



UNIVERSIDAD NACIONAL  
AUTÓNOMA DE  
MÉXICO

**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO**

**FACULTAD DE QUÍMICA**

EXPERIMENTOS Y PROBLEMAS DE APOYO PARA LA ENSEÑANZA DE LA  
QUÍMICA A NIVEL MEDIO SUPERIOR

*Tesis*

**QUE PARA OBTENER EL TÍTULO DE**

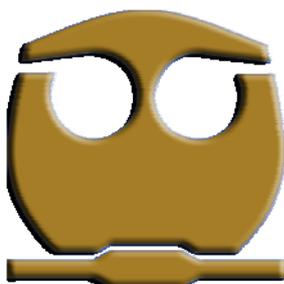
**QUÍMICO FARMACÉUTICO BIÓLOGO**

**PRESENTA**

**Jesús Martínez Pérez**

**MÉXICO, D.F.**

**2011**





Universidad Nacional  
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

**Biblioteca Central**



**UNAM – Dirección General de Bibliotecas**  
**Tesis Digitales**  
**Restricciones de uso**

**DERECHOS RESERVADOS ©**  
**PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL**

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.



UNIVERSIDAD NACIONAL  
AUTÓNOMA DE  
MÉXICO

**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO**

**FACULTAD DE QUÍMICA**

EXPERIMENTOS Y PROBLEMAS DE APOYO PARA LA ENSEÑANZA DE LA  
QUÍMICA A NIVEL MEDIO SUPERIOR

*Tesis*

**QUE PARA OBTENER EL TÍTULO DE**

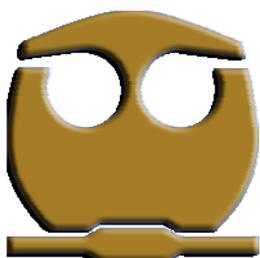
**QUÍMICO FARMACÉUTICO BIÓLOGO**

**PRESENTA**

**Jesús Martínez Pérez**

**MÉXICO, D.F.**

**2011**



## **JURADO ASIGNADO:**

**PRESIDENTE:** Profesor: GRACIELA EDITH MULLER CARRERA

**VOCAL:** Profesor: MARIA ANTONIA DOSAL GOMEZ

**SECRETARIO:** Profesor: RAMIRO EUGENIO DOMINGUEZ DANACHE

**1° SUPLENTE:** Profesor: JOSE MANUEL MENDEZ STIVALET

**2° SUPLENTE:** Profesor: EUGENIO OCTAVIO REYES SALAS

## **SITIO DONDE SE DESARROLLÓ EL TEMA:**

**LABORATORIO 114 DEL EDIFICIO B**

**ASESOR DEL TEMA:**

MARIA ANTONIA DOSAL GOMEZ

**SUSTENTANTE (S):**

JESÚS MARTÍNEZ PÉREZ

**A MIS PADRES,**

**PORQUE SIN SU APOYO, ESTO NO HABRÍA SIDO POSIBLE**

## Índice

Introducción .....	1
Marco teórico .....	3
Metodología .....	6
Resultados y discusión .....	
Inicio .....	8
Instrucciones .....	15
Ácidos y Bases .....	16
Óxido-Reducción.....	24
Fisicoquímica y Química Orgánica.....	39
Propiedades coligativas.....	49
Química Orgánica. Ejercicios .....	53
Respuestas a las preguntas y problemas de Ácido-Base.....	58
Respuestas a las preguntas y problemas de Óxido-reducción.....	65
Respuestas a las preguntas y problemas de Propiedades coligativas.....	73
Respuesta a los ejercicios de Química Orgánica.....	74
Conclusiones.....	79
Bibliografía .....	80
Apéndice .....	82

## **Introducción**

Este trabajo se elaboró pensando en los profesores de química de bachillerato que buscan alternativas complementarias de enseñanza que les permitan a sus alumnos reafirmar, aplicar y ejercitar los conocimientos que de esta ciencia han adquirido en la escuela. En este sentido este material también puede ser de interés para los estudiantes de bachillerato que deseen participar en la olimpiada nacional de química.

Para ello se presentan algunos experimentos de sencilla realización y una serie de preguntas y problemas de química que, redactados de una forma diferente a la común en bibliografía, brinden al estudiante interesado la oportunidad de reforzar y ampliar los conocimientos adquiridos como producto de sus actividades escolares.

Este trabajo no es una guía de estudio que proporcione los fundamentos teóricos fundamentales para la comprensión de la materia de estudio y tampoco es una guía complementaria a los planes de estudio del bachillerato; de hecho, no puede ser utilizado con la intención de adquirir los conocimientos básicos y fundamentales de la química pero significa una importante ayuda para reforzar los que ya se tienen.

Los experimentos que se proponen en este trabajo están pensados y diseñados para ser realizados con materiales de bajo costo y fácil adquisición. El propósito es que los lectores que sientan interés por esta importante ciencia, puedan realizarlos y apreciar personalmente las manifestaciones de cambios químicos fundamentales e interpretarlos adecuadamente para su mejor comprensión. Cabe señalar que la forma sugerida de realizar estos experimentos significa una posible opción que no necesariamente debe seguirse al pie de la letra para obtener un beneficio de este material; de hecho la redacción se presenta como una guía que explica, paso a paso, el

desarrollo experimental a manera de narración y no de instrucciones imperativas.

Cabe señalar que aunque los materiales propuestos son de fácil adquisición y los procedimientos sugeridos se pueden llevar a cabo en casa, se recomienda que se desarrollen en un laboratorio escolar bajo la instrucción y apoyo de algún docente y, si fuera posible, como actividades en equipo.

Adicionales a los experimentos propuestos se agregan algunas preguntas y problemas relacionados con el tema experimental y con diferentes grados de dificultad; en general, están diseñados de tal forma que su resolución no se limite únicamente a la aplicación de una simple fórmula o de una metodología mecanizada, sino que se requiera aplicar criterio y razonamiento para llegar al resultado.

### **Marco teórico**

En el diseño de este trabajo se trató de utilizar el modelo educativo conocido como Aprendizaje Basado en Problemas (Problem-Based Learning, PBL) que fue introducido en las décadas de los 60's y 70's por un grupo de educadores médicos de la Universidad de McMaster como propuesta educacional innovadora para estudiantes de Medicina

En 1986, Barrows define al aprendizaje basado en problemas como un método de aprendizaje basado en el principio de usar problemas como punto de partida para la adquisición e integración de los nuevos conocimientos. En general, este modelo de aprendizaje consiste en que el profesor proporciona un problema de la vida real a los alumnos para que éstos, integrados en pequeños equipos, hagan uso de los recursos que tengan disponibles para desarrollar y hallar una solución al problema planteado. Así, las características fundamentales de esta metodología que provienen del modelo desarrollado en McMaster son las siguientes:

- el aprendizaje está centrado en el alumno
- el aprendizaje se produce en pequeños grupos de estudiantes
- los profesores son facilitadores o guías
- los problemas constituyen la base de la organización y estímulo para el aprendizaje
- la nueva información se adquiere a través del aprendizaje autodirigido

Esta metodología de enseñanza ha sido ha sido muy estudiada y utilizada en numerosas universidades del mundo y su empleo es cada vez más popular. Aunque originalmente haya sido planeada para los estudiantes de educación superior en medicina, actualmente se aplica a estudios superiores en diferentes áreas, desde la enseñanza de las ciencias hasta la enseñanza de los idiomas.

Diversas investigaciones realizadas al respecto concluyen que entre las ventajas de la enseñanza por medio del aprendizaje basado en problemas destacan que:

- motiva al estudiante
- amplía su interés
- se obtiene satisfacción durante el aprendizaje
- se aprende a utilizar una gran variedad de recursos de aprendizaje
- desarrolla estrategias para la resolución de problemas
- proporciona una perspectiva crítica en el proceso de aprendizaje
- se logra una comprensión más profunda, autodirección, retención y transferencia superiores de la información y los conceptos
- el conocimiento adquirido es más persistente
- se promueve el sentido de competencia en el estudiante

Se considera que el modelo es una alternativa alentadora para la enseñanza de las ciencias ya que en química existen una gran variedad de casos en los que se pueden plantear situaciones de la vida real que inicien el proceso de aprendizaje basado en problemas.

Este trabajo significa un esfuerzo por tratar de desarrollar una guía, dirigida a aquél profesor que quiera abordar su enseñanza docente de tal manera que le ayude a conducir al adolescente hacia el interés de acercarse a la química por un camino diferente al tradicional de los libros de texto.

El planteamiento está pensado para que el profesor le proponga al estudiante el desarrollo de algún experimento en el que utilice su conocimiento básico de esta ciencia y en el que, con la ayuda de consulta de bibliografía complementaria, pueda aplicar su creatividad para adquirir un conocimiento más profundo que le permita inclusive

relacionarla con aspectos de la vida diaria. En cierta forma coincide con el modelo de PBL en cuanto que pretende incrementar la motivación del estudiante ampliando su interés por la química dándole satisfacción en su aprendizaje y en tanto que intenta proporcionarle un conocimiento más persistente y procura promover su sentido de competencia. Sin embargo, los experimentos propuestos no corresponden a problemas de la vida diaria ni tampoco se favorece el trabajo colaborativo en pequeños grupos como es el caso en la enseñanza escolarizada.

Por otra parte, los estudiantes de nivel preuniversitario que tengan interés en participar en la Olimpiada Nacional de Química pueden encontrar en este trabajo una posibilidad para desarrollar habilidades en la resolución de problemas que representan una forma de conocimiento no memorístico

## **Metodología**

Se diseñaron algunos experimentos, cuya realización es posible con materiales de fácil acceso y bajo costo, orientados a ilustrar de forma práctica algunos de los conocimientos incluidos en los planes de estudio de Química a nivel bachillerato. Los experimentos fueron elegidos y desarrollados con la intención de abordar algunos de los temas básicos de estudio en Química: ácidos y bases, óxido-reducción, propiedades coligativas y métodos de separación. Todos fueron diseñados y realizados personalmente por el autor buscando los materiales y condiciones convenientes para que el experimento ilustrara claramente su propósito.

Se planearon de tal manera que cada uno de ellos correspondiera a un capítulo de este texto y se abordaron tratando de despertar la curiosidad de manera informal haciendo uso de la narración en primera persona del plural. El diseño y la redacción se orientaron de tal manera que el lector que así lo deseara pudiera realizar el experimento él mismo, obtener sus propios resultados y formular sus propias conclusiones; no obstante, si no le fuera posible realizar los experimentos podría continuar sin problema con el estudio del material, ya que en el mismo capítulo se muestran los resultados obtenidos por el autor durante el desarrollo del experimento y no habría ningún inconveniente para analizar y ejercitar los problemas propuestos. La ventaja de realizar personalmente los experimentos sugeridos sería básicamente para el desarrollo de habilidades prácticas y para despertar la inquietud de resolver las dudas que pudieran surgir durante el procedimiento práctico. Con estas ideas es posible que el docente de bachillerato interesado, pueda utilizar este material como un apoyo teórico y práctico tanto en el aula como en el laboratorio.

Adicional a la descripción de la metodología para realizar los experimentos se proponen, igualmente redactadas en primera

persona del plural, algunas preguntas abiertas de relación directa con el tema esencial de cada experimento propuesto. Estas preguntas ofrecen al lector la posibilidad de reafirmar los antecedentes teóricos y su comprensión sobre el tema.

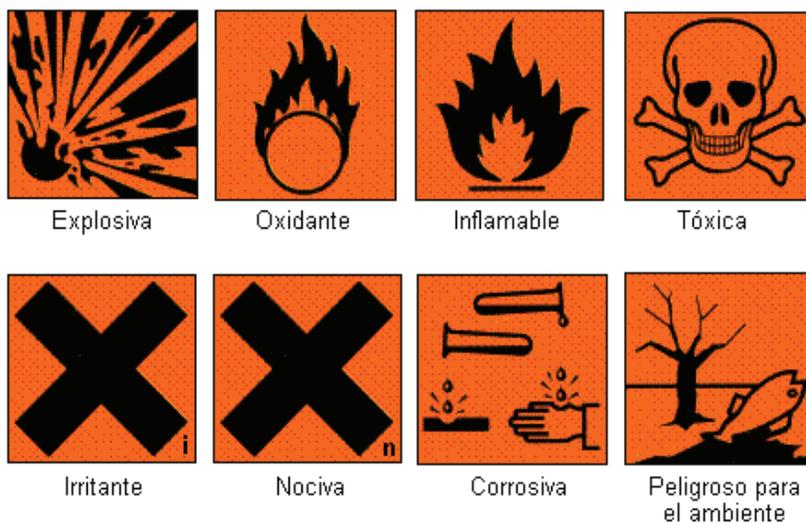
Finalmente se incluye un capítulo con la resolución de las preguntas, ejercicios y problemas formulados a fin de que tanto el profesor como el alumno puedan comparar con sus propios resultados y para que, eventualmente, puedan aclarar las dudas o dificultades presentadas durante el ejercicio de este trabajo.

## Inicio

Los experimentos que se proponen en este trabajo no representan un peligro significativo para aquellas personas interesadas en llevarlos a cabo de acuerdo a la metodología propuesta. No obstante, es importante recalcar que las sustancias químicas y materiales deben manipularse teniendo en cuenta diversas precauciones. Si bien estos experimentos están diseñados para poderse realizar con materiales de muy fácil adquisición y para ser realizados en casa, es necesario tomar ciertas medidas de seguridad; por tanto, el uso de bata de laboratorio y lentes es imprescindible y también lo es, en ocasiones, el empleo de guantes.

Cabe recordar que existe una simbología que indica las características de las sustancias químicas y, en consecuencia, sugiere las precauciones necesarias para su manipulación.

A continuación se ilustran algunos de esos símbolos y su significado:



Para que el lector pueda realizar los experimentos que a continuación se proponen, se requieren de diversas sustancias químicas de adquisición relativamente sencilla. A continuación se enlistan las que son necesarias en los procedimientos recomendados en esta guía

incluyendo el símbolo correspondiente en los casos en que esto sea necesario

**Agua.** El agua, por ser el disolvente universal, es un compuesto de suma importancia en el laboratorio escolar de química. Si bien en muchos lugares de México es posible tomarla directamente del suministro, la presencia de una gran cantidad de sales minerales y cloro hacen que el agua del grifo (de la llave) no siempre sea adecuada para la realización de los experimentos que se proponen a continuación. Una buena alternativa para tales fines es utilizar agua embotellada que puede adquirirse con gran facilidad y a un precio relativamente accesible. Si se tiene como propósito emprender los experimentos aquí propuestos, se recomienda adquirir un garrafón de aproximadamente 10 litros de agua purificada de alguna marca comercial que presuma ser baja en minerales, y destinarlo para uso exclusivo de experimentación.



**Etanol.** El alcohol que se puede adquirir en las farmacias o tiendas de abarrotes es también conocido como alcohol etílico de caña. Se encuentra en dos presentaciones, una cuya botella está grabada con impresión azul, y otra que está grabada con impresión roja. La diferencia es que el de la botella azul contiene etanol de 76 °, es decir, que es etanol al 76%. El alcohol de letras rojas es conocido como alcohol del 96° (96% de etanol). Para el desarrollo de los experimentos propuestos, es conveniente contar con al menos medio litro de alcohol del 96°.

En muchos de los experimentos propuestos utilizaremos como reactivos principales ácido muriático y amoníaco. Estos productos son de fácil adquisición en tlapalerías, farmacias y tiendas dedicadas a la venta de productos de limpieza.



Irritante



Corrosiva

El **ácido muriático** es una forma comercial no refinada del ácido clorhídrico (HCl). Es utilizado comúnmente para remover (limpiar) sarro de muchas superficies. También se le conoce como "quita sarro". Su concentración puede variar de acuerdo al lugar en donde se adquiera. Puede ser muy diluido, sobre todo si su adquisición es a granel, o bien se puede encontrar a mayor concentración en envases con marca registrada. Al contacto con la piel produce lesiones graves sobre todo cuando se encuentra en su forma más concentrada.



Irritante



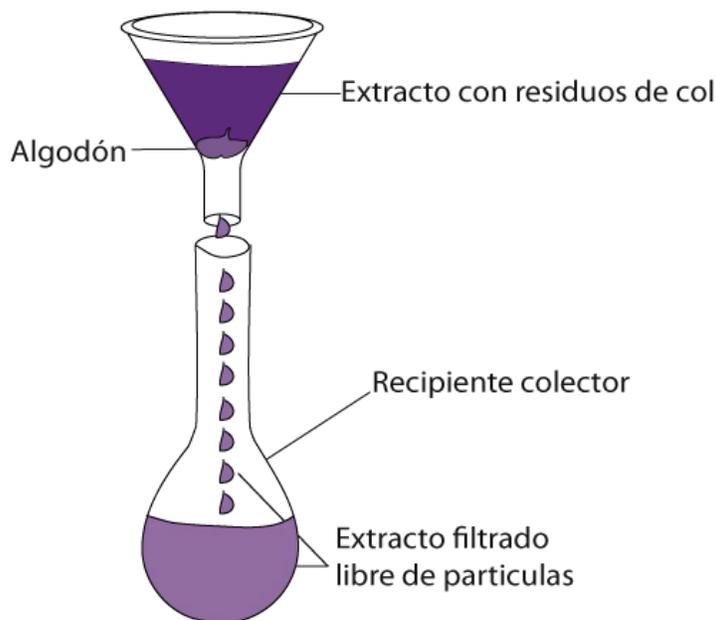
Corrosiva

El **amoníaco (NH<sub>3</sub>)** es un gas muy soluble en agua de amplio interés industrial. Comercialmente expende en disolución acuosa mal llamada hidróxido de amonio. Éste compuesto es una base débil y su uso doméstico es muy amplio, destacando como limpiador de vidrios y de otras superficies que se encuentran percutidas por el cochambre. Tiene un olor picante y desagradable, y cuando se encuentra en su forma concentrada (aproximadamente al 25% en medio acuoso) desprende vapores que pueden causar irritaciones severas a mucosas (nariz y ojos). Para los fines de esta compilación debemos de preparar una dilución del amoníaco comercial y de preferencia depositarlo en el interior de un frasco con gotero para que sea más fácil su manipulación. La dilución sugerida es la siguiente: colocar en un vasito de plástico aproximadamente 5 mL de amoníaco tan concentrado como viene en el recipiente de adquisición (cuya concentración es comúnmente entre el 25 y el 28 por ciento en peso), y diluirlo con aproximadamente 25 mL de agua. El volumen de amoníaco lo podemos medir utilizando una jeringa sin aguja. Hay que tener en cuenta en todo momento que el amoníaco es una sustancia muy irritante para las mucosas y para la piel y no se debe tener

contacto directo con él. Por esa razón es importante utilizar guantes y lentes de seguridad durante su manipulación.

