

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE AGUASCALIENTES

CENTRO DE BACHILLERATO Y SECUNDARIA

DEPARTAMENTO DE QUÍMICA

**LABORATORIO DE QUÍMICA**

MANUAL DE PRACTICAS DE LABORATORIO DE QUÍMICA

A MICROESCALA PARA LA MATERIA DE QUÍMICA II

DEL QUINTO SEMESTRE DE BACHILLERATO

(PLAN 2004)

Ing. Jorge H. Ramírez Alonso

## INDICE

Presentación		1
Practica 1	Número de Avogadro y el concepto de Mol	2
Practica 2	Reacciones de óxido – reducción del Manganeseo	6
Practica 3	Preparación a microescala de CuI	10
Practica 4	Disoluciones acuosas: concentración en porcentaje (%)	12
Practica 5	Determinación de la formula de un compuesto	16
Practica 6	Preparación y estandarización de soluciones	21
Practica 7	Suspensiones, Coloides y Disoluciones	25
Practica 8	Ácidos y Bases, Neutralización	28
Practica 9	Indicadores y medida del pH	32
Practica 10	Hidrocarburos	36
Practica 11	Propiedades de los Hidrocarburos	39
Practica 12	Propiedades de los Alcoholes	43
Practica 13	Alcohol sólido	47
Practica 14	Separación de “Aspirina” de una tableta efervescente	50
Generación e identificación de gases		53
Practica 15	Obtención de Oxígeno	54
Practica 16	Obtención de Hidrógeno	57
Apéndice:	Obtención de Gases en jeringas	60
Bibliografía		65

## PRESENTACIÓN:

El presente trabajo es el resultado de la recopilación de material obtenido en los diferentes cursos a los cuales se asistió en el Centro Nacional de Química a Microescala, en la Universidad Iberoamericana campus Santa Fe ciudad de México, así como el trabajo realizado en nuestro Laboratorio de Química del Centro de Bachillerato y Secundaria.

La finalidad del trabajo es el tener material suficiente y actualizado para efectuar las prácticas de los curso de Química I y Química II para los alumnos del cuarto y quinto semestre de nuestro Bachillerato de acuerdo al programa de la materia y al plan de estudios vigente (2004).

Aquí se propone el uso de técnicas en microescala, que utilizan cantidades muy pequeñas de sustancias y solventes, y que permiten observar los fenómenos con la misma claridad que las técnicas convencionales. El uso de cantidades tan pequeñas de reactivos reporta, entre otras, las siguientes ventajas.

- disminución notable en el gasto de reactivos y en la generación de residuos, lo que incide en el cuidado de nuestro medio ambiente;
- disminución de la exposición a sustancias potencialmente dañinas;
- incremento en la seguridad tanto de estudiantes como maestros en el trabajo de laboratorio mediante la reducción de los riesgos en caso de accidentes;
- reducción de los espacios para almacenar reactivos y equipos;
- disminución importante en los costos de laboratorio; y
- reducción del tiempo que se emplea en la realización de los experimentos.

Considerando también la dificultad que pudiera existir para poder contar con los equipos, los materiales y los reactivos, se proponen experimentos sencillos, en su mayoría con materiales de bajo costo y fácil adquisición.

Ing. Jorge H. Ramírez Alonso

## Practica 1

### NÚMERO DE AVOGADRO Y EL CONCEPTO DE MOL

#### OBJETIVO:

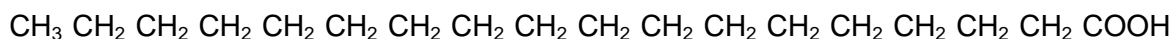
Obtener experimentalmente el número de Avogadro.

#### INTRODUCCION:

Muchos objetos no se cuentan individualmente sino en grupos. Los huevos se compran por docenas, los refrescos en paquetes de seis y el pan para hamburguesas en paquetes de ocho. ¿Cómo se cuentan los grupos de átomos y moléculas? Puesto que los átomos y las moléculas son muy pequeños, deducimos que los grupos que podamos contar deben ser muy grandes. Una **mol** de una sustancia se define como la suma de las masas atómicas de los átomos individuales que constituyen una molécula expresada en gramos. ¿Cuántas moléculas están en una mol de cualquier sustancia? El número debe ser aproximadamente  $6.022 \times 10^{23}$ , (**602 200 000 000 000 000 000 000**) que se conoce como el **número de Avogadro**, en honor del físico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856). El número de Avogadro es una constante importante en la química y en la física, y se ha determinado experimentalmente por varios métodos.

En este experimento el número de Avogadro se determinará adicionando una gota de una solución de ácido esteárico disuelto en hexano sobre un portaobjetos. La solución de ácido esteárico se extenderá sobre la superficie del portaobjetos formando una capa molecular superficial (monocapa). Midiendo el área de la superficie de esta monocapa, y conociendo el peso molecular y la superficie que ocupa una molécula de ácido esteárico, se puede calcular cuántas moléculas de ácido esteárico están presentes en una mol y por lo tanto, el valor del número de Avogadro.

#### Ácido esteárico:



#### MATERIAL:

- portaobjetos.
- pipeta Pasteur.
- bulbo.
- probeta de 5 mL.
- regla graduada en mm.

## REACTIVOS:

- solución de ácido esteárico en hexano  $7.5 \times 10^{-5}$  M.

## PROCEDIMIENTO:

1. Lava, enjuaga y seca cuidadosamente tres portaobjetos y colócalos sobre una superficie perfectamente horizontal. No toques la superficie de los portaobjetos con los dedos, manéjalos por los cantos.
2. Usando una pipeta Pasteur, agrega la solución de ácido esteárico en hexano gota a gota en la probeta, contando el número de gotas necesarias para obtener el volumen exacto de 1 mL.
3. Repite el procedimiento anterior dos veces más y obtén el valor promedio de gotas en un mL. Registra el número de gotas de cada medición.

1) No. de gotas = \_\_\_\_\_ 2) No. de gotas = \_\_\_\_\_ 3) No. de gotas = \_\_\_\_\_

PROMEDIO = \_\_\_\_\_ gotas / mL

4. Usando la pipeta Pasteur agrega una gota de solución de ácido esteárico sobre el portaobjetos. Espera que la gota desaparezca (el hexano se evapora), y observa la formación de cristales de ácido esteárico, lo cual indica que la monocapa se ha formado. Repite este procedimiento cinco veces. Con una regla mide el diámetro de cada una de las cinco monocapas formadas.

1) Diám.= \_\_\_\_\_ cm      2) Diám.= \_\_\_\_\_ cm  
3) Diám.= \_\_\_\_\_ cm      4) Diám.= \_\_\_\_\_ cm  
5) Diám.= \_\_\_\_\_ cm

DIAMETRO PROMEDIO = \_\_\_\_\_ cm

## PREGUNTAS Y EJERCICIOS:

1. Con el diámetro promedio de las cinco monocapas, calcula el área de la monocapa mediante la ecuación:

$$A = \pi d^2 / 4 \quad A = \text{Área}, \quad d = \text{diámetro promedio ( _____ cm)}$$

**Área de la monocapa =**

2. Si se sabe que el área de la molécula de ácido esteárico es  $2.1 \times 10^{-15} \text{ cm}^2$ .  
¿Cuántas moléculas de ácido esteárico hay en la monocapa?

$$\text{Moléculas de ác. esteárico en la monocapa} = \frac{\text{Área de la monocapa (Paso 1)}}{\text{Área de la molécula de ácido esteárico}}$$

**Moléculas de ácido esteárico en la monocapa =**

3. Divide 1 mL entre el **número de gotas promedio** obtenido en el experimento. Esto representa el volumen de una gota de solución de ácido esteárico, expresado en mL, que fue necesario para formar la monocapa.

$$\text{Mililitros para formar la monocapa} = 1 \text{ mL} / \text{No. promedio de gotas}$$

**Mililitros para formar la monocapa =**

4. Calcula el peso molecular del ácido esteárico.

**Peso molecular del ácido esteárico =**                      g/mol

5. Convierte la concentración de la solución de ácido esteárico ( $7.5 \times 10^{-5} \text{ M} = 7.5 \times 10^{-5} \text{ moles / litro}$ ) a gramos de ácido esteárico / mL).

$$7.5 \times 10^{-5} \text{ moles / litro} =$$

6. Multiplica los mililitros para formar la monocapa (Paso 3), por la concentración de la solución de ácido esteárico convertida a gramos de ácido esteárico / mL (Paso 4). Esto da por resultado el número de gramos de ácido esteárico en la monocapa.

**Gramos de ácido esteárico en la monocapa =**

7. Divide la respuesta del Paso 5 (Gramos de ácido esteárico en la monocapa) entre el peso molecular del ácido esteárico (Paso 4). Esto resulta en el número de moles de ácido esteárico en la monocapa.

**Moles de ácido esteárico en la monocapa =**

8. Calcula el número de Avogadro dividiendo el número de moléculas de ácido esteárico en la monocapa (Paso 2) entre el número de moles de ácido esteárico en la monocapa (Paso 7).

**Número de Avogadro =**

REPASO DE CONCEPTOS.

- ¿Qué tiene mayor masa: un mol de átomos de cobre o un mol de átomos de oro?  
¿Por qué?

## Practica 2

### REACCIONES DE ÓXIDO – REDUCCIÓN DEL MANGANESO

#### OBJETIVO:

Llevar a cabo una reacción de oxidación-reducción.

#### INTRODUCCIÓN:

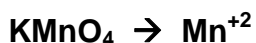
Muchos elementos poseen más de un estado de oxidación. De entre estos encontramos representantes tanto de los grupos de los elementos principales (los bloques **s** y **p**, es decir, elementos como N, S y P) así como de los elementos de transición (los bloques **d** y **f**, es decir, elementos como Fe, Co, y Cr).

El manganeso (Mn), por ejemplo, tiene estados de oxidación correspondientes a +2, +3, +4, +5, +6 y +7. En la mayor parte de los estados de oxidación se presenta de un color característico.

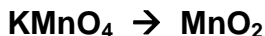
En este experimento, se investigarán los estados de oxidación más usuales del manganeso (y más accesibles de obtener), se investigarán reduciendo el  $\text{Mn}^{+7}$  del permanganato  $(\text{MnO}_4)^{-1}$  en una serie de reacciones redox.

Durante la reducción, el material que se reduce gana electrones, y consecuentemente tiene un estado de oxidación más bajo.

