

**IMAGINACIÓN Y CREATIVIDAD
EXPERIMENTOS SENCILLOS Y
ECONÓMICOS**



IMAGINACIÓN Y CREATIVIDAD EXPERIMENTOS SENCILLOS Y ECONÓMICOS

Yris Martínez
Ricardo Hernández

VI Escuela Venezolana
para la Enseñanza de la **Química**
Mérida, del 05 al 10 de Diciembre de 2004

VI ESCUELA VENEZOLANA PARA LA ENSEÑANZA DE LA QUÍMICA

Edición 2004

El libro **IMAGINACIÓN Y CREATIVIDAD EXPERIMENTOS SENCILLOS Y ECONÓMICOS**, fue escrito especialmente como material de apoyo de uno de los cursos ofrecidos en la *VI Escuela Venezolana para la Enseñanza de la Química*. La *Escuela* es un programa organizado por CELCIEC-ULA, diseñada en base a Cursos de Actualización dirigidos a los docentes de Química de la Educación Básica, Media y Diversificada.

Evaluación de la edición: Bernardo Fontal, Ricardo Contreras

Comité organizador del VI Encuentro con la Química:

Bernardo Fontal, Fernando Bellandi,
Marisela Reyes, Ricardo Contreras

Autor: Yris Martínez
Ricardo Hernández

E-mail: ymartin@ula.ve
rmhr@ula.ve

Portada: Yanelly Gavidia

Diseño y diagramación: Smart Service C.A.

Se autoriza la reproducción parcial y total de esta obra, únicamente para fines de enseñanza, respetando los créditos del VI Escuela Venezolana para la Enseñanza de la Química y de los autores.

Derechos reservados © 2004, Universidad de Los Andes, Facultad de Ciencias, Departamento de Química, Laboratorio de Organometálicos La Hechicera, Mérida 5101, Venezuela. Tlf.: +58 274 2401380, Fax: +58 274 2401286, E-mail: escueladequimica@hotmail.com

Hecho en Venezuela
Depósito legal:
LF23720045403204



TABLA DE CONTENIDO

Seguridad En El Laboratorio

¿Cómo Realizar Experiencias Sencillas. ?

1	Extintor Casero	(Química General)
2	Convirtiendo Cobre En Oro.	(Electroquímica)
3	Formación De Diferentes Compuestos Químicos	(Química General)
4	Figuras De Plata.	(Electroquímica)
5	Oxidación De Hierro Y Reducción De Cobre.	(Electroquímica)
6	Formación De MgO.	(Electroquímica)
7	Un Volcán En El Laboratorio.	(Electroquímica)
8	Proceso De Corrosión.	(Electroquímica)
9	Conductividad En Materiales.	(Electroquímica)
10	Conductividad Y Electrolitos.	(Electroquímica)
11	Electrólisis Celda De 1 Compartimiento.	(Electroquímica)
12	Electrolisis Celda De 2 Compartimientos.	(Electroquímica)
13	Cobreado De Monedas.	(Electroquímica)
14	Celdas En Serie.	(Electroquímica)
15	Electrólisis Del KI.	(Electroquímica)
16	Electrólisis Del Agua.	(Electroquímica)
17	Electrolisis Del Cloruro De Sodio.	(Electroquímica)
18	Electrolisis Sencilla "A" .	(Electroquímica)
19	Electrolisis Sencilla "B" .	(Electroquímica)

20	Lápiz Eléctrico.	(Electroquímica)
21	Reducción De Cobre Por Hidrólisis.	(Electroquímica)
22	¿Cómo Es Una Batería? .	(Electroquímica)
23	Batería De Limón. .	(Electroquímica)
24	Reloj De Papa.	(Electroquímica)
25	Batería Casera.	(Electroquímica)
26	Limpieza De Materiales De Plata.	(Electroquímica)
27	Alcoholímetro.	(Electroquímica)
28	Sensor De CO ₂ .	(Electroquímica)
29	Indicador De Repollo Morado.	(Química General)
30	Test De Respiración.	(Química General)
31	Otro Indicador.	(Química General)
32	Bibliografía	

IMAGINACIÓN Y CREATIVIDAD EXPERIMENTOS SENCILLOS Y ECONÓMICOS

SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

Cuando se trabaja en un laboratorio existe el peligro potencial de un **ACCIDENTE**, en virtud de las sustancias y elementos que se utilizan, y la posibilidad de cometer algún error al realizar un experimento.

SUSTANCIA PELIGROSA + ERROR HUMANO = ACCIDENTE

Por eso, cuando se trabaja en el laboratorio, deben tenerse presente una serie de reglas o consejos que disminuyen y en algunos casos logran evitar los accidentes. Manténgase informado de los riesgos y actitudes que debe tomar al manipular ciertas sustancias.

Como primera regla, para empezar a trabajar:

EL LUGAR DE TRABAJO DEBE ESTAR EN ORDEN

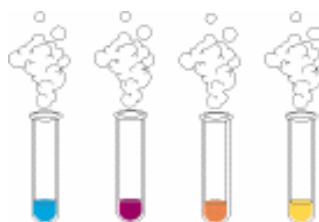
Es conveniente no olvidar estas **REGLAS / CONSEJOS**:

1. INDICACIONES. El profesor debe dar a sus estudiantes todas las indicaciones de seguridad necesarias antes de realizar cada práctica
1. ESTUDIE CADA EXPERIENCIA ANTES DE CLASE Ahorrará tiempo y evitará errores y accidentes innecesarios
2. SEGURIDAD DE TODOS. El laboratorio es un lugar para trabajar con seriedad. Todos deben tomar conciencia de la importancia de trabajar con seguridad.
3. COMUNICAR LOS ACCIDENTES. Instruya al estudiante para que comunique con toda confianza, cualquier accidente al profesor o ayudante de laboratorio inmediatamente.



4. VERTIDO DE SUSTANCIAS. El trabajo debe hacerse con precaución. Este pendiente para actuar por si algo se derrama.
5. CALENTAMIENTO DE TUBOS DE ENSAYO. No se debe mirar al interior del tubo durante el calentamiento, ni apuntar durante el calentamiento la boca del tubo de ensayo hacia otro compañero es algo de lo que debe estar muy pendiente.
6. CALENTAMIENTO DE LÍQUIDOS EN TUBOS DE ENSAYO. No deben llenar los tubos, si no se toma esta precaución el vapor que asciende rápidamente y no podrá controlar proyecciones del contenido fuera del tubo.
7. OLOR DE LAS SUSTANCIAS. Antes de intentar percibir los olores de cualquier sustancia debe asegurarse con base en la literatura de la toxicidad del compuesto. Si es seguro, mueva con suavidad la mano desde la boca del recipiente hacia su nariz e inspire con precaución. No intente percibir olores si no tiene información de la sustancia contenida.
8. LIQUIDOS VOLÁTILES. Se deben almacenar en lugares frescos. Durante su trasvase o uso se deben evitar el uso de mecheros.
9. RECIPIENTES CON GRANDES VOLÚMENES DE SUSTANCIAS PELIGROSAS. Deben ser manipulados por el profesor o ayudante de laboratorio.
10. PREPARACIÓN DE ÁCIDOS DILUIDOS. Nunca agregue agua sobre un ácido. Agregue siempre el ácido concentrado, en pequeñas cantidades, sobre el agua y agite continuamente.
11. SUSTANCIAS CORROSIVAS. (Ácidos o álcalis concentrados). Manipule las mismas con máximo cuidado y empleando guantes protectores.
12. TRABAJO CON VIDRIO Al calentar material de vidrio permita que se enfríe antes de cualquier manipulación posterior o utilice una pinza o guante apropiado.
13. TAPONES Y CONEXIONES DE GOMA EN MATERIALES QUEBRADIZOS. Nunca fuerce dentro o fuera los conectores de goma en tubos de vidrio o cualquier otro material que se pueda quebrar. La glicerina o el detergente facilitan la tarea de quitar dichos nexos.
14. NUNCA COMER, BEBER O FUMAR ni dejar alimentos sobre el mesón del laboratorio.

15. VENTILACIÓN. Conviene trabajar siempre en un lugar bien ventilado.
16. ACCESO AL LABORATORIO. La puerta de acceso al laboratorio deberá abrir hacia afuera. Así, en caso de emergencia el desalojo del mismo se facilitará.
17. CABELLO LARGO. Se deberá atar el cabello largo para evitar accidentes con la llama del mechero.
18. NUNCA CALIENTE. Cosas en sistemas cerrados; la presión generada puede hacerlos explotar.
19. ARMADO DE EQUIPOS. Se deberá usar soportes que se apoyen bien en la mesa. Especialmente se deben asegurar y vigilar continuamente los aparatos con centro de gravedad alto.
20. PRIMEROS AUXILIOS. Es imprescindible contar con un adecuado equipo para primeros auxilios y conocer los pasos a seguir en cada caso luego de un accidente. En casos serios se deberá llamar a un especialista de la salud.
21. SUSTANCIAS CORROSIVAS EN CONTACTO CON PIEL y/u OJOS. Lavar inmediatamente con abundante agua. Consultar al especialista. Si el corrosivo es ácido, enjuáguese con solución de bicarbonato de sodio al 5% p/v. En el caso de un álcali, enjuáguese con vinagre (ácido acético) al 5% v/v.
22. LIMPIEZA DEL MATERIAL. Todo el material que se utiliza debe ser limpiado al finalizar, fin de evitar contaminaciones y/o reacciones no deseadas en posteriores experimentos.



