GUIA DE ACTIVIDADES EN LABORATORIO



CONDUCTIVIDAD Y ELECTRÓLISIS

PRODELAB
Equipamiento de Educación

Banco de Actividades Ciencias

Nombre/s:

Fecha: **Nivel: Medio**

Frutos, Tubérculos y la Electroquímica

Objetivo de Aprendizaje (OA):

- Construir una pila con la finalidad de mostrar el fenómeno de la electrodeposición.
- Construir una pila que genere electricidad en el laboratorio, partiendo de las propiedades de algunos productos naturales.

Conocimientos previos (Activación)

Electroquímica — Corriente eléctrica — Pila — Potencial estándar — Electrodo — Proceso óxido reducción.

Materiales

- 9 cables con caimán- caimán, de 20 a 40 cm.
- 6 placas de cobre de 3x3 cm.
- 6 placas de zinc de 3x3 cm.
- 1 multímetro con conectores.
- 1 led rojo.
- 1 vaso de precipitados de 50 o 100 ml.
- 1 soporte universal.
- 1 nuez doble.
- 1 varilla metálica.
- 1 cuchillo o navaja.
- 1 caja plástica

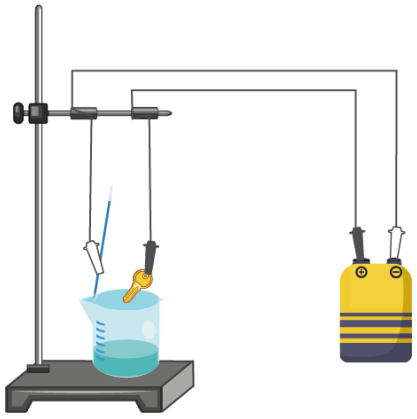
Reactivos

- Sulfato de cobre, ($CuSO_4$), 0.1 M, 50 mL.
- 1 Pila alcalina de 9 volts.
- 6 papas o 6 naranjas
- 5 cm de la punta de un lápiz (grafito).
- 1 llave o moneda de cobre.

PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO | Escribe tus resultados en la tabla adjunta.

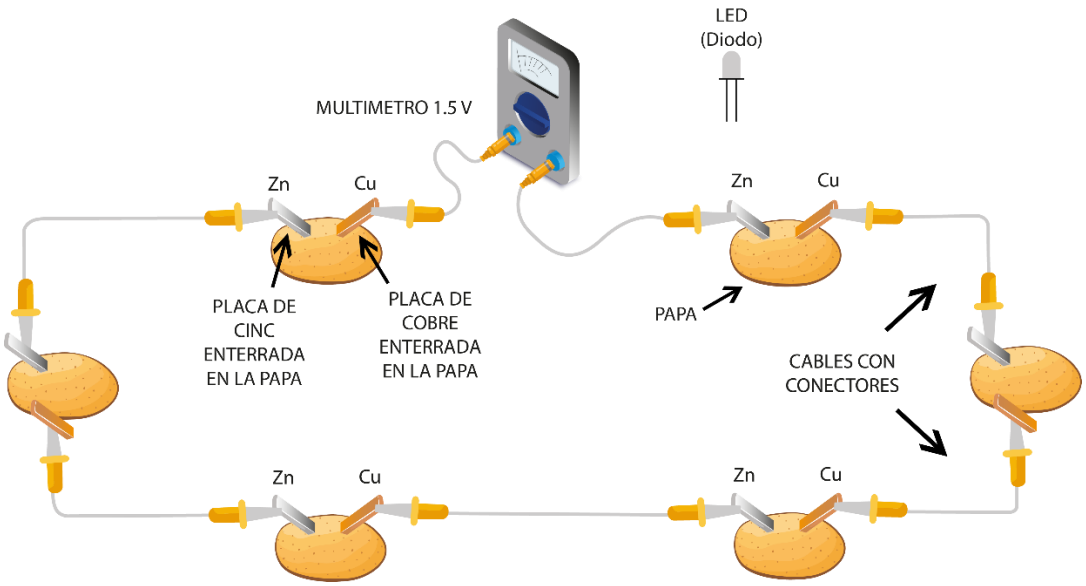
Experimento A.