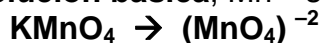
En una **solución ácida**, por ejemplo, el  $\text{Mn}^{+7}$  es reducido a  $\text{Mn}^{+2}$  como se muestra en la reacción:



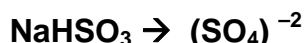
En una **solución neutra**, el  $\text{Mn}^{+7}$  es reducido a  $\text{Mn}^{+4}$  como se muestra en la reacción:



Mientras que en una **solución básica**,  $\text{Mn}^{+7}$  se reduce a  $\text{Mn}^{+6}$ :



Ya que los electrones ganados por el manganeso en cada una de las reacciones deben haber venido de alguna parte, por cada material reducido, algunas otras especies deben ser simultáneamente oxidadas. En la oxidación, el material que es oxidado pierde electrones y consecuentemente tiene un aumento en su estado de oxidación. En este experimento el ión sulfito ácido se oxida a ión sulfato:





## **MATERIAL:**

- matraces de 10 mL.
- pipeta de 1 mL.
- microagitador.
- placa de agitación.
- micro bureta
- soporte para micro bureta.

## **REACTIVOS:**

- solución de permanganato de potasio 0.01 M.
- solución de ácido sulfúrico 0.1 M.
- solución de sulfito ácido de sodio 0.02 M.
- Solución de hidróxido de sodio 0.1 M.

## **PROCEDIMIENTO:**

1. Utilizando una pipeta coloca 2 mL de solución de permanganato de potasio y un micro agitador a cada uno de los tres matraces.

### **Reacción del permanganato de potasio con sulfito ácido de sodio en solución ácida.**

- a) Agrega 2 mL de solución de ácido sulfúrico al matraz erlenmeyer de 10 mL que contiene permanganato de potasio.
- b) Coloca un cuadrado de papel blanco de 10 cm x 10 cm sobre la placa de agitación y encima de éste y en el centro de la placa acomoda el matraz con las soluciones.
- c) Monta el dispositivo indicado para sostener la microbureta.
- d) Llena la microbureta con solución de sulfito ácido de sodio hasta la marca de cero.
- e) Enciende el botón de la placa de agitación y ajústalo para una agitación moderada.
- f) Añade la solución de sulfito al matraz con permanganato, con cuidado, por goteo lento.

- g) El color púrpura de la solución desaparecerá cuando la reacción se haya completado. El manganeso es reducido de un  $(\text{Mn}^{+7})$  púrpura intenso a un  $(\text{Mn}^{+2})$  color canela pálido. Registra el volumen de sulfito ácido de sodio consumido en la reacción: \_\_\_\_\_ mL.

**Reacción del permanganato de potasio con sulfito ácido de sodio en solución neutra.**

- Coloca un matraz de 10 mL con solución de permanganato sobre la placa de agitación.
- Llena la microbureta con solución de sulfito ácido de sodio hasta la marca de cero.
- Enciende el botón de la placa de agitación y ajústalo para una agitación moderada.
- Añade la solución de sulfito ácido de sodio al matraz con permanganato, con cuidado, por goteo lento.
- El color púrpura del  $(\text{Mn}^{+7})$  se transformará a color café conforme se produce una suspensión de  $(\text{Mn}^{+4})$ . Registra el volumen de solución de sulfito ácido de sodio: \_\_\_\_\_ mL.

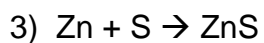
**Reacción del permanganato de potasio con sulfito ácido de sodio en solución básica.**

- Añade al matraz con permanganato restante, 2 mL de solución de hidróxido de sodio y colóquelo sobre la placa de agitación.
- Usando la microbureta, llena hasta la marca de cero, agrega la solución de sulfito ácido de sodio hasta que el  $(\text{Mn}^{+7})$  cambie a manganato  $(\text{Mn}^{+6})$  de color verde oscuro. Registra el volumen de sulfito ácido de sodio gastado: \_\_\_\_\_ mL.

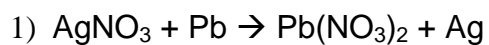
**PREGUNTAS Y EJERCICIOS:**

- ¿Por qué crees que se gastaron diferentes volúmenes de sulfito ácido de sodio si en las tres reacciones efectuadas se empleó el mismo volumen de solución de permanganato de potasio (2 mL)?
- Por qué se dice que la oxidación y la reducción son procesos complementarios?
- ¿Cuál es el número de oxidación de cada uno de los elementos de los siguientes compuestos? A) NaCl, b)  $\text{O}_2$ , c)  $\text{RbIO}_3$ , d)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

4. En las siguientes ecuaciones identifica: a) el elemento que se oxida y el elemento que se reduce; b) cual compuesto es el agente oxidante y cual es el agente reductor.



5. Balancea las siguientes ecuaciones por óxido-reducción:



## Practica 3

### PREPARACION A MICROESCALA DE CuI

#### OBJETIVOS:

Demostrar los conceptos básicos de:  
Reactivo limitante, Ley de las proporciones definidas, estequiometría,  
Reacciones de precipitación y reacciones redox,

#### INTRODUCCION:

El viejo adagio “no desperdiciado, no deseado” se puede aplicar a nuestra vida diaria y en el trabajo de laboratorio. Determinar las cantidades correctas es necesario en la mayor parte de las profesiones. Un tapicero determina la cantidad correcta de alfombra y bajoalfombra necesarios para una casa calculando el área del piso.

Para los químicos también es necesario calcular las cantidades de productos o de reactivos, y para ello se basan en las ecuaciones químicas balanceadas. A partir de estos cálculos, pueden controlar la cantidad de producto y con ello pueden reducir al mínimo el desperdicio o el exceso de materiales que se forman durante las reacciones.

En muchos procesos químicos las cantidades de reactivos usados son tales que puede haber exceso de uno de ellos. La cantidad de producto(s) formado(s) en estos casos depende del reactivo que no está en exceso. Por esta razón el reactivo que no está en exceso se llama **reactivo limitante**, porque limita la cantidad de producto que se puede obtener.

#### MATERIAL:

- Tubos de ensayo (15 x 150 mm)
- Baño de agua caliente
- Erlenmeyer de 50 mL
- Papel filtro
- Estufa
- Tubos capilares

## REACTIVOS:

- Cobre metálico
- Yodo
- NaI
- Ac. Acético 4M
- Acetona
- HNO<sub>3</sub> conc.
- NH<sub>3</sub> conc.

## PROCEDIMIENTO:

Coloca en un tubo de ensayo (15x150mm) de 150 a 200 mg de Cu en pequeños trozos (de conductores eléctricos de desecho), 200 mg de yodo, 2 g de NaI, 2 g de agua, y si el cobre esta muy oxidado una o dos gotas de ácido acético 4 M.

Coloca la mezcla en un baño de agua caliente (próximo a ebullición) y agita hasta que se obtiene una disolución incolora (menos de 15 min). Filtra o decanta la solución y recógela sobre un erlenmeyer de 50 mL conteniendo 10 mL de agua. La precipitación de CuI es inmediata. Recoge el precipitado (también puede separarse por decantación), lávalo con agua y acetona (2x1 mL) y sécalo al aire (o en una estufa a 110° C). Se obtienen de 250 a 270 mg de producto.

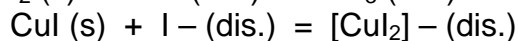
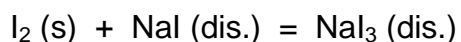
Realiza sobre el precipitado recuperado y seco las siguientes pruebas analíticas:

Primero trátalo con una gota de HNO<sub>3</sub> conc. (formación de Yodo), una gota de NH<sub>3</sub> conc. y ve como evoluciona al aire (disolución de color azul), calienta en capilar a 350° C (amarillo pardo por efecto termocrómico).

Nota: El Cu sobrante una vez lavado se conserva para otros usos.

## DISCUSIÓN:

Funciones del NaI:



Justificar el exceso de Cu.

Justificar el gran exceso de NaI.

Justificar la adición de ácido acético.

Identifica el reactivo limitante y reactivo en exceso

## Practica 4

### DISOLUCIONES ACUOSAS: concentración en porcentaje (%)

#### OBJETIVOS:

- Realizar los cálculos correspondientes para preparar disoluciones acuosas de concentración conocida, en porcentaje (%).
- Preparar disoluciones de azúcar con diferentes concentraciones, en porcentaje (%).
- Identificar el porcentaje (%) ideal de azúcar para la preparación de una limonada.
- Apreciar la importancia de la concentración en las disoluciones acuosas.

#### INTRODUCCIÓN:

Las disoluciones (o soluciones) acuosas son mezclas en las que el agua es el solvente, es decir, el componente que se encuentra en mayor proporción. Estas son las disoluciones más comunes, y las encontramos dondequiera: las lágrimas, la miel, el vinagre, el blanqueador, el jarabe para la tos, el anticongelante, los refrescos, etc.

Las disoluciones se pueden clasificar, de acuerdo con la cantidad de soluto que tienen disuelto, en:

- **Saturadas:** Cuando en ellas está disuelta la cantidad máxima de soluto que el solvente es capaz de disolver a una temperatura determinada.
- **Concentradas:** Cuando tienen un exceso de soluto (normalmente a una mayor temperatura).
- **Diluidas:** Cuando la cantidad de soluto es pequeña.

Muchas veces se necesita saber con exactitud cuál es la cantidad de soluto disuelta en una determinada cantidad de solvente, por lo que se han definido formas cuantitativas de expresar una concentración de una disolución.

Una de estas formas de expresar la concentración, es indicando el porcentaje (%) de soluto, en masa, que se tiene en una determinada masa de disolución:

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de disolución (g)}} \times 100$$

$$\text{masa de disolución} = \text{masa de soluto} + \text{masa de solvente}$$

Cuando el soluto es un líquido, se suele utilizar el porcentaje (%) en volumen

$$\% \text{ volumen} = \frac{\text{Volumen de soluto (mL)}}{\text{Volumen de disolución (mL)}} \times 100$$

Es importante expresar con exactitud la concentración de las soluciones para poder repetir los procesos, en el laboratorio o en la industria, utilizando soluciones con la concentración requerida para cada procedimiento. Por ejemplo, ¿qué sucedería si las medicinas se prepararan cada vez con una cantidad distinta del ingrediente activo?

### **MATERIALES:**

**UTILIZA MATERIAL QUE NO SEA DEL LABORATORIO** ya que en el experimento hay que probar las soluciones preparadas y debes utilizar material que con toda seguridad esté libre de cualquier contaminación.