EXPERIMENTOS

¿Cómo realizar experiencias sencillas. ?

Vivimos en un constante cambio, diariamente en la naturaleza ocurren cambios químicos y se forman nuevos compuestos. Los frutos se maduran, los alimentos que consumimos son producto de los cambios ocurridos en la cocción, los jugos se fermentan y se producen vinos, las plantas crecen, las sustancias que lanzamos al ambiente sufren transformaciones químicas y forman nuevas sustancias, algunas de las cuales son dañinas para los seres vivos. Vivimos en un universo que está en constante cambio. Algunos de esos cambios de la materia son factibles de realizar mediante experiencias sencillas. Para hacer química, no necesariamente debemos contar con un laboratorio equipado con instrumentos muy sofisticados, algunos de estos pueden ser sustituidos por instrumentos y equipos caseros de fácil construcción. Con imaginación y creatividad se puede llegar a realizar experiencias sencillas y económicas que estimularían a penetrar el maravilloso mundo de la química.

Formación De Diferentes Compuestos Químicos

De forma general indicamos como obtener algunos componentes químicos con experimentos sencillos.

El hidróxido de calcio se forma al agregar agua a la cal viva, el cloruro de zinc se forma de la reacción entre el zinc metálico y el ácido muriático (ácido clorhídrico), desprendiéndose hidrógeno en la reacción. El Cloruro de zinc puede ser formado a partir de pedazos de Zinc metálico (tomado de las baterías) al cual se le agrega poco a poco ácido muriático (HCL); Durante la reacción que ocurre es: $Zn + 2HCL \Leftrightarrow ZnCl_2 + H_2$ se desprende hidrógeno y se forma la sal del metal.



Otra experiencia que se podría practicar es quemar cintas de magnesio y luego agregar agua al residuo que se obtiene al quemar la cinta. (Hidróxido de magnesio) el cual es el principio activo en medicamentos para la acidez ya que este neutraliza la acción del ácido clorhídrico en el estómago produciendo cloruro de magnesio y agua.

Un ejercicio interesante consiste en estudiar la reacción que ocurre al sumergir un huevo en vinagre. ¿Qué compuesto se forma? ¿Por qué?

ácidos y bases caseros

ácido o base	donde se encuentra
ácido acético	Vinagre
ácido acetil salicílico	Aspirina
ácido ascórbico	vitamina C
ácido sulfurico diluido	Ácido de batería
ácido cítrico	zumo de cítricos
ácido clorhídrico	sal fumante para limpieza, jugos gástricos
ácido sulfúrico	baterías de coches
Hidróxido de sodio	Destapa cañerías "diablo rojo"
amoníaco (base)	Algunos limpiadores caseros
hidróxido de magnesio (base)	leche de magnesia (laxante y antiácido)



Otro compuesto químico que podemos obtener aprovechando recursos naturales, es el alcohol. En este caso el tratamiento es sencillo pero más laborioso. Se pueden utilizar los siguientes alimentos: una yuca rayada, o 2 papas rayadas, o una piña, o 3 trozos de caña de azúcar machacada, o 3 manzanas picadas, y 2 litros de agua. El agua se pone a hervir y se deja enfriar en un botellón de vidrio, agregando luego cada uno de los componentes, los cuales deben ser mantenidos allí por espacio de 8 días. Mantenga por seguridad un pequeño orificio en la tapa para que escape el aire. De esta manera se obtiene el alcohol mediante el proceso de fermentación. Luego de ocho días se procede a la pasteurización, colocando el fermento en un depósito de aluminio y este a su vez se coloca en un baño de agua helada, matando así las bacterias que se producen. Finalmente se proceda a realizar una destilación a 80° para obtener el alcohol lo más puro posible.

Existen alternativas que se pueden sugerir para realizar algunas actividades, en caso de no contar en la institución con un laboratorio químico bien dotado, por ejemplo:

- Fabricación de un mechero de alcohol en sustitución del mechero de Bunsen: con un frasco de compota (el cual resiste altas temperaturas), haciendo un hueco en la tapa por donde se pasa la mecha y se le agrega alcohol de 90° .
- Un embudo puede realizarse a partir de una botella plástica de cuello largo y angosto cortada a la mitad.
- Vasos de precipitado sustituidos por frascos de compotas o de mayonesa.
- Los tubos de ensayo pueden ser frascos de medicinas pequeños.
- Los tubos de ensayo pueden ser sujetados por pinzas para colgar ropa (de madera.)
- Probeta calibrada en centímetros cúbicos por un tetero con medidas.
- Mortero y pistilo de los usados en la cocina.
- Las jeringas desechables son muy apropiadas para diseñar aparatos o usarlas como instrumentos de medida, como por ejemplo mini buretas
- A los goteros de algunas medicinas también le podemos sacar buen provecho.

Existen laxantes (chicles) cuyo principio activo es la fenoltaleina, estos pueden ser usados como indicadores. Además, en nuestro entorno tropical podemos encontrar flores de colores intensos que proporcionan, mediante extracción con alcohol etílico, compuestos coloreados con propiedades ácido-base que permiten usarlos como indicadores.

- Clavos de hierro, alambre de cobre, las agujas de las inyectoras, el grafito que contienen la pila, lápices de grafito, el metal que las recubre, latas de refrescos; entre otros pueden ser utilizados como conductores.

Así, son muchos los materiales que con el ingenio y creatividad pueden ser utilizados para realizar diversas experiencias de laboratorio que permiten demostrar los principios básicos de la ciencia. No olvidemos que en nuestras casas, permanentemente estamos haciendo química. Nuestras abuelas acostumbran recetar remedios caseros cuando sentimos algún malestar; como ejemplos de ello teníamos que ante una picadura de hormiga o de una abeja se suele poner en la picadura bicarbonato, si es de una avispa se la trata con vinagre, si sentimos acidez nos dan leche de magnesia o bicarbonato, cuando se oxida una pieza de hierro la tratan con ácido muriático, una prenda de vestir con manchas de hierro es tratada con limón y sal expuesta luego al sol, los suelos demasiado ácidos los tratan con cal viva o cal apagada, si tienen poca acidez con azufre en polvo o sulfato de hierro (II). Así podemos seguir mencionando muchos ejemplos más.

Un buen ejercicio sería analizar cada uno de los procesos descritos anteriormente, preguntándonos por ejemplo: (a) ¿Por qué se produce la acidez en el estómago? (b) Si la acidez es por causa de un ácido; ¿Cómo deben ser los productos que se han de usar para tratar la acidez del estómago? (c) ¿Qué sucede cuando se toma leche de magnesia?

Algunas de las conclusiones a las que se puede llegar son: (a) El jugo gástrico contiene un ácido. (b) Las sustancias que se utilizan para tratar el exceso de acidez del estómago deben ser hidróxidos o bases. (c) La reacción de ácidos con bases causa la neutralización de los mismos. (d) La leche de magnesia debe ser una base dado que neutralizan la acidez. (e) La reacción que ocurre es una reacción de neutralización.



EXPERIMENTO N°1

EXTINTOR CASERO

Este es un dispositivo que pudiera mantenerse siempre a la mano cuando estamos realizando practicas en las que exista la posibilidad de un incendio.

Los extintores de fuego trabajan ahogando el fuego. Eliminan el oxígeno que el fuego necesita para arder y de esta manera detienen la combustión.

Materiales:

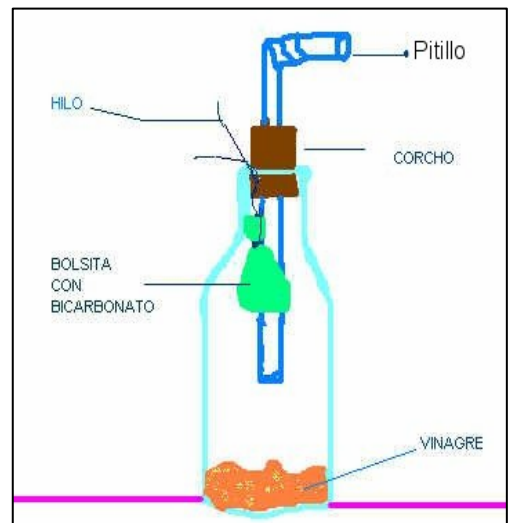
Bicarbonato, tapón de corcho de una botella de vino, pitillo, servilletas de papel, botella de refresco, vinagre, un hilo de los que se utilizan para coser

PROCEDIMIENTO

1.- Abra la servilleta de papel, y coloque en ella 4 cucharaditas de bicarbonato (en el centro) y ciérrala por los extremos, en forma de bolsita, usando para ello el hilo (tiene que quedar bien sujeto). Después en la botella se agregan 5 mililitros vinagre.

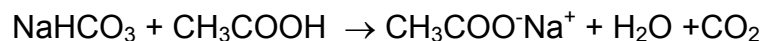
2.- Al corcho se le hace un agujero en el centro, suficientemente amplio para que pueda entrar el pitillo. Si no se tiene un corcho, se puede utilizar el tapón de plástico de la botella tapando los huecos con plastilina o silicona.

3.- Seguidamente se toma la bolsita de bicarbonato y se mete en la botella de forma que cuelgue (con una parte del hilo fuera) evitando que toque el vinagre agregado previamente.



