calcule el  $\Delta G^\circ$  y  $E^\circ$  celdas correspondientes.

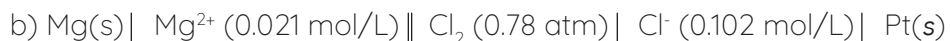
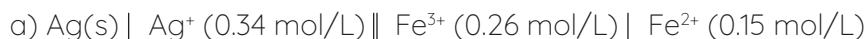
11. Una celda tiene una fem estándar de 0.177 V a 298K. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio para la reacción de celda si:

a)  $n=1$

b)  $n=2$

c)  $n=3$

12. Utilizando la ecuación Nernst, determine el E celda:



13. Determine cada una de las magnitudes indicadas en las siguientes electrólisis:

a) La masa de cobre depositada en el cátodo al hacer pasar una corriente de 1.54 A durante 35.5 min, en una disolución de  $\text{Cu}^{2+}$ .

b) El tiempo en horas necesario para depositar 8.4 g de Zn sobre el cátodo, al pasar una corriente de 1.86 A, en una disolución de  $\text{Zn}^{2+}$ .

c) La intensidad de corriente si se depositaron 2.33 g de Ag(s) en 1256 s, a partir de una disolución de  $\text{Ag}^+$ .

14. La electrólisis de una disolución de  $\text{Cr}^{3+}(\text{ac})$  se lleva a cabo utilizando una corriente de 7.60 A.

a) ¿Qué masa de Cr(s) se habrá depositado después de 2.00 días?

b) ¿Qué amperaje se necesita para que se depositen 0.250 moles de Cr(s) a partir de una disolución de  $\text{Cr}^{3+}(\text{ac})$  en un periodo de 8.00h?

15. Al pasar una corriente de 0.750 A durante 25.0 min en una disolución de  $\text{CuSO}_4$ , se depositaron 0.369 g de cobre. Calcule la masa molar del cobre.

## Respuestas de los ejercicios propuestos

1. a)  $\text{Cl}^-$ ; b)  $\text{MnO}_4^-$ ; c)  $\text{MnO}_4^-$ ; d)  $\text{Cl}^-$ ; e) desde  $\text{Cl}^-$  a  $\text{MnO}_4^-$
2. a) A se reduce y B se oxida; b) ánodo:  $\text{B} \rightleftharpoons \text{B}^+ + \text{e}^-$ ; cátodo:  $\text{A} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{A}^-$
3. a)  $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{NO}(\text{g}) \rightleftharpoons 4\text{NO}_3^-(\text{ac}) + 4\text{H}^+(\text{ac})$   
b)  $\text{AsO}_4^{3-}(\text{ac}) + 2\text{NO}_2^-(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{AsO}_2^-(\text{ac}) + 2\text{NO}_3^-(\text{ac})$
4. a)  $\text{Se}_2^{2-}(\text{ac}) \rightleftharpoons 2\text{Se}(\text{s}) + 2\text{e}^-$   
b)  $6\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{SO}_3^{2-}(\text{ac}) + 4\text{e}^- \rightleftharpoons \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{ac}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ; b) 0.92 V
5. Sí.  $E^\circ = 0.24$
6. a) sí; b) no; c) sí
7. a)  $\text{Ag}(\text{s}) \mid \text{Ag}^+(\text{ac}) \parallel \text{Cl}_2(\text{g}) \mid \text{Cl}^-(\text{ac}) \mid \text{Pt}(\text{s})$   
b)  $\text{Cd}(\text{s}) \mid \text{Cd}^{2+}(\text{ac}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) \mid \text{Cu}(\text{s})$   
c)  $\text{Pt}(\text{s}) \mid \text{O}_2(\text{g}) \mid \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \parallel \text{Cr}^{2+}(\text{ac}) \mid \text{Cr}^{3+}(\text{ac}) \mid \text{Pt}(\text{s})$
8. a) (1)  $3\text{Mn}(\text{s}) + 2\text{Cr}^{3+}(\text{ac}) \rightleftharpoons 3\text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{Cr}(\text{s})$ ; (2)  $2\text{Al}(\text{s}) + 3\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) \rightleftharpoons 2\text{Al}^{3+}(\text{ac}) + 3\text{Fe}(\text{s})$ ; (3)  $8\text{H}^+ + 3\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{NO}_3^-(\text{ac}) \rightleftharpoons 3\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{NO}(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}$   
b) (1) 0.44 V (2) 1.22 V (3) 1.72
9. a) 2.87 V; b) 3.21 V; c) -1.21 V; d) 0.70 V
10. -28.2 kJ, 0.292 V
11. a)  $9.8 \times 10^2$ ; b)  $9.6 \times 10^5$ ; c)  $9.4 \times 10^8$
12. a) 0.012 V; b) 3.84 V; c) -0.95 V
13. a) 1.08 g; b) 3.7 h; c) 1.66 A
14. a) 236 g; b) 2.51 A
15. 63.3 g/mol