- 5 vasos desechables pequeños
- 1 cucharita o vasito, con medidas ( por ejemplo: de los que vienen en las medicinas, como los jarabes para la tos, o un juego de cucharas de medir de cocina)
- 1 cucharita de plástico

### **REACTIVOS:**

Agua (**potable**)  
 azúcar de mesa  
 jugo de limón

## PROCEDIMIENTO:

El siguiente experimento consiste en preparar diversas disoluciones de azúcar en agua. Cuando se toma un volumen de azúcar, por ser ésta una sustancia sólida, los espacios que hay entre las partículas son ocupados por moléculas del solvente en el proceso de disolución, por lo que el volumen al realizar la disolución puede ser menor que el volumen que se esperaría obtener al sumar el volumen de agua con el de azúcar. Por simplicidad, para realizar los cálculos se asumirá que estos volúmenes son aditivos (es decir, que el volumen total es igual a la suma de los volúmenes de agua y azúcar).

Si dispones de una balanza, puedes realizar el experimento pesando el azúcar, en lugar de medirlo en cucharaditas, y calcular el porcentaje masa/volumen o calcular el porcentaje en masa, para lo cual puedes tomar el valor de la densidad del agua como:  $d_{\text{agua}} = 1 \text{ g/mL}$

1. Prepara las siguientes disoluciones de azúcar en agua:  
(con el fin de que las cucharaditas de azúcar tengan siempre la misma cantidad de esta sustancia, llena la cucharita de medir y rásala con el mango de una cucharita de plástico.)  
(1 cucharadita = 5 mL).
  - a. 1 cucharadita de azúcar en 19 cucharaditas de agua
  - b. 2 cucharaditas de azúcar en 18 cucharaditas de agua
  - c. 3 cucharaditas de azúcar en 17 cucharaditas de agua
  - d. 4 cucharaditas de azúcar en 16 cucharaditas de agua
  - e. 5 cucharaditas de azúcar en 15 cucharaditas de agua
2. Calculas el porcentaje en volumen (%) de cada una de las disoluciones que preparaste.
3. Acomoda las disoluciones en orden de concentración, empezando por la más diluida y terminando por la más concentrada. Prueba un poco de cada una de ellas en ese mismo orden (utiliza una cucharita de plástico para probar las disoluciones, y lávala entre disolución y disolución).  
¿Cuál de las disoluciones te parece que tiene la concentración ideal para preparar una limonada
5. Lava todos los vasos que utilizaste y prepara 5 vasos con 100 mL de la solución de azúcar al porcentaje (%) que consideraste el ideal para preparar la limonada
6. Utiliza la cucharita de medir, agrega  $\frac{1}{2}$  cucharadita de jugo de limón al primer vaso, una al segundo, una y media al tercero, dos al cuarto y dos y media al quinto. Agítalos y prueba cuál de las soluciones tiene el sabor que más te agrada.



7. Calcula el porcentaje en volumen (%) de jugo de limón en tu limonada, y con los datos obtenidos del experimento, elabora una receta para preparar 100 mL de limonada para cada uno de los integrantes de tu equipo, en la que indiques las cantidades necesarias de cada uno de los ingredientes, expresando las concentraciones de las soluciones en porcentaje.

### **CUESTIONARIO:**

1. ¿Qué diferencia encuentras entre expresar la concentración de una solución como diluida, concentrada o saturada y expresarla en porcentajes?
2. Si 1.75 litros de una solución, contienen 25 mL de jugo de naranja, ¿Cuál es la concentración del jugo, expresada en porcentaje?
3. Menciona dos ejemplos de soluciones diluidas y dos de concentradas, que se encuentren entre los productos que se utilizan en tu casa.
4. El alcohol de 96° que se vende en las farmacias, es una mezcla que contiene 96% de alcohol y 4% de agua. ¿Cuál de las dos sustancias es el solvente y cuál el soluto?

## Practica 5

### DETERMINACION DE LA FORMULA DE UN COMPUESTO

#### OBJETIVO:

Determinar la composición porcentual y la fórmula empírica de un compuesto.

#### INTRODUCCIÓN:

Cuando es preparado un compuesto nuevo, debe ser determinada su fórmula. Esto se lleva a cabo a partir de la **composición porcentual** del compuesto. Esta composición porcentual se obtiene dividiendo la masa de cada elemento entre la masa molar del compuesto y multiplicando por 100. Por ejemplo en una mol de agua (peso molecular = 18.0152), hay 2 moles de H ( $1.0079 \times 2 = 2.0158$ ) y un mol de O (15.9994).

Por lo tanto:

$$\begin{aligned} \%H &= (2.0158 / 18.0152)100 = 11.19\% \\ \text{y } \%O &= (15.9994 / 18.0152)100 = 88.81\% \end{aligned}$$

La **fórmula empírica** o *fórmula más simple*, es la relación de números enteros más simple de los átomos de los elementos en un compuesto. Esta fórmula da el número relativo de átomos de cada elemento en el compuesto. La fórmula empírica puede ser obtenida a partir de la composición porcentual como sigue: primero, suponer una cantidad definida como base del compuesto (generalmente 100 g). En el caso del agua, tendríamos 11.19 g de H, y 88.81 g de O. Ahora convertimos la masa de cada elemento a moles:

$$\begin{aligned} \text{moles de H} &= 11.19 \text{ gramos de H} \times 1 \text{ mol de H} / 1.0079 \text{ gramos de H} = 11.10 \\ &\qquad\qquad\qquad \text{moles de H} \\ \text{moles de O} &= 88.81 \text{ gramos de O} \times 1 \text{ mol de O} / 15.9994 \text{ gramos de O} = 5.55 \\ &\qquad\qquad\qquad \text{moles de O} \end{aligned}$$

Cuando dividimos los resultados por el número de moles más pequeño que obtuvimos (5.55 en este caso) obtenemos la relación de números:

$$\begin{aligned} \text{relación de H} &= 11.10 / 5.55 = 2 \\ \text{relación de O} &= 5.55 / 5.55 = 1 \end{aligned}$$

Si los números obtenidos son números enteros, se usan como subíndices al escribir la fórmula empírica. La fórmula empírica es por lo tanto H<sub>2</sub>O. Si se obtiene una fracción en las relaciones, es necesario multiplicar por algún factor para eliminar la fracción y obtener números enteros.

La **fórmula molecular** es la fórmula real o verdadera y representa el número total de átomos de cada elemento presentes en una molécula de un compuesto. Es enteramente posible que dos o más sustancias tengan la misma composición porcentual, pero sean distintos compuestos. Por ejemplo, supongamos que se obtuvo la fórmula empírica CH a partir de la composición porcentual de un compuesto. Esta fórmula puede representar una molécula que tiene la fórmula  $C_2H_2$  (acetileno, gas que se usa en soldadura),  $C_6H_6$  (benceno, importante solvente que se usa en la síntesis del *nylon*) o cualquier múltiplo de la fórmula empírica CH, tanto el acetileno como el benceno contienen 92.3% de carbono y 7.7% de hidrógeno. No es raro que la fórmula empírica sea la misma, pero la fórmula molecular será un múltiplo de la fórmula empírica. Para derivar la fórmula molecular a partir de la fórmula empírica debemos conocer la masa molar del compuesto.

La fórmula empírica de un compuesto puede ser determinada por análisis químico o por síntesis. En el **análisis químico**, una masa conocida del compuesto es descompuesta para obtener las masas de los elementos mismos o algunos de sus derivados conocidos (para el carbón, el derivado es  $CO_2$ , y para el hidrógeno es el agua). A partir de estas masas puede ser determinada la composición porcentual del compuesto. En una **síntesis**, se toman en cuenta las masas conocidas de los elementos para formar un compuesto y se determina la masa del compuesto. A partir de estos datos, es posible derivar la fórmula empírica del compuesto.

En este experimento, una masa conocida de un metal reaccionará con exceso de oxígeno y se pesará el producto (un óxido metálico). El peso del producto consiste del peso del metal (conocido) y el oxígeno que reaccionó con él, la masa del oxígeno puede ser calculada fácilmente. Las masas del metal y el oxígeno dan la composición porcentual. Finalmente se determina la fórmula empírica del producto.

**Ejemplo:** En un experimento, una mezcla de hierro y azufre se calentó para producir una muestra de sulfuro de hierro. Se obtuvieron los siguientes datos:

Peso del crisol vacío = 1.033 g  
Peso del crisol + hierro = 1.530 g  
Peso del crisol + sulfuro de hierro = 1.815 g

Calcular la composición porcentual del sulfuro de hierro y derivar su fórmula empírica.

## Solución.

$$\begin{aligned}\text{Masa de hierro} &= 1.530 - 1.033 = 0.497 \text{ g} \\ \text{Masa de sulfuro de hierro} &= 1.815 - 1.033 = 0.782 \text{ g} \\ \text{Masa de azufre} &= 0.782 - 0.497 = 0.285 \text{ g}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\% \text{ de hierro en sulfuro de hierro} &= (0.497 / 0.782) 100 = 63.6 \% \\ \% \text{ de azufre en sulfuro de hierro} &= (0.285 / 0.782) 100 = 36.4 \% \\ \text{Moles de hierro (Fe)} &= 63.6 \text{ g} (1 \text{ mol} / 55.85 \text{ g}) = 1.14 \text{ moles de Fe} \\ \text{Moles de azufre (S)} &= 36.4 \text{ g} (1 \text{ mol} / 32.0 \text{ g}) = 1.14 \text{ moles de S} \\ \text{Relación de moles Fe: S} &= 1.14 \text{ moles Fe: } 1.14 \text{ moles de S} = 1: 1\end{aligned}$$

Fórmula empírica = **FeS**

## MATERIAL:

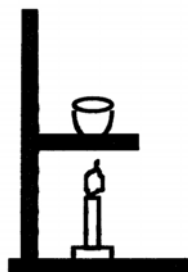
- soporte universal.
- triangulo de porcelana.
- mechero Bunsen.
- crisol.
- pinza para crisol.
- cápsula de porcelana.
- desecador.
- papel indicador de pH.
- balanza analítica.

## REACTIVOS:

- cinta de magnesio.
- Agua.

## PROCEDIMIENTO.

1. Monta el aparato indicado para llevar a cabo la reacción. Ajuste la altura del anillo de hierro de modo que la punta de la flama no luminosa del mechero Bunsen toque la base del crisol



2. Con un lápiz numera la base de los crisoles para identificarlos (desde el momento en que se saquen del desecador, los crisoles **siempre** se manejarán con las pinzas).

3. Pesa los crisoles en la balanza analítica y registra los pesos en la hoja de datos.

4. Enrolla tres cintas de magnesio de 3 cm aprox. (sin traslapar las vueltas) y coloca una dentro de cada crisol. Pesa cada uno de los crisoles con el metal. Registra los pesos.