4.- Se introduce el pitillo en el corcho y con este se tapa la botella. El corcho se puede fijar cuidadosamente con cera derretida o silicona. Debe evitarse el contacto del

vinagre con el bicarbonato si no va hacer utilizada inmediatamente, ya que la reacción entre el bicarbonato y el vinagre (ácido acético) genera gran cantidad de dióxido de carbono (CO₂) de acuerdo con la siguiente ecuación:



La reacción química entre el bicarbonato de sodio y el vinagre produce dióxido de carbono. El gas produce presión contra el corcho y sale por el pitillo porque el gas de alguna manera tiene que abrirse paso.

El dióxido de carbono es el gas que las personas y los animales expulsan cuando respiran. Puede que no parezca muy poderoso, ¡pero este experimento muestra lo contrario!

- ¿Cómo apaga una llama el dióxido de carbono? Las moléculas del CO₂ en contacto con la llama se agrupan alrededor de la llama y esta muere por no tener oxígeno.

Por ultimo, para saber si el experimento funciona, encendemos una vela. Tapamos con el dedo el pitillo sujetando la botella al mismo tiempo, mezclamos el bicarbonato con el vinagre y agitamos, sin destapar el pitillo. Quitamos el dedo y proyectamos el gas que sale de la botella sobre la vela que se apaga.

NOTA:

Recuerda que se trata de un extintor casero y sólo sirve para apagar una llama pequeña.



EXPERIMENTO N°2

“CONVIRTIENDO COBRE EN ORO”



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.

Este es un experimento muy interesante en el se pretende convertir el metal base en oro, el que fue uno de los mayores retos de los alquimistas.

Materiales:

Una cápsula para evaporar, una moneda de cobre, zinc en polvo, una solución de hidróxido de sodio 6 M (24 g/100 cm³)

PROCEDIMIENTO

1.- Coloque 5 gramos de Zinc, en polvo o en virutas, en la cápsula y añada 25 ml de la solución de NaOH 6M y caliente con el mechero. Una reacción toma lugar al calentar formando inmediatamente $\text{Na}_2\text{Zn}(\text{OH})_4$.

2.- Deje enfriar y añada 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 ó 3 minutos.

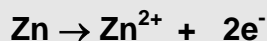
3.- Con una pinza remueva la moneda de la cápsula y lávela con abundante agua y séquela suave y cuidadosamente ya que si lo hace muy fuerte puede eliminar la fina cubierta. Usando nuevamente unas tenazas coloque la moneda a la llama hasta que se torne color oro. Enfríe y lave la moneda con agua.

¿Por qué ocurre esto?

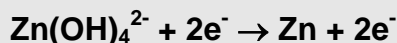
Cuando la solución de hidróxido de sodio se pone en contacto con el Zinc la reacción que toma lugar es:



Cuando la moneda es colocada en la cápsula se forma una celda electroquímica:



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



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.

NOTA: El NaOH necesario para esta práctica, en caso de no tener el NaOH grado analítico puede ser sustituido utilizando algún producto para destapar cañerías, por ejemplo, “Diablo rojo”. **CUIDADO: El NaOH es una base extremadamente agresiva!!** Su efecto se neutraliza con vinagre. ¿Por qué?

EXPERIMENTO Nº3

FIGURAS DE PLATA

Otro experimento muy interesante es el que resulta de colocar una lamina de cobre en una solución de nitrato de plata. Si a esta lamina le das diferentes formas puedes obtener un bello diseño con unos cristales espectaculares, la parte interesante de este experimento radica en las reacciones que ocurren. La plata es reducida en el cobre y forma los cristales de plata. Una explicación esquemática del proceso que ocurre esta representada en la figura.

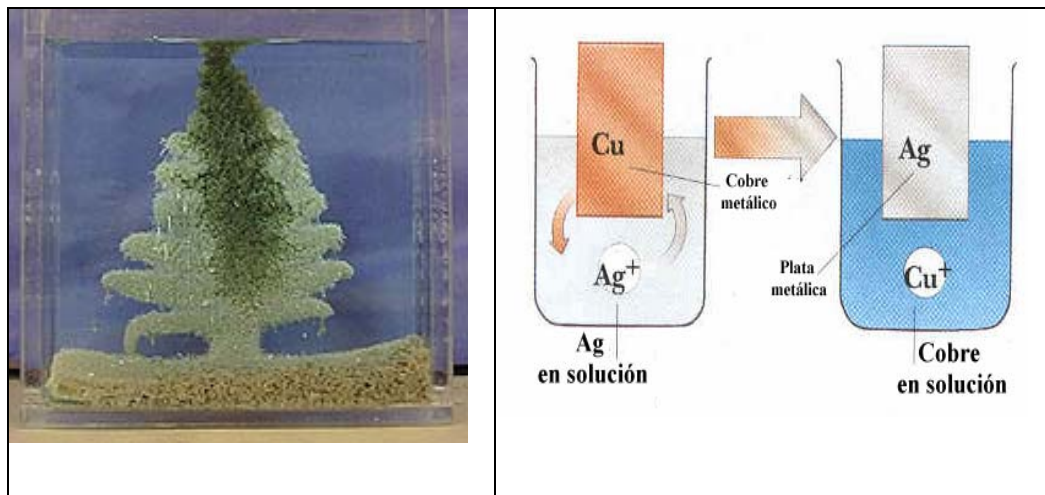
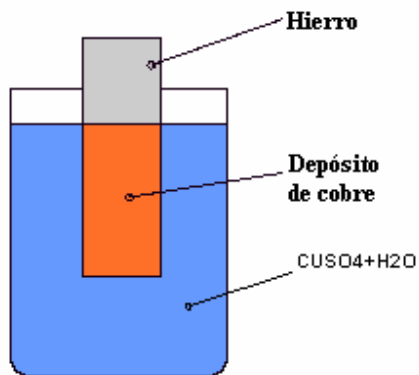


Figura 1.- "Arbol de Navidad de Plata y Cobre"

oxidación de hierro y reducción de cobre



Algo similar ocurre cuando se usa un clavo de hierro en una solución de 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.

Procedimiento: En el vaso de precipitación haz una solución de sulfato de cobre e introduce el clavo de hierro durante cinco minutos. Describe la reacción que ha ocurrido.

Las ecuaciones de reducción involucradas en este experimento son:



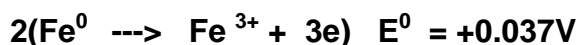
Como sabemos las reacciones ocurren espontáneamente si la energía libre del proceso (ΔG^0) tiene un valor negativo; es decir: $\Delta G < 0$ Además sabemos que $\Delta G^0 = -nFE^0$

Donde n, es el número de electrones transferidos, F constante de Faraday, E es el potencial estándar de reducción. Por lo tanto si introducimos los valores de potencial estándar para las dos semi-celdas obtenemos:

$$\Delta G^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = -2. (96498 \text{ C./mol}).(0.342 \text{ Volts}) = - 65.995,74 \text{ Joules /mol} < 0$$

$$\Delta G^0_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^0} = -2. (96498 \text{ C/mol}).(-0.037\text{Volts}) = 7139.89 \text{ Joules/mol} > 0$$

Por lo tanto, de acuerdo con este resultado la reducción de Cu^{2+} ocurriría espontáneamente, mientras que la correspondiente a Fe^{3+} no lo hará. De esta manera, si sumamos las dos semi-reacciones cambiando el sentido de aquella correspondiente al hierro, obtenemos:



Sustituye el hierro por zinc y explica el proceso. La figura a continuación te servirá de ayuda.

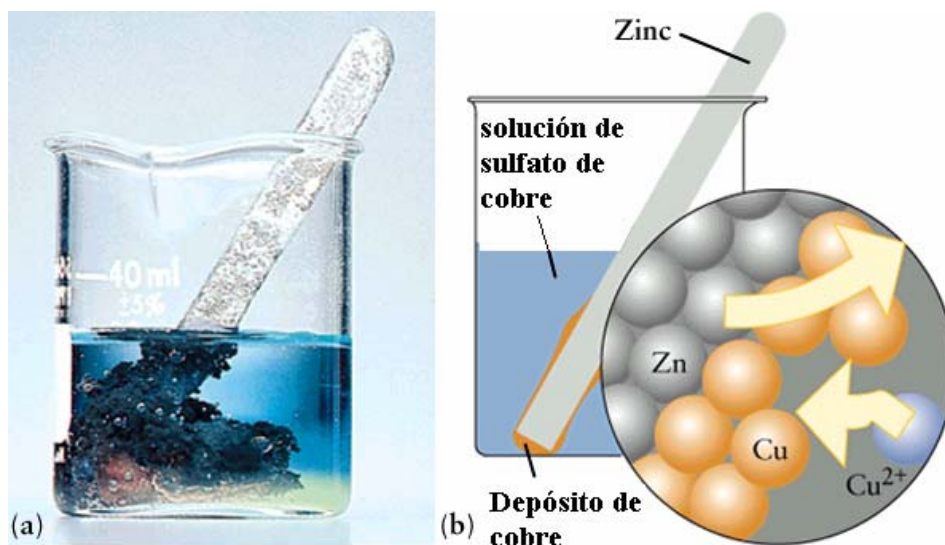
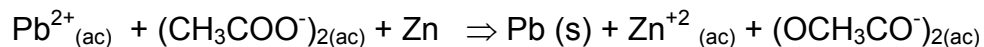
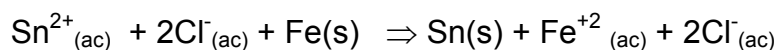


Figura 2.- Deposición espontánea de cobre sobre una barra de zinc

Otros ejemplos similares que representan el mismo fenómeno, pero variando las reacciones involucradas por supuesto. Pueden ser ilustrados cuando colocamos un clavo de hierro en una solución que contiene 5% de SnCl_2 .