1. Construye la pila como lo indica la siguiente figura:
2. En el vaso de precipitados coloca 50 ml de una solución de **sulfato de cobre** 0.1M. Con una de las puntas de los caimanes sujeta la llave o moneda de cobre. En otra punta de otro cable con caimán sujeta la punta de lápiz (grafito). Los otros extremos de los caimanes se conectan a la batería de 9 volts.
3. **Sumerge** los electrodos así construidos en la solución, sin que se toquen entre sí y observa lo ocurrido.
4. Describe lo observado.



Experimento B.

1. Trabajando sobre la caja de plástico, coloca a cada una de las papas una lámina de cobre y otra de zinc, las cuales funcionarán como electrodos.
2. Una vez colocados los electrodos a las papas, conecta las papas en serie utilizando los cables: el electrodo de cobre de cada papa se conecta al de zinc de la siguiente papa y así sucesivamente, como se observa en la figura.
3. Utilizando el multímetro mide el voltaje y la corriente que circula en este circuito. En este momento queda construida la pila de papas.
4. Retira el multímetro y ahora conecta el led a las puntas del circuito. Como el led es un diodo, es importante conectarlo en el sentido adecuado. Si el led no enciende es porque está conectado al revés y se deben invertir las puntas. Para demostrar que el circuito funciona correctamente como una pila, se conecta el leda una pila de 1.5 volts y verifica que encienda efectivamente. Es recomendable hacer el experimento en un lugar oscuro, de lo contrario es difícil ver el led encendido.



Resultados / Notas / Tablas

Muestra	Equipo 1		Equipo 3		Equipo 4		Equipo 5	
	V	A	V	A	V	A	V	A
Pila								

V= VOLTS, A= AMPERES

Evaluación /Autoevaluación

Con el fin de ayudarte a contestar las siguientes preguntas, analiza la tabla que se te presenta:

ELECTRODOS	MEDIO	FEM (V)	E° (V)	I (mA)
Zn, Cu	PAPAS	0.94	1.10	0.58
	NARANJAS	0.99		0.15
	MANZANAS	1.02		0.27
	LIMONES	0.96		0.21
	CEBOLLAS	0.83		0.42
	TOMATES	0.96		0.51
Zn, Pb	NARANJAS	0.55	0.63	
Pb, Cu	NARANJAS	0.43	0.47	

a) ¿Qué función tienen los electrodos de Zn y Cu?
b) De los electrodos utilizados, ¿cuál es el que se oxida y cuál se reduce
c) ¿Cuál de las dos pilas que construiste proporciona mayor voltaje y explica a qué se debe?
d) Si cambias el tipo de material de los electrodos utilizados a Zn-Pb o Pb-Cu, ¿se modifica el voltaje del circuito?
e) ¿Qué le sucede al grafito?
f) Explica cómo funciona una pila.
g) En el experimento **A.** ¿qué cambios le ocurrieron a la llave o moneda?
h) Explica el papel que desempeñan las papas, naranjas o limones en los circuitos

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Banco de Actividades Ciencias

Nombre/s:

Fecha: **Nivel: Medio**

Electrólisis del agua

Al aplicar una corriente eléctrica al agua, se puede descomponer en los elementos que la conforman. La mayor parte del agua natural contiene pequeñas cantidades de sales y de sustancias orgánicas disueltas. Cuando estas sustancias se encuentran en cantidades muy pequeñas, el agua no pierde su potabilidad y es apta para el consumo humano; sin embargo, en ocasiones y debido a la falta de movimiento o aireación, dichas partículas se acumulan sobrepasando los límites permitidos. En esta práctica observarás la electrólisis del agua.

Objetivo de Aprendizaje (OA):

Equilibrio Químico — Montaje de un modelo para observar la electrólisis.

Conocimientos previos (Activación)

Electrólitos — Electrólisis y equilibrio químico.