5. Coloca los crisoles (con las cintas metálicas adentro) sobre los triángulos de porcelana. Calienta suavemente para prevenir que el metal arda con una flama brillante (si esto sucede, usa una cápsula para cubrir el crisol). Cuando todo el metal ha reaccionado con el oxígeno adquiere un color gris claro y aspecto de cenizas (en 6-8 minutos). Calienta los crisoles por un tiempo adicional de 4 minutos con la flama más caliente.

6. Apaga el mechero y deja enfriar los crisoles a temperatura ambiente.

7. Cuando los crisoles se enfríen, añade 2 gotas de agua a la ceniza metálica (óxido metálico) en cada crisol para descomponer cualquier nitruro metálico. El agua reacciona con el nitruro metálico para formar amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) y el hidróxido metálico. Con el calentamiento, los hidróxidos metálicos pierden una molécula de agua, generando el óxido metálico correspondiente.

8. Elimina el exceso de agua y amoníaco calentando los crisoles sobre una flama baja. Sostén cuidadosamente un trozo de papel indicador húmedo que indicará si se produce amoníaco. Cuando la ceniza metálica se ha secado completamente, calienta fuertemente los crisoles por 2 minutos adicionales.

9. Finalmente, deja enfriar los crisoles en el desecador y posteriormente péosalos. Registra los pesos.

### COLECCIÓN DE DATOS.

	CRISOL 1	CRISOL 2	CRISOL 3
Masa del crisol vacío	_____	_____	_____
Masa del crisol más el metal	_____	_____	_____
Masa del crisol más el óxido metálico	_____	_____	_____

## MANEJO DE DATOS.

	CRISOL 1	CRISOL 2	CRISOL 3
Masa del metal	_____	_____	_____
Masa del óxido metálico	_____	_____	_____
Masa de oxígeno combinado con el metal	_____	_____	_____
Porcentaje de metal (%)	_____	_____	_____
Porcentaje de oxígeno (% O)	_____	_____	_____
Nombre del metal	_____	_____	_____
Número de moles de oxígeno	_____	_____	_____
Número de moles del metal	_____	_____	_____
Relación de moles entre metal y oxígeno	_____	_____	_____
Fórmula empírica	_____	_____	_____

## PREGUNTAS Y EJERCICIOS.

1. Anexa al reporte una hoja con los cálculos realizados para la sección de manejo de datos.

2. Resuelve los siguientes problemas adicionales siguiendo los pasos del ejemplo mostrado:

- Determina la composición porcentual de la nicotina,  $C_{10}H_{14}N_2$ .
- El arseniuro de galio es uno de los más recientes materiales que se emplean para fabricar *chips* (microcircuitos) semiconductores para computadoras. Su composición es 48.2% de galio y 51.8% de arsénico. ¿Cuál es su fórmula empírica?
- La hidroquinona es un compuesto orgánico que sirve como revelador en fotografía. Tiene una masa molar de 110 g/mol y una composición de 65.45% de carbono, 5.45% de hidrógeno y 29.09% de oxígeno. Determina la fórmula molecular de la hidroquinona.

## Practica 6

### PREPARACIÓN Y ESTANDARIZACIÓN DE SOLUCIONES

#### OBJETIVO:

Estandarizar una solución y determinar la concentración de una solución problema.

#### INTRODUCCION:

En un laboratorio químico frecuentemente es necesario determinar la cantidad de un compuesto químico en particular (**analito**) que se encuentra en una solución o mezcla. Este análisis puede hacerse por métodos instrumentales o por análisis volumétrico como en este experimento. En el análisis volumétrico, se mide el volumen necesario de un reactivo para que reaccione completamente con el analito que se va a medir. Este reactivo, llamado **titulante**, es una solución de una sustancia conocida que tiene una concentración conocida. El **titulante** es añadido en pequeñas porciones desde una bureta a un matraz que contiene la solución con el **analito**; este proceso es llamado **titulación**.

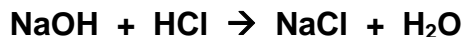
Este método de análisis puede ser representado por la reacción:



Donde **t** moles del titulante **T**, reaccionan con **a** moles del analito **A**. El final de la titulación, donde el analito ha reaccionado completamente con el titulante, es llamado **punto de equivalencia**.

Hay varios requerimientos para que una titulación sea exitosa: a) la reacción entre el analito y el titulante debe ser estequiométrica, completa y rápida; b) no debe haber reacciones secundarias; y c) la reacción debe ser específica.

Las reacciones químicas, además de indicarnos qué sustancias reaccionan y cuáles se producen, también nos muestran qué tanto se consume de sustancias reaccionantes y qué tanto se forma de los productos. Por ejemplo, la reacción:



Nos indica que una mol de NaOH reacciona con una mol de HCl y produce una mol de NaCl y, en general, que cualquier número de moles de NaOH reacciona con igual número de moles de HCl y forma el mismo número de moles de NaCl. Por lo que se puede conocer el número de moles de NaOH o de HCl si se sabe qué tanto se puso de uno de ellos para convertirlo totalmente en NaCl.

Para poder comparar los resultados, frecuentemente las concentraciones se expresan en unidades equivalentes, ya sea en unidades físicas (% p/v, % v/v, ppm), o en unidades químicas como molaridad (M, moles/litro) o normalidad (N, equivalentes químicos/litro).

Volúmenes iguales de soluciones de la misma concentración son equivalentes, es decir, que el producto de la concentración de una solución por su volumen, es igual al producto de la concentración de otra solución equivalente por su volumen:  $C_1 V_1 = C_2 V_2$ .

#### **MATERIAL:**

- soporte universal.
- termo agitador.
- cápsula de porcelana.
- micro agitador.
- pipeta de 1 mL.
- matraz erlenmeyer 25 mL.
- pinza para crisol
- balanza analítica.
- placa refractaria.

#### **REACTIVOS:**

- solución de hidróxido de sodio 2.5M
- Solución de ácido clorhídrico 2.5M
- Solución de anaranjado de metilo.
- Solución problema de hidróxido de sodio.

#### **PROCEDIMIENTO:**

##### PARTE A.

1. Coloca un microagitador dentro de una cápsula de porcelana y pésala.  
Peso de la cápsula = \_\_\_\_\_ g.
2. Agrega 1 mL de solución de hidróxido de sodio a la cápsula de porcelana pesada y añade 1 gota de solución de anaranjado de metilo que servirá como indicador del punto final de la reacción.
3. Coloca la cápsula de porcelana en el centro de la placa de agitación y sobre un papel blanco.



4. Sujeta la microbureta al soporte universal y llénala con solución de ácido clorhídrico hasta la marca de cero.
5. Coloca la microbureta sobre la cápsula de porcelana y enciende el botón de agitación de la placa agitadora a una velocidad media.
6. Empieza a agregar el ácido clorhídrico de la microbureta, por goteo lento, a la solución de hidróxido de sodio de la cápsula. Continúa la adición hasta el cambio de tono del indicador.

Registra el volumen de ácido clorhídrico añadido: \_\_\_\_\_ mL = \_\_\_\_\_ L

7. Evapora el agua de la solución contenida en la cápsula calentando suavemente sobre una placa caliente, cuidando que cuando la solución se evapore, el cloruro de sodio producido por la reacción no sea proyectado fuera de la cápsula.
8. Deja enfriar la cápsula sobre una placa refractaria y vuelve a pesar cuando se enfríe.

Peso la cápsula + Cloruro de sodio = \_\_\_\_\_ g

Calcula el peso del cloruro de sodio = \_\_\_\_\_ = \_\_\_\_\_ g

#### PARTE B.

1. En un matraz erlenmeyer coloca 2 mL de solución de **hidróxido de sodio problema**, dos gotas del indicador anaranjado de metilo y un microagitador.
2. Titula con la solución de ácido clorhídrico de la microbureta hasta que el indicador cambie de tono y registra el volumen consumido en la titulación.  
Volumen de ácido clorhídrico = \_\_\_\_\_ mL = \_\_\_\_\_ L

#### PREGUNTAS Y EJERCICIOS.

1. Calcula el peso molecular del cloruro de sodio.
2. Utilizando el peso de cloruro de sodio obtenido en la parte A del experimento y el peso molecular del cloruro de sodio:
  - a) calcula el número de moles de cloruro de sodio,
  - b) calcula el número de moles de hidróxido de sodio, y
  - c) calcula el número de moles de ácido clorhídrico.

3. Calcula el número de moles de hidróxido de sodio por litro de solución.
4. Calcula el número de moles de ácido clorhídrico por litro de solución.
5. Conociendo el número de moles de ácido clorhídrico por litro de solución, el volumen de ácido clorhídrico utilizado en la titulación (PARTE A), y el volumen de solución problema de hidróxido de sodio (PARTE B), calcula los moles por litro de esta solución problema de hidróxido de sodio empleando la fórmula:

Concentración de HCl x volumen de HCl = Concentración de NaOH problema x volumen de NaOH

6. ¿A qué reactivo se le llama titulante?
7. ¿En el análisis volumétrico, en qué consiste el proceso llamado titulación?
8. ¿A qué se llama punto de equivalencia?
9. ¿Cuáles son los requisitos para que una titulación sea correcta?

## Practica 7

### SUSPENSIONES, COLOIDES Y DISOLUCIONES

#### OBJETIVOS:

- Distinguir algunas de las propiedades de los diferentes tipos de dispersiones.
- Clasificar algunas mezclas como suspensiones, coloides o disoluciones
- Apreciar el efecto Tyndall.
- Distinguir entre disoluciones y coloides, aprovechando el efecto Tyndall

#### INTRODUCCION:

Las mezclas o dispersiones se pueden clasificar, según el tamaño de las partículas de la fase dispersa, en: disoluciones, coloides y suspensiones.

En una **disolución verdadera** hay partículas de líquido, sólido o gas (fase dispersa) disueltas en otro líquido, sólido o gas (fase dispersante), pero las partículas no se alcanzan a distinguir a simple vista porque son muy pequeñas.

En una **suspensión** las partículas se logran apreciar a simple vista o con un microscopio, y las partículas son tan grandes que, si se dejan reposar, sedimentan.

Las partículas de un **coloide** se encuentran entre los tamaños de estas dos primeras. No se logran distinguir a simple vista, pero tienen propiedades que nos permiten diferenciarlas de las soluciones.