En otro experimento al colocar un trozo de Zinc en una solución al 5% de acetato de plomo, se observa que el proceso ocurre rápidamente pero los cristales bien definidos se observan luego de media hora. Las reacciones que explican el proceso son:



FORMACIÓN DE OXIDO DE MAGNESIO

Oxidación de magnesio con oxígeno: La distribución electrónica del magnesio es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ 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+.

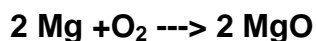
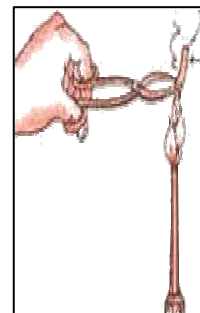
Materiales:

Pinza, cinta de Mg, mechero.

Procedimiento:

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). La reacción es la siguiente:



Ha ocurrido una reacción de oxidación-reducción.

$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+}$: El magnesio se oxida; pierde dos electrones

$\text{O}_2 \rightarrow \text{O}^{2-}$: El oxígeno se reduce; gana dos electrones

EXPERIMENTO N°6

“ UN VOLCÁN EN EL LABORATORIO ”

Demostración de una reacción redox en fase sólida iniciada térmicamente y autocatalizada por el calor generado por ella misma

Materiales:

Fósforos, fuente, y espátula, dicromato de amonio

PROCEDIMIENTO

Forma una pequeña montaña con el dicromato de amonio sobre una fuente que te permita una fácil limpieza una vez finalizado el experimento. Desde el extremo superior de la montaña enciende el dicromato con un fósforo.

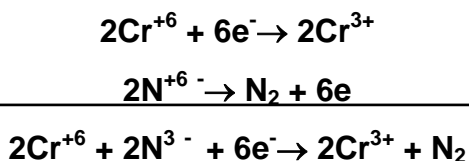


REACCIÓN:



El dicromato es de color naranja fuerte y a medida que se va convirtiendo en Cr_2O_3 va cambiando de color pasando a verde oscuro. Esta reacción es bastante sencilla e ilustrativa. El calor de la llama del fósforo inicia la reacción autocatalizada en la cual el cromo presente inicialmente como Cr (VI)

toma 3 electrones que obtiene de la oxidación del grupo amonio donde el nitrógeno se encuentra en un estado de oxidación negativo (N^{3-}). Las ecuaciones simplificadas correspondientes son las siguientes:



EXPERIMENTO N°7

PROCESO DE CORROSION

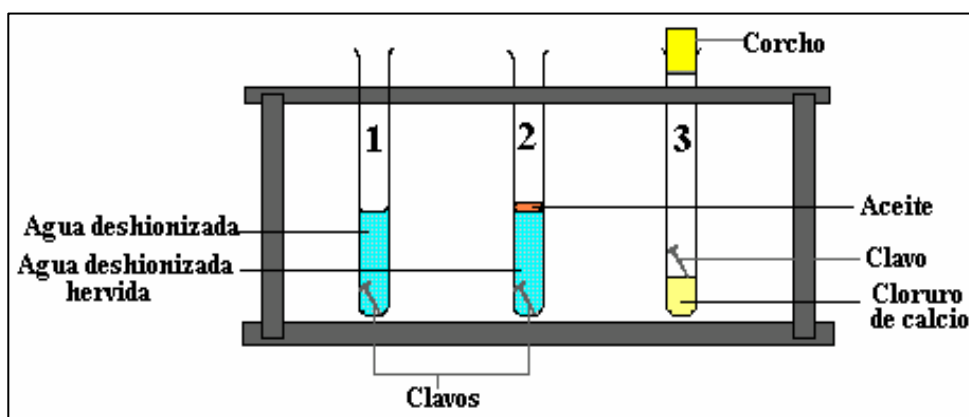
La corrosión del hierro y el acero es un proceso común que es muy familiar para todos nosotros. En este experimento se puede observar como influyen las condiciones ambientales para que la corrosión se haga presente.

Materiales:

3 Clavos, 3 tubos de ensayo, una gradilla, agua pura, agua pura hervida, aceite, cloruro de calcio

Procedimiento:

1.- Monte un sistema como el de la figura y déjelo por una semana. Luego de la semana observe y analice cada caso.



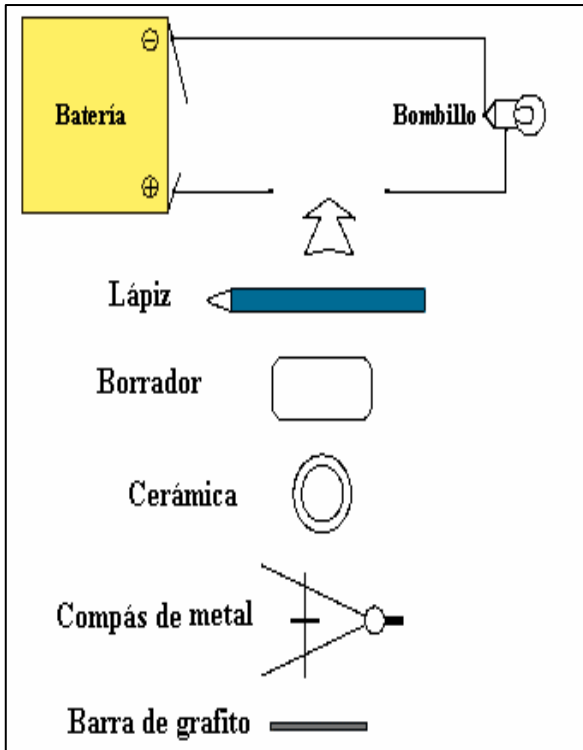
Luego del tiempo esperado se observa que el clavo del tubo número 1 (expuesto a la humedad y al aire) presenta corrosión, mientras que el número 2 (expuesto a la humedad) apenas si se observa algo de corrosión y número 3 (sin exposición a agentes que aceleren el proceso) por estar mas protegido de aire y en un ambiente anhidro no presenta corrosión.

CONDUCTIVIDAD EN MATERIALES

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.

Materiales

Una batería, varios bulbos eléctricos de diferentes tamaños o vatiaje, un vaso de vidrio o frasco de mayonesa, agua destilada, dos cables de cobre con caimanes, un tester.



Procedimiento

1.- Usando los materiales nombrados anteriormente construye un circuito tal como esta detallado en la figura. Como puedes ver allí en donde esta la flecha el circuito esta 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 caso 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.

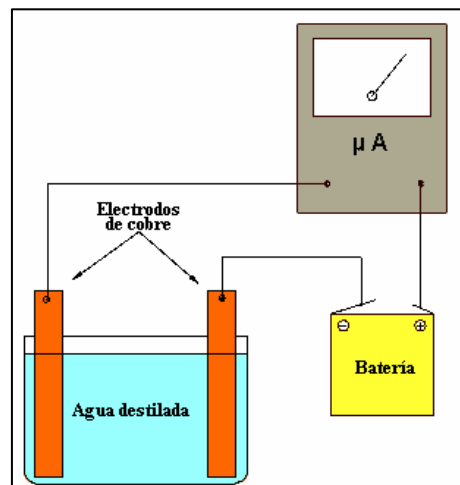
Usando este método podemos clasificar los materiales como conductores o no conductores (aislantes). Algunos de ellos tienen propiedades intermedias como el grafito.

EXPERIMENTO Nº9

CONDUCTIVIDAD Y ELECTROLITOS

La conductividad eléctrica, se define como la capacidad que tienen las sales inorgánicas en solución (electrolitos) para conducir la corriente eléctrica

¿Que ocurre con el agua? Si modificamos el circuito anterior como lo muestra la figura podemos medir la conductividad del agua y de otras sustancias. Si tenemos a la mano un amperímetro podemos medir con mas precisión que con el bulbo aunque el bulbo es más demostrativo.



Llene el contenedor con agua destilada y coloque los electrodos dentro del recipiente como lo muestra la figura sea cuidadoso de no tocar los electrodos uno con el otro. Si esta usando un amperímetro puede observar un pequeño flujo de corriente debido a la presencia de los iones H^+ y OH^- por la disociación de las moléculas de agua.



Figura 3.- Comparando la conductividad con la concentración

El agua destilada es un pobre conductor, por lo tanto podrías ayudarla colocando un poco de sal. ¿Que ocurre? ¿Porque la sal hace que el agua sea mas conductora? Es sencillo, los iones que se forman al disolver la sal en el agua es la clave en esta pregunta, ellos una vez disociados los iones se mueven hacia los electrodos dependiendo de la carga de cada uno de ellos, este movimiento hace que los electrones se muevan a través del circuito y producen entonces de esta manera la corriente eléctrica. Si añades más sal podrás ver algo interesante, recuerda que la



conductividad de una solución esta directamente relacionada con la concentración de los iones en solución. Variaciones del solvente (etanol, kerosén, HCl, vinagre, agua con azúcar o jugo de limón), pueden ser introducidas en estos experimentos.