El **extracto de col morada**, es un indicador ácido base muy fácil de preparar, y muy útil para ilustrar muchos fenómenos ácido base. Aunque diversos autores proponen diferentes formas de preparación, a continuación se menciona una que da buenos resultados para los experimentos desarrollados en este texto:

Colocar aproximadamente 250 gramos de col morada fresca finamente picada en un recipiente que pueda ser calentado al fuego directo. Agregar aproximadamente medio litro de agua purificada y calentar lentamente hasta ebullición. Posteriormente, apagar el fuego y agregar una cantidad cercana a los 100 mL de alcohol etílico del 96° (media taza) al extracto, y esperar a que enfríe a temperatura ambiente. Colar el extracto utilizando una tela y una coladera de cocina, hasta obtener una disolución de color parecido al morado que es totalmente transparente y libre de partículas residuales del vegetal.



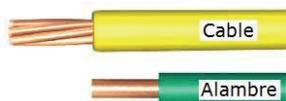
La adición del etanol es muy importante, porque al ser el extracto acuoso de un producto vegetal, es susceptible a la contaminación microbiana y una consecuente descomposición. La presencia de alcohol funciona como un buen conservador que prolonga la vida útil del extracto como indicador ácido base. De cualquier manera el recipiente que lo contenga debe estar debidamente etiquetado, y de preferencia conservarse en refrigeración.



**Agua oxigenada.** El peróxido de hidrógeno en su forma diluida se conoce como agua oxigenada. Se puede conseguir fácilmente en las farmacias a un precio accesible. La concentración comercial es de 11 volúmenes de oxígeno. Este dato significa que: "1 litro de agua oxigenada a concentración de 11 volúmenes de oxígeno, puede liberar 11 litros de oxígeno gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura".

### Otros materiales y accesorios importantes.

**Cobre.** Es un metal que es accesible y fácil de conseguir. Dos de sus formas comunes son el alambre y el cable de cobre. Ambos son de mucho interés en la electricidad, por las buenas características conductoras del metal. El alambre de cobre es un único filamento de cobre que se encuentra recubierto por un aislante, que suele ser plástico. Se manejan diferentes calibres, siendo el calibre 12 el más útil para los experimentos propuestos. El cable de cobre está formado por varios alambres muy delgaditos que están trenzados de tal forma que dan lugar a un segmento conductor que es más flexible que el alambre.



**Hierro.** Es difícil que en la vida cotidiana se encuentre este material en forma aislada. La mayoría de compuestos metálicos que nos

rodean y que funcionan como estructuras están fabricadas fundamentalmente de este metal; sin embargo, se encuentra formando aleaciones con otros elementos para mejorar sus propiedades. Quizá la forma cotidiana más común del hierro es el acero, que dependiendo su origen y propósito varía en composición. El alambre recocado, y los clavos son objetos accesibles que en su mayoría contienen hierro y cantidades mínimas de cromo y carbono. De cualquier forma, consideremos ambos materiales como objetos que para los fines de este texto están compuestos fundamentalmente de hierro.

**Jeringas.** las jeringas representan una muy buena alternativa para medir volúmenes relativamente pequeños. Definitivamente la exactitud de una jeringa no se compara con la que ofrece una pipeta volumétrica; sin embargo, dado su costo bajo y su fácil adquisición en prácticamente todas las farmacias, es el material volumétrico que será de uso preferencial para los experimentos propuestos y desarrollados en este texto.

**Eliminador DC.** La corriente directa es de mucho interés en la química, porque con ella pueden llevarse a cabo numerosas reacciones electroquímicas. Un eliminador DC es el dispositivo que permite convertir la corriente eléctrica de suministro, que en México es de 127 V AC (corriente alterna) para uso doméstico, en corriente directa de potencial y corriente definida (voltaje y amperaje DC). Este tipo de dispositivos se utiliza comúnmente para hacer funcionar aparatos electrodomésticos pequeños que demandan una cantidad pequeña de energía. Para tener más control en los experimentos es conveniente adquirir en tiendas de electrónica un eliminador universal, como se muestra en la fotografía. Este tipo de eliminadores proporciona la versatilidad de elegir uno entre varios potenciales de salida (1,5; 3,0; 4,5; 6,0; 7,5; 9,0 y 12,0 Volts) con una corriente constante de 500 o 1000 miliamperios.



En caso de no contar con un eliminador es posible utilizar en los experimentos de electroquímicas baterías de 9 V que se encuentran disponibles a un precio comercial accesible.



## **Instrucciones**

Lee con atención la introducción a cada tema, comprende el planteamiento del problema y, si te es posible, realiza el experimento en tu laboratorio escolar con el apoyo de un supervisor académico y considerando las condiciones recomendadas. Si este pudiera ser el caso, realiza las observaciones experimentales necesarias y, con el apoyo de tus compañeros y profesores o con la consulta de libros de texto, resuelve las dudas tanto teóricas como prácticas que te llegaran a surgir. Posteriormente resuelve los problemas y ejercicios que aparecen después cada tema utilizando, cuando el caso así lo requiera, tus resultados experimentales. Finalmente compara las respuestas y la metodología de resolución con la que se propone en la sección de "soluciones".

## Ácidos y Bases

En la práctica es muy común que surja la necesidad de conocer la concentración o pureza de una sustancia presente en una mezcla o una disolución. Una alternativa frecuente para resolver el problema es realizar una valoración (conocida también como titulación). La valoración es un procedimiento por el que se añade cuidadosamente la disolución de una sustancia de concentración conocida llamada titulante o valorante a otra, llamada analito, entre las cuales se produce una reacción química. La cantidad de titulante necesaria para completar la reacción nos dice cuánto analito hay en disolución. Por supuesto es necesario saber que la reacción es suficientemente cuantitativa y conocer cuáles son las proporciones de reactantes requeridas para que la reacción sea completa (estequiometría de la reacción). Adicionalmente es necesario que se pueda detectar el punto final de la reacción mediante el cambio brusco de una propiedad física de la disolución en la cual se efectúa la reacción, por ejemplo cambio de color en las llamadas volumetrías, variación del pH, de la absorbancia, etc.

Dependiendo del tipo de reacción química que se presente existen diferentes tipos de valoraciones. Algunas muy comunes son por ejemplo, las valoraciones de ácido-base, de óxido reducción, de formación de **complejos**<sup>1</sup>, etc.

En el experimento que realizaremos a continuación se pretende determinar la concentración de una muestra de ácido muriático comercial.—Para realizar la valoración, requeriremos de una sustancia que sea capaz de reaccionar con el ácido muriático, y que además, cuando la reacción haya terminado, ocurra un fenómeno visible que represente al punto final de la valoración. Generalmente en el laboratorio se preparan disoluciones de concentración conocida con

---

<sup>1</sup> Un complejo es una especie química formada por la asociación de un catión con un donador de electrones, y se denomina también compuesto de coordinación.

sustancias de alta pureza (patrón primario con calidad de reactivo analítico) que se pesan con una balanza analítica y se disuelven en agua destilada hasta el aforo de un matraz volumétrico. Utilizando estos materiales se obtienen resultados muy exactos. Es claro que estos son productos difíciles de conseguir y suelen ser costosos. Nuestro caso no requiere de una gran exactitud y por esa razón podemos utilizar materiales que son más económicos y de fácil acceso.

Como sustancia de concentración conocida utilizaremos un medicamento que se puede adquirir en cualquier farmacia. Se trata del hidróxido de Magnesio (leche de magnesia), que se utiliza como antiácido para el tratamiento de malestares estomacales.

Los medicamentos siguen una normatividad estricta que obliga a los laboratorios que las fabrican a cumplir con varios requerimientos de calidad, entre ellos a garantizar que la concentración de principio activo en el medicamento sea muy cercano al indicado en la caja o envase. Es por esta razón que vamos a utilizar el hidróxido de magnesio como sustancia de concentración conocida para estimar la concentración del ácido muriático comercial utilizando una valoración ácido-base.

El hidróxido de magnesio es un sólido blanco con propiedades básicas (alcalinas) y poco soluble en agua. Debido a su baja solubilidad la preparación comercial que se vende como medicamento es una suspensión de color blanco. Como ya se mencionó en el capítulo anterior, el ácido muriático se trata prácticamente de ácido clorhídrico, que es un **ácido fuerte**<sup>2</sup> incoloro. Estas dos sustancias reaccionan dando lugar a cloruro de magnesio y agua. El cloruro de magnesio es una sal muy soluble y además incolora.

---

<sup>2</sup> Recordemos que un ácido fuerte es aquél que en disolución se disocia completamente.

Como material volumétrico utilizaremos jeringas pediátricas de 3 mL, que son muy baratas y se pueden conseguir sin problema en las farmacias. Estas jeringas están graduadas de 0 a 3 mL y su escala es legible de 0,1 mL.

Requeriremos como reactores para efectuar la valoración vasitos desechables de plástico del número 4 (consultar el apéndice para apreciar una fotografía de los vasitos sugeridos). También podrán servir vasos de plástico o vidrio cuya capacidad aproximada sea de 70 mL.

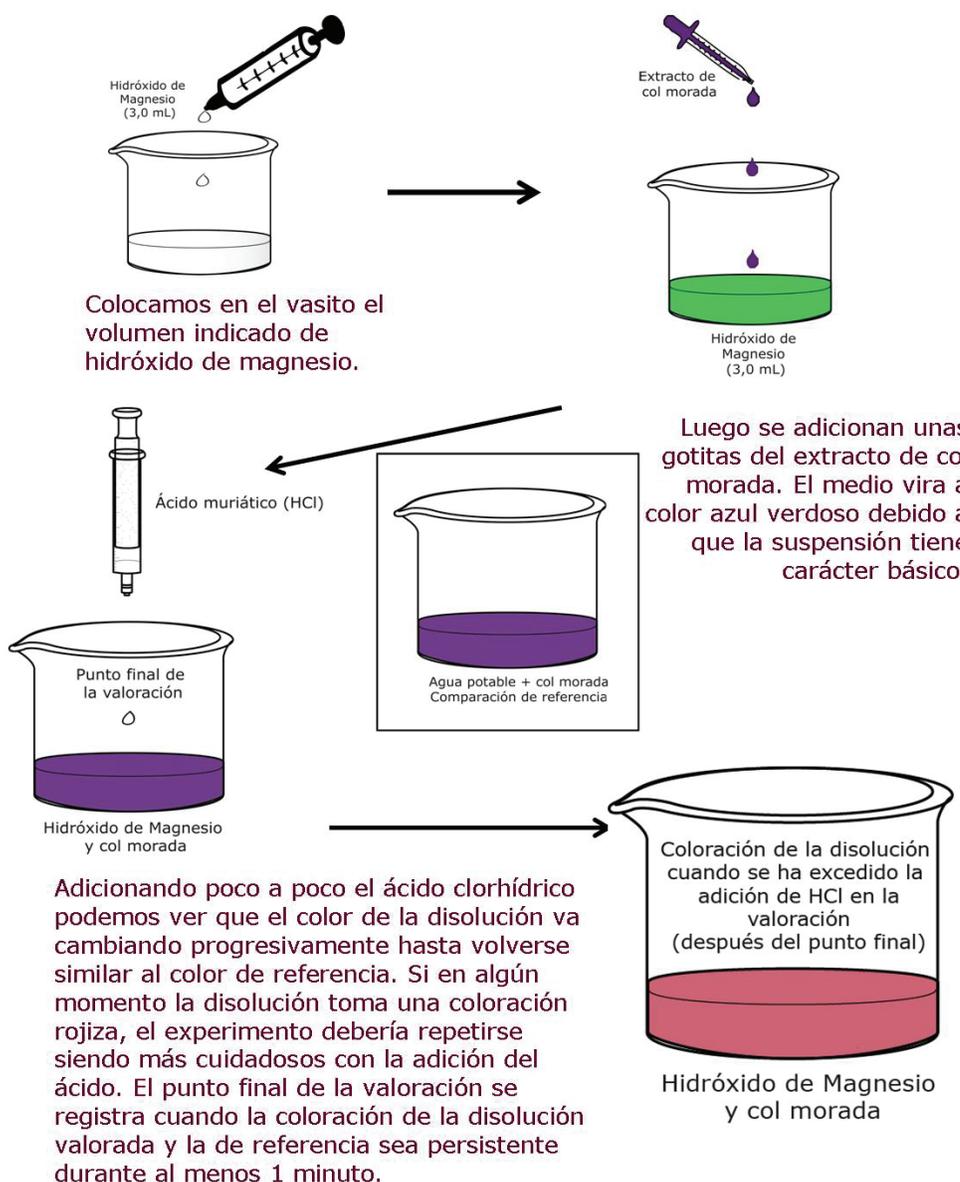
Una vez reunidos todos los materiales, procederemos de la siguiente manera:

Primero llenemos la jeringa con ácido muriático concentrado de tal forma que el líquido llene a la jeringa hasta la marca de 3,0 mL, teniendo especial cuidado en que no quede ninguna burbuja. Debemos tener mucha precaución al manipularlo, utilizando guantes y bata de laboratorio. En caso de tener contacto directo con la piel lavar inmediatamente con agua corriente de forma abundante.

En un vasito limpio, idéntico al que se utilizará en la valoración, agreguemos 3,0 mL de agua potable y adicionemos unas 10 gotitas de extracto concentrado de col morada. Utilizaremos esta disolución como referencia para comparación de color.

Coloquemos entonces 3,0 mL de hidróxido de magnesio en el vasito de plástico destinado para la titulación. Posteriormente agreguemos unas 10 gotitas de extracto concentrado de col morada. Acto seguido procederemos a realizar la valoración sujetando con una mano la jeringa que contiene el ácido muriático concentrado, el cual iremos dejando caer gota a gota en el vasito, agitando constantemente después de cada adición y comparando visualmente el cambio de color de la muestra que está siendo titulada. Apreciaremos que la disolución cambia eventualmente de color, de verde a azul, y luego a

morado. Continuaremos la adición gota a gota y agitando en todo momento el vasito hasta que observemos un color igual al de la disolución de referencia; en ese momento detenemos la adición de ácido sin detener la agitación. Si el color de la disolución valorada persiste, registramos el volumen de ácido gastado como volumen de punto final. Considerar la concentración de hidróxido de magnesio según el marbete del medicamento y proceder a calcular la concentración de HCl presente en el ácido muriático comercial.



Colocamos en el vasito el volumen indicado de hidróxido de magnesio.

Luego se adicionan unas gotitas del extracto de col morada. El medio vira a color azul verdoso debido a que la suspensión tiene carácter básico.

Adicionando poco a poco el ácido clorhídrico podemos ver que el color de la disolución va cambiando progresivamente hasta volverse similar al color de referencia. Si en algún momento la disolución toma una coloración rojiza, el experimento debería repetirse siendo más cuidadosos con la adición del ácido. El punto final de la valoración se registra cuando la coloración de la disolución valorada y la de referencia sea persistente durante al menos 1 minuto.

Recomendaciones que debemos seguir al realizar el experimento:

- dado que el hidróxido de magnesio es una suspensión, se debe agitar el envase antes de utilizarse para homogenizar su contenido
- utiliza guantes de látex para realizar todo el procedimiento. El ácido muriático es corrosivo, y podemos sufrir lesiones si entra en contacto directo con cualquier parte de nuestro cuerpo
- es necesario destinar una jeringa distinta para cada sustancia química que utilicemos
- cuando llenamos una jeringa para medir un volumen, es importante asegurar que no hay burbujas de aire en el interior; si las hay se deben de retirar con precaución de no derramar de forma desconsiderada el contenido de la jeringa
- siempre que se quiera transferir volúmenes definidos utilizando jeringas, conviene hacerlo mediante un volumen diferencial. Supongamos que queremos transferir 2,0 mL, entonces es mejor llenar la jeringa hasta el volumen de 3,0 mL y posteriormente depositar la cantidad necesaria de tal manera que el volumen final en la jeringa sea de 1,0 mL

Después de haber realizado por triplicado el experimento descrito anteriormente, hemos obtenido los siguientes resultados:

**Tabla 1**

Volumen en mL de Hidróxido de magnesio 8,5 g/100 mL	Volumen en mL de ácido muriático concentrado utilizado en la valoración
3,0	1,2
3,0	1,2
3,0	1,1

La etiqueta de la leche de magnesia proporciona una información similar a la que se muestra a continuación:

**Fórmula: Cada 100 mL contienen:**

Hidróxido de magnesio: 8,5 g

Vehículo c.b.p. 100 mL

Con los datos ilustrados en el recuadro anterior podremos contestar y resolver las preguntas y problemas que se muestran a continuación.

### Preguntas y problemas de ácidos y bases

1. ¿Cuál es la ecuación química balanceada que ocurre al reaccionar el ácido clorhídrico y el hidróxido de magnesio?
2. De acuerdo a los resultados de la tabla 1 ¿Cuál es la concentración de HCl en la muestra de ácido muriático comercial?
3. Si diluyéramos 1:50 la misma muestra del ácido muriático y quisiéramos valorar esa nueva disolución con 260 mg de bicarbonato de sodio anhidro utilizando un indicador apropiado ¿qué volumen del ácido diluido se gastaría para llegar al punto final de esta reacción?
4. Se tienen 50 mL de una suspensión que está formada por 2,5 g. de hidróxido de aluminio (III), y por 1,9 g. de Hidróxido de Magnesio (ambos compuestos son prácticamente insolubles). ¿Qué volumen de ácido nítrico  $1,3 \text{ mol L}^{-1}$  es necesario para neutralizar completamente la suspensión?
5. Como ya mencionamos, el hidróxido de magnesio es un compuesto muy poco soluble en agua cuyo valor de pKs es igual a 11,1. ¿Cuál es el pH de una disolución saturada de hidróxido de magnesio?
6. La fenolftaleína es un indicador ácido base, cuyo pH de vire es de 8,3 a 10. A pH superiores de 10 es roja y a inferiores de 8,3 es incolora. Si adicionamos un poco de fenolftaleína a una suspensión de hidróxido de magnesio ¿qué coloración adquirirá el medio?
7. Se tienen 5,3 g. de hidróxido de magnesio, a los cuáles se adicionan agua suficiente hasta completar un volumen total de 800 mL. Considerando que el valor de pKs del hidróxido de magnesio es igual a 11,1 ¿Cuántos miligramos de hidróxido de magnesio quedan presentes en la disolución?

- 8.** Se tienen 8,2 mL de NaOH 1.8 mol L<sup>-1</sup> a los que primero se adicionan 14.4 mL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0.8 mol L<sup>-1</sup> y después 1.8 mL de KOH 0.7 mol L<sup>-1</sup> ¿cuál es el pH final de la mezcla?
- 9.** Se tienen 8,5 mL de una disolución 0.2 mol L<sup>-1</sup> de HCl, y se mezclan con 15,3 mL de una disolución 0.4 mol L<sup>-1</sup> de amoníaco. ¿Cuál es el pH de la disolución resultante? pKa NH<sub>3</sub>/NH<sub>4</sub><sup>+</sup> = 9,2
- 10.** Contamos con dos disoluciones de KOH, una cuya concentración es 0,2 mol L<sup>-1</sup> y 0,5 mol L<sup>-1</sup>. Se quieren preparar 200 mL de una disolución 0.4 mol L<sup>-1</sup> de KOH. ¿Cuántos mililitros de cada disolución requeriríamos para preparar la disolución deseada?
- 11.** En el laboratorio tenemos un frasco con 1 L de ácido nítrico al 65% en masa cuya densidad es de 1,39 g/mL que requerimos neutralizar<sup>3</sup> para posteriormente desecharlo en forma inocua para el sistema de drenaje y para el medio ambiente. Para neutralizarlo contamos con carbonato de calcio en polvo, cuyo precio comercial es de \$10 por kilogramo. Contamos también con Bicarbonato de sodio, cuyo precio comercial es de \$15 por kilogramo<sup>4</sup> ¿Con qué base resultaría más barato neutralizar el ácido sulfúrico de tal forma que se llegue al punto de equivalencia, es decir que no haya exceso de ácido ni de base en la reacción?
- 12.** ¿Cuál es el pH de una disolución de 0.1 mol L<sup>-1</sup> de cloruro de amonio?