Materiales

- Monedas
- Ganchos clip
- 1 vaso de precipitados de 250 mL
- 2 cables de cobre con pinzas caimán de 30 cm de largo
- 1 pila cuadrada de 9 voltios
- 2 lápices con mina de grafito
- Láminas de cobre de 1 4 cm
- 1 cartón de 10 cm x 10 cm
- 1 cucharita

Reactivos

- Agua
- Cloruro de sodio, NaCl

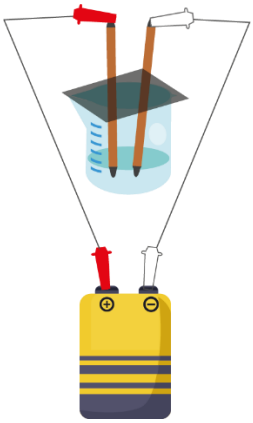
PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO | Escribe tus resultados en **NOTAS.**

Experimento

1. Toma dos lápices afilados por ambos extremos y sujeta una de las puntas con una pinza caimán.
2. Llena el vaso de precipitados con agua y agrega una cucharadita de cloruro de sodio.
3. Recorta un cuadrado de cartón más grande que la boca del vaso. Haz dos agujeros e introduce en ellos los lápices por los extremos que no tienen cables.
4. Pon el cartón con los lápices sobre la boca del vaso y sujeta las pinzas a los polos de las pilas unidas en serie, como se muestra en el dibujo.
5. Observa la producción de burbujas en los extremos de grafito sumergidos en el agua.
6. Repite el experimento con una pila de 9 voltios y cambiando los electrodos de grafito de los lápices, por monedas, láminas de cobre o ganchos clip. Escribe tus observaciones

5. Observa la producción de burbujas en los extremos de grafito sumergidos en el agua.
6. Repite el experimento con una pila de 9 voltios y cambiando los electrodos de grafito de los lápices, por monedas, láminas de cobre o ganchos clip. Escribe tus observaciones

Diagrama-Esquema / Tablas / Dibujos



Evaluación /Autoevaluación

a. ¿Por qué la corriente eléctrica descompone el agua en hidrógeno y oxígeno?
b. ¿Qué es un electrodo?
c. ¿Por qué el oxígeno y el hidrógeno se obtienen en estado gaseoso?
d. ¿Qué otros compuestos se pueden descomponer por medio de la electrólisis?
e. ¿Por qué una solución salina conduce la corriente eléctrica?

Banco de Actividades Ciencias

Nombre/s:

Fecha: **Nivel: Medio**

Oxidación de hierro y reducción de cobre

Cuando se usa un clavo de hierro en una solución se sulfato de cobre; rápidamente se deposita el cobre sobre el clavo de hierro. En estos casos el fenómeno que se observa es motivado por la reactividad de cada metal. En la "antigüedad" se decía que el hierro del clavo había sido "desplazado" por el Cu (II) presente en la solución. Lo que está ocurriendo en este caso es ni más ni menos que una **auténtica reacción redox.**

Las ecuaciones de reducción involucradas en este experimento son:

- $Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3^{e-}$
- $Cu^{2+} + 2^{e-} \rightarrow Cu$

En términos de semirreacción y, considerando los potenciales de reducción, se tiene que la reacción es espontánea:

- $3(Cu^{2+} + 2^{e-} \rightarrow Cu \rightarrow Cu)\ E°_{Reducción} = +0.342V$
- $2(Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3^{e-})\ E°_{Oxidación} = +0.037V$
- $3Cu^{2+} + 2Fe \rightarrow 3Cu + Fe^{3+})\ \Delta E = +0.376V$

Objetivo de Aprendizaje (OA):

Procesos de óxido-reducción Fe(s)-Cu(a) (reacción espontánea)

Conocimientos previos (Activación)

Aleación metálica — Óxido reducción

Materiales: Vaso de pp de 50 - 100 Ml – Clavo de Hierro | **Reactivos:** 20 mL de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ 0.3 M

PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO | Escribe tus resultados en **NOTAS.**

Experimento

1. Toma dos lápices afilados por ambos extremos y sujeta una de las puntas con una pinza caimán.
2. Llena el vaso de precipitados con agua y agrega una cucharadita de cloruro de sodio.
3. Recorta un cuadrado de cartón más grande que la boca del vaso. Haz dos agujeros e introduce en ellos los lápices por los extremos que no tienen cables.
4. Pon el cartón con los lápices sobre la boca del vaso y sujeta las pinzas a los polos de las pilas unidas en serie, como se muestra en el dibujo.
5. Observa la producción de burbujas en los extremos de grafito sumergidos en el agua.
6. Repite el experimento con una pila de 9 voltios y cambiando los electrodos de grafito de los lápices, por monedas, láminas de cobre o ganchos clip. Escribe tus observaciones.

Diagrama-Esquema / Tablas / Dibujos

Evaluación /Autoevaluación:

Responde:

a) ¿Qué otras reacciones podrías probar (mismo fenómeno), pero variando las reacciones involucradas? Pueden ser ilustrados cuando colocamos un clavo de hierro en una solución que contiene 5% de $SnCl_2$.
b) ¿Cuáles serían las reacciones involucradas?

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Banco de Actividades Ciencias

Nombre/s:

Fecha: **Nivel: Básico**

Aleación metálica previa oxido reducción

En este caso vamos a formar una aleación, la cual es una mezcla homogénea de dos o más metales (y excepcionalmente algún no metal) con características y propiedades metálicas superiores a la de los metales que la conforman en su estado puro; como ejemplo tenemos al bronce.

Objetivo de Aprendizaje (OA):

Formación de una aleación metálica facilitada por procesos de óxido-reducción

Conocimientos previos (Activación)

Aleación metálica — oxido reducción

Materiales

- Una cápsula para evaporar.

Reactivos

- Moneda de cobre (o trozo de cobre)
- Zinc metálico (en polvo).
- Solución de hidróxido de sodio 6 M (24 g/100 cm^3)

PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO | Escribe tus resultados en **NOTAS.**

Experimento

1. Coloca 5 gramos de Zinc, en polvo o en virutas, en la cápsula
2. Añade 25 mL de la solución de NaOH 6M y calienta con el mechero. Una reacción toma lugar al calentar formando inmediatamente $Na_2Zn(OH)_4$.
3. Deja enfriar y añade la moneda de cobre que ha sido previamente pulida (para eliminar los óxidos superficiales). La moneda debe estar en contacto con el Zinc por 2 o 3 minutos.
4. Con una pinza, remueve la moneda de la cápsula y lávala con abundante agua. Luego sécala suave y cuidadosamente, ya que si lo haces muy fuerte puedes eliminar la cubierta que es muy fina.
5. Usando nuevamente unas tenazas, coloca la moneda a la llama hasta que se torne color oro. Enfría y lava la moneda con agua.

Diagrama-Esquema / Tablas / Fotografías

1.- Cuando la solución de hidróxido de sodio se pone en contacto con el Zinc la reacción que toma lugar es:
$Zn + 2NaOH + 2H_20 \rightarrow Na_2\,Zn(OH)_4 + H_2$

2.- Cuando la moneda es colocada en la cápsula se forma una celda electroquímica: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2^e$

3.- El zinc disuelto se deposita sobre la moneda de cobre, de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$Zn(OH)_4{}^{2-} + 2^{e-} \rightarrow Zn + 2^e$$

4.- Cuando la moneda plateada es calentada el zinc se funde y a su vez algo de cobre se funde también lo que produce la aleación con ese bello color dorado que a muchos alquimistas engaño durante años.

Evaluación /Autoevaluación

Responde:

a) Indaga cuáles son las reacciones de oxidación y reducción que ocurren
b) Al fundir la capa de zinc que esta depositada sobre el cobre, ¿Ocurre una reacción quimica o fisica?.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Banco de Actividades Ciencias

Nombre/s:

Fecha: **Nivel: Básico**

Oxidación de magnesio con oxígeno

La distribución electrónica del magnesio es *1s2 2s2 2p6 3s2* en su estado metálico fundamental. Cuando el magnesio se oxida pierde los electrones de su última capa y por lo tanto tiene un número de oxidación de 2+.