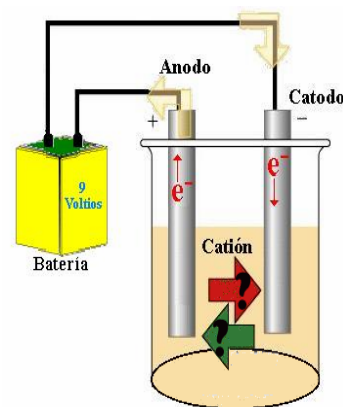
El agua pura, prácticamente no conduce la corriente, sin embargo el agua con sales disueltas conduce la corriente eléctrica. Los iones cargados positiva y negativamente son los que conducen la corriente, y la cantidad conducida dependerá del número de iones presentes y de su movilidad. En la mayoría 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 aumentas, 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. Estas sustancias, no se ionizan en el agua y por lo tanto no conducen la corriente eléctrica. Un aumento en la temperatura, disminuye la viscosidad del agua y permite que los iones se muevan más rápidamente, conduciendo más electricidad.

EXPERIMENTO N°10

ELECTROLISIS CELDA DE UN COMPARTIMIENTO

Como sabemos la electrólisis es el proceso en el que se utiliza una corriente eléctrica para producir un cambio químico. Aquí usaremos la corriente de una batería de 9 voltios para producir este cambio.



Procedimiento:

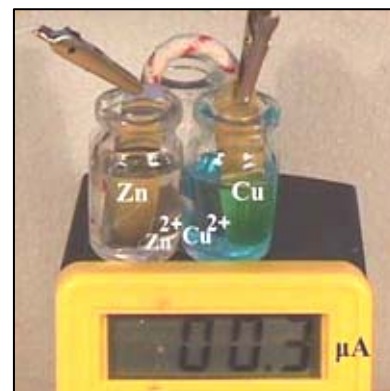
Coloca 200 ml de sulfato de cobre 0.5M en un vaso de precipitado de 250 ml. Utiliza conexiones de cables con caimanes para unir dos puntas de lápiz largas (grafito) a los terminales de la batería. Se sumergen en la solución de sulfato de cobre pero sin dejar que se toquen entre si. Observa el proceso que ocurre en la puntas de grafito y anota. ¿Que reacciones ocurren?

EXPERIMENTO Nº11

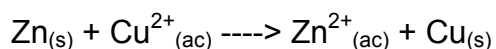
ELECTROLISIS CELDA DE DOS COMPARTIMIENTOS



Si utilizamos una celda de dos compartimientos cuyo contacto se realiza por un puente salino (mecha empapada de solución salina) y como electrodos placas de cobre y zinc, los cuales deben ser pesados antes y después de la experiencia, las soluciones en cada semi celda debe ser de CuSO_4 y ZnSO_4 respectivamente, el montaje se realiza



como lo indica la figura, conecte los electrodos y deje por espacio de 2 días. Al cabo de los cuales podrá observar que la masa del electrodo de cobre ha aumentado y el color de la solución ha desaparecido mientras que el electrodo de Zinc ha experimentado un descenso en su peso. La explicación es sencilla como el Zn es un electrodonador de electrones, pasa los electrones a través de la conexión al electrodo de cobre. Los iones cobre son reducidos de manera que tenemos que:



Los iones sulfatos negativos fluyen a la media celda del zinc por el puente salino.



EXPERIMENTO Nº12

COBREADO DE MONEDAS



Otro experimento sencillo consiste en utilizar un frasco de vidrio, una moneda de cobre, un gancho para papel, dos pilas, dos cables.

Procedimiento:

Se coloca agua en el recipiente, se ponen las pilas una sobre otra se conecta uno de los alambres al borne positivo de la pila y el otro extremo a la moneda y el gancho al borne negativo va la moneda

(una manera de mantener la unión es usando plastilina). Se colocan dentro de la solución sin dejar que se toquen entre ellos. Observa lo que pasa. Repite el trabajo pero en este caso añade sal común disuelta en vinagre y observa las diferencias.

EXPERIMENTO Nº13

CELDAS EN SERIE

Un experimento interesante en el que 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.



se

Procedimiento:

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.



Coloque agua salada 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). Coloque un par de electrodos en cada celda. Coloque el tester y mida 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. Los valores de voltaje entre los extremos más alejados permiten demostrar que el voltaje en una serie de celdas galvánica es igual a la suma de los voltajes individuales de cada celda..

EXPERIMENTO N°14

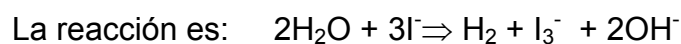
Electrólisis del KI

Materiales:

Una batería de 9 voltios, dos láminas de cobre, solución 0.02M de KI, dos cables de cobre con caimanes, un vaso o frasco de mayonesa y fenoltaleina

Procedimiento:

Agregue la solución de KI en el frasco y añada 2 gotas de fenoltaleina, conecte los alambres de cobre a la batería y colóquelos con los electrodos conectados dentro de la celda. Observe como se forman burbujas en el cátodo, la solución alrededor del cátodo se torna rosado a medida que se produce OH^- , alrededor del ánodo la solución se torna marrón a medida que se produce I_2 y se combina con el I^- para formar el I_3^-





EXPERIMENTO N°15

Electrólisis del agua

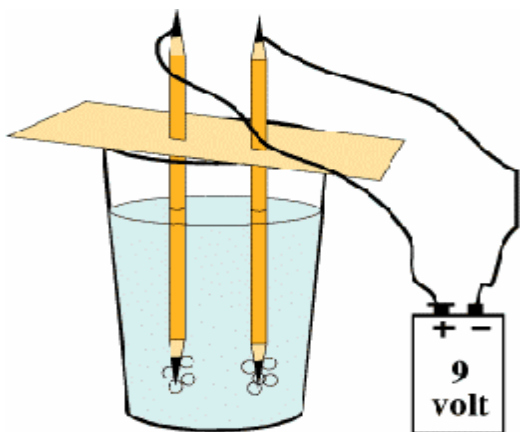
El agua es un reactivo químico sencillo formado por dos elementos, gaseosos en su estado elemental hidrógeno y oxígeno. Si una corriente eléctrica pasa a través del agua entre dos electrodos (tal como se muestra en la figura). El agua es dividida en sus dos componentes (oxígeno e hidrógeno). Este proceso es conocido como hidrólisis (hidro= agua, lisis = ruptura) y es muy usado en la industria de diferentes maneras.

Materiales:

Una batería de 9 voltios, dos lápices de grafito (remover el borrador y sacar punta por ambos lados), sal común, dos cables de cobre, un vaso o frasco de mayonesa, agua y un cartón

Procedimiento:

Sáquele punta a los dos lápices por ambos extremos y recorte el cartón abriéndole dos



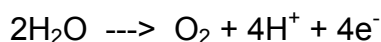
Batería

orificios para sujetar los electrodos (lápices) con una separación entre ellos de aproximadamente dos centímetros. Disuelva una cucharada de sal en el agua caliente y deje así por un rato hasta que se enfríe (logre el equilibrio). Coloque la tapa con los electrodos y conecte los terminales de estos con los terminales de la batería. Observe lo que ocurre.

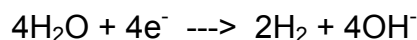
Cuando la electricidad pasa a través de los electrodos el agua se divide en oxígeno e hidrógeno por lo que se puede observar al final en las puntas de cada uno de ellos unas pequeñas burbujas.

Esta descomposición es una reacción redox. La reacción de oxidación ocurre en un electrodo y la reducción en el otro.

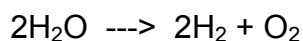
El agua es oxidada en el ánodo y la reacción que ocurre es:



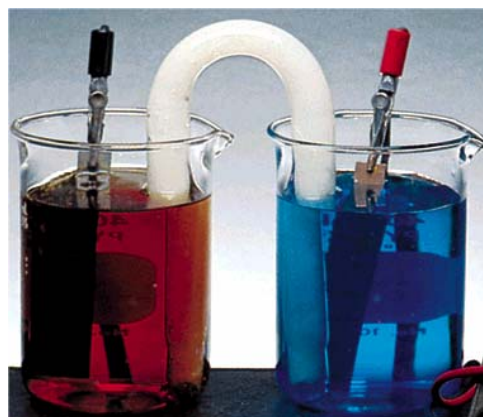
El agua es reducida en el cátodo y la reacción que ocurre es:



La reacción total queda:



Esto podría observarse mejor si usamos una celda de dos compartimientos y en cada compartimiento se agrega un indicador ácido base. (Un procedimiento casero para preparar un indicador es descrito al final.) La celda de dos compartimientos se puede fabricar fácilmente empleando dos vasos o recipientes (c/u constituiría una semi celda) que se unen mediante un puente salino como se muestra en la figura. El puente salino se prepara llenando un tubo plástico con una solución de gelatina y de saturada sal común. Una vez que la gelatina se gelifica el puente puede ser empleado.



EXPERIMENTO Nº16

ELECTROLISIS DEL CLORURO DE SODIO

La electrólisis de soluciones de cloruro de sodio con electrodos inertes puede, generar diferentes productos, si se varían algunas condiciones o métodos.