---

<sup>3</sup> El término neutralizar en este contexto se refiere a formar una sal inocua, cuyo pH en disolución no necesariamente es 7.

<sup>4</sup> Estos son precios aproximados de las sustancias a granel a la fecha de publicación de este texto.

## Óxido-Reducción

La comprensión de porqué se producen los fenómenos químicos hace que el estudio de la química sea un mundo apasionante. Al mezclar sustancias con ciertas características, en ciertas condiciones, y en ciertas cantidades... ¿podrán reaccionar o será simplemente una mezcla? ¿Qué puede surgir en caso de que haya reacción? ¿De qué color será? ¿Será venenoso? ¿Olerá bien? ¿Se obtendrá un sólo compuesto o serán varios? ¿Alguno será de interés? ¿Podrá ser usado como medicamento contra el cáncer? Responder a esta serie de preguntas es el motivo del estudio de la química y, a mi parecer, es una materia de estudio fascinante.

La gran mayoría de las reacciones químicas involucran transferencia de electrones de una especie que se oxida a otra que se reduce. El sodio, por ejemplo, es un metal sólido de color oscuro tan reductor que con el simple contacto con el vapor de agua que existe en el ambiente se oxida y provoca, a su vez, la reducción del agua formando el muy inflamable hidrógeno gaseoso. El cloro, en cambio, es un no metal oxidante que, en su forma elemental, es un gas de olor picante y característico. Resulta asombroso el hecho de saber que la sal con la que acompañamos los alimentos contiene estos dos elementos: el sodio en su forma oxidada y el cloro en la reducida y que no posee las características físicas o químicas de ninguno de ellos.

En el experimento que realizaremos a continuación mostraremos algunos de estos cambios de intercambio de electrones

Coloquemos un clavo en un vasito de plástico que contenga un poco de ácido muriático sin diluir. Después de una hora, notaremos varios cambios: el más evidente, es que la coloración del ácido muriático ha cambiado y presenta un tono más oscuro. En segundo lugar veremos unas pequeñas burbujitas de gas que eventualmente se desprenden

del clavo. Observaremos también que el clavo de ser brillante y liso, pasó a ser muy opaco y con bastantes porosidades visibles.

Ahora, hagamos el siguiente experimento. Coloquemos en un vasito un poco de ácido muriático sin diluir, y agreguemos un trozo de alambre de cobre. Después de una hora, notaremos que prácticamente no ha habido cambios en la coloración de la disolución, y notaremos también de que el alambre de cobre mantiene sus propiedades físicas prácticamente como cuando comenzó la reacción.

### **Primera parte las preguntas y problemas de óxido-reducción**

1. ¿Por qué el clavo es atacado por el ácido muriático?
2. ¿Por qué el alambre de cobre no es atacado por el ácido muriático?
3. Si se sumergiera un trozo de zinc ¿sería atacado por el ácido clorhídrico?
4. Asumiendo que el elemento principal que conforma a un clavo es el hierro, ¿cuál es la reacción química ocurre cuando reacciona con el ácido muriático?

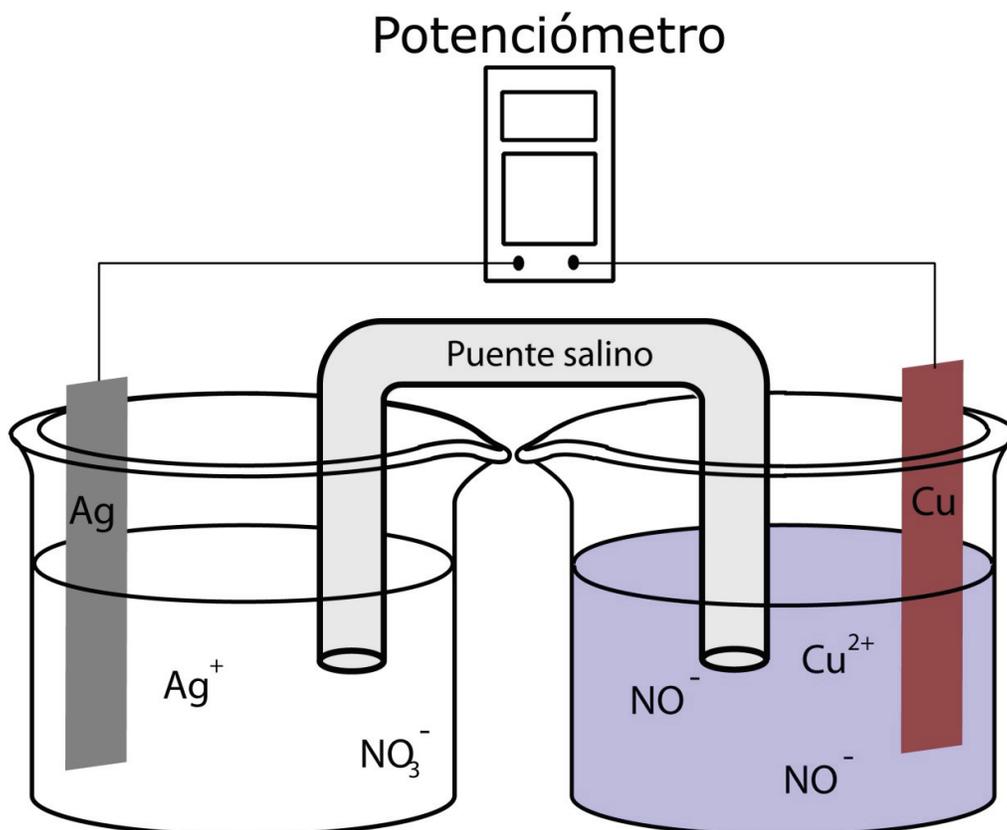
Cuando un trozo de hierro entra en contacto con la humedad del aire, comienza la oxidación, sin embargo la manifestación de este fenómeno no se puede apreciar hasta que ha transcurrido cierto tiempo y el óxido formado es suficiente para poder ser percibido por el ojo humano. La asociación que muchas personas tienen sobre el término "oxidar" es la de la formación de un óxido que se deposita sobre la superficie de un metal. En realidad, como sabemos, la oxidación es el proceso químico que implica la pérdida de electrones. En el caso del hierro oxidado, es el oxígeno el que acepta los electrones del metal; este intercambio de electrones da lugar a la formación del óxido correspondiente. La oxidación como fenómeno no sólo se limita a las propiedades químicas del oxígeno, sino que abarca

prácticamente todas las reacciones químicas en donde existe una transferencia de electrones entre las especies químicas implicadas.

- 5.** En la reacción entre el clavo (hierro) y el ácido muriático, ¿cuál es el oxidante?
- 6.** ¿Por qué no podemos obtener cloruro de cobre (II) a partir de ácido clorhídrico y cobre?

La pregunta 6 representa un desafío debido a que su explicación demanda un conocimiento básico de la serie electromotriz y algo de las celdas electroquímicas. Por ello recordemos algunos aspectos básicos de las reacciones químicas redox y de su diferencia con las electroquímicas.

Seguramente hemos utilizado frecuentemente pilas en las que estas reacciones de óxido reducción no se realizan por el simple contacto del oxidante y el reductor sino que el intercambio de electrones se efectúa en la superficie de dos materiales conductores de la corriente eléctrica (normalmente metales o grafito) denominados electrodos. En la siguiente figura se tiene el esquema de una posible pila formada por un electrodo de zinc y otro de cobre que se encuentran sumergidos en la disolución de una sustancia iónica conductora de la electricidad a la que llamamos electrolito (sulfato de zinc y de cobre respectivamente). Como en este caso las dos disoluciones están físicamente separadas es necesario cerrar el circuito eléctrico mediante un puente de agar solidificado que contiene también un electrolito conductor. Los dos electrodos se conectan externamente con un metal en forma de alambres. Adicionalmente, es posible conectar entre ambos un instrumento que nos permita medir la diferencia de potencial entre ellos.



**Recordaremos que:**

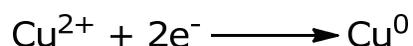
- **el ánodo es electrodo** en el que se lleva a cabo la reacción de oxidación.
- **el cátodo es el electrodo** en el que se lleva a cabo la reacción de reducción.
- **el puente salino es el componente a** través del cual fluyen los electrones permitiendo que se cierre el circuito eléctrico y que los componentes conformen un sistema electroquímico denominado celda.

- el **potenciómetro** es el aparato que mide la diferencia de potencial entre los dos electrodos<sup>5</sup>.

Cuando el circuito eléctrico se cierra se observa en el ánodo la reacción electroquímica de oxidación:



Por el contrario en el cátodo se lleva a cabo la reacción química de reducción del cobre:



La reacción de reducción se observa visualmente por la desaparición del color azul característico de los iones  $\text{Cu}^{2+}$ . Si continuáramos midiendo la diferencia de potencial existente entre ambos electrodos observaríamos que ésta iría disminuyendo paulatinamente y que cuando su valor llegara a cero ya no se observaría ninguna reacción. Si lo deseáramos también podríamos detener la reacción desconectando el circuito eléctrico

Cabe mencionar que si no utilizáramos una pila como la mostrada en la figura y simplemente pusiéramos una lámina de zinc dentro de una disolución de sulfato de cobre, observaríamos que se produciría la misma reacción; esto lo podríamos comprobar no sólo por la desaparición del color de la disolución de sulfato de cobre sino también por la aparición física de pequeños gránulos de cobre elemental y por la disminución del peso de la lámina de zinc. A diferencia de la reacción electroquímica, en este caso no podríamos detener la reacción cuando quisiéramos y ésta finalizaría cuando se alcanzara el equilibrio o se acabara alguno de los reactivos.

---

<sup>5</sup> También es común encontrar comercialmente a un precio muy accesible los "multímetros" que, entre otras cosas, son instrumentos capaces de medir tanto el potencial eléctrico como la intensidad de corriente.

Si, por el contrario, se introdujera una lámina de cobre en una disolución de sulfato de zinc no observaríamos ninguna reacción.

Para comprender este fenómeno y predecir en qué sentido puede ocurrir una reacción podemos hacer uso de tablas de potenciales estándar de reducción a 25°C que podemos encontrar en los apéndices de la mayoría de libros de química general.

Al buscar datos relacionados con los dos elementos mencionados encontramos una como la que se muestra a continuación

Semirreacción		Potencial normal o formal
Cobre	$\text{Cu}^{2+} + e \rightleftharpoons \text{Cu}^+$	0,15
	$\text{Cu}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cu}$	0,34
	$\text{Cu}^+ + e \rightleftharpoons \text{Cu}$	0,52
Cinc	$\text{Zn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76

En ella se muestran las posibles reacciones de reducción de especies iónicas de cobre y de zinc. Los datos numéricos mostrados para cada caso (mal llamados potencial normal o formal) corresponden a los valores de  $E^0$ , es decir, a los "Potenciales estándar de electrodo" a  $\text{pH}=0$ .

Como sabemos estos valores de  $E^0$  se indican en Voltios (V) y representan la diferencia de potencial del sistema de interés con respecto a la referencia del electrodo normal de hidrógeno<sup>6</sup> al que se le ha asignado el valor de cero. Por convenio todos los valores se expresan como potenciales de reducción es decir, con respecto a la celda en la cual el hidrógeno molecular se oxida en el ánodo.

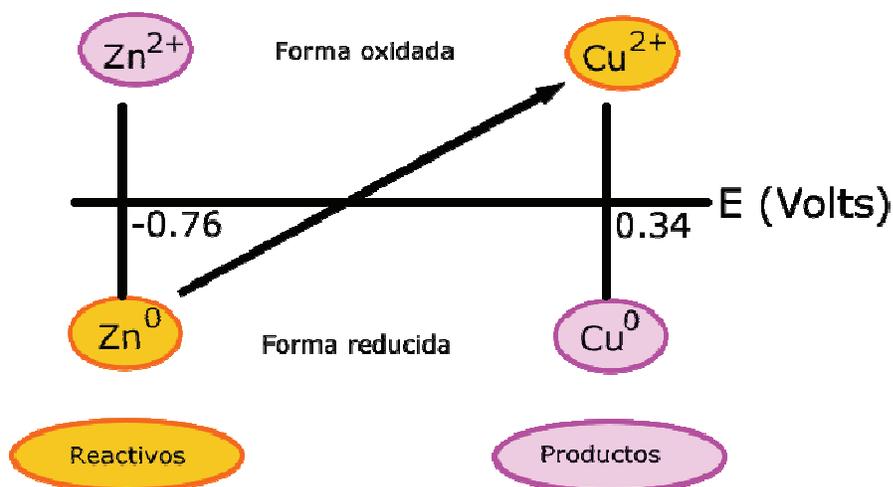
Al comparar los valores de los potenciales estándar de diferentes sistemas se comprueba que cuanto más positivo (o menos negativo)

<sup>6</sup> El electrodo normal de hidrógeno está constituido por un electrodo de platino poroso sumergido en una disolución de HCl sobre la cual se mantiene una presión de una atmósfera de gas hidrógeno

sea este valor de  $E^{\circ}$ , el oxidante del sistema o par redox es más fuerte y en consecuencia, la especie reductora será más débil. Los oxidantes más fuertes son los que aceptan más fácilmente los electrones, y los reductores más fuertes los que más fácilmente los donan.

Podemos colocar estos valores en un diagrama. Para construirlo debemos de tener cuidado en que las formas oxidada y reducidas estén en la misma posición.

Por ejemplo, en el diagrama que se muestra a continuación, los valores  $E^{\circ}$  están acomodados de menor a mayor, con las especies oxidadas en la parte superior y las reducidas en la parte inferior.



Las reacciones de óxido-reducción, que se realizan de manera espontánea, serán siempre entre el oxidante y el reductor más fuerte cuando éstos se ponen en contacto directo (reacción química) o a través de un electrodo apropiado (reacción electroquímica). En un diagrama como el anterior podemos apreciar gráficamente el sentido en que se producirá la reacción y los productos de la misma. Para el ejemplo que citamos, es el zinc quien reduce al cobre, produciendo zinc (II) y cobre elemental.

Globalmente la reacción se escribiría como:



La reacción redox contraria en la que se redujera el zinc y se oxidara el cobre no puede producirse químicamente de manera espontánea. Lo contrario sólo es posible lograrlo vía electroquímica cuando de alguna manera se logra imponer una diferencia de potencial mayor a la existente entre los dos electrodos de una celda. En el ejemplo mencionado esta diferencia tendría que ser superior a 1.10 voltios (0.76+0.34). En este caso el electrodo de zinc sería el cátodo y el de cobre el ánodo.

Cuando una reacción electroquímica se produce espontáneamente se dice que se tiene una celda galvánica y se produce corriente; tal es el caso de la batería de un coche o cualquiera de las pilas que comúnmente utilizamos.

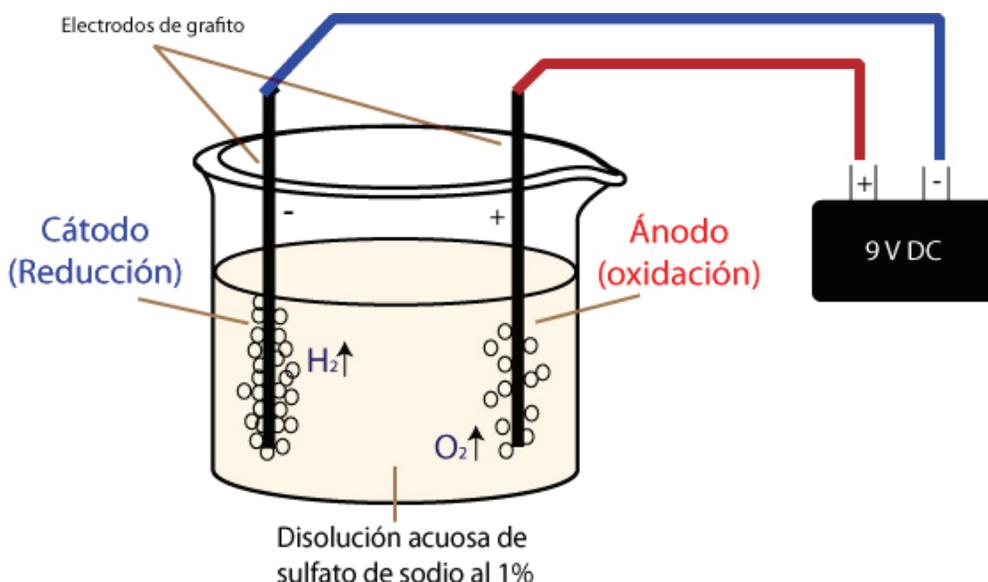
En cambio, cuando la reacción no es espontánea (celda electrolítica) se requiere imponer una diferencia de potencial adecuada entre los electrodos para producir la reacción deseada; esto es lo que se hace cuando se requiere recargar la batería de un coche

Para distinguir si una reacción electroquímica produce o requiere trabajo se calcula la fuerza electromotriz de la celda tomando en consideración las reacciones que ocurren en el cátodo y en el ánodo.

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

Cuando esta diferencia es positiva la celda es galvánica y espontánea.

En otras palabras, podemos producir trabajo del sistema electroquímico o proporcionarlos para llevar a cabo una reacción química determinada. La electrólisis del agua es un ejemplo correspondiente a un sistema en el cual se aplica una corriente eléctrica para poder efectuar una reacción de óxido-reducción. Veamos el siguiente dibujo que ilustra el fenómeno:



En este caso se aplica sobre el sistema la diferencia de potencial suministrada por una fuente, que puede ser una batería (pila de 9 V) o bien un eliminador DC. Vemos que hay en el vaso una disolución acuosa al 1% de sulfato de sodio, y se utilizan electrodos de grafito. Con este sistema y utilizando el potencial eléctrico proporcionado por la fuente, es posible descomponer el agua en los elementos que lo forman: hidrógeno y oxígeno. Observamos que el ánodo es el electrodo positivo y el cátodo el negativo.

Si la figura anterior se analiza con cuidado, definitivamente pueden surgir varias preguntas, tales como: 1) ¿qué función tiene el sulfato de sodio en la electrólisis del agua? Lo que pasa es que el agua es muy mala conductora de la electricidad y se requiere un conductor iónico para que sea posible cerrar el circuito eléctrico. La presencia de un electrolito (sulfato de sodio) permite que esto ocurra y que la reacción de electrólisis se lleve a cabo. 2) ¿por qué electrodos de grafito?; la razón de utilizar electrodos de grafito es porque si se utilizaran de otro material, por ejemplo cobre, hierro o zinc, estos elementos se oxidarían y en consecuencia se irían deteriorando gradualmente hasta quedar únicamente sus iones en disolución. Los electrodos de grafito, en cambio, no son fácilmente oxidables. Otros

ejemplos de electrodos que pueden ser utilizados son, por ejemplo, los de oro o platino pero son mucho más costosos. Para obtener una idea de cómo obtener electrodos de grafito de buena calidad y al alcance de todos ver el apéndice la sección de "obtención de un electrodo de grafito".