Objetivo de Aprendizaje (OA):

- Procesos de oxidación del magnesio
- Cómo se forma un según una reacción de oxido reducción

Conocimientos previos (Activación)

Óxidos — Ecuación química — Semirreacción

Materiales

- Pinza metálica
- Mechero

Reactivos

- Cinta de Magnesio

PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO | Escribe tus resultados en **NOTAS.**

Experimento

1.- Toma con una pinza un trozo de unos 3 cm de cinta de Mg. La cinta de magnesio tiene un color plomizo.
2.- Pon en contacto la cinta de magnesio con la llama del mechero. Al ponerse en contacto con el calor, la cinta de magnesio se oxida. Se obtiene el óxido de magnesio (MgO).

Notas

Evaluación /Autoevaluación:

Responde:
La reacción es la siguiente, investiga los potenciales de reducción de cada semirreacción:

a) $2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$ (Ha ocurrido una reacción de oxidación-reducción.)
b) $Mg \rightarrow Mg_2 + 2^e$ (El magnesio se oxida; pierde dos electrones)
c) $O_2 + 2^e \rightarrow O2-$ (El oxígeno se reduce; gana dos electrones)

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

Banco de Actividades Ciencias

Nombre/s:

Fecha: **Nivel: Básico**

Conductividad de materiales

La conductividad es una propiedad que permite clasificar materiales en conductores, semiconductores y aislantes. Con un pequeño circuito podemos ver que tan conductores pueden ser algunos materiales con los que trabajamos regularmente como son por ejemplo el lápiz que usas para escribir en tus clases, el borrador, clavos de acero, de hierro, trozos de aluminio etc.

Objetivo de Aprendizaje (OA):

Modelo que permite verificar la conductividad de diversos materiales, siendo posible clasificar los materiales como conductores o no conductores (aislantes). Algunos de ellos tienen propiedades intermedias como el grafito.

Conocimientos previos (Activación)

Que es la conductividad de un material.

Materiales

- Una batería 9V
- Vaso de pp 50 ml (o frasco)
- 2 cables de cobre con caimanes
- Tester.
- Regla

Reactivos

- Agua destilada
- Trozo de caucho o goma
- Trozo de vidrio
- Papel, otros

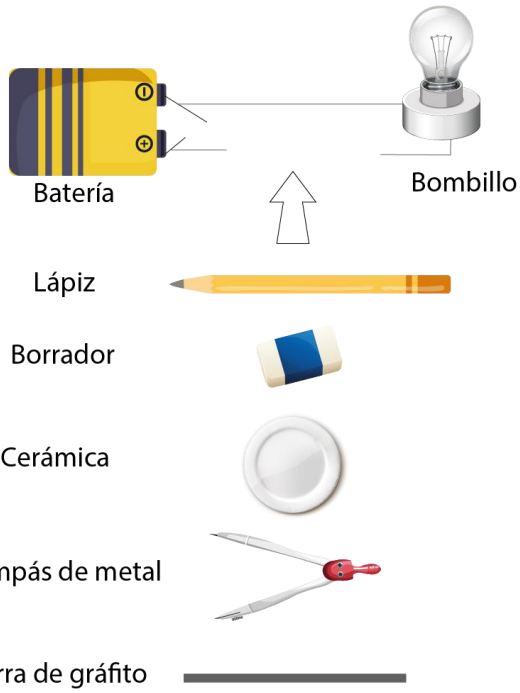
PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO | Escribe tus resultados en **NOTAS.**

Experimento

1.- Usando los materiales nombrados anteriormente construye un circuito tal como está detallado en la figura. Como puedes ver en la flecha, el circuito está abierto. Por lo cual no hay continuidad eléctrica entre la batería y la lámpara.