Los coloides tienen una propiedad óptica exclusiva, que se conoce como el **efecto Tyndall**: debido al tamaño de las partículas, éstas funcionan como espejitos que reflejan la luz, lo que nos permite ver la trayectoria de un rayo de luz que pasa a través del recipiente en el que se encuentra el coloide, en tanto que las soluciones son completamente transparentes (no se observa el rayo de luz en el recipiente), y las suspensiones, debido al gran tamaño de las partículas, suelen ser opacas.

El efecto Tyndall se puede apreciar cuando entra un rayo de sol por la ventana en un cuarto que está oscuro, pues se pueden ver partículas de polvo suspendidas en el aire, que forman un sistema coloidal.

## MATERIALES:

- 1 caja pequeña de cartón (como las de cereal de porción individual)
- 1 linterna de mano con foco y pilas que den una buena intensidad de luz
- 6 tubos de ensayo de aproximadamente 8 mL
- 1 probeta de 10 mL
- 1 gotero
- 1 gradilla

## REACTIVOS:

- agua (H<sub>2</sub>O) destilada
- alcohol etílico
- azúcar de mesa
- leche
- detergente en polvo
- arena (fina)

## PROCEDIMIENTO:

1. etiqueta los tubos de ensayo en la parte superior, del 1 al 6, y llénalos de la siguiente forma:

TUBO	CONTENIDO
1	6 mL de agua
2	6 mL de agua + 0.3 g de azúcar
3	6 mL de agua + 5 gotas de leche
4	6 mL de agua + 0.3 g de arena
5	6 mL de agua + 0.3 g de detergente en polvo
6	6 mL de agua + 5 gotas de alcohol

2. Agita suavemente cada uno de los tubos durante un minuto y después déjalos reposar unos minutos. Clasifica los tubos que sedimentan como suspensiones.

3. Los que no sedimentan, somételos a la siguiente prueba.

a. Recorta en la caja de cartón los siguientes orificios (Figura 1).

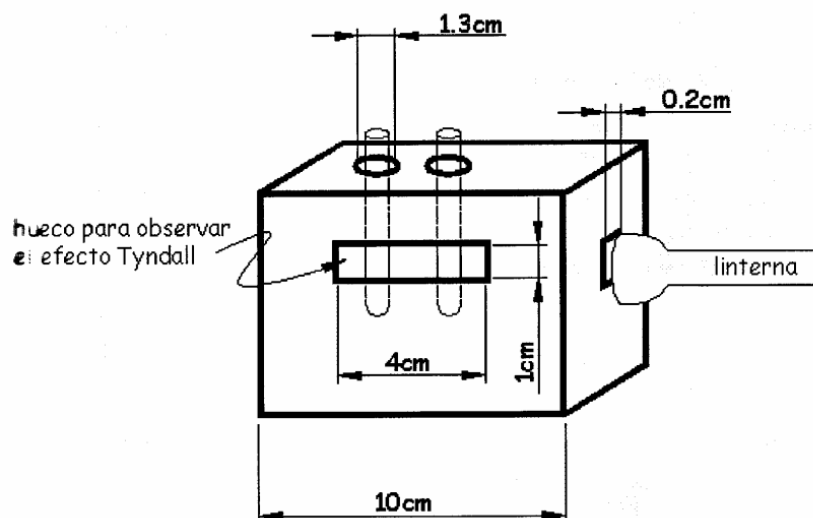


Figura 1

- b. Introduce por los orificios de la parte superior de la caja: el tubo 1, que contiene agua, y el tubo 2, que contiene una disolución. Ilumina los tubos con la linterna de mano, a través del orificio indicado para ello. Por la ventana del costado, mirando en forma perpendicular al rayo de luz, observa la diferencia entre ambos.
- c. Compara el tubo 3, que contiene un coloide, con el 2 y con el 1. Observa la diferencia entre ellos y describe en qué consiste el efecto Tyndall.
- d. Introduce de uno en uno todos los demás tubos para que puedas clasificar a las dispersiones como coloides o como disoluciones verdaderas.

### CUESTIONARIO:

1. ¿Qué pruebas necesitarías hacer para clasificar una mezcla como coloide, suspensión, o solución?
2. En las pruebas que realizaste, ¿cuáles mezclas resultaron ser soluciones, cuales coloides y cuales suspensiones? ¿Cómo realizaste tu clasificación?
3. Escribe un ejemplo de cada tipo de dispersión e indica qué características de ésta te permite clasificarla como tal.

## Practica 8

### ACIDOS Y BASES, NEUTRALIZACIÓN

#### OBJETIVO:

Obtener una curva de neutralización de un ácido débil con una base fuerte.

#### INTRODUCCION:

La palabra ácido se relaciona con la palabra latina *acetum* que significa "vinagre". El vinagre se conoce desde la antigüedad como un producto de la fermentación del vino y la sidra. El componente ácido del vinagre es el ácido acético ( $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ ).

Las soluciones acuosas de los ácidos tienen sabor ácido, cambiar el tornasol -un colorante vegetal- de color azul a rojo, reaccionan con los metales para producir hidrógeno y con las bases para producir agua y una sal. Estas propiedades se deben a los iones hidrógeno que se liberan en la solución acuosa de los ácidos.

Una base es una sustancia capaz de liberar iones hidroxilo ( $\text{OH}^{1-}$ ) en solución acuosa. Los hidróxidos de los metales alcalinos y alcalinotérreos son las bases inorgánicas más comunes. Las soluciones básicas o alcalinas tienen un sabor cáustico o amargo agudo, un tacto resbaloso o jabonoso, la propiedad de cambiar el tornasol de rojo a azul y reaccionan con los ácidos para formar una sal y agua.

Se han propuesto varias teorías para contestar la pregunta "¿Qué es un ácido y qué es una base?" Una de las primeras y más importantes la propuso el científico sueco Svante Arrhenius (1859-1927) en una tesis doctoral en 1884, al expresar que un ácido es una sustancia que contiene hidrógeno y se disocia produciendo iones hidrógeno; y que una base es un hidróxido que se disocia produciendo iones hidroxilo en soluciones acuosas.

En 1923, J.N. Brønsted (1897-1947), químico danés, y T.M. Lowry (1847-1936), químico inglés, introdujeron la teoría de Brønsted-Lowry de transferencia de protones, la cual afirma que un ácido es un donador de protones, y una base un aceptador de protones.

Gilbert N. Lewis introdujo un concepto todavía más general de ácidos y bases. La teoría de Lewis describe el modo en el que una sustancia con un par de electrones no compartidos toma parte en una reacción ácido-base. Según esta teoría, una base es cualquier sustancia que tiene un par de electrones no compartidos (donador de par de electrones) y un ácido es cualquier sustancia que acepte un par de electrones.

**Fuerza de ácidos y bases.** Dado que los ácidos y las bases son electrolitos (sustancias cuyas soluciones acuosas son electroconductoras), hay varios métodos para determinar sus fuerzas relativas. Uno de ellos es la medida cuantitativa de la ionización en disolución. Si el ácido o la base se ionizan por completo al disolverse, se dice que se tiene un ácido o una base fuerte. Si la ionización es parcial, se tiene un ácido o una base débil.

La reacción entre un ácido y una base para formar una sal y agua se llama **neutralización**, y el proceso de medir el volumen necesario de un reactivo para que reaccione con una masa o volumen de otro reactivo, se conoce como **titulación**.

#### **MATERIALES:**

- soporte universal.
- placa de agitación.
- micro bureta.
- matraz erlenmeyer de 25 mL.
- pipeta volumétrica de 5 mL.
- varilla indicadora de pH.

#### **REACTIVOS:**

- solución de ácido acético 0.1N
- solución de hidróxido de sodio 0.1N

#### **PROCEDIMIENTO:**

1. Coloca 5 mL de solución de ácido acético 0.1 N (medidos con pipeta volumétrica) en un matraz erlenmeyer y añade un microagitador.
2. Con una varilla indicadora mide el pH de la solución de ácido acético y regístralo. pH: \_\_\_\_\_
3. Monta el dispositivo para la micro bureta y llénala con solución de hidróxido de sodio (NaOH) 0.1N hasta la marca de cero.
4. Coloca el matraz con el ácido sobre la placa de agitación y ajústala para que la velocidad de agitación sea moderada.
5. Añade al matraz con la solución de ácido acético, 1.5 mL de hidróxido de sodio y agita la mezcla por unos 30 segundos. Con una varilla indicadora mide el pH y regístralo. pH: \_\_\_\_\_
6. Nuevamente añade 1.5 mL de NaOH, agita, mide el pH y regístralo.  
pH: \_\_\_\_\_

7. Agrega luego 1.0 mL más de NaOH, agita y mide el pH.  
pH: \_\_\_\_\_
8. Agrega 0.5 mL de hidróxido de sodio, agita y mide el pH.  
pH: \_\_\_\_\_
9. Por último, añade 0.5 mL de hidróxido de sodio, agita y mide el pH.  
pH; \_\_\_\_\_

### PREGUNTAS Y EJERCICIOS:

1. Registra todos tus datos en la siguiente tabla:

Paso No.	Volumen de NaOH añadido en cada paso (mL)	Volumen total de NaOH añadido (mL)	pH experimental (el tomado con la varilla ind. de pH)
5			
6			
7			
8			
9			

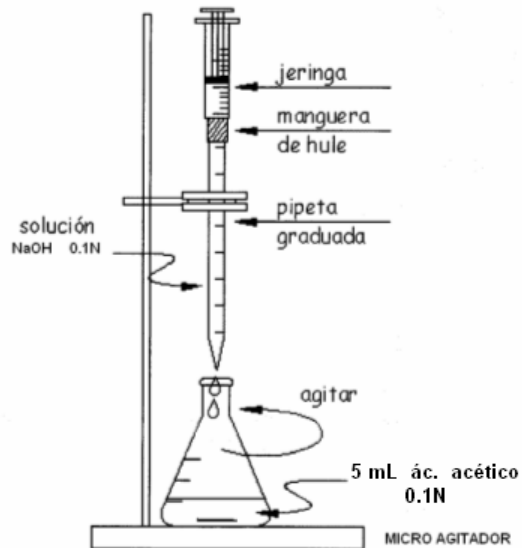
2. Realiza una gráfica colocando en las abscisas los volúmenes de hidróxido de sodio total añadido y en las ordenadas los valores de pH obtenidos experimentalmente.

- 3.- ¿Qué interpretación se le da a esta gráfica con respecto a la neutralización y al pH final?