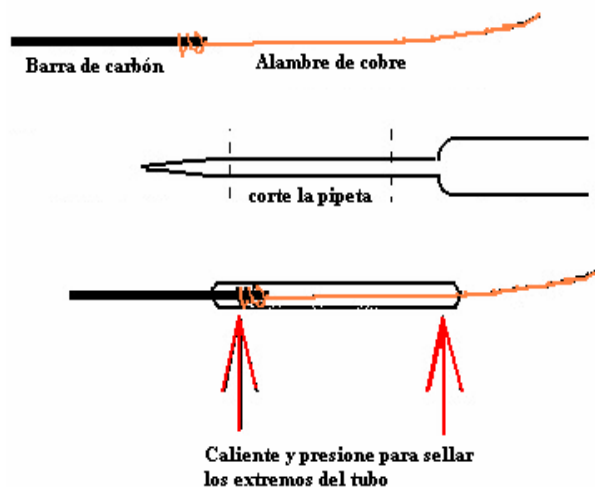
- El cloruro de sodio sólido se funde por encima de los 800 °C, una electrólisis de cloruro de sodio fundido produce sodio metálico en el cátodo y cloro en forma gaseosa en el ánodo



b) En soluciones concentradas de cloruro de sodio y usando cátodo de mercurio, produce en el cátodo, una amalgama de mercurio y sodio y en el ánodo se desprende cloro.

c) Soluciones diluidas de cloruro de sodio producen en el cátodo hidrógeno y en el ánodo oxígeno.

d) Soluciones acuosas a concentraciones intermedias pueden producir ambos productos (cloro y oxígeno) en el ánodo.



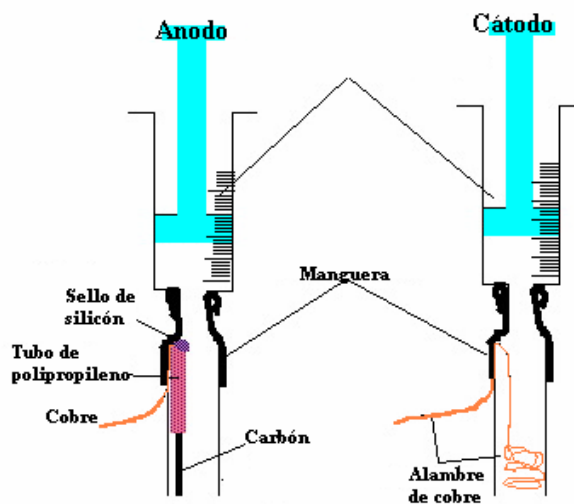
Materiales:

Una pipeta graduada de plástico de 5 ml, mangueras de goma o silicón en tubo, jeringas desechables de 5 ml, cables de cobre, barras de grafito, pipetas de polietileno, solución de cloruro de sodio 0.10M, frasco de 25 ml aproximadamente, vidrio reloj, una batería de 5 ó 6 voltios, soporte universal, pinza y nueces y indicador ácido base. (Ver al final la preparación de un indicador casero.)

Procedimiento:

Corte un pedazo de la pipeta graduada de plástico de aproximadamente 5 ó 6 centímetros y corte algunas piezas de manguera de goma de aproximadamente 4 centímetros. Ensamble los electrodos como lo indica el diagrama. El electrodo de carbón puede ser utilizado como ánodo, y el alambre fino de cobre puede ser usado como cátodo.

El alambre de cobre se pasa por debajo del tubo de plástico. En el lado del ánodo, se coloca una pequeña cantidad de silicón para



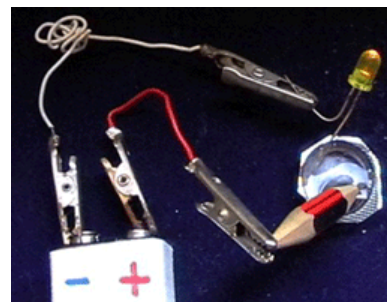
formar un sello y así aislar el alambre de cobre que pasa por la parte superior del tubo de polipropileno, el tubo se une a la jeringa mediante la manguera para asegurar que ambas partes estén lo suficientemente unidas se pueden fijar con cinta de teflón para mayor agarre. Una vez ensamblado los electrodos de la manera como se explico anteriormente, se procede a realizar la electrolisis para ello coloque 10 ml de la solución de cloruro de sodio 0.10M en un frasco de 25 ml y añada gotas del indicador ácido base agite bien para homogenizar. Si la solución se torna amarilla, agregue un poquito de carbonato de sodio hasta que la solución se torne verde, si la solución es azul, agregue ácido acético diluido o vinagre diluido hasta que la solución se torne verde. Coloque el ensamble en la solución y fíjelo con el soporte. Tenga el cuidado de no dejar aire en el ensamble y conecte los electrodos a la fuente. Observe la rapidez de formación de las burbujas. Explique y describa los cambios de color alrededor de los electrodos y finalmente mida la cantidad de gas recolectada en el cátodo y el ánodo la cual debe ser de dos a uno respectivamente como lo indica la reacción neta de la electrolisis del agua.

EXPERIMENTO N°17

ELECTROLISIS SENCILLA “A”

Otra forma sencilla de realizar un experimento similar, es utilizando un recipiente (frasco de compota), un lápiz, una batería de 9 voltios, un led, 2 cables con sus respectivos caimanes en los terminales y agua salada.

Y se monta el diseño como lo muestra la figura, el terminal + de la batería se conecta a una de las puntas del lápiz el terminal negativo se conecta con la punta mas corta del led y la punta mas larga se sumerge junto con el lápiz en la solución de agua salada.



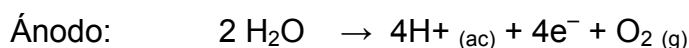
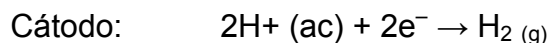
Puedes agregar un indicador universal y observar lo que ocurre.



EXPERIMENTO N°18

ELECTROLISIS SENCILLA “B”

Más sencillo aún sería realizar la hidrólisis del agua en una servilleta para ello necesita una batería de 9 voltios, papel blanco, servilletas de papel (o papel de filtro), sal (sin yodo) cables, caimanos y fenoltaleína. Extiende la servilleta de papel sobre una superficie lisa y plana, colocando una pequeña cantidad de sal sobre la servilleta (aprox. del tamaño de una aspirina). Agrega 2 gotas de fenolftaleína. Disuelve la sal con un poco de agua. Cubre con el papel blanco o servilleta para evitar que se chorree. Finalmente conecta los alambres de cobre a la pila y conéctalos sobre la servilleta en la zona donde realizaste la mezcla. . ¿Qué reacción es responsable del color? ¿Sobre qué electrodo se produce?



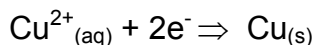
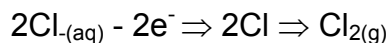
Observa que ambas reacciones modifican el pH del medio (entregan o se llevan protones cerca del electrodo).

EXPERIMENTO N°19

REDUCCIÓN DE COBRE POR HIDROLISIS

La reducción de cobre por hidrólisis puede ser ilustrada con el siguiente experimento, para ello necesitamos una batería de 9 voltios, dos cables con sus respectivos caimanos en sus extremos, dos barras de carbón (de las baterías viejas) y sulfato de cobre. Esta experiencia puede ser realizada hasta en una de las ampollas plásticas que sirven de envoltorio a los medicamentos comprimidos. Se disuelve la sal de cobre con agua se colocan los electrodos y se conectan a la batería de 9 voltios. Observamos la formación de burbujas en ambos electrodos un ligero olor a cloro en el electrodo positivo (+, cátodo) y el ánodo se cubre de cobre metálico. El proceso que ocurre se resume en:





EXPERIMENTO N°20

¿COMO ES UNA BATERIA?

En este caso vamos a identificar los componentes de una batería comercial para poder relacionar sus funciones con los conceptos aprendidos en la teoría de las reacciones redox. Recordemos que una batería es, ni más ni menos, una reacción química “en potencia”, lista para entrar en acción. Está diseñada para ser descargada a través de un circuito externo; es simplemente una reacción redox en la cual los electrones circulan por afuera, y van de un electrodo al otro. En esos electrodos se producen las reacciones. Así que están presentes todos los elementos de una reacción electroquímica: oxidante (en el cátodo), reductor (en el ánodo), electrolito (en toda la pila) y electrodos.

En general la batería seca consta de un envase de zinc y una varilla de carbón suspendida dentro de una pasta de cloruro de amonio y se utiliza óxido de manganeso. El cloruro de amonio reacciona con el zinc y forma cloruro de zinc, esto provoca una acumulación de electrones en el zinc y la liberación de iones hidrógeno, que se mueven hacia el carbono y toman de éste los electrones que necesitan para convertirse en hidrógeno molecular, dejando al carbono cargado positivamente. Al colocar un puente metálico entre el zinc y el carbono fluyen los electrones del primero al segundo. Cuando el envase de zinc se ha agotado o la pasta está seca, la batería está "muerta".

Materiales:

1 batería común de zinc/carbono (¡¡no alcalina!!) y todo lo que haga falta para abrirla (tenazas y tijeras de hojalatero). Agua oxigenada (H_2O_2) de 20 volúmenes (comercial), pH-metro, tubos de ensayo, vaso de precipitados, varilla de vidrio o plástico y solución diluida de NaHCO_3 .



Procedimiento:

Desarma la batería e identifica sus partes con las esquematizadas en la figura. Busca dónde están conectados los polos y con qué están relacionados (¿Qué signo tienen? Fíjate en la etiqueta). Observa que el recubrimiento exterior (Zn) es uno de los electrodos. El otro es una barra de grafito. En medio de ambos se encuentra una pasta negra (carbón + el electrolito). Huélela con cuidado. Agrega un poco de la pasta en agua y mide el pH de la solución.