Ahora, después de haber mencionado algunas generalidades, es prudente regresar a la pregunta 6 de este capítulo: Si quisiéramos obtener cloruro de cobre (II) a partir de ácido clorhídrico y cobre, ¿de qué manera podríamos conseguirlo?

Una manera de conseguirlo es realizando el siguiente experimento:

Necesitamos dos tapitas de botella de agua o refresco idénticas. Maravilloso si son de color blanco y lisas del fondo. Si no se encuentran con esa especificación no importa, de todos modos sirven.

Requerimos también un alambre de cobre del número 12 o 14. Éste se puede adquirir por metro en cualquier tlapalería y con un metro es suficiente. Aunque lo más probable es que al comprarlo nos ofrezcan el alambre aislado para el experimento necesitamos pelar dos trozos de alambre de aproximadamente 5 cm cada uno.

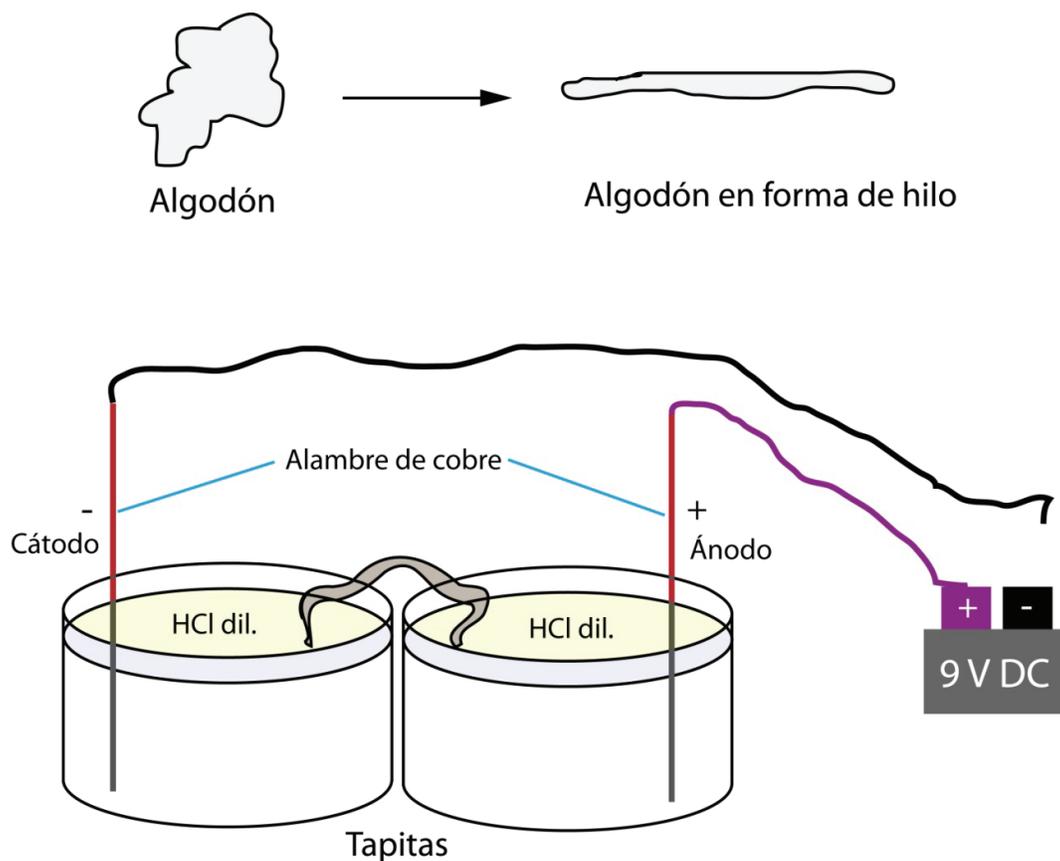
Necesitamos también tener disponible el ácido muriático y un poco de agua purificada; con aproximadamente 100 mL será suficiente.

En un vasito limpio y desechable, colocamos con la jeringa adecuada 20 mL de agua purificada y le agregamos 5 mL (medidos con jeringa) del ácido muriático que se encuentra en la botella de almacenamiento. Añadimos otros 20 mL de agua purificada y agitamos la mezcla cuidadosamente utilizando una cucharita desechable evitando tener contacto directo con el ácido diluido.

A continuación transferiremos 6 mL de agua de esta disolución a cada una de las tapitas de botella limpias; si son muy pequeñas depositaremos el volumen que llene su capacidad casi hasta el ras. Lo

que es muy importante es que ambas tapitas deben ser del mismo tamaño y contener el mismo volumen de ácido diluido.

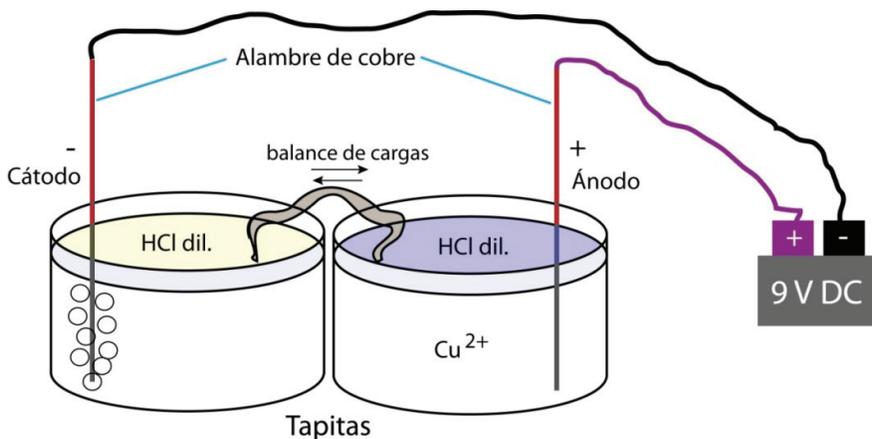
Con un cachito de algodón limpio, hacemos un hilo trenzando la fibra, de tal manera que su longitud sea de aproximadamente 4 cm. Colocamos las dos tapitas juntas una de la otra y conectamos ambas con el hilo de algodón. A continuación se indica la manera en la que debe quedar montado tal dispositivo:



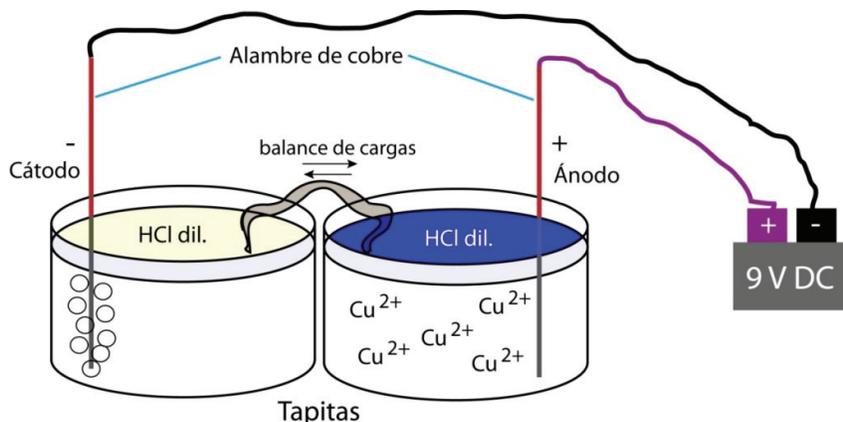
En el esquema anterior se ilustra cómo se debe acomodar el algodón de tal manera que funcione como puente salino entre las disoluciones de ambas tapitas. El cátodo aún no estará conectado a la fuente de energía, que puede ser una batería o un eliminador DC y como aún no se ha aplicado el potencial al sistema no se espera que ocurra ninguna reacción.

Cuando conectamos ambos polos a la fuente de alimentación comienza la reacción electroquímica redox; conforme pasa el tiempo la disolución de la tapita que está en contacto directo con el ánodo (reacción de oxidación) cambia de color a azul, intensificándose la coloración progresivamente. Las siguientes ilustraciones describen el proceso una vez transcurridos 5 minutos y 10 minutos de haberse iniciado la reacción:

A los 5 minutos:

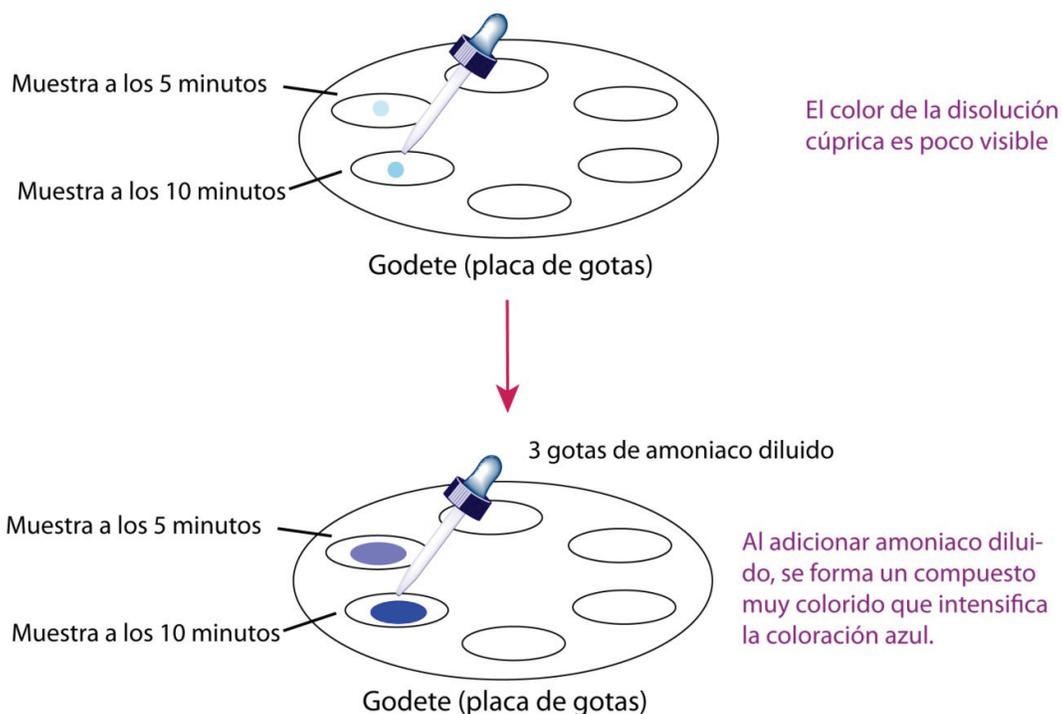


A los 10 minutos:



La coloración del cloruro de cobre en disolución es algo tenue, y a veces la intensidad de color azul decepciona al curioso que quiere mirarla en disolución. Si existiera la duda de la formación del compuesto, podemos hacer el siguiente experimento adicional:

Con una placa de gotas de plástico (conocido en el medio artístico como godete), como las que se pueden conseguir a buen precio en cualquier papelería, puedes colocar en uno de sus huecos cóncavos una gota de la disolución que está en contacto directo con el ánodo después de 5 minutos de transcurrida la reacción; haz lo mismo en otro huequito con una gota después de 10 minutos. A cada una de estas muestras adiciona tres gotitas del amoníaco diluido, preparado como lo habíamos indicamos previamente. El siguiente esquema ilustra lo que se debe de hacer:



Una vez transcurridos 10 minutos podemos interrumpir el circuito para dar por finalizada la reacción. La tapa que contiene la disolución cúprica se puede colocar a temperatura ambiente en un lugar ventilado y libre de polvo, y al cabo de unos pocos días se obtendrán unos hermosos cristales de Cloruro de cobre (II) que quedarán en el fondo de la tapita. También podemos utilizar los pozos del godete para cosechar unos bonitos cristales.

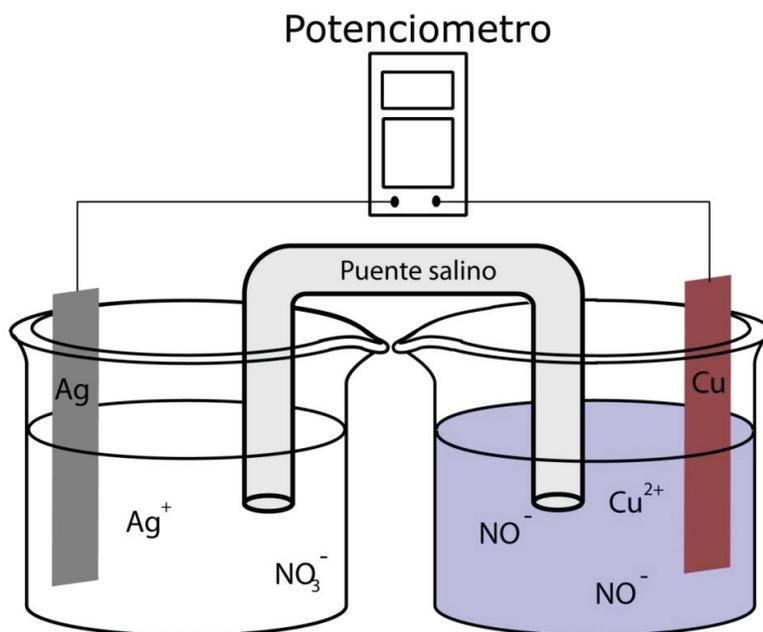
## Segunda parte de las preguntas y problemas de óxido-reducción

7. En el experimento anterior ¿Cuál es la reacción balanceada que ocurre en el cátodo?
8. En el experimento anterior ¿Cuál es la reacción balanceada que ocurre en el ánodo?
9. ¿Qué gas es producido en el cátodo en la reacción del experimento anterior?
10. Supongamos que se trabaja con una potencial constante de 9 V, y que la intensidad de corriente transmitida al sistema es de 850 mA, y que el proceso es 100% eficiente ¿Cuántos moles de gas se obtienen en el cátodo al cabo de 5 minutos de reacción?
11. En la ciudad de México, a 585 mm Hg de presión y a 22 °C ¿qué volumen de gas se puede obtener en el cátodo si el proceso es 100 % eficiente y se mantiene durante 1 hora con 9 V de potencial y una corriente de 200 mA?
12. Si en el ánodo se obtuvieron, en condiciones normales de temperatura y presión, 25 mL de gas, y el volumen final de la disolución en el ánodo fue de 6 mL ¿Cuál es la concentración de Cu(II) en la tapita?
13. Si el alambre de cobre utilizado como ánodo en el experimento anterior pesaba inicialmente 2,0199 g ¿Cuál fue su peso final del alambre suponiendo que el proceso fue 100% eficiente, y que las condiciones de la reacción fueron 9 V DC y 2,0 A, durante 15 minutos de reacción?
14. Si el peso inicial del ánodo de cobre fue de 1,8899 g, el peso final fue de 1,8800 g, y el volumen final de la tapita fue de 5,5 mL ¿Cuál es la molaridad de Cu(II) en la disolución?
15. ¿Qué reacción se lleva a cabo al adicionar amoníaco en exceso a una disolución cúprica?

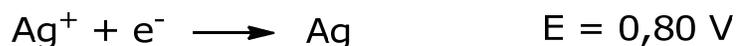
### Problemas complementarios:

- 16.** Una disolución  $0,01 \text{ mol L}^{-1}$  de cloruro de sodio se somete a electrolisis utilizando un electrodo de grafito,  $9 \text{ V DC}$  de potencial y  $1 \text{ A}$ . ¿Cuáles son las reacciones que se espera ocurrirán en el ánodo y en el cátodo?

Observemos el siguiente dispositivo:



Y consideremos además:



- 17.** El electrodo de plata ¿es el ánodo o el cátodo?
- 18.** ¿Qué valor de potencial esperamos que registre inicialmente el potenciómetro?
- 19.** ¿Cuál es la reacción balanceada que se lleva a cabo en el ánodo?
- 20.** ¿Cuál es la reacción balanceada que se lleva a cabo en el cátodo?

## **Fisicoquímica y Química Orgánica**

Los métodos de separación son ampliamente utilizados en química orgánica ya que en muchas reacciones de síntesis se requiere purificar, aislar o fraccionar uno o varios productos de la reacción. El ingenio humano ha logrado desarrollar una gran variedad de métodos de separación, cada uno de los cuales puede ser empleado en una situación concreta. Es decir, si requerimos una separación, debe haber al menos una metodología que permita cubrir nuestras necesidades (cantidad, pureza, tiempo) tomando en cuenta nuestras posibilidades (disponibilidad de material, recursos, tiempo, espacio) y

Desafortunadamente realizar experimentos de síntesis orgánica a nivel bachillerato es difícil pues existen dificultades que representan barreras importantes, entre las cuales destacan que los materiales son costosos o difíciles de conseguir, que los reactivos, materias primas o disolventes empleados son peligrosos, inflamables o explosivos, que el material de laboratorio requerido es caro, y que en general, las reacciones son lentas y requieren calentamientos prolongados. Realmente es rara la escuela de nivel medio superior en México que pone al alcance de los estudiantes experimentos factibles que tengan que ver con el área. Los temas competentes a esta unidad en los programas son vistos, de forma general, en puros aspectos teóricos.

Frecuentemente en las reacciones de síntesis orgánica se producen reacciones secundarias cuyos productos deben ser separados para purificar al producto principal; los métodos de separación son, por tanto, muy importantes en esta disciplina.

A continuación describiremos un método de separación comúnmente utilizado para separar dos disolventes que se encuentran miscibles entre sí. Se trata de una simple separación de dos disolventes utilizando el principio de "destilación a presión reducida" que incluso

podemos realizar en casa con las precauciones convenientes. Para ello utilizaremos una bebida alcohólica

La concentración de alcohol que contienen las bebidas alcohólicas se indican por medio de grados alcohólicos (grados Gay-Lussac) que representan el porcentaje volumen/volumen de alcohol (etanol) que está presente en la bebida. La cerveza varía entre 3 y 6 grados alcohólicos, el vino entre 6 y 18 y las concentraciones de aquellos que son destilados, tales como el tequila, vodka, ginebra, ron, brandy, etc. varían entre los 36 y 50 grados alcohólicos. Si se considera que el alcohol es un líquido inflamable, y que las bebidas anteriormente mencionadas lo contienen ¿será posible que al acercar una flama a una cerveza, ésta se incendie debido al contenido alcohólico que presenta? Por intuición, o quizás por experiencia, podemos asegurar que no es posible que la cerveza se incendie porque la concentración de alcohol es insuficiente para que la mezcla se inflame. Y si se tratara de una muestra de tequila, vodka, o brandy, ¿sería posible que ésta sí se incendiara? Aunque la concentración de estas bebidas es mayor, se sabe que aún así es insuficiente para que la mezcla sea significativamente inflamable a temperatura ambiente. En cambio, cuando en la farmacia adquirimos "alcohol" seguramente nos venderán una botella con letras de color azul, el cual contiene etanol con una concentración aproximada de 70 grados. Indiscutiblemente ésta sustancia sí se inflamará. Si además en una tienda de abarrotes adquirimos una botella de alcohol, seguramente nos proporcionarán una en la que las letras son de color rojas. Este alcohol etílico es de grado 96 y evidentemente su inflamabilidad es mayor que el de botella con letras azules de grado 70 (éste código de etiquetado es utilizado en el territorio mexicano). Es evidente que cuanto más concentrado esté el etanol en una disolución acuosa, la inflamabilidad de la mezcla será mayor.