## REPASO DE CONCEPTOS:

- 1.- Escribe Los conceptos de ácido y de base según: a) Lewis, b) Arrhenius y c) Brønsted – Lowry.
- 2.- Menciona tres propiedades de las soluciones acuosas de los ácidos.
- 3.- Anota tres propiedades de las soluciones alcalinas.
- 4.- ¿Qué es un electrolito?
- 5.- ¿Cuándo se dice que un ácido es débil?
- 6.- ¿Qué se entiende por una base fuerte?
- 7.- Define el concepto de neutralización.
- 8.- ¿Qué es una titulación?



## Practica 9

### INDICADORES Y MEDIDA DEL pH

#### OBJETIVO:

Fabricar una escala de color de pH con un indicador universal y medir el pH de diferentes materiales. Relacionar el pH con la concentración del ión hidrógeno de las soluciones.

#### INTRODUCCION:

El pH de una sustancia refleja su grado de acidez o basicidad. La acidez de una solución acuosa depende de la concentración de iones hidrógeno o hidronio. La acidez de las soluciones que participan en una reacción química con frecuencia tiene importancia crítica, especialmente las reacciones bioquímicas.

La escala de acidez por pH se inventó para llenar la necesidad de esta medición de un modo numérico sencillo y cómodo para expresar la acidez de una solución. Los valores de la escala de pH (potencial hidrógeno) se obtienen mediante la conversión matemática de las concentraciones de iones  $H^+$  mediante las siguientes expresiones:

$$pH = \log 1 / [H^+] \quad \text{o bien} \quad pH = - \log [H^+]$$

Siendo  $[H^+]$  = concentración de iones  $H^+$  en moles por litro (mol / L).

El **pH** se define como el logaritmo del recíproco de la concentración molar de iones  $H^+$ . La escala misma se basa en la concentración de iones  $H^+$  en agua a 25°C. A esta temperatura, el agua tiene una concentración de  $H^+$  igual a  $1 \times 10^{-7}$  mol / L y se calcula de modo que se obtiene un pH de 7, y se dice que es neutra; es decir, ni ácida ni básica, porque las concentraciones de  $H^+$  y  $(OH)^-$  son iguales. Las soluciones que contienen más iones  $H^+$  que iones  $(OH)^-$  tienen valores de pH menores de 7 (ácidas); y las soluciones que contienen menos iones  $H^+$  que iones  $(OH)^-$  tienen valores de pH mayores de 7 (básicas o alcalinas).

La escala de pH se numera de 0 a 14. La figura muestra el rango de pH:

0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Muy ácido	Moderadamente ácido		Ligeramente ácido		Neutro		Ligeramente básico		Moderadamente básico		Muy básico			

Existen varios métodos para determinar el pH de una solución. Un método simple consiste en colocar unas gotas de un colorante químico (llamado **indicador**) en la solución a la cual se va a determinar el pH. El indicador cambia a un color específico que depende del pH de la solución. Otro método para determinar el pH comprende el uso de un instrumento llamado "Potenciómetro", que mide electrónicamente el pH de una solución.

### **MATERIALES:**

- placa de pozos.
- goteros.
- soluciones varias.

### **REACTIVOS:**

- indicador universal.
- Soluciones buffer pH 1 a pH 12

### **PROCEDIMIENTO:**

1. En una fila de la placa de pozos, añade a cada uno de los pozos 2 gotas del indicador universal y posteriormente 7 gotas de cada una de las soluciones buffer desde pH = 1 hasta pH = 12.
2. Anota tus observaciones: \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
3. Igual que en el paso 1, añade dos gotas del indicador universal a un pozo y siete gotas de la sustancia a la que se va a medir el pH. Registra el valor del pH = \_\_\_\_\_.
4. Repite el paso anterior para cada una de las sustancias que se te hayan proporcionado.

### **PREGUNTAS Y EJERCICIOS:**

1. Prepara una tabla de datos que incluya: sustancia, pH, y características de acidez o basicidad.

Sustancia	pH	Características de acidez o basicidad
Shampoo		
Refresco		
Agua de la llave		
Vinagre		
Fabuloso		
Quita sarro		
Limpia vidrio		

2. Cómo se define el pH? \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_
3. Indica la importancia del pH en dos procesos (químicos, biológicos, industriales, agrícolas, fisiológicos, etc.) \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_
4. *La escala de pH es una escala logarítmica.* Esto significa que la diferencia entre cada unidad de pH es realmente un factor de 10. Si el pH del jugo de toronja es 3 (pH = 3) y el pH de la cerveza es 5 (pH = 5). ¿Cuál de los dos es más ácido? ¿Cuántas veces es más ácido uno de otro?  
 \_\_\_\_\_  
 \_\_\_\_\_
5. Calcula el pH de las siguientes sustancias:
- a) jugo de naranja,  $[H^+] = 3.7 \times 10^{-4} M$  ;

b) café negro,  $[H^+] = 5 \times 10^{-5} \text{ M}$  ;

c) agua de cal, ,  $[H^+] = 3.4 \times 10^{-11} \text{ M}$  .

6. Calcula la concentración de iones hidrógeno,  $[H^+]$  , de las siguientes sustancias a partir de su pH:

a) tomates, pH = 4.2,

b) agua de lluvia, pH = 6.2,

c) lluvia ácida, pH = 3.5,

d) leche, pH = 6.5,

e) bilis, pH = 8.0.

## Practica 10

### HIDROCARBUROS

#### OBJETIVOS:

- Preparar acetileno.
- Reconocer el uso de los hidrocarburos como combustibles.

#### INTRODUCCIÓN:

Los **compuestos orgánicos** son aquellos compuestos constituidos principalmente por átomos de carbono, los cuales se unen formando cadenas.

Los **hidrocarburos** son compuestos orgánicos, formados exclusivamente por hidrógeno y carbono. Dependiendo del número de enlaces que hay entre los átomos de carbono se pueden clasificar como:

- Alcanos. Aquellos que en su molécula tienen únicamente enlaces sencillos C-C. Por ejemplo: el butano, presente en el gas de uso doméstico.
- Alquenos. Aquellos que presentan algún doble enlace C=C en su molécula. Por ejemplo: el eteno, que se utiliza entre otras cosas para la producción de polietileno.
- Alquinos. Aquellos que presentan en su molécula algún triple enlace C≡C. Por ejemplo: el etino o acetileno, cuyo uso más importante está en la soldadura (oxi - acetileno).

El siguiente experimento consiste en obtener acetileno (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>) por medio de la reacción del carburo de calcio (CaC<sub>2</sub>) con agua.



El acetileno es el gas que se utiliza en los sopletes de oxiacetileno, ya que cuando arde en oxígeno llega a producir temperaturas superiores a los 3000 °C, por lo que se utiliza para soldar y para cortar láminas de acero. Las mezclas de acetileno con aire u oxígeno son explosivas, por lo que hay que manejar este gas con cuidado.

## **MATERIAL:**

- gradilla
- gotero
- tubo de ensayo pequeño (aproximadamente de 10 mL)
- cerillos

## **REACTIVOS:**

- carburo de calcio ( $\text{CaC}_2$ )
- agua ( $\text{H}_2\text{O}$ )
- indicador de col morada

## **PROCEDIMIENTO:**

Medidas de seguridad:

Ten mucho cuidado al acercar el cerillo a los tubos de acetileno. Hazlo alejando tu mano y el tubo lo más posible de tu cuerpo y de tus compañeros.

Utiliza bata y lentes de protección.

1. Coloca en la gradilla un tubo de ensayo **COMPLETAMENTE SECO**.
2. Introduce en el tubo de ensayo una pieza pequeña (aproximadamente del tamaño de una lenteja) de carburo de calcio ( $\text{CaC}_2$ ).
3. Agrega **UNA GOTA** de agua al tubo de ensayo. Notarás el desprendimiento de un gas. Es el acetileno.
4. Acerca un cerillo encendido a la boca del tubo (alejando tu mano y el tubo lo más posible de tu cuerpo y de tus compañeros).
5. Antes de que la flama se extinga, agrega otra gota de agua. Observarás que la flama se intensifica. Continúa agregando agua, gota a gota, hasta que no se desprenda más gas. Si la flama se llega a extinguir puedes encenderla de nuevo acercando un cerillo encendido, inmediatamente después de haber agregado una gota de agua, cuando notes que hay más desprendimiento de gas.
6. Cuando todo el carburo de calcio haya reaccionado, agrega una gota de indicador ácido – base al residuo de la reacción. Anota el color que toma el indicador, y señala si corresponde a un medio ácido o a un medio básico.
7. Lava el material que utilizaste.

## **CUESTIONARIO:**

1. ¿Cuál es la principal fuente de la que se obtienen los hidrocarburos?
2. Menciona dos usos principales de tres hidrocarburos distintos.
3. Menciona un uso del acetileno (distinto al de los sopletes).
4. ¿Por qué debe estar perfectamente seco el tubo en el que se lleva a cabo la reacción antes de introducir el carburo de calcio?
5. ¿A que se debe que el residuo de la reacción de obtención del acetileno registre un pH alcalino?



## Practica 11

### PROPIEDADES DE LOS HIDROCARBUROS

#### OBJETIVO:

Realizar pruebas de propiedades generales de los hidrocarburos y observar diferencias en reactividad química debidas al tipo de hidrocarburo (saturado, insaturado o aromático).

#### INTRODUCCIÓN:

Los hidrocarburos son los compuestos orgánicos más sencillos porque están formados solo por carbono e hidrógeno. Hay tres categorías principales de hidrocarburos: saturados, insaturados y aromáticos. Los hidrocarburos saturados tienen solamente enlaces sencillos carbono-carbono, mientras que los hidrocarburos insaturados tienen enlaces carbono-carbono dobles o triples. Los hidrocarburos aromáticos son compuestos cíclicos cuyas propiedades están relacionadas con el benceno.

Los hidrocarburos saturados (alcanos y cicloalcanos) son relativamente inertes y no reaccionan con los reactivos comunes de laboratorio. Los hidrocarburos insaturados (alquenos y alquinos), sin embargo, rápidamente sufren reacciones de adición y reacciones de oxidación. El benceno y otros compuestos aromáticos no sufren reacciones de adición pero se caracterizan por sufrir reacciones de sustitución en las cuales otro átomo o grupo de átomos reemplazan un hidrógeno del anillo.

Aunque los alcanos son relativamente inertes, sufren combustión en presencia de aire si se les enciende. El hecho de que estas reacciones son altamente exotérmicas y de que existen enormes cantidades de alcanos como en el petróleo, la hulla y el gas natural que son mezclas complejas de literalmente miles de compuestos, casi todos hidrocarburos, ha dado como resultado su extenso uso como combustibles, además de que una pequeña porción se convierte en productos petroquímicos como plásticos, fibras, colorantes, detergentes, fármacos, plaguicidas y otros productos. Si bien la química de los alcanos es relativamente sencilla, su impacto económico difícilmente puede ser sobreestimado. Las consecuencias resultantes de esta importancia económica incluye derramamientos de petróleo, contaminación del aire por los automóviles, el efecto invernadero, y la amenaza de guerra en ciertas regiones del planeta.