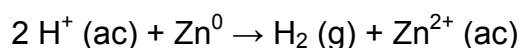
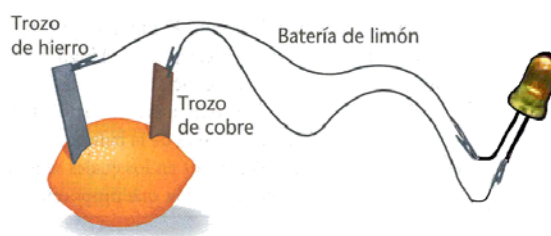
Para separar el oxidante (MnO_2), vierte agua dentro del vaso de precipitados y coloca allí la pasta. Agita con la barilla y lava. Repite esta operación hasta separar el electrolito del polvo de carbón. Coloca un poco del líquido en un tubo de ensayo y mide el pH. Para comprobar la presencia de amonio, agrega unas gotas de solución de bicarbonato de sodio y huele cuidadosamente. Podemos detectar la presencia del oxidante (recordando en este caso se trata de MnO_2) haciéndolo reaccionar con agua oxigenada: agrega una pequeña cantidad del polvo carbón obtenido y 2 mL de H_2O_2 comercial (20 volúmenes) a un tubo de ensayos (la reacción ocurre mejor en medio ácido). La liberación de burbujas (oxígeno) indica que el MnO_2 está trabajando como oxidante. Plantea la reacción que ocurre.

EXPERIMENTO N°21

BATERÍA DE LIMÓN.

Compara y relaciona la química, e identifica los componentes de esta batería, esta vez en un marco “natural”. No todas las baterías son como la de Zn/C que viste en el experimento anterior. Para fabricar una, sólo necesitas tener una especie que pueda oxidar a otra y una manera de separar las reacciones. En este caso, aprovecharás dos cosas: por un lado, los diferentes potenciales de reducción de dos metales conocidos, y por otro, el contenido normal de electrolitos de un organismo viviente: un limón, por ejemplo. Éste nos proporcionará iones Cu(II) y Fe(II) para hacer funcionar la batería.

Puedes realizar una batería sencilla colocando dos objetos metálicos diferentes dentro de un limón. Los metales son los electrodos de la batería, el jugo del limón que contiene un ácido débil, es el electrolito. Una pieza de zinc y una barra de cobre pueden trabajar muy bien como electrodos. La fuerza electromotriz producida puede encender un diodo emisor de luz. Para encender una bombilla se requiere mucha mas corriente de la que se genera en esta celda “natural”. Para medir la corriente generada debes usar un miliamperímetro que sea capaz de detectar corrientes tan bajas como 1 miliamperios (mA) o 0,001 Amperios (A). Para obtener mayor corriente debes conectar varios de estos dispositivos en paralelo, por ejemplo para encender una pequeña bombilla o un ventilador. Intenta este experimento con diferentes frutas e intenta conectar varias en serie y en paralelo. Para que la batería del limón funcione mejor con los electrodos de Zn^0 , que pueden fabricarse a partir de los restos de una simple pila de Zn/C, conviene sumergirlos un rato antes en el limón, permitiendo disolver algo de Zn, según la ecuación:



Los protones (H^+) son aportados por el medio ácido dentro del limón. Una bombilla de linterna requiere normalmente 0,250 A. Calcula cuantos limones se requieren para encender una bombilla como esta si una celda construida con un limón genera tan sólo 0,0005 A. ¿Cómo debes conectar los limones? ¿En serie o en paralelo?





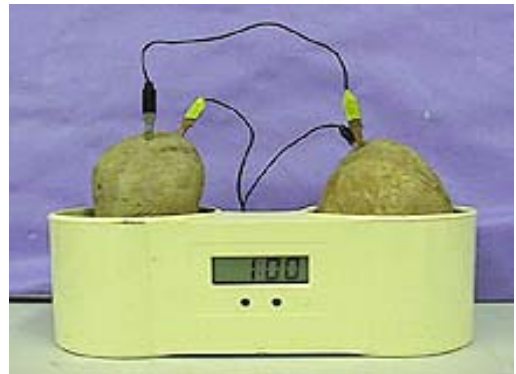
En caso de que no encienda:

- Fíjate bien en las conexiones y electrodos; que los cables no estén cortados y que haya buen contacto.
- Puede ser que no haya suficientes iones Cu(II) o Zn(II) en el medio de reacción. Inyecta 0,5 mL de solución de los iones correspondientes en cada electrodo.
- La potencia de la batería formada no alcanza para hacer circular corriente suficiente. Arma otra batería-limón en serie (poniendo tres batería de limón en serie puedes hacer funcionar una calculadora).

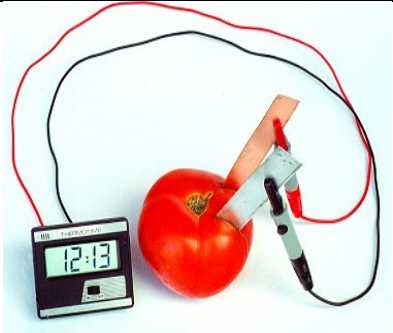

EXPERIMENTO N°22

RELOJ DE PAPA

Un experimento similar a este puede ser el reloj de papa o de tomate donde se sustituyen los limones por dos papas (o la fruta que desee) y se conectan a un reloj digital de poco amperaje. Los electrodos un trozo de cobre y otro de zinc al igual que en el caso anterior pueden actuar como electrodos. Hay una



infinidad de dispositivos pequeños que pueden ser usados para probar este sistema entre ellos podemos adicionar ventiladores y calculadora.s

	
Reloj digital de tomate	Ventilador potenciado por una celda Cu/Zn en solución de H_2SO_4

EXPERIMENTO Nº23

BATERÍA CASERA

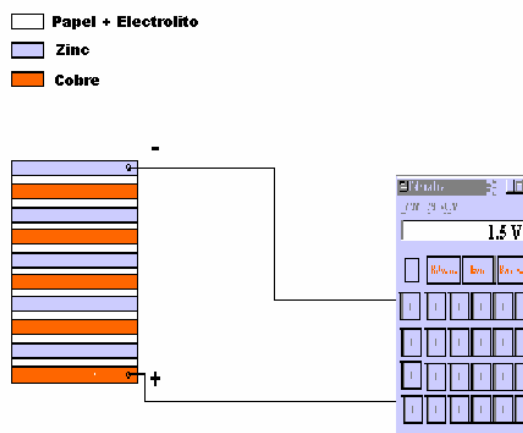
Una pila o batería es un dispositivo portátil capaz de generar electricidad a partir de una reacción redox. Las pilas comunes, llamadas pilas de Leclanché o pilas secas consisten en un ánodo de zinc, un cátodo de grafito rodeado de óxido de manganeso, y un electrolito o pasta química compuesta por cloruro de amonio y cloruro de zinc. Estrictamente hablando, la pila no es seca sino que contiene una pasta en lugar de una solución acuosa.

Materiales

Monedas de cobre y de otro material (o láminas cortadas en círculos de dos metales cualquiera), papel de filtro, papel absorbente, o cartón; cortado del tamaño de las monedas, limón verde, vinagre, sal común, 2 pedazos de cable delgado, 1 rollo de cinta aislante, plastilina o un soldador con estaño.

Procedimiento

Coloca las monedas o corta las láminas de los metales en forma de círculos. Luego envuélvelas con el jugo de limón, (o el electrolito de su preferencia) los círculos de papel seleccionado entre cada una de ellas. Haz una pila de monedas, alternando las de cobre con las de algún otro metal (igual cantidad de ambas) e intercalando un círculo del papel bien envuelto entre cada una de ellas. Cuidando de que al finalizar en cada extremo quede un metal diferente al que se le unen con cuidado (con plastilina o soldando) los extremos de cada cable. Envuelve la pila de monedas con cinta aislante. Prueba la pila con un voltímetro; si el voltaje de la pila alcanza el valor de



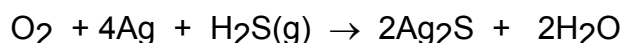


voltaje requerido por un dispositivo seleccionado prueba la pila para ponerlo a funcionar con una calculadora o cualquier de los dispositivos nombrados anteriormente. Debes siempre tomar en cuenta la cantidad de corriente que el dispositivo fabricado es capaz de proporcionar; recuerda que la cantidad de corriente depende del número de especies que se oxidan y que se reducen, y que el voltaje sólo te indica la tendencia que tienen las especies para reducirse y oxidarse –intercambiar electrones.

EXPERIMENTO Nº24

LIMPIEZA DE MATERIALES DE PLATA.

Abras visto que los objetos de plata o con baño de plata tienen una superficie que brilla, este brillo se va perdiendo con el transcurrir del tiempo y la manipulación paulatinamente restándoles belleza. Esto ocurre por que la plata metálica sufre una reacción química con el H_2S que se encuentran en el aire. Dicha reacción es:



Materiales:

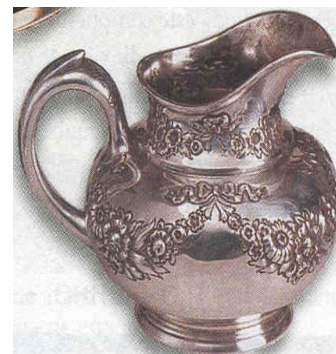
La pieza de plata a limpiar, una olla grande, papel aluminio, agua caliente, bicarbonato de soda (1/4 taza por litro de agua)

Procedimiento

Caliente el agua a ebullición, añada el bicarbonato de sodio y ponga en el fondo de la olla el papel aluminio cuidadosamente, coloque el objeto a limpiar en la solución asegurándose que el objeto este en contacto directo con el papel de aluminio y que además este totalmente sumergido.