La destilación simple es un método de separación cuyo fundamento se basa en la diferencia de volatilidad que existe entre los componentes de una mezcla.

Éste es un método simple pero con ciertas restricciones; su principal desventaja es que, dependiendo del tipo de sustancias a separar, en ocasiones se tiene que trabajar con temperaturas altas. Lograr alcanzar altas temperaturas suele resultar bastante caro, particularmente cuando se trata de cantidades industriales y se requiere demasiada energía para obtener el calor suficiente para elevar la temperatura de la mezcla. Otras veces el método no es conveniente porque alguno de los componentes a separar es termosensible y la elevada temperatura puede hacer que se descomponga durante el proceso de destilación. En estos casos conviene utilizar la llamada destilación a presión reducida.

Para ilustrar esto supongamos que alguien nos preguntara ¿A qué temperatura hierve el agua? ¿Qué le contestaríamos? Seguramente diríamos que a 100 °C, respuesta que sería errónea si no hacemos de antemano la aclaración que eso ocurre a nivel del mar. En la ciudad de México, que se encuentra a aproximadamente 2200 metros por encima del nivel del mar el agua hierve a una temperatura muy próxima a los 93°C. Esta diferencia en el punto de ebullición radica en que a nivel del mar la presión atmosférica (1,00 atm) es mayor que en la ciudad de México (0,77 atm). Este hecho nos muestra que la temperatura de ebullición de una sustancia es menor a medida de que la presión del sistema en donde se encuentra disminuye.

De ello se deduce que si una destilación se lleva a cabo en un sistema a presión reducida, el punto de ebullición de los componentes se modificará y por tanto será posible efectuar la separación a menor temperatura.

**IMPORTANTE:** Para llevar a cabo el siguiente experimento se requiere del uso de una bebida alcohólica comercial cuyo porcentaje de alcohol sea superior a los 35 °. Recordemos que en México está prohibida por la ley la venta de bebidas alcohólicas a menores de edad. Si queremos efectuar el experimento sugerido es necesario pedir el apoyo y consentimiento de un adulto para evitar que las leyes sean infringidas.

**Nota preliminar:** Para la realización de esta práctica se requiere el uso de bata de laboratorio, lentes protectores y, de ser posible guantes. Se maneja material punzocortante que puede ser peligroso si no se utiliza con la debida precaución... Es recomendable que este tipo de experimentos se lleve a cabo en un laboratorio escolar y con el apoyo de un profesor.

Para el desarrollo del procedimiento que se sugiere a continuación se requieren al menos dos personas para que las maniobras sean más sencillas.

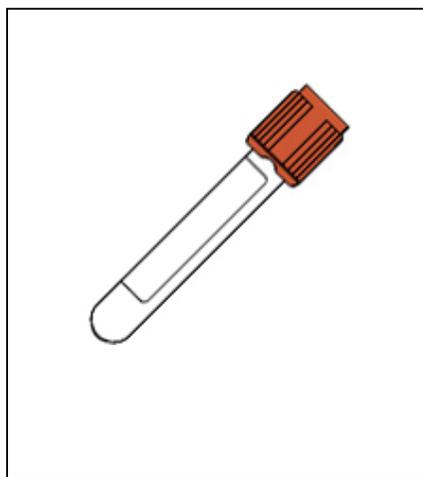
Debemos seleccionar una bebida alcohólica con una concentración alcohólica superior a 35°. En este caso utilizaremos "vodka" del más barato encontrado cuya etiqueta indique que tiene 40 grados.

Necesitamos también un tubo tipo "vacutainer" de tapa roja cuya capacidad sea preferentemente de 6 mL. Estos tubos son muy convenientes porque no son de cristal sino de un material resistente al maltrato y su tapa permite la introducción de la aguja de una jeringa de manera impermeable. Este tipo de tubos suele conseguirse a un precio accesible<sup>7</sup> en farmacias grandes o en tiendas dedicadas al

---

<sup>7</sup> Es conveniente adquirir estos tubos por paquete de 100, el cual, a la fecha de publicación de este texto, tiene un precio aproximado de \$180 MXN. Si se adquieren los tubos por separado, el precio aproximado es de \$ 6 MXN por unidad.

suministro de equipo médico. La idea de que sean de tapa roja es porque estos tubos no tienen ningún contenido en su interior mientras que los que tienen tapas de colores diferentes suelen contener otros aditamentos de interés en los laboratorios de análisis clínicos. En caso de no poder adquirir el tubo "vacutainer" se puede sustituir éste por un tubo de ensayo de vidrio de 13x75 mm, tapado con el bulbo de un gotero para crear un sistema hermético. Si esta descripción nos parece poco clara el siguiente esquema ilustrará como es el tubo que necesitamos.



Necesitamos también una jeringa limpia de 20 mL y una aguja limpia también. Estos dos accesorios se pueden conseguir sin ningún problema en cualquier farmacia. En caso de no encontrar jeringas de 20 mL podremos utilizar una de 10 mL aunque se obtendrán resultados menos satisfactorios que los que podríamos lograr con la jeringa de la capacidad sugerida.

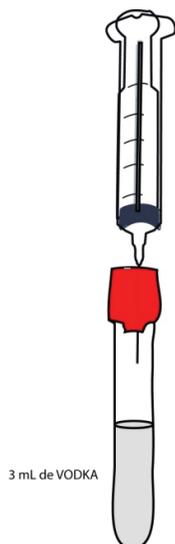
También requeriremos un recipiente que contenga suficiente agua caliente para que el tubo quede sumergido en un "baño maría". al menos hasta la mitad de su capacidad.

Una vez que tengamos a la mano todo el material necesario procederemos de la siguiente manera:

Con una jeringa de 5 mL tomemos una muestra de vodka de 3 mL



que transferiremos al tubo vacutainer

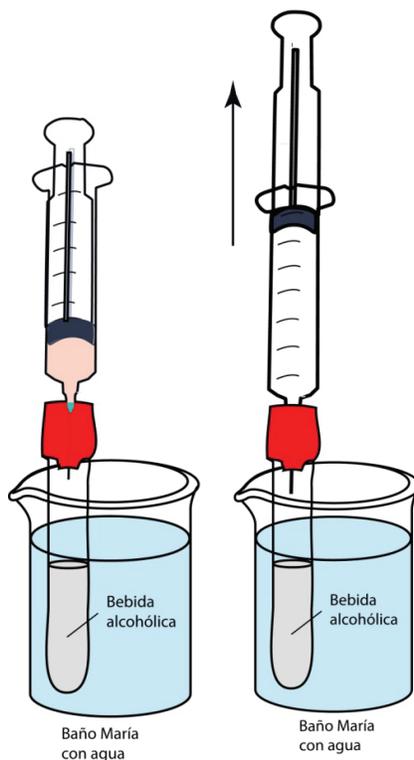


Luego sumergiremos durante 1 minuto el tubo vacutainer en el baño maría. La temperatura del agua debe ser de 60 °C aproximadamente.



Consejo para preparar una mezcla de agua cuya temperatura esté aproximadamente a los 60 °C: Llena con agua, hasta las tres cuartas partes de su capacidad, una olla o pocillo pequeño donde el tubo se pueda sumergir al menos hasta cubrir la mitad del mismo. Calienta hasta ebullición. Inmediatamente agrega agua a temperatura ambiente hasta llenar el recipiente hasta aproximadamente tres cuartas partes de su capacidad. La temperatura resultante de la mezcla es adecuada para realizar inmediatamente los pasos que siguen.

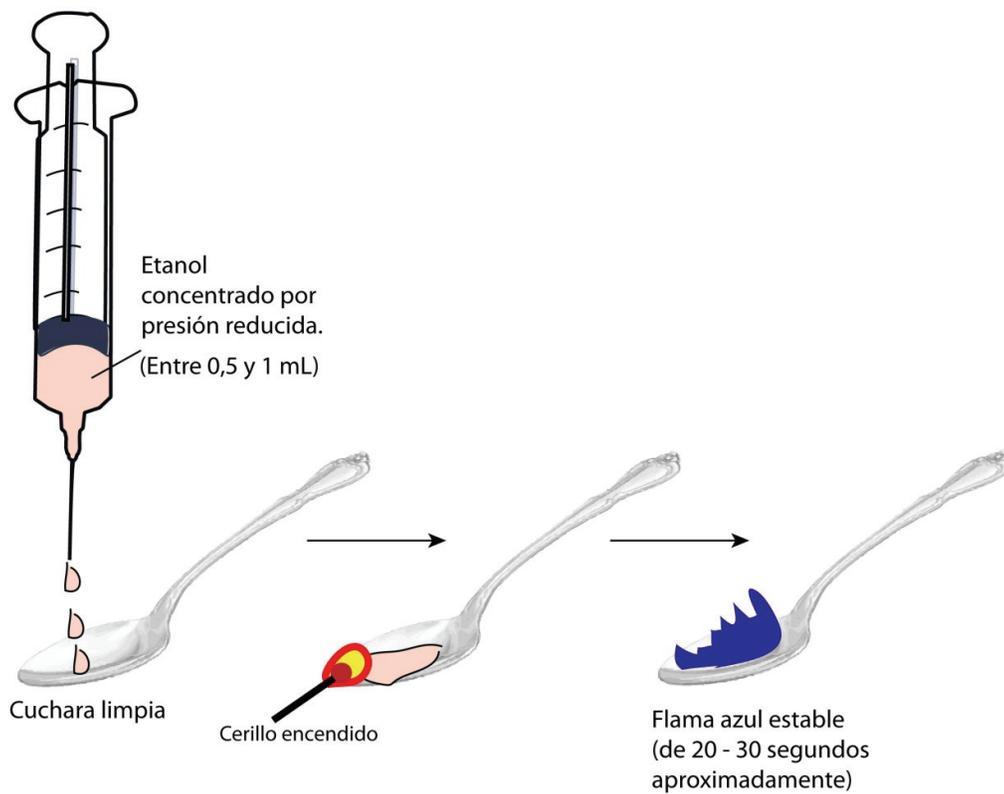
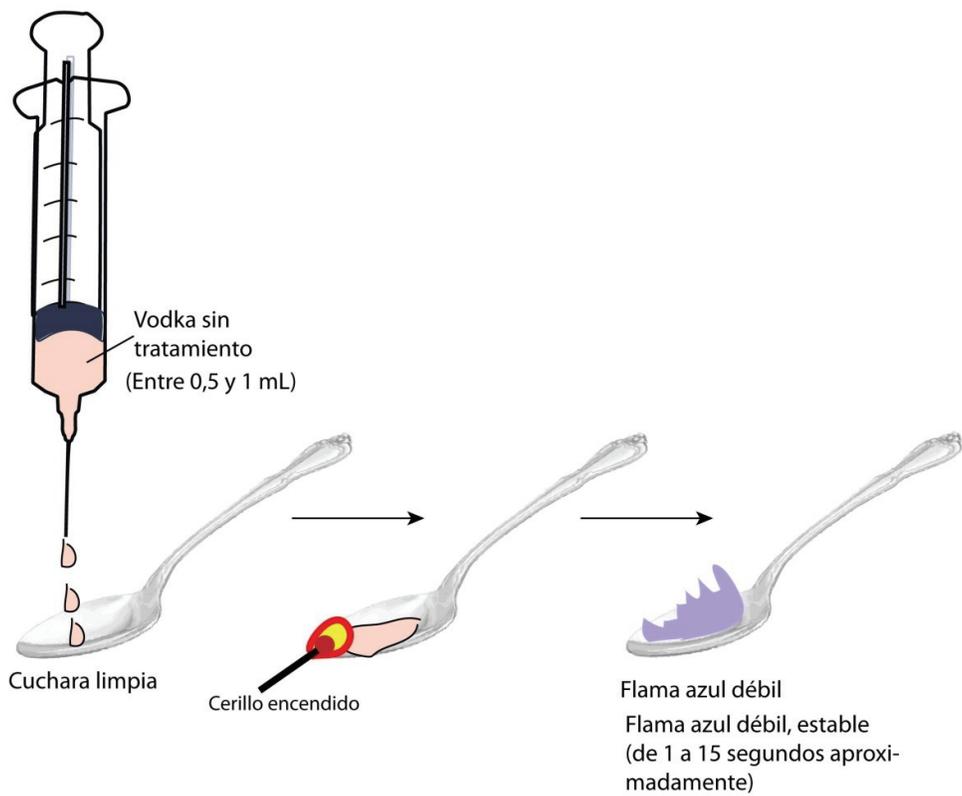
Esperaremos 1 minuto para permitir que ocurra el equilibrio termodinámico y que las temperaturas se igualen; posteriormente introduciremos la aguja de jeringa de 20 mL totalmente descargada. Se recomienda que un compañero sujete el tubo mientras otro introduce la aguja junto con la jeringa a la mezcla. Una vez que la aguja esté dentro del tubo, succionar el aire del tubo jalando completamente el embolo de la jeringa para generar presión de vacío y mantenerlo así durante 2 minutos.



Una vez transcurridos aproximadamente 2 minutos podremos observar en las paredes de la jeringa algunas gotitas de condensación. Estas gotitas son una mezcla de alcohol y agua cuyo componente principal es el alcohol.



Cuando se las paredes del cilindro de la jeringa se hayan cubierto completamente de gotitas de condensación, deberemos retirar la jeringa con precaución, invertirla y desalojar lentamente el aire que contiene. Veremos que se acumulará aproximadamente 1 mL de la mezcla destilada dentro de la jeringa. Para comprobar que la mezcla obtenida está más concentrada de alcohol que la bebida alcohólica, descarguemos el contenido de la jeringa sobre el hueco cóncavo de una cuchara y posteriormente acerquemos una flama a la mezcla. Notaremos que la mezcla líquida se inflamará produciendo una llama bastante estable de color azul que se aprecia mejor en la oscuridad. Si lo comparamos con el vodka sin destilar observaremos que aunque éste es inflamable la flama que produce es muy débil, se apaga fácilmente a la mínima corriente de aire y deja además un residuo líquido abundante. El siguiente esquema ilustra lo que podemos observar al concluir el experimento.



### **Preguntas y problemas de fisicoquímica y química orgánica**

- 1.** Si mezclamos 750 mL de agua a 93 °C con 250 mL de agua a 22 °C ¿qué temperatura se espera tenga la mezcla de agua obtenida, si se supone que no hay intercambio de energía con el medio:?
- 2.** Si se sabe que la dosis letal del etanol en adultos es de aproximadamente 8 g/Kg de peso ¿cuántos litros de cerveza son suficientes para causar la muerte de una persona de 70 Kg de peso? (consideremos la densidad del etanol como 0,81 g/mL)

### Propiedades coligativas

¿Cómo podríamos obtener un baño maría a 100 °C en la ciudad de México si el punto de ebullición del agua en esa zona geográfica es de 93 °C? Si en la ciudad de México la temperatura de congelación del agua es de 0°C ¿cómo podríamos lograr tener agua en estado líquido a -2°C? La respuesta a estas preguntas son bastante sencillas si se conocen las propiedades coligativas que, recordemos, son aquellas que dependen de la concentración de un soluto presente en una disolución y son: la disminución del punto de fusión, la elevación del punto de ebullición, la disminución de la presión de vapor y la disminución de la presión osmótica. Estos fenómenos tienen modelos matemáticos que permiten describirlos y estudiarlos. Sin embargo, en este apartado no los mencionaremos porque su aplicación requiere del conocimiento de conceptos que quedan fuera del alcance del nivel bachillerato.

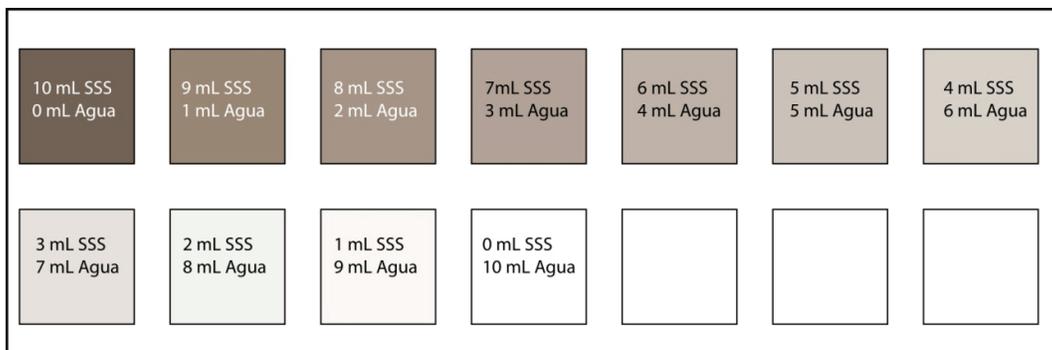
Realicemos el siguiente experimento para el cual requerimos agua purificada, sal de cocina y una hielera, de preferencia de tamaño grande, que sea capaz de contener cubos de hielo de aproximadamente 4 x 5 cm, También será necesaria una jeringa graduada de 10 o 20 mL. Debemos asegurar además que tengamos a un congelador en donde sea posible acomodar las hieleras sin ningún problema.

A pesar que sabemos que sal de cocina tiene algunas impurezas o aditivos tales como el yoduro de potasio u otros componentes, la utilizaremos como si se tratara de cloruro de sodio prácticamente puro. Lo primero que haremos es preparar una disolución saturada de este cloruro de sodio.

Para ello, coloquemos un volumen aproximado de 100 mL de agua en algún recipiente que tenga graduación. Agreguemos sal de cocina de cucharada en cucharada hasta que ya no se disuelva más. Una vez

llegado a este punto y utilizando un trozo de algodón y un embudo filtremos la disolución obtenida para deshacernos de todos los cristales de sal remanentes.