2.- Usando varios objetos, como los indicados anteriormente o algunos otros que tenga a mano, trata de completar el circuito y observar si la lámpara se enciende.

Como podrás notar, al colocar los objetos metálicos, la bombilla se enciende con mucha facilidad y es más brillante en algunos casos que en otros. En otros casos no ocurre nada. Al usar grafito, trata de ver si la longitud o grosor afectan la intensidad de la luz.



Evaluación /Autoevaluación:

Preparar una tabla con las observaciones y clasifica los materiales en conductores, aislantes o intermedios

Banco de Actividades Ciencias

Nombre/s:

Fecha: **Nivel: Básico**

Conductividad y electrolitos

La conductividad eléctrica, se define como la **capacidad** que tienen las sales inorgánicas en solución (electrolitos) para **conducir la corriente** eléctrica. El agua pura, prácticamente **no conduce** la corriente, sin embargo el agua con sales disueltas **si conduce** la corriente eléctrica. Los iones cargados positiva y negativamente son los que conducen la corriente, y la cantidad conducida dependerá del **número de iones** presentes y de su **movilidad**. En la mayoría de las soluciones acuosas, entre mayor sea la **cantidad de sales** disueltas, **mayor será la conductividad**, este efecto continúa hasta que la solución está tan llena de iones que se restringe la **libertad de movimiento** y la conductividad **puede disminuir** en lugar de aumentar, dándose casos de dos diferentes concentraciones con la misma conductividad.

Algunas sustancias se ionizan en forma más completa que otras y por lo mismo conducen mejor la corriente. Cada ácido, base o sal tienen su curva característica de concentración contra conductividad. Son conductores relativamente buenos los ácidos, bases y sales inorgánicas: HCl, NaOH, NaCl, Na_2CO_3. Son conductores relativamente malos las moléculas de sustancias orgánicas que por la naturaleza de sus enlaces no son iónicas; como por ejemplo, la sacarosa, el benceno, los hidrocarburos, los carbohidratos.

Objetivo de Aprendizaje (OA):
Modelo que permite verificar la conductividad de electrolitos.
Verificar que la conductividad depende de la concentración de electrolitos disueltos.

Conocimientos previos (Activación)
Electrolitos — Compuestos polares — Apolares — Iónicos.

Materiales

- Una batería 9V
- Vasos de pp 50 -100 ml (según compuestos a verificar)
- 2 cables de cobre con caimanes
- Tester.
- Láminas de cobre de 10 x 3 cm

Reactivos

- Agua destilada
- NaCl
- $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$
- HCL; H_2SO_4
- $NaHCO_3$
- Azúcar; Benceno; Almidón.

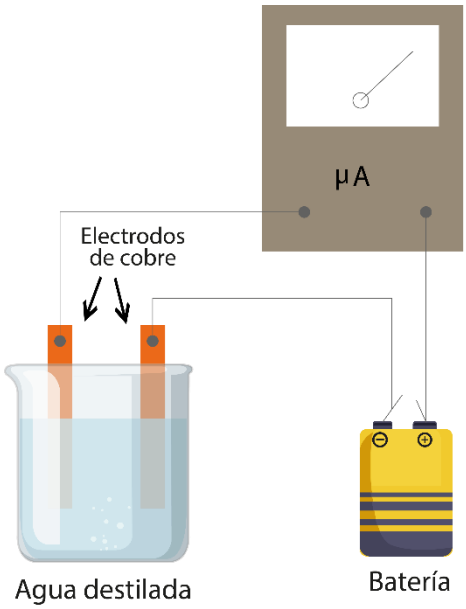
PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO | Escribe tus resultados en **NOTAS.**

Experimento

1.- Llena el contenedor (vaso pp) con agua destilada y coloca los electrodos dentro del recipiente como lo muestra la figura (sea cuidadoso de no tocar los electrodos uno con el otro). Si estás usando un amperímetro puedes observar un pequeño flujo de corriente debido a la presencia de los iones H+ y OH- por la disociación de las moléculas de agua.