Inmediatamente la plata empieza a brillar removiéndose de esta forma todo el Ag_2S que le confería el aspecto opaco al objeto. El aluminio actúa como agente reductor, esta reacción es más rápida en agua caliente. En ella los átomos de sulfuro son transferidos de la plata al aluminio tal como se muestra:



El Al_2S_3 queda adherido al aluminio o como hojuelas amarillentas en el fondo de la olla. Todo este proceso ocurre debido a que al estar en contacto el objeto con el aluminio entre ellos ocurre una reacción que hace fluir una corriente eléctrica pequeña, este tipo de reacción es ya muy conocida ya por todos nosotros y se trata de una reacción electroquímica.

EXPERIMENTO N°25

ALCOHOLIMETRO

Este es un dispositivo sencillo de realizar y esta basado en reacciones redox,

Materiales:

Globo inflable, tubo de vidrio, sílica gel, ácido sulfúrico, dicromato de potasio y enjuague bucal

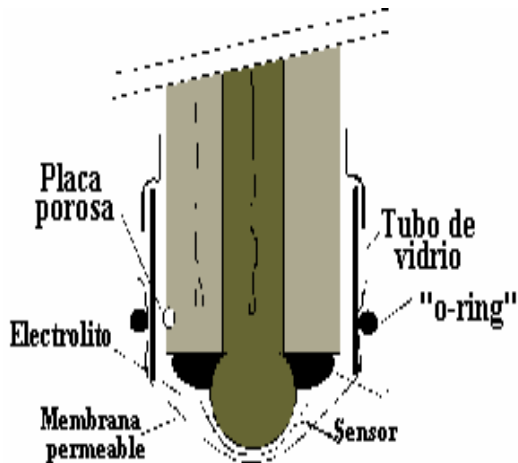
Procedimiento:

Tal como se muestra en la figura este dispositivo consta de una bolsa inflable conectada a un tubo que contiene dicromato de potasio en sílica gel y ácido sulfúrico, al soplar a través de la boquilla, el aliento con vapores de alcohol sufre una reacción redox con el dicromato. A medida que el etanol se oxida, los iones dicromato (anaranjados) se reducen hasta los iones Cr^{+3} (azul-verdoso). El color exacto que se produce nos da un calculo aproximado del nivel de alcohol en la sangre.





EXPERIMENTO N°26



SENSOR DE CO₂

La elaboración de dispositivos para medir CO₂ en fenómenos reales lleva a conectar esta disciplina con otras áreas, como la química biológica, biología y otras. Algunos ejemplos de aplicaciones que se pueden ensayar con un dispositivo de este tipo serían: estimación del contenido de CO₂ en bebidas gaseosas; CO₂ el aire exhalado por los pulmones y los cambios en la concentración de CO₂ por efecto de la

fotosíntesis. En esta práctica nos proponemos a construir un dispositivo (sensor) capaz de determinar la cantidad de CO₂, empleando membranas permeables y económicas que pueden encontrarse en el comercio local o fabricarse de manera sencilla, y un detector de pH de bajo costo.

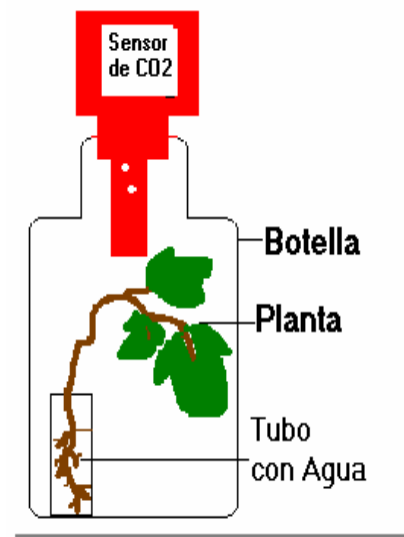
Materiales:

Un pH-metro, membranas (formado a partir de bolsas de plástico de diferentes tipos, membranas de silicón), cloruro de sodio, bicarbonato de sodio, agua destilada, citrato de sodio, ácido sulfúrico o fosfórico.

Procedimiento:

Se prepara una solución reguladora con 58 grs de cloruro de sodio y 84 grs de bicarbonato disueltos en agua destilada.

Se prepara una solución reguladora de citrato de sodio 1M y se ajusta el pH a 4 con ácido fosfórico. Otra solución a preparar es de bicarbonato de sodio 0.02N.



El dispositivo es ensamblado como el que se muestra en la figura. Donde es recubierto por de una membrana permeable que contiene la solución reguladora.

El principio básico es este dispositivo este en que cuando el CO_2 se disuelve en agua, solo puede estar presente de dos maneras: Disuelto como gas (presión de CO_2 , que es igual a la fracción de CO_2 según la ley de Henry) y como ácido carbónico (H_2CO_3). En el estado estacionario las concentraciones de estos son iguales. La presión parcial esta relacionada con el pH de la muestra ya que el H_2CO_3 se disocia en H^+ y HCO_3^- . El pH esta relacionado con la presión parcial de CO_2 y la concentración de sodio por la relación:

$$\text{pH} : -\log_{10} k_1 \alpha [\text{CO}_2] / a[\text{Na}^+]$$

Donde k_1 es la constante de disociación del ácido carbónico, α es el coeficiente de solubilidad del CO_2 . La concentración alta y constante del ión sodio en la solución reguladora asegura que los cambios de pH estén directamente relacionados con la presión de CO_2 . Un experimento sencillo para probar el sensor esta detallado en la figura.

EXPERIMENTO N°27

INDICADOR DE REPOLLO MORADO

En algunas de estas prácticas se hace uso de indicadores ácido base comerciales (el mas recomendado ha sido el azul de bromo timol), si no se tiene a la disposición acá vamos a describir uno sencillo que puede ser realizado sin complicaciones. Se ha seleccionado el repollo morado ya que el pigmento que contiene le permite cambios de color cuando la acidez del medio cambia. Pasando de morado a rojo brillante en medio ácido y para la base el cambio pasando por verde hasta llegar a amarillo.

Materiales




½ cabeza de repollo morado pequeña, un cuchillo, agua destilada, tazas de medidas (o cilindros graduados), cucharas de medidas (o cilindros graduados), colador, bolsas con cierre hermético y un mortero.



Procedimiento:

Corte el repollo morado en pedazos pequeños y coloque dos tazas de mismo en un recipiente y agregue 1 taza de agua destilada ponga a hervir y mezcle por 5 minutos, pase por un colador y quédese con el líquido y deseche el repollo. Esta solución es estable durante 4 días. Si se impregna papel de filtro con este líquido, tenemos papel indicador que funciona bastante bien. Para trabajos más detallados se podría realizar una tabla de colores que nos indique claramente que pH están ocurriendo los cambios observados.

Las características del indicador obtenido son:

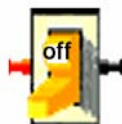
indicador extraído de la remolacha	
color que adquiere	medio en el que está
rosa o rojo 	ácido
azul oscuro 	neutro
Verde 	básico

TEST DE RESPIRACIÓN (PARA DIVERTIRTE UN RATO)

Dale a alguien un vaso que contiene un poco de agua con extracto de remolacha y unas gotas de amoníaco casero y pídele que sople a través de un pitillo. Puedes presentarlo como un test de alcohol, mal aliento, etc. La disolución pasará de color verde esmeralda a azul oscuro. Si ahora le añades vinagre, la disolución adquirirá un color rojo. Al soplar expulsamos dióxido de carbono (CO_2) que en contacto con el agua forma ácido carbónico (H_2CO_3). Este ácido formado, neutraliza el amoníaco que contiene la disolución y por ello el cambio de color. Al añadir vinagre la solución adquiere un pH ácido.

OTRO INDICADOR

Podemos preparar fácilmente un indicador comprando un chicle laxante (conteniendo fenolftaleina) en la farmacia y agitándolo en un vaso con un poco de agua. Luego filtrar para obtener una solución límpida. La solución así obtenida será incolora en medio ácido o neutro y tomará color rosado violáceo en medio alcalino.





BIBLIOGRAFÍA

- 1 D. Pletcher y F. Walsh , “Industrial electrochemistry Chapman &Hall. New York. (1993)
- 2 M.M. Baizer y J.J. Petrovich, in progress in physical organic
- 3 C. Granqvist, “Solar Optical Material”Ed. M. G. Hutchins, Pergamon, Oxford, 59 (1988).
- 4 J Heinz, Ed by Steckhan. “Topics in current chemistry”,Vol 152, Springer Verlag, Heidelberg, 1 (1990).
- 5 Cabbage Patch Detective, Fun With Chemistry, Vol. 1, pp. 53-63.
- 6 Acid-Base Indicators Extracted from Plants, Chemical Demonstrations, Vol. 3, pp. 50-57.
- 7 Recopilación de INTERNET utilizando el buscador GOOGLE