Una vez preparada la disolución saturada llenaremos con la jeringa cada uno de los pozos de la hielera limpia y seca en la forma que lo indica el siguiente diagrama:



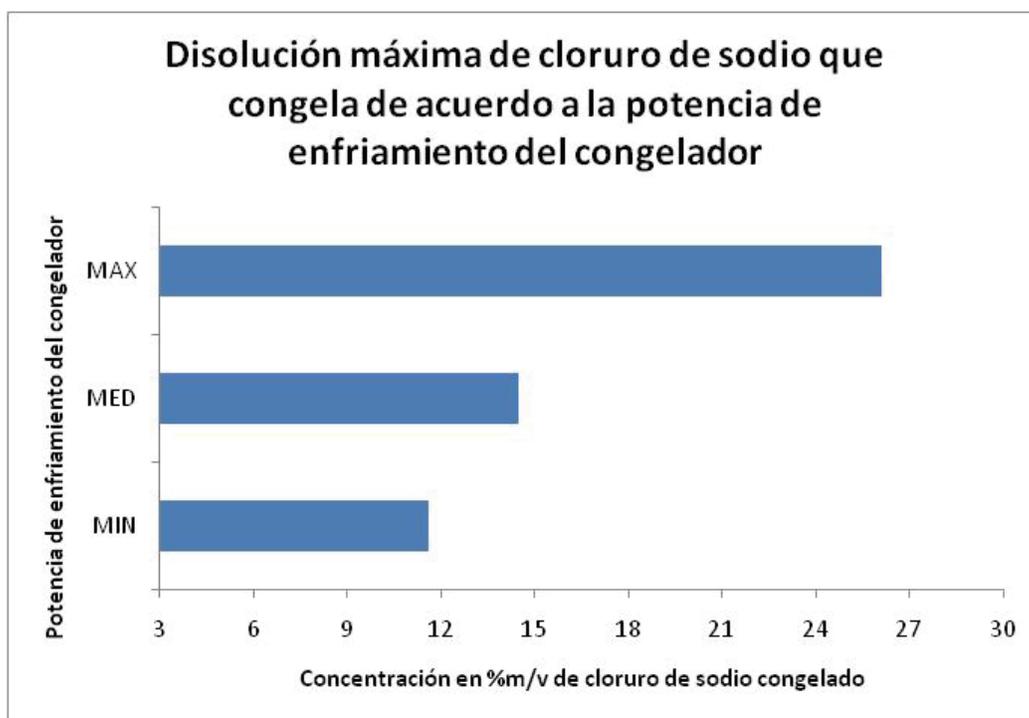
Cuando todos los pozos estén llenos, meteremos la hielera al congelador con bastante cuidado para no derramar el contenido de cada uno de ellos. Conviene previamente haber resaltado con algún marcador o cinta la dilución que corresponde a cada pozo. Una vez dentro del congelador dejamos reposar durante 12 horas. Transcurrido ese tiempo podemos ver lo que sucedió en la hielera. Notaremos que las diluciones salinas más diluidas se hicieron hielo, pero no así las concentradas. Según la capacidad de enfriamiento de cada congelador variará la dilución a partir de la cual ocurrió la solidificación completa de la mezcla.

Muchos congeladores de uso doméstico tienen la posibilidad de ajustar su capacidad de enfriamiento. Es común que la forma de regulación sea a través de una perilla graduada como "min" y "max" o bien una escala numérica<sup>8</sup>. Si el congelador que tenemos permite esta posibilidad, vale la pena averiguar hasta qué dilución de solución

<sup>8</sup> Esta perilla de regulación, indica que la temperatura interna es mayor cuando está en escalas bajas, y que cuando está al máximo se logran temperaturas menores.

salina saturada es capaz de congelar en los distintos niveles de enfriamiento. Es de esperarse que a niveles de enfriamiento mayores las diluciones de cloruro de sodio más concentradas logren congelarse.

La siguiente gráfica muestra el comportamiento esperado de acuerdo a la potencia de congelación del refrigerador. El porcentaje indicado en el eje "x" corresponde a la concentración porcentual de cloruro de sodio en cada uno de los pozos de la charola hielera. La barra de la gráfica se detiene en la concentración del pozo correspondiente a partir del cual ya no se apreció el congelamiento de la disolución. En el eje "y" se indica la potencia de enfriamiento expresada en el congelador utilizado para el experimento.



### **Preguntas y problemas de propiedades coligativas**

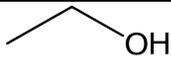
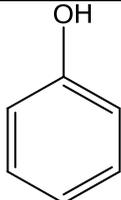
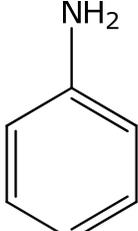
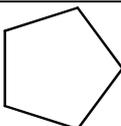
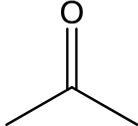
- 1.** ¿Cuáles son las propiedades coligativas más comúnmente mencionadas?
- 2.** Desde el punto de vista fisicoquímico ¿qué importancia tiene agregar sal al agua en ebullición cuando se piensa cocinar pasta?
- 3.** ¿Cuál de las siguientes disoluciones se espera que tenga un menor punto de fusión: Una que contiene cloruro de sodio en concentración  $0,2 \text{ mol L}^{-1}$  o la formada por una mezcla de cloruro de sodio  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  y cloruro de calcio  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ ?
- 4.** ¿Cuál es la molaridad aproximada de una disolución saturada de cloruro de sodio? Consideremos que la solubilidad del cloruro de sodio a temperatura ambiente, es de 35,9 g de soluto por cada 100 g. de agua, y que la densidad de la disolución saturada resultante, es de 1,1 g/mL.

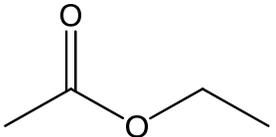
## Química Orgánica. Ejercicios

Como ya mencionamos, es difícil encontrar un experimento de química orgánica que sea fácil de realizar con materiales de bajo costo, fácil adquisición y de baja peligrosidad. Por ello y dado que la principal intención de este trabajo es ayudar a reforzar los conocimientos básicos de la química en el nivel bachillerato, sugerimos los siguientes ejercicios de química orgánica.

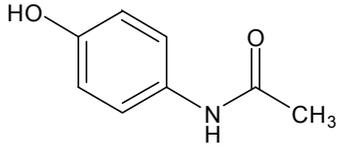
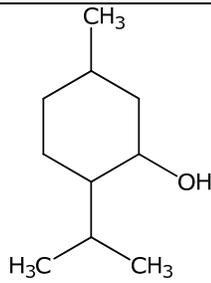
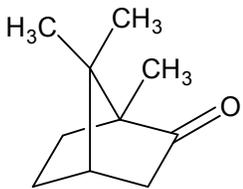
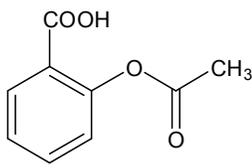
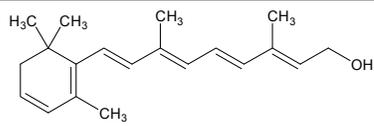
### Ejercicios:

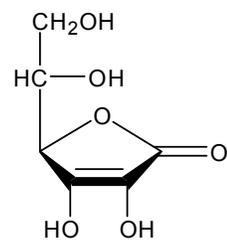
- De los siguientes compuestos orgánicos, mencionar un nombre común para cada uno, su fórmula química simplificada y su masa molar.

	Compuesto	Nombre común	Fórmula molecular	Masa molar (g/mol)
Ejemplo		Etanol	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	46
1				
2				
3				
4				

5				
---	---	--	--	--

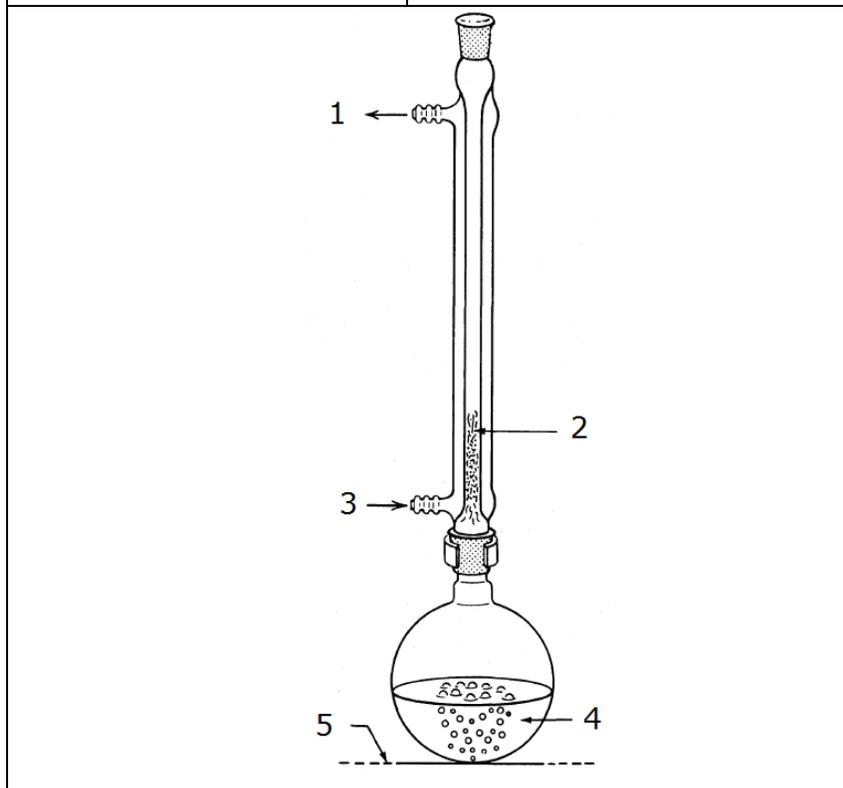
2. De los siguientes compuestos, identifiquemos el o los grupos funcionales presentes en la molécula.

	Nombre común	Molécula	Grupos funcionales presentes
E	Paracetamol		Amida Alcohol
1	Mentol		
2	Alcanfor		
3	Aspirina		
4	Vitamina A		

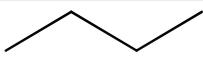
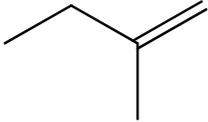
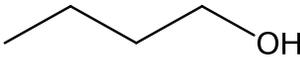
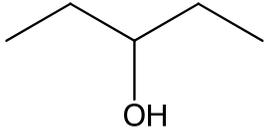
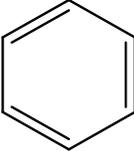
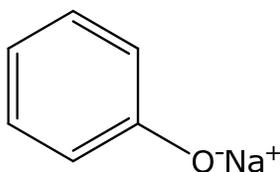
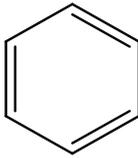
5	Vitamina C		
---	------------	---	--

3. A continuación se muestra la forma que tendría un sistema de reflujo convencional. Relacionemos las dos columnas indicando en la columna de la derecha la letra que corresponda a cada uno de los componentes mostrados en la figura

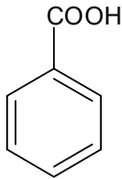
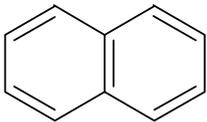
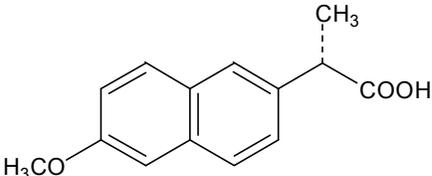
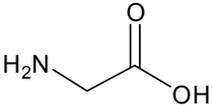
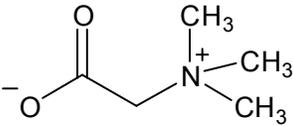
A. Reactivos y solventes	1.
B. Fuente de calor	2.
C. Entrada de agua	3.
D. Salida de agua	4.
E. Disolvente condensado	5.



4. Completemos la siguiente tabla de reacciones orgánicas indicando, según sea el caso, el reactivo más conveniente o el producto principal esperado. También deberemos indicar sobre la línea correspondiente el nombre de cada una de las especies químicas involucradas.

1	 <u>Cis-2-buteno</u>	+	$H_2$ <u>Hidrógeno</u>	→	 <u>n-Butano</u>
2	 _____	+	$HBr$ _____	→	_____
3	 _____		$Pd/C$	→	_____
4	 _____		$HCl$ $ZnCl_2$	→	_____
5	 _____	+	_____	→	 _____
6	 <u>Benceno</u>		$H_2SO_4$ $HNO_3$	→	_____

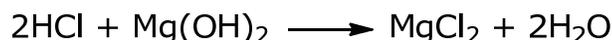
5. De acuerdo a las estructuras de los siguientes compuestos, elegir en qué disolvente puede ser más soluble

Disolventes disponibles: Agua, Etanol, hexano		
	Compuesto	Solubilidad más probable
1	 <p>Ácido benzoico</p>	
2	 <p>Naftaleno</p>	
3	 <p>Naproxeno</p>	
4	 <p>Glicina</p>	
5	 <p>Betaina</p>	

## Respuestas a las preguntas y problemas

### Ácido-Base

1. Por tratarse de la reacción de neutralización de un ácido con una base, esperamos que los productos que se formen sean la sal correspondiente y agua:



2. A partir de las correspondientes masas atómicas calculamos la masa molar del hidróxido de magnesio:

Masa molar del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ : 58,3 g/mol.

Como, según el marbete del medicamento, la concentración de la suspensión es de 8,5 g de hidróxido de magnesio por cada 100 mL, podemos deducir que en 3,0 mL de suspensión habrá 0,255 g. de hidróxido de magnesio.

Si en 58,3 g. de hidróxido de magnesio corresponden a 1 mol, entonces en 0,255 g habrá 0,0044 mol.

De acuerdo a la estequiometría de reacción, por cada mol de hidróxido de magnesio, reaccionan 2 de ácido por lo que, en este caso reaccionaron 0,0088 mol de HCl.

Recordemos que la concentración molar de una sustancia se calcula dividiendo el número de moles entre el volumen de la disolución de acuerdo a la expresión la expresión:

$$\text{Molaridad} = \frac{n}{V}$$

La molaridad del ácido clorhídrico estará dada por el número de moles que reaccionaron entre el volumen de punto final de la valoración expresado en litros.

Por tanto, en la primera valoración efectuada, la molaridad podría ser calculada de la siguiente forma:

$$\frac{0,0088 \text{ mol}}{0,0012 \text{ L}} = 7,3 \text{ mol L}^{-1}$$

Al realizar el mismo cálculo con las otras dos valoraciones se tiene los valores que se muestran en la tabla

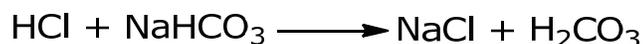
mL de Mg(OH) <sub>2</sub> 8,5 g/100	mL de HCl utilizado en la valoración	Molaridad de HCl
3,0	1,2	7,3
3,0	1,2	7,3
3,0	1,1	8,0

La tabla anterior muestra que una pequeña diferencia de volumen de ácido adicionado implica una gran diferencia en el valor de concentración calculada y esta es la razón por lo que una valoración más precisa debe realizarse con muestras diluidas (concentraciones de orden de magnitud  $10^{-1}$  o  $10^{-2}$ ) para reducir errores debidos a pequeñas diferencias de medición; sin embargo, en nuestro caso utilizamos extracto de col morada como indicador del punto final y este indicador no es el más apropiado para obtener resultados de calidad a causa de que presenta varios cambios de color de según el pH del medio en que se encuentre. A causa de esto utilizamos reactivos concentrados que nos permiten tener una mejor percepción del vire

Por esta razón, y dado que los volúmenes gastados en las valoraciones fueron muy cercanos, podemos considerar que es aceptable promediar los resultados.

Con el valor promedio de las tres determinaciones el valor de la concentración de HCl nos da un resultado de  $7,5 \text{ mol L}^{-1}$ .

- 3.** La reacción entre el ácido clorhídrico y el bicarbonato de sodio es la siguiente:



Si consideramos que la masa molar del bicarbonato de sodio es 84 g/mol, podemos calcular que en 0,260 g hay 0.003 moles.

Dado que la estequiometría de la reacción entre el bicarbonato de sodio y el ácido clorhídrico es 1:1, es lógico apreciar que se requieren 0,003 moles de ácido para completar la titulación.

Por otra parte y como la concentración determinada experimentalmente de la disolución concentrada de ácido muriático fue igual a  $7,5 \text{ mol L}^{-1}$ , una dilución 1:50 nos de la misma nos daría una concentración 50 veces menor, es decir  $0,15 \text{ mol L}^{-1}$ .

Por tanto, podemos utilizar la fórmula:

$$V = \frac{n}{M}$$

Y substituyéndolo los respectivos valores se obtiene:

$$V = \frac{0,003 \text{ mol}}{0,15 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 0,02 \text{ L}$$

Es decir se requeriría un volumen de 20 mL.

4. Cada mol de hidróxido de aluminio aporta 3 moles de hidróxido, y cada mol de hidróxido de magnesio aporta 2 moles de hidróxido. Completemos la siguiente tabla para que el desarrollo sea más claro:

Compuesto	Masa molar	Gramos de compuesto	Moles de compuesto	Moles de $\text{OH}^-$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	88,0 g/mol	2,5	0,0284	0,0852
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	58,3 g/mol	1,9	0,0326	0,0652
Total de moles de $\text{OH}^-$ en la suspensión:				0,1504

Como la proporción de ácido nítrico para neutralizar a los  $\text{OH}^-$  es de 1:1 esto significa que se requiere el mismo número de moles de  $\text{HNO}_3$  que el total. Por tanto, por cada mol de  $\text{OH}^-$  que reaccionan se requiere un mol de  $\text{HNO}_3$ .

Con esa analogía, se requieren 0,1504 moles de ácido nítrico para neutralizar todo el hidróxido de la suspensión.

Para averiguar el volumen en mL, utilizamos la fórmula de la molaridad:

$$V = \frac{0,1504 \text{ mol}}{1,3 \text{ mol/L}} = 0,1157 \text{ L} = 115,7 \text{ mL}$$

Así que se requieren 115,7 mL de ácido nítrico 1,3 mol L<sup>-1</sup> para neutralizar la suspensión indicada.

- 5.** Para responder esta cuestión escribamos primero la reacción y su respectiva constante de solubilidad:



$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2$$

Sustituyendo tenemos que:

$$10^{-11,1} = s(2s)^2$$

$$10^{-11,1} = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{10^{-11,1}}{4}}$$

$$s = 10^{-3,9}$$

Así pues, tenemos 10<sup>-3,9</sup> mol L<sup>-1</sup> de iones Mg y 2 x 10<sup>-3,9</sup> de iones hidróxido. Deducimos entonces que el pH:

$$\text{pOH} = -\log [2 \times 10^{-3,9}]$$

$$\text{pOH} = -\log [2 \times 10^{-3,9}]$$

$$\text{pOH} = 3,6$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 10,4$$

- 6.** Dado que 10,4 supera el intervalo de vire de la fenolftaleína de incoloro a rojo-rosado, el color del medio con fenolftaleína en estas condiciones será rojo-rosado.
- 7.** De acuerdo al ejercicio anterior sabemos que hay 10<sup>-3,9</sup> mol L<sup>-1</sup> de hidróxido de magnesio en disolución. Si el volumen total es de 800 mL, con una proporción podemos saber el número de moles y en consecuencia la masa del hidróxido presente en la disolución.

$$800 \text{ mL} \left( \frac{10^{-3,9} \text{ moles de Mg(OH)}_2}{1000 \text{ mL}} \right) \left( \frac{58,3 \text{ g}}{1 \text{ mol de Mg(OH)}_2} \right) \left( \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} \right) = 5,9 \text{ mg}$$

Son 5,9 mg. de hidróxido de magnesio presentes en la disolución.