## MATERIALES:

- 8 tubos de ensayo.
- pipeta de 1 mL.
- goteros.
- 3 cápsulas de porcelana.
- mechero de Bunsen.
- 1 pinza para crisol.

## REACTIVOS:

- agua.
- hexano.
- ciclo hexano
- ciclo hexeno.
- tolueno.
- benceno.
- acetona.
- solución de permanganato de potasio.

## PROCEDIMIENTO:

**1. Solubilidad.** Numera 4 tubos de ensayo. Coloca 1 mL de agua en cada uno de los tubos. Añade 10 gotas de hexano al tubo 1, 10 gotas de ciclohexano al tubo 2, 10 gotas de tolueno al tubo 3 y 10 gotas de benceno al tubo 4. Agita la mezcla para determinar si el hidrocarburo es soluble (una segunda capa incolora puede ser difícil de ver; inclina el tubo de ensayo para poder observarla mejor). Registra tus observaciones:

---

---

---

**2. Densidad relativa.** Reexamina las cuatro mezclas anteriores para la prueba de solubilidad y decide en cada caso si el hidrocarburo es más denso (se hunde en el fondo del tubo) o menos denso que el agua (flota en la superficie del agua). Registra tus observaciones:

---

---

---

**3. Flamabilidad.** Coloca en una cápsula de porcelana 5 gotas de hexano y caliéntala sobre la flama hasta que encienda (inclina un poco la cápsula para que el hidrocarburo tenga contacto con la flama). Nota la naturaleza de la flama: flamas con humo negro y hollín son características de compuestos insaturados. Realiza la misma operación con 5 gotas de ciclohexano, y 5 gotas de benceno. Registra tus observaciones:

---



---



---

**5. Reacción con permanganato de potasio.** Numera 3 tubos de ensayo. Añade a cada tubo 20 gotas de acetona. Adiciona 10 gotas de hexano al tubo 1; 10 gotas de ciclohexano al tubo 2; y 10 gotas de ciclohexano al tubo 3. Pon una gota de solución de permanganato de potasio a cada uno de los tubos y agítalos. Una pérdida del color púrpura de la solución de permanganato indica que ha tenido lugar una reacción y que el hidrocarburo es insaturado. Registra tus observaciones:

---



---



---

### PREGUNTAS Y EJERCICIOS:

1. Elabora una tabla resumiendo las pruebas realizadas que incluya los resultados de las pruebas de solubilidad, densidad relativa, flamabilidad y reacción con permanganato de potasio para cada uno de los hidrocarburos ensayados.

PRUEBA	COMPUESTO	TRATAMIENTO	RESULTADO
Solubilidad	Hexano	Hexano + agua	Insoluble
Solubilidad	Ciclohexano		
Solubilidad	Tolueno		
Solubilidad	Benceno		
Densidad relativa			
Densidad relativa			
Densidad relativa			
Densidad relativa			
Flamabilidad			
Flamabilidad			
Flamabilidad			

Reacción con permanganato de potasio			
Reacción con permanganato de potasio			
Reacción con permanganato de potasio			

2. Considerando tus resultados en las pruebas de solubilidad, ¿Qué concluyes acerca de la solubilidad de los hidrocarburos en agua? Pronostica la solubilidad de la gasolina y de lubricante para motores en agua.

3. ¿Los hidrocarburos son menos densos o más densos que el agua? ¿Qué consecuencias tiene esta propiedad en el caso de derramamiento de hidrocarburos en lagos y océanos?

4. Escribe una ecuación balanceada para la combustión completa del octano. ¿Qué otros productos se producen cuando la combustión de los octanos es incompleta en el motor de un automóvil?

5. ¿Cómo podrías distinguir octano de 1-octeno mediante una prueba química simple?

## Practica 12

### PROPIEDADES DE LOS ALCOHOLES

#### OBJETIVO:

Comprobar experimentalmente algunas propiedades características de los alcoholes.

#### INTRODUCCIÓN:

Los alcoholes son compuestos orgánicos cuyas moléculas contienen un grupo hidroxilo enlazado a un átomo de carbono saturado. Los alcoholes se diferencian de los hidróxidos metálicos en que no se disocian o ionizan en agua. El grupo **-OH** se fija al átomo de carbono mediante un enlace covalente y no un enlace iónico. Las propiedades físicas y químicas particulares de los alcoholes resultan de la presencia de este grupo funcional. Estructuralmente, los alcoholes se dividen en tres tipos: primarios, secundarios y terciarios, dependiendo del grado de sustitución del carbono al cual está unido el grupo funcional. Consecuentemente cada tipo presenta reacciones características lo cual permite diferenciarlos.

Las propiedades químicas generales de los alcoholes, varían en su velocidad y en su mecanismo, según que el alcohol sea primario, secundario o terciario. Las que dependen del desplazamiento del hidrógeno del grupo oxhidrilo son más rápidas con los alcoholes primarios, mientras que en las que se sustituye el oxhidrilo son más fáciles con los alcoholes terciarios.

Los tres grupos de alcoholes poseen propiedades químicas particulares, las cuales permiten distinguirlos y además usarlos para obtener diferentes tipos de compuestos orgánicos. En todos los casos la velocidad disminuye con el incremento de la cadena. Así, los alcoholes primarios por oxidación dan aldehídos o ácidos carboxílicos, mientras que los secundarios forman cetonas y los terciarios no se oxidan en medio ácido o neutro.

Los metales, particularmente los alcalinos, desplazan al hidrógeno del oxhidrilo formando alcóxidos o alcoholatos. Con los ácidos orgánicos, los alcoholes forman ésteres, usualmente con olores de frutas o flores, donde el hidrógeno del oxhidrilo es desplazado por el grupo acilo del ácido. Los alcoholes primarios son muy reactivos y los terciarios son muy lentos; en cualquier forma, es necesario añadir un catalizador (como ácido sulfúrico o ácido clorhídrico) para acelerar la reacción de esterificación.

La energía que libera la combustión se conoce como calor de combustión. En el caso de los alcoholes, los calores de combustión aumentan conforme crece la cadena de carbonos con cada grupo metileno ( - CH<sub>2</sub>- ) adicional. Cada grupo metileno adicional es una fuente de energía mas que libera el alcohol al quemarse

### MATERIALES:

- 3 tubos de ensayo.
- 6 pipetas de 1 mL.
- 3 vasos de precipitados de 100 mL
- termómetro.
- cronómetro.
- 3 cápsulas de porcelana.
- algodón.
- cerillos.
- soporte universal.
- pinzas de usos multiples.
- pinzas para crisol.

### REACTIVOS:

- agua.
- alcohol metílico (metanol).
- alcohol etílico (etanol).
- alcohol butílico (butanol).
- alcohol isopropílico.
- alcohol terbutílico.
- sodio metálico.

### PROCEDIMIENTO:

1. Numera tres tubos. Añade 1 mL de alcohol etílico al tubo 1, al tubo 2 agrega 1 mL de alcohol isopropílico y al tubo 3 agrega 1 mL de alcohol terbutílico.

2. **Con precaución**, deja caer un trocito de sodio en el tubo 1 y tápalo de inmediato. Registra el tiempo que dura el desprendimiento de hidrógeno. Tubo 1 = \_\_\_\_\_ seg.

3. Un poco antes de que desaparezca el sodio coloca en la abertura del tubo un cerillo encendido. Anota e interpreta tus observaciones:

---

---

4. Repite el paso 2 con los tubos 2 y 3 y registre los tiempos correspondientes.  
 Tubo 2 = \_\_\_\_\_ seg.  
 Tubo 3 = \_\_\_\_\_ seg.

### Calor de combustión.

- Monta el dispositivo experimental que se te indique.
- Coloca 50 mL de agua en un vaso de precipitados, determina la temperatura y registra.  
 $T_i =$  \_\_\_\_\_
- Coloca en la cápsula de porcelana 0.5 g de algodón y humedécelo con 1 mL de alcohol metílico (metanol).
- Enciende el algodón empapado con metanol.
- Agita el agua del vaso (cuidadosamente con el termómetro) para que el calentamiento sea homogéneo. Anota la máxima temperatura registrada una vez que se apague el algodón de la cápsula.  $T_f$  metanol = \_\_\_\_\_
- Repite el procedimiento anterior con 1 mL de alcohol etílico (etanol), y 1 mL de alcohol butílico (butanol). Registra las temperaturas máximas correspondientes.  
 $T_f$  etanol = \_\_\_\_\_  $T_f$  butanol = \_\_\_\_\_

### PREGUNTAS Y EJERCICIOS:

- Resume los resultados de todos los experimentos en la tabla.

Nombre del alcohol	Fórmula del alcohol	Tiempo aprox. de reacción con sodio	Temp. Final. Calor de combustión.
Alcohol etílico.			
Alcohol isopropílico.			
Alcohol terbutílico.			
Alcohol metílico			
Alcohol butílico.			

2. Indica la diferencia entre alcoholes primarios, secundarios y terciarios. Da un ejemplo de cada tipo indicando su fórmula estructural.

3. Escribe las fórmulas estructurales de los isómeros de los pentanoles monovalentes (alcoholes con cinco carbonos y un grupo oxhidrilo), anotando también el nombre de cada uno de ellos



## Practica 13

### ALCOHOL SÓLIDO

#### OBJETIVO:

Preparar un gel que se utiliza como combustible.

#### INTRODUCCIÓN:

Se conoce como combustión al proceso de oxidación rápida de una sustancia, acompañado de desprendimiento de calor y frecuentemente de luz.

Para que pueda existir la combustión se necesita un combustible, que es la sustancia que se quema, y un comburente, que es la sustancia que permite la combustión (que suele ser el oxígeno).

En el caso de los combustibles comunes (por ejemplo: la gasolina), el proceso consiste en una reacción química con el oxígeno de la atmósfera que lleva a la formación de dióxido de carbono, monóxido de carbono y agua, junto con otros productos como dióxido de azufre, que proceden de los componentes menores del combustible.