2. Al vaso (de la actividad 1), agregue en forma creciente → 1; 5; 10; 50 g de NaCl y en cada oportunidad verifica el amperaje (o intensidad de luz). Prepara una tabla con sus observaciones.

3. Variaciones del solvente (etanol, kerosén, HCl, vinagre, agua con azúcar o jugo de limón), pueden ser introducidas en estos experimentos.



Notas

Evaluación /Autoevaluación:

Responde:

a) El agua destilada es un pobre conductor, por lo tanto podrías ayudarla colocando un poco de sal. ¿Qué ocurre?
b) Porque los compuestos orgánicos no conducen la corriente eléctrica.
c) Que efecto tendrá la temperatura sobre la conductividad de los electrolitos

_____

_____

_____

_____

_____

_____

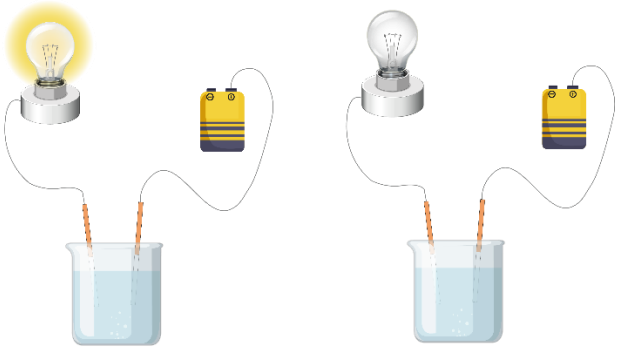
_____

_____

_____

Los iones en solución permiten que el agua conduzca la electricidad

El agua sin sales disueltas NO conduce la electricidad



Cuanto mayor es la concentración salina de una solución, mejor conduce la electricidad y mayor es su conductividad eléctrica.

Banco de Actividades Ciencias

Nombre/s:

Fecha: **Nivel: Medio**

Electrolisis en compartimientos en serie

Un experimento interesante en el que se observa que el voltaje en una celda galvánica puede ser aumentado. Para esto conecte una segunda celda en serie y con un voltímetro podrá observar como aumentando el número de celdas se aumenta dicho voltaje.

Objetivo de Aprendizaje (OA):

Equilibrio Químico — Montaje de un modelo para observar la electrólisis.

Conocimientos previos (Activación)

Electrólitos — Electrólisis y equilibrio químico.

Materiales

- Una batería 9V
- 6 Vasos de pp 200 mL (o 6 frascos)
- Tester.
- Mecha de algodón con sol. Salina
- Cables con caimanes para circuito

Reactivos

- NaCl
- 3 Electrodos de Al (s)
- 3 Electrodos de Fe (s)
- Agua destilada

PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO | Escribe tus resultados en **NOTAS.**

Experimento

1.- Selecciona 3 electrodos de aluminio y 3 de hierro que bien podrían ser recortes de latas de refresco o cualquier enlatado (previamente lijados para eliminar el recubrimiento), las conexiones con caimanes en los extremos, un Tester, 6 viales (frascos pequeños), agua salada (H_2O + NaCl) y suficiente mecha para realizar la conexión entre las semi celdas.

2.- Prepara 500 mL de una solución salina NaCl (aprox. 5 % p/p), colóquela en 2, 4 y 6 frascos pequeños como lo muestran las figuras y conecte los frascos entre si con el puente salino (1-2, 3-4, 5-6).

3. -Coloca un par de electrodos en cada celda. Conecta el Tester y mide el voltaje generado entre el electrodo de aluminio y el de hierro de la primera celda. Luego cuando son 2 y finalmente cuando son las tres celdas conectadas en serie.

Fotografías para circuitos con 1, 2 y 3 celdas







NOTAS

Evaluación /Autoevaluación

- **a.** ¿Qué permiten demostrar los valores de voltaje entre los extremos más alejados?
- **b.** ¿Qué equipo puedes reconocer que funcionen bajo el mismo principio? (celdas en serie).

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____