8. Conviene hacer un cuadro comparativo del total de iones  $H^+$  y  $OH^-$  en disolución:

	$H^+$ (moles)	$OH^-$ (moles)
NaOH (8,2 mL 1,80 M)		0,0148
$H_2SO_4$ (14,4 mL, 0,80 M)	0,0230	
KOH (1,8 mL, 0,70 M)		0,00126
Total: 24,4 mL	0,0230	0,0160

Finalmente hay un exceso de iones  $H^+$  de 0,0070 mol en 24,4 mL.

$$M = \frac{0,0070 \text{ mol de } OH^-}{0,0244 \text{ L}} = 0,287 \text{ mol L}^{-1}$$

$$pH = 0,54$$

9. En este caso tenemos un ácido fuerte y una base débil que reaccionan cuantitativamente. Antes de calcular cualquier valor de pH debemos analizar las especies resultantes y cuantificar cada una de ellas:

La reacción que se produce es:



	HCl	$NH_3$	$\longrightarrow$	$NH_4Cl$
Moles iniciales	0,0017	0,0061		0
Moles finales	$\sim 0$	0,0044		$\sim 0,0017$

En este caso obtendremos la mezcla que contiene un ácido débil y la forma básica del mismo sistema, por lo que tendremos una disolución amortiguadora o "búffer". Para calcular el valor del pH podemos utilizar la conocida ecuación:

$$pH = pK_a + \log \frac{\text{base}}{\text{ácido}}$$

que no es otra cosa que el pH despejado de la expresión logarítmica de la constante del equilibrio entre un ácido débil y su base conjugada

De la aplicación de la fórmula resulta que:

$$\text{pH} = 9,2 + \log \frac{0,0017}{0,0044}$$

$$\text{pH} = 8,79$$

- 10.** Un sistema de ecuaciones de dos incógnitas es suficiente para resolver este problema.

Planteémoslas de la siguiente manera:

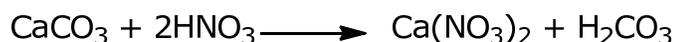
$$V_1 \cdot 0,2 + V_2 \cdot 0,5 = 0,08 \quad \text{Ecuación (1)}$$

$$V_1 + V_2 = 0,2 \quad \text{Ecuación (2)}$$

Sean  $V_1$  y  $V_2$  las variables de volumen. En la ecuación (1) al multiplicar el volumen por la concentración, obtenemos número de moles, y el 0,08 corresponde al número de moles que se pretende tener en la disolución final. En la ecuación (2) solo buscamos que el volumen total esté expresado en litros.

Resolviendo el sistema de ecuaciones tenemos que se requieren 133,3 mL de disolución 0,5 mol L<sup>-1</sup> de KOH y 66,7 mL de disolución 0,2 mol L<sup>-1</sup> de KOH.

- 11.** Analicemos por separado cada una de las reacciones químicas de neutralización:



Antes de proceder vale la pena que estimemos cuantos moles de ácido nítrico hay en 1 L al 65 %.

Considerando su densidad, 1 litro de ácido nítrico concentrado tendrá una masa de 1390 g, de los cuales el 65% es ácido nítrico tal cual, es decir, que en la disolución tenemos 903,5 g. de HNO<sub>3</sub>. Sabiendo que su masa molar es de 63 g/mol, en 903,5 g. de ácido habrá 14,34 moles.

Si se pretende neutralizar con carbonato de calcio, de acuerdo a la estequiometría de la reacción se requieren 2 moles de ácido nítrico por cada mol de carbonato de calcio, es decir, requeriríamos de 7,17 moles de base para efectuar la neutralización. Como su masa molar es de 100 g/mol, se requieren de 717 g (0,717 Kg) de carbonato de calcio. Considerando su precio significaría un costo de \$7,17 para adquirir la cantidad necesaria para neutralizar el ácido.

Para el bicarbonato de sodio la analogía es similar, solo que hay que tomar en cuenta que la estequiometría es 1:1, y por tanto se requieren 14,34 moles de base, que teniendo una masa molar de 84 g/mol, representa una masa de 1204,6 g (1,2046 Kg) que en gasto significan \$18,07.

Evidentemente para neutralizar con bicarbonato de sodio se gastaría más del doble de precio que con el carbonato de calcio.

No obstante, hay que tener en consideración que el calcio y el magnesio son los causantes de la dureza del agua y que además en el agua hubiera bióxido de carbono, carbonatos o un pH ligeramente básico se pueden formar compuestos insolubles que se depositan en forma de sarro en los conductos de agua causando gastos que la larga pudieran ser más costoso. En cambio, las sales de sodio son prácticamente totalmente solubles en agua y no contribuyen en forma significativa a la obstrucción de tuberías por la formación de compuestos insolubles.

- 12.** El cloruro de amonio es un ácido débil producto de la reacción entre un ácido fuerte y una base débil.

Se puede hacer uso de la fórmula simplificada para el cálculo de pH en ácidos débiles:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pKa} - \frac{1}{2} \log C_{\text{Acido}}$$

Recordando que el pKa del par amonio amoniaco es de 9,2.

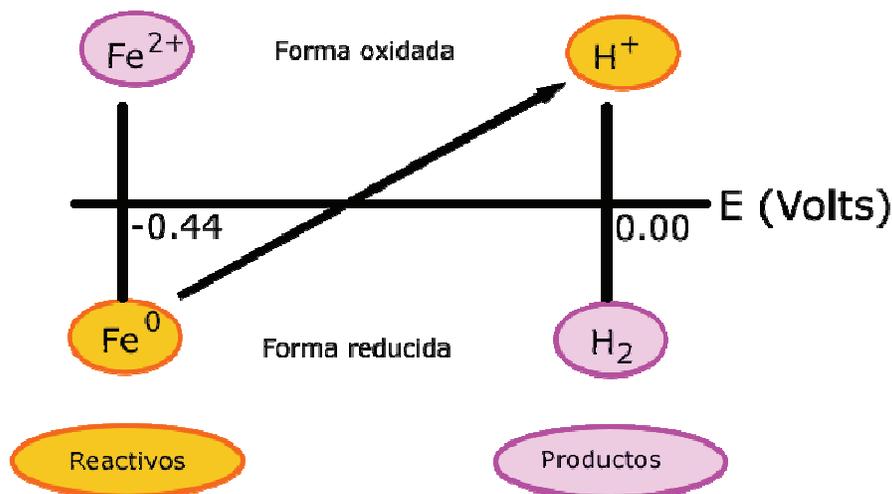
$$\text{pH} = \frac{1}{2} (9,2) - \frac{1}{2} \log 0,1$$

$$\text{pH} = 5,1$$

### Óxido-reducción

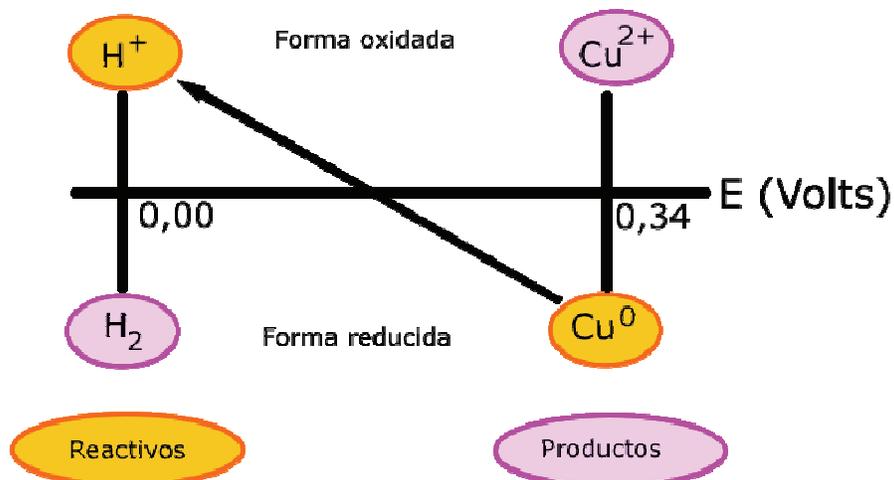
1. Porque existe una diferencia de potencial óxido-reducción entre ambos componentes, el ácido clorhídrico y el componente principal del clavo, que permiten que la reacción ocurra en el sentido indicado.

El siguiente esquema realizado a partir de los potenciales oxido-reducción consultados en la bibliografía, ilustra el fenómeno de forma generalizada:



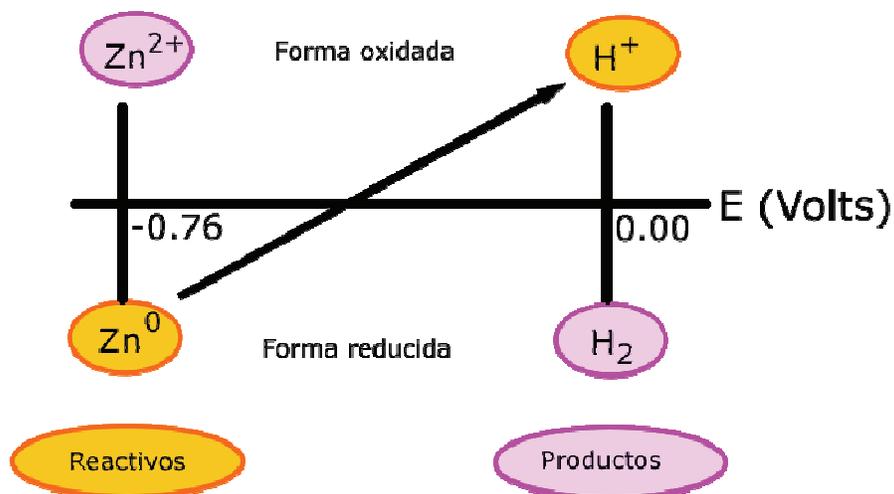
Evidentemente la reacción tendrá como productos hierro (II) e hidrógeno elemental.

Porque los potenciales de óxido reducción no favorecen el sentido de la reacción propuesto. Planteemos el diagrama para ver lo que sucede:



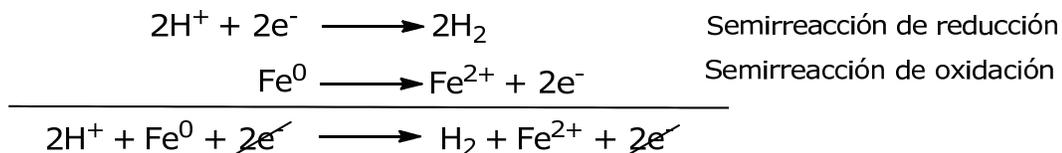
Vemos claramente que el sentido de la flecha es contrario a la reacción propuesta.

2. Para saberlo dibujemos el diagrama:



Evidentemente la reacción ocurrirá sin mayor problema.

3. La ecuación puede balancearse por tanteo; sin embargo cuando se trata de reacciones de óxido-reducción es necesario tener presente que el que el balance de electrones (número de electrones transferido) debe ser el mismo, para lo cual con frecuencia requiere que el balanceo de ecuaciones se realice sumando las dos semirreacciones involucradas:



Finalmente ajustando las semirreacciones a los reactivos planteados podemos escribir la reacción balanceada:



4. El hidrógeno ( $\text{H}^+$ ) es el oxidante.
5. Porque no es una reacción que ocurra espontáneamente y por lo tanto sólo podría producirse electroquímicamente
6.  $2\text{HCl} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2 + 2\text{Cl}^-$
7.  $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$
8. Evidentemente hidrógeno
9. Para responder esta pregunta debemos recordar las leyes de Faraday, el valor de la constante de Faraday y otros términos utilizados en la electricidad y la electroquímica:

Para depositar el equivalente químico de cualquier elemento se necesita la misma cantidad de electricidad. La constante de Faraday tiene un valor  $96485,3 \text{ C mol}^{-1}$ , sin embargo es común utilizarla con un valor de  $96500 \text{ C mol}^{-1}$ . En nuestro caso utilizaremos este último valor para facilitar los cálculos. La cantidad de electricidad se relaciona con la intensidad de corriente y con el tiempo de acuerdo a las expresiones:

$$Q = I \cdot t = n \cdot F \cdot \text{moles}$$

Donde

**Q** corresponde a la carga expresada en coulombios.

**I** es la intensidad de corriente expresada en amperios.

**t** es el tiempo durante el cual se aplica la intensidad I

**n** es el número de electrones transferidos en la reacción

**F** es la constante de faraday y

**moles** es el número de moles de analito involucrados en la reacción.

Razonar las relaciones anteriores es de mucha utilidad para resolver problemas cuantitativos de electroquímica.

Regresando al problema planteado inicialmente consideremos lo siguiente:

El potencial de 9 volts es suficiente para que la reacción electroquímica ocurra en el sentido indicado y si el proceso es completamente eficiente, podemos obtener directamente el total de electrones que estuvieron involucrados en la reacción:

$$0,850 \text{ A} = \frac{\text{Coulombios}}{300 \text{ s}}$$

$$\text{Coulombios} = 255$$

$$255 \text{ Coulombs} \left( \frac{1 \text{ mol de e}^-}{96500 \text{ Coulombs}} \right) = 0,0026 \text{ mol de e}^-$$

Recordemos la reacción química asociada a la producción de gas hidrógeno:



Despejando n de la expresión:

$$\text{moles de H}_2 = \frac{Q}{F \cdot n}$$

Sustituyendo

$$\text{moles de H}_2 = \frac{255 \text{ C}}{96500 \frac{\text{C}}{\text{moles}} \cdot \frac{2 \text{ moles}}{\text{mol de H}_2}}$$

Vemos que por cada dos moles de electrones, se produce uno de gas. Apreciado esto se infiere sencillamente que en las condiciones mencionadas se obtienen 0,0013 moles de gas.

**10.** Al igual que en el problema anterior, obtenemos el número de moles de gas que se obtienen en las condiciones del proceso:

$$0,200 \text{ A} = \frac{\text{Coulombs}}{3600 \text{ s}}$$

$$\text{Coulombs} = 720$$

$$\text{moles de H}_2 = \frac{720 \text{ C}}{96500 \frac{\text{C}}{\text{moles}} \cdot \frac{2 \text{ moles}}{\text{mol de H}_2}}$$

Esperamos obtener 0,0037 moles de gas.

Y luego utilizando asumiendo que el gas producido se trata de un gas ideal y recordando la conversión de que 1 atmósfera de presión es igual a 760 mm de Hg, tenemos:

$$V = \frac{(0,0037 \text{ mol}) \left(0,082 \frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}}\right) (295 \text{ K})}{0,770 \text{ atm}} = 0,116 \text{ L}$$

El volumen aproximado de gas obtenido en las condiciones del proceso asumiendo una eficiencia del proceso del 100% es de 116 mL.

- 11.** Conviene suponer que se comporta como un gas ideal, para así a partir del volumen obtener el número de moles de gas obtenidos, y relacionar estequiométricamente la cantidad de cobre oxidado:

$$n = \frac{(1 \text{ atm})(0,025 \text{ L})}{\left(0,082 \frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}}\right) (298 \text{ K})}$$

$$n = 0,0010 \text{ mol de gas}$$

Por cada mol de gas se oxida 1 mol de cobre elemental a cobre (II), así podemos ver que:

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{0,0010 \text{ mol de Cu}^{2+}}{0,006 \text{ L}} = 0,17 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

- 12.** Obtengamos en primera instancia los moles de Cobre oxidados:

$$2,0 \text{ A} = \frac{\text{Coulombs}}{900 \text{ s}}$$

$$\text{Coulombs} = 1800$$

$$1800 \text{ Coulombs} \left( \frac{1 \text{ moles}}{96500 \text{ Coulombs}} \right) = 0,0187 \text{ moles}$$

De acuerdo a la reacción, se obtienen pues 0,0094 mol de cobre oxidado, que multiplicado por su masa atómica (63,5 g/mol) nos da una masa de 0,5937 g. de Cu que fueron oxidados.

Finalmente encontramos que el peso final del electrodo debería de ser de 1,4262 g.

- 13.** La diferencia de masa corresponde a la cantidad de cobre oxidado, es decir, 0,0099 g, que divididos entre la masa atómica del cobre equivalen a 0,0002 mol de cobre. Así, se deduce que:

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{0,0002 \text{ mol de Cu}^{2+}}{0,0055 \text{ L}} = 0,04 \text{ mol L}^{-1}$$

- 14.** Se forma el siguiente compuesto de coordinación:



- 15.** Hagamos un análisis de los posibles sucesos:

Como los electrodos de grafito no se oxidan, no se considera la posibilidad de que ocurra una reacción que los involucre.

Considerando los siguientes datos:

Especie	Potencial de electrodo estándar (V)
$\text{Cl}^- \longrightarrow 2\text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	<b>E = +1,40</b>

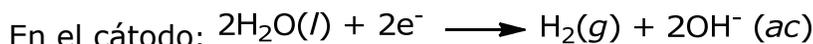
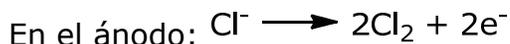
En oxidación puede ocurrir la oxidación del ion cloruro si se tiene un potencial superior a 1.4

Oxidación:

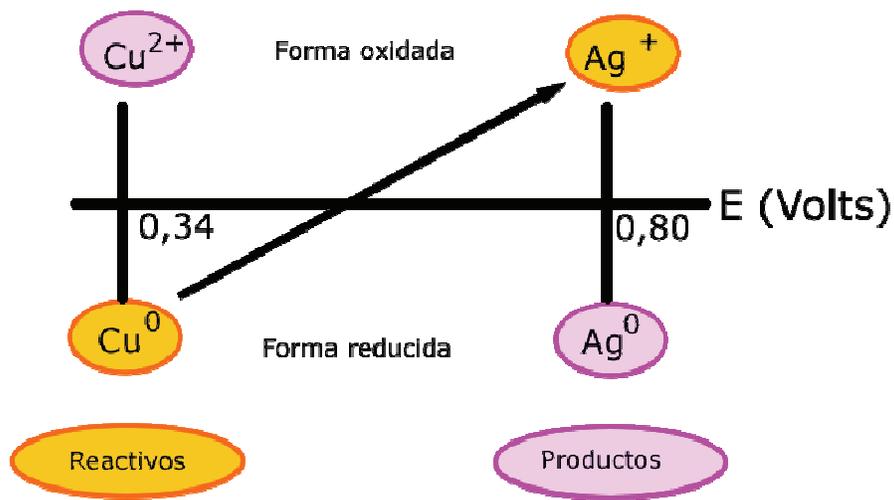
Sistema	Potencial de electrodo estándar (V)
$2\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cl}^-$	<b>E = -1,40</b>
Hidrógeno del agua $2\text{H}_2\text{O}(l) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(g) + 2\text{OH}^-(ac)$	<b>E = -0,42</b>

Cuando se aplica una diferencia de potencial superior a 1.82 V se tendrá en el ánodo la oxidación del cloruro y en el cátodo la reducción del protón y se favorecerá la producción de H<sub>2</sub> y Cl<sub>2</sub> en el ánodo y cátodo, respectivamente.

Las reacciones esperadas:



16. Veamos lo que ocurre de acuerdo a los potenciales óxido-reducción:



Evidentemente el cobre es el reductor.

Recordando la expresión simplificada:

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

El potenciómetro registraría un valor inicial cercano a los 0,46 V.