La mayoría de los procesos de combustión libera energía (casi siempre en forma de calor), que se aprovecha en los procesos industriales para obtener fuerza motriz, o para la iluminación y calefacción domésticas. La combustión también resulta útil para obtener determinados productos, como en el caso de la combustión de azufre para formar dióxido de azufre y, obtener a partir de éste, ácido sulfúrico. Otro uso corriente de la combustión es la eliminación de desechos, aunque con frecuencia se obtienen productos nocivos al hacerlo.

Al ser la combustión un punto clave en la producción de energía, se destinan grandes esfuerzos a la investigación y descubrimiento de procesos más eficaces para quemar combustibles.

Otra parte del esfuerzo de los investigadores se dirige a reducir la cantidad de contaminantes que se liberan durante la combustión, pues estos productos son causa de importantes problemas en el medio ambiente, como es el caso de la lluvia ácida.

Existe también la combustión espontánea, que se refiere a la ignición de las sustancias sin aplicar una fuente externa de calor.

## MATERIALES:

- balanza.
- vaso de precipitados de 10 mL.
- pipeta graduada de 5 mL.
- agitador de vidrio.
- espátula.
- cápsulas de porcelana.
- cronómetro
- cerillos.

## REACTIVOS:

- alcohol etílico ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ )
- Acetato de calcio ( $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ )
- Agua ( $\text{H}_2\text{O}$ )

## PROCEDIMIENTO:

1. En un vaso de precipitados prepara una disolución saturada de acetato de calcio, disolviendo 1 g de esta sustancia en 3 mL. de agua.
2. Agrega 6 ó 7 mL. de alcohol etílico a la solución que preparaste, y agita la mezcla hasta que se forme un gel. A este gel se le conoce como **alcohol sólido**.
3. Utilizando una espátula, separa un poco del sólido, colócalo en una cápsula de porcelana y enciéndelo. Anota tus observaciones. Lava la cápsula, pues se requiere para el siguiente paso.
4. Coloca una pequeña cantidad de alcohol etílico (líquido) en una cápsula de porcelana, y una pequeña cantidad de acetato de calcio en otra cápsula de porcelana. Con un cerillo intenta encender cada una de estas sustancias. Anota tus observaciones.
5. Enciende el contenido del vaso en el que preparaste el alcohol sólido y registra el tiempo que tarda en extinguirse la flama.
6. Coloca la misma cantidad de alcohol etílico que utilizaste en la preparación del gel en una cápsula de porcelana y enciéndelo. Registra el tiempo que tarda en extinguirse la flama.
7. Lava el material que utilizaste.

## **CUESTIONARIO:**

1. ¿Qué es una combustión?
2. ¿Qué es un combustible y que es un comburente?
3. En el producto que preparaste en la práctica, ¿cuál es la sustancia combustible?
4. En base a las observaciones que realizaste en la práctica, ¿qué resulta más eficaz para que dure el fuego encendido más tiempo: la preparación del gel o el uso directo del combustible?
5. ¿Cuál es el producto que se obtiene de la combustión del alcohol etílico?
6. ¿Qué se observa en el residuo del gel después de que se extingue la llama?

## Practica 14

### SEPARACIÓN DE ASPIRINA DE UNA TABLETA EFERVESCENTE

#### OBJETIVOS:

- Separar el ácido acetilsalicílico de una tableta efervescente.
- Comprobar que el ácido acetilsalicílico no es soluble en agua.

#### INTRODUCCIÓN:

Los seres humanos siempre han tratado de buscar remedios para sus dolores y en la antigüedad los encontraban en la propia naturaleza. Con el tiempo la investigación científica y las soluciones químicas se abrieron camino en la búsqueda de estos caminos.

Uno de los productos que servía para quitar la fiebre y aliviar el dolor era el extracto de la corteza del sauce blanco (*Salix alba*), cuyo principio activo es la salicina, que sirve para sintetizar el ácido salicílico, que a su vez es la materia prima para la preparación del ácido acetilsalicílico o aspirina.

En 1899 se pudo obtener en forma pura y estable el ácido acetilsalicílico, que se ha vendido en todo el mundo bajo el nombre de "Aspirina". Es el único producto farmacéutico que se fabrica a la escala de producto químico industrial. El nombre comercial de Aspirina viene del vocablo "Spiraea", que en botánica designa una familia de plantas y de ahí la sílaba "spir". La letra "A" indica el proceso de acetilación al que se somete el ácido salicílico para convertirse en ácido acetilsalicílico. La sílaba "in" era una terminación empleada con frecuencia para los medicamentos en aquella época.

Comparada con otros productos farmacéuticos, la aspirina es segura y su tolerancia es buena. Aun así, tiene efectos colaterales y, en particular, su insolubilidad y acidez irritan la pared estomacal. Estos efectos se evitan en cierto grado al utilizar la sal de sodio (acetilsalicilato de sodio), que es soluble.

El siguiente experimento consiste en separar la aspirina presente en una tableta efervescente, además de ácido acetilsalicílico, entre sus ingredientes contiene bicarbonato de sodio.

## MATERIALES:

- vasos de precipitados de 50 mL.
- gotero o una pipeta de plástico
- probeta de 10 mL
- embudo
- soporte universal
- pinza de tres dedos
- agitador de vidrio
- papel filtro

## REACTIVOS:

- pastillas de algún medicamento efervescente que contenga aspirina y bicarbonato de sodio (por ejemplo: Alka Seltzer)
- ácido clorhídrico (HCl) 6M (se puede utilizar la presentación industrial, que se conoce como ácido muriático).
- Agua (H<sub>2</sub>O)

## PROCEDIMIENTO:

1. En un vaso de precipitados de 50 mL coloca  $\frac{1}{2}$  pastilla del medicamento elegido y 10 mL de agua. Espera a que termine de reaccionar. Quedará algo de sólido sin disolver.
2. Vierte en otro vaso de precipitados de 50 mL aproximadamente 10 mL de ácido clorhídrico y adiciónalo a la solución del medicamento, en porciones de 5 gotas, utilizando el gotero o la pipeta de plástico. Al principio el sólido insoluble que se encontraba en el fondo del vaso se disuelve, con desprendimiento de burbujas de CO<sub>2</sub>, ya que se trata de bicarbonato de sodio. Una vez que se termine el bicarbonato, la aspirina que se encuentra disuelta en la forma de su sal de sodio, acetilsalicilato de sodio (CH<sub>3</sub>COOC<sub>6</sub>H<sub>4</sub>COONa), reaccionará con el ácido clorhídrico para formar el ácido acetilsalicílico que es insoluble en agua, por lo que se precipitará:

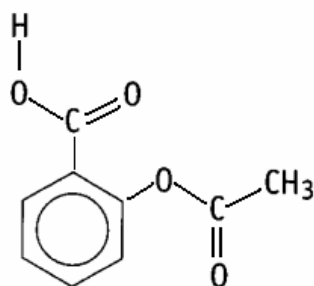


3. Agrega ácido clorhídrico hasta que ya no se forme más sólido.

4. Filtra la suspensión que tienes en el vaso, y enjuaga el sólido (aspirina) que queda en el papel filtro con dos porciones de dos mililitros de agua helada.
5. Lava el material que utilizaste.

### CUESTIONARIO:

1. ¿A qué se debe que la sal de sodio del ácido acetilsalicílico sea soluble en agua, en tanto que el ácido no lo es?
2. ¿Por qué se considera el ácido acetilsalicílico como un compuesto orgánico?
3. Identifica dos grupos funcionales presentes en el ácido acetilsalicílico:



**Aspirina.**

## GENERACIÓN E IDENTIFICACIÓN DE GASES

### OBJETIVOS:

- Preparar oxígeno e hidrógeno.
- Realizar las pruebas de identificación para cada uno de los gases obtenidos.
- Utilizar el método de obtención de gases en jeringas.

### INTRODUCCIÓN:

Existen muchos elementos y compuestos que a temperatura ambiente se encuentran en estado gaseoso.

Las moléculas de las sustancias en estado gaseoso se encuentran muy separadas unas de otras y prácticamente no existe fuerza de atracción entre ellas.

Los gases son distintos de los sólidos y líquidos en muchos aspectos, tales como la capacidad de expandirse espontáneamente hasta llenar el recipiente que los contiene, adoptando la forma y el volumen del mismo, también se pueden comprimir al aplicarles presión, en tanto que los sólidos y los líquidos son prácticamente incompresibles.

Presentan fenómenos como la difusión, que consiste en formar mezclas homogéneas con otros gases, sin importar la proporción o identidad de los demás gases.

En los siguientes experimentos se obtendrán e identificarán dos gases distintos aprovechando sus propiedades para identificarlos, utilizando el método de obtención de gases en jeringas.

## Practica 15

### OBTENCIÓN DE OXÍGENO

#### INTRODUCCIÓN:

El oxígeno es un gas inodoro, incoloro e insípido. Fue descubierto por Joseph Priestley en Inglaterra en 1774 quien lo llamo "aire desflogistado" pues no supo que había descubierto un nuevo elemento. Fue Antoine Lavoisier quien reconoció que se trataba de un nuevo elemento químico y lo llamó oxígeno nombre que se deriva del griego y quiere decir generador de ácidos.

Es el elemento más abundante de la corteza terrestre. Se encuentra libre en la naturaleza como el segundo componente más abundante en la atmósfera (21%), después del nitrógeno y combinado con otros elementos forma infinidad de compuestos, entre ellos, el  $\text{SiO}_2$ , presente en la arena y  $\text{H}_2\text{O}$ , el agua, que es el más importante de todos.

Durante la respiración los organismos toman el oxígeno de la atmósfera y devuelven bióxido de carbono, en tanto que las plantas verdes durante la fotosíntesis asimilan el bióxido de carbono y en presencia de la luz solar producen oxígeno. Casi todo el oxígeno que se encuentra libre en la atmósfera proviene de la fotosíntesis.

El oxígeno gaseoso que se encuentra en las partes bajas de la atmósfera esta formado casi en su totalidad por moléculas biatómicas  $\text{O}_2$ , en cambio, en las partes altas de la atmósfera hay además una proporción importante de moléculas de  $\text{O}_3$  otra forma de oxígeno que se conoce como ozono y que protege a la tierra de los rayos ultravioleta del sol.

A la combinación de sustancias con el oxígeno en la que se produce bióxido de carbono y agua, con el desprendimiento de luz y calor se llama combustión. La combustión solamente se lleva a cabo en presencia de oxígeno.

Industrialmente, el oxígeno se obtiene de la atmósfera por medio de la destilación fraccionada del aire líquido.

El oxígeno tiene muchos usos. En estado líquido es un componente del combustible para los cohetes. Se utiliza en la industria, en la fabricación de acero. También tiene un uso importante en la medicina, en inhaladores e