17.  $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-}$   
 18.  $2\text{Ag}^{+} + 2\text{e}^{-} \longrightarrow 2\text{Ag}^0$

### Fisicoquímica y química orgánica

1. La temperatura final de una mezcla de agua a diferentes temperaturas no representa mayor problema en su resolución. La situación se complicaría un poquito si se tratara de la temperatura final de una mezcla de dos disolventes diferentes. En el caso planteado por el problema podemos partir de la idea de que al mezclar ambas cantidades de agua se alcanzará el equilibrio térmico.

Consideremos pues la siguiente relación:

En donde **m** es la masa del sistema, **c** es la capacidad térmica específica del material, en este caso agua, **ΔT** es la diferencia entre la temperatura final y la inicial y **q** corresponde al calor del sistema, que al alcanzar el equilibrio es equivalente para ambos componentes.

Podemos entonces deducir lo siguiente:

$$M \cdot c \cdot (T_{\text{superior}} - T_{\text{equilibrio}}) = m \cdot c \cdot (T_{\text{equilibrio}} - T_{\text{inferior}})$$

Donde:

**M** es la masa de agua a la temperatura más alta, que es de 750 mL, equivalentes prácticamente a 750 g.

**T<sub>superior</sub>** es la temperatura mayor del agua, que es de 93°C (366 K).

**T<sub>equilibrio</sub>** es la temperatura final que alcanzará la mezcla. En este caso es la variable incógnita.

**m** es la masa del agua con menor temperatura, 250 mL ~ 250 g.

**T<sub>inferior</sub>** es el valor de la temperatura menor del agua, en este caso 22°C, que equivale a 295 K.

c es la capacidad térmica específica del agua. En este caso no es necesario conocerla, pues es producto similar en ambos lados de la ecuación

Simplificando y sustituyendo:

$$\begin{aligned} 750\text{g} \cdot (366\text{ K} - T_{\text{equilibrio}}) &= 250\text{g} \cdot (T_{\text{equilibrio}} - 295\text{ K}) \\ 274500\text{ g}\cdot\text{K} - 750\text{g}\cdot T_{\text{equilibrio}} &= 250\text{g}\cdot T_{\text{equilibrio}} - 73750\text{ g}\cdot\text{K} \\ 348250\text{ g}\cdot\text{K} &= 1000\text{g}\cdot T_{\text{equilibrio}} \\ T_{\text{equilibrio}} &= \frac{348250\text{ g}\cdot\text{K}}{1000\text{ g}} \\ T_{\text{equilibrio}} &= 348,25\text{ K} \\ T_{\text{equilibrio}} &= 75,25\text{ °C} \end{aligned}$$

En la realidad el intercambio de calor con el ambiente, el tiempo de manipulación y montaje del experimento así como otros

factores dan por resultado que al realizar la mezcla la temperatura real final sea de alrededor de 60°C, que es la recomendada para el experimento propuesto.

2. Calculemos primero la cantidad letal de alcohol en gramos para un adulto de 70 Kg:

$$70 \text{ Kg} * 8 \text{ g/Kg} = 560 \text{ g de etanol.}$$

Ahora el volumen que representan 560 g. de etanol:

$$560 \text{ g} \left( \frac{1 \text{ mL}}{0,81 \text{ g}} \right) = 691,36 \text{ mL}$$

Si una cerveza tiene 5 grados de alcohol, significa que de cada 100 mL de bebida 5 mL son etanol.

$$691,36 \text{ mL de etanol} \left( \frac{100 \text{ mL de cerveza}}{5 \text{ mL de etanol}} \right) = 13,83 \text{ L}$$

Teóricamente un ser humano de 70 Kg no toleraría beber al mismo tiempo más de 13,83 L de cerveza. Evidentemente hay otras variables que intervienen y por ningún motivo debe considerarse éste como un valor exacto.

### **Propiedades coligativas**

1. La depresión del punto de fusión, elevación del punto de ebullición, la disminución de la presión de vapor y la disminución de la presión osmótica.
2. La adición de sal aumenta el la temperatura de ebullición del agua, y por tanto permite que la pasta tenga una mayor temperatura de cocción.
3. Dado que el decremento de la temperatura de fusión está en función del número de especies ionizadas en disolución, la disolución que contiene cloruro de sodio y cloruro de calcio tendrá un menor punto de fusión con respecto a la que tiene únicamente cloruro de sodio.
4. Consideremos primero la masa total:

$$35,9 \text{ g de NaCl} + 100 \text{ g de agua} = 135,9 \text{ g. de disolución}$$

Tomando en cuenta la densidad, el volumen final de dicha disolución:  $v = \frac{135,9 \text{ g}}{1,1 \text{ g/mL}} = 123,5 \text{ mL}$

El número de moles que corresponden a la masa de cloruro de sodio:

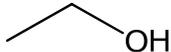
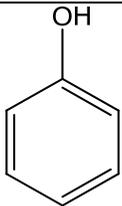
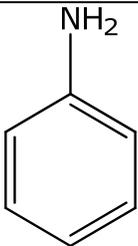
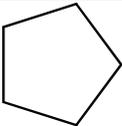
$$n = \frac{35,9 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}} = 0,6 \text{ mol de cloruro de sodio}$$

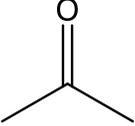
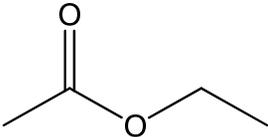
Y finalmente la molaridad:

$$\frac{0,6 \text{ mol}}{0,1235 \text{ L}} \approx 5 \text{ mol L}^{-1}$$

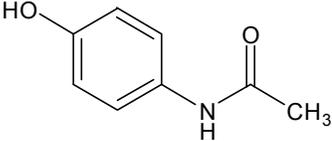
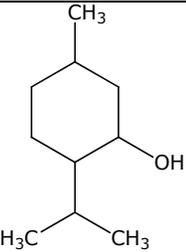
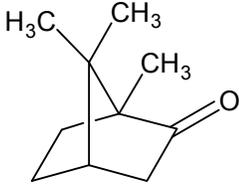
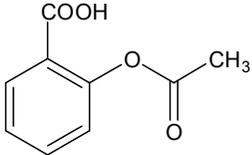
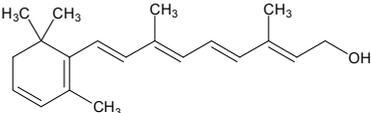
### Química Orgánica. Ejercicios

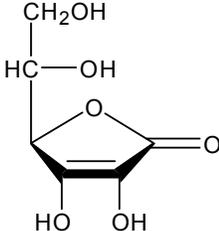
1. De los siguientes compuestos orgánicos, escribir un nombre común para cada uno, su fórmula química simplificada y su masa molar.

	Compuesto	Nombre común	Fórmula molecular	Masa molar (g/mol)
Ejemplo		Etanol	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	46
1		Fenol	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> O	94
2		Anilina	C <sub>6</sub> H <sub>7</sub> N	93
3		Ciclopentano	C <sub>5</sub> H <sub>10</sub>	70

4		Acetona	$C_3H_6O$	58
5		Acetato de etilo	$C_4H_8O_2$	88

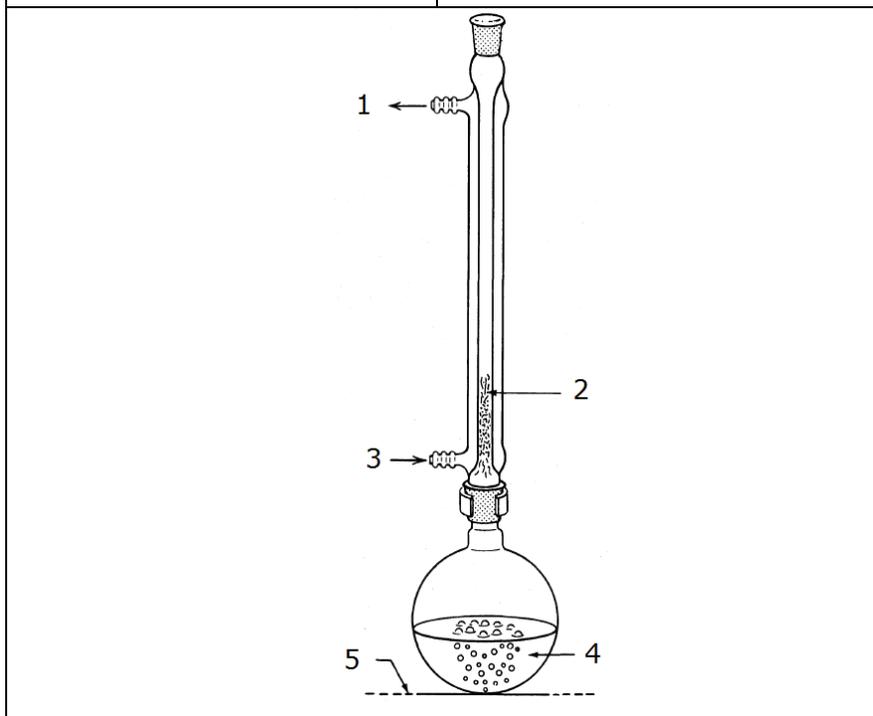
2. De los siguientes compuestos, identificar el o los grupos funcionales presentes en la molécula.

	Nombre común	Molécula	Grupos funcionales presentes
E	Paracetamol		Amida Alcohol
1	Mentol		Alcohol
2	Alcanfor		Cetona
3	Aspirina		Ácido carboxílico Éster
4	Vitamina A		Alqueno

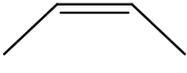
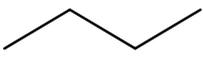
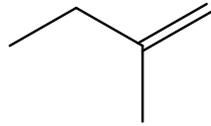
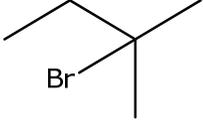
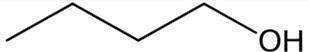
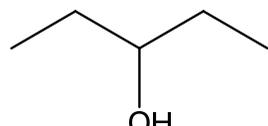
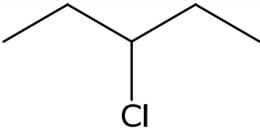
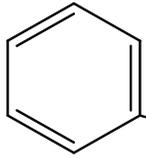
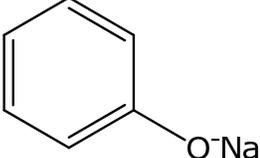
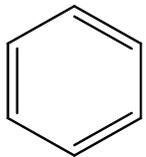
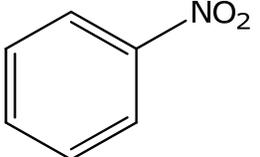
5	Vitamina C		Éster cíclico (también llamado "lactona") Alcohol
---	------------	---	--

3. A continuación se muestra la forma en la que se montaría un sistema de reflujo convencional. Relaciona cada uno de los componentes con los números indicados en la figura según corresponda:

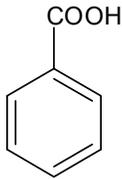
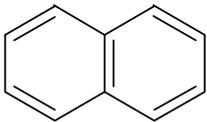
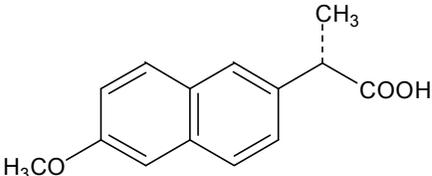
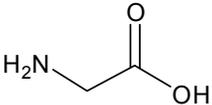
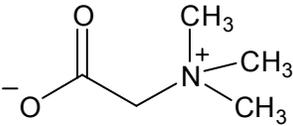
F. Reactivos y disolventes	6. Salida de agua
G. Fuente de calor	7. Disolvente condensado
H. Entrada de agua	8. Entrada de agua
I. Salida de agua	9. Reactivos y solventes
J. Disolvente condensado	10. Fuente de calor



4. Completar la siguiente tabla de reacciones orgánicas indicando el reactivo más conveniente o el producto principal esperado según sea el caso. También nombrar cada especie química involucrada.

1	 Cis-2-buteno	+ H <sub>2</sub> Hidrógeno	→	 n-Butano
2	 2-metil-1-buteno	+ HBr Bromuro de Hidrógeno	→	 2-metil-2-bromobutano
3	 n-butanol	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> concentrado Calor	→	 1-buteno
4	 3-pentanol	HCl ZnCl <sub>2</sub>	→	 3-cloropentano
5	 Fenol	+ NaOH Hidróxido de sodio	→	 Fenóxido de sódio
6	 Benceno	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> HNO <sub>3</sub>	→	 Nitrobenceno

5. De acuerdo a las estructuras de los siguientes compuestos, predecir en qué disolvente puede ser más soluble

Disolventes disponibles: Agua, Etanol, hexano		
	Compuesto	Solubilidad más probable
1	 <p>Ácido benzoico</p>	Etanol
2	 <p>Naftaleno</p>	Hexano
3	 <p>Naproxeno</p>	Etanol
4	 <p>Glicina</p>	Agua
5	 <p>Betaina</p>	Agua

## **Conclusiones**

- El material de apoyo que se presenta contiene experimentos sencillos que pueden ser realizados con materiales de fácil adquisición y bajo costo.
- Para realizar los experimentos propuestos no es necesario contar con laboratorios o instalaciones especiales; algunos pueden simplemente ser mostrados como experiencias de cátedra o ser efectuados por los alumnos en forma individual o como trabajo en pequeños grupos.
- El material proporciona a los profesores de bachillerato un material adicional que pueden "adoptar" o "adaptar" de acuerdo a los recursos con los que cuentan en su lugar de trabajo. La idea principal es que puedan constatar que la limitación de instalaciones y recursos no es un obstáculo para mostrar a los alumnos el interés de la Química como ciencia teórica experimental
- Todos los experimentos fueron realizados personalmente por el autor y contienen los resultados que obtuvo; los lectores que quieran reproducirlos puedan compararlos con sus propios resultados.
- Los experimentos se complementan con problemas teóricos relacionados con el tema y se incluye la resolución de los mismos.

## Bibliografía

Brent, Robert. *The golden book of chemistry experiments*. Golden Press, New York. 1960.

Brown, Theodore. *Química, la ciencia central*. Novena edición, Pearson. México, 2004.

Burriel Marti, Fernando. *Química analítica cualitativa*. Paraninfo, Madrid. 1992.

Capon, Noel. Kuhn, Deanna. *What's so good About Problem-based Learning?* *Cognition and instruction*, 22(1), 61-79. 2004.

Dean, John. *Lange's Handbook of chemistry*. Fifteenth Edition, McGRAW-HILL, INC.

G. Markowitz, Dina. Et. al. *Using Problem-Based Learning to Teach Genetics & Bioethics*. *The american biology teacher*, Vol 70. No. 7. September 2008.

H. Forbes, et. al. *Students' Perceptions of Learning Outcomes From Group-Based, Problem-based Teaching and Learning Activities*. *Advances in health Sciences Education* 6: 205-217, 2001.

Hang Wong, Kenson. Richard Day, Jeffrey. *A comparative Study of Problem-Based and Lecture-Based Learning in Junior Secondary School Science*. *Res Sci Educ* (2009) 39:625-642.

Harvey, David. *Modern Analytical Chemistry*. McGrawHill, Estados unidos, 2000.

[http://www.cabletec.com.co/productos/cable\\_thhw.htm](http://www.cabletec.com.co/productos/cable_thhw.htm)

[http://www.ine.gov.ar/prog\\_pdfs/Fichas%20Epidemiologicas%20ETA%20y%20Zoonosis/Ficha%20Alcohol.pdf](http://www.ine.gov.ar/prog_pdfs/Fichas%20Epidemiologicas%20ETA%20y%20Zoonosis/Ficha%20Alcohol.pdf)

Levin, Barbara. Energizing. *Teacher Education and Professional Development with Problem-Based Learning*. Estados Unidos, 2001.

Morales Bueno, Patricia, y Landa Fitzgerald, Victoria. *Aprendizaje basado en problemas*. Theoria, Vol. 13: 145-157, 2004.

NORMA OFICIAL MEXICANA NOM-138-SSA1-1995, que establece las especificaciones sanitarias del alcohol desnaturalizado, antiséptico y germicida (utilizado como material de curación), así como para el alcohol etílico 96°G.L., sin desnaturalizar, y las especificaciones de los laboratorios o plantas embotelladoras de alcohol.

W. Ball, David. *Fisicoquímica*. Thomson, 2005.

Whitten, Davis. *General Chemistry*, 7Ed, 2003.

## Apéndice

### Obtención de un electrodo de grafito.

Un electrodo de grafito puede obtenerse a partir de una pila de Zinc Carbono convencional. En el núcleo de estas pilas comerciales se encuentra un buen electrodo que puede ser utilizado con fines experimentales obteniendo buenos resultados. El grafito de un lápiz también es buena alternativa, sin embargo en experimentos de electrólisis tiende a ablandarse y consecuentemente a desfragmentarse debido a la formulación de la barra cuya intención principal es la escritura.

A continuación se muestran algunas fotografías del material necesario y recomendaciones a seguir para la extracción del grafito de una batería de Zinc-Carbón.



Fotografía 1: Es necesario contar con unas pinzas, y guantes, debido a que los compuestos que contienen las baterías son bastante corrosivos, además de que las láminas destruidas forman bordes filosos que de no tener cuidado pueden ocasionar lesiones serias en la piel.



**Fotografía 2:** Los productos de la disección de una pila de Zinc-Carbon. Las barras sólidas de color negro mostradas a la derecha de la fotografía son los electrodos funcionales de grafito. Las laminillas mostradas en la parte superior derecha corresponden a láminas de zinc, elemento que también puede ser de interés experimental.

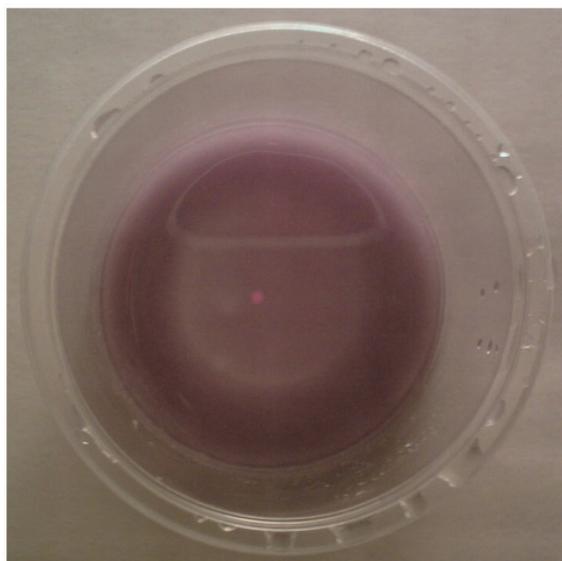
**Fotografías adicionales:**



**Fotografía 3.** Coloración del extracto de col morada en pH ácido (pH=1), pH neutro (pH=7) y pH básico (pH=9,2), de izquierda a derecha, respectivamente.



**Fotografía 4 y 5:** Cambio visual en el punto final de la titulación de hidróxido de magnesio con ácido muriático utilizando extracto de col morada y precipitación como indicadores del punto final de la valoración.



---

**La base: 5 cm. de diámetro**  
**La altura: 4,5 cm.**

Fotografía 6: Ejemplo con dimensiones de un vasito del número 4 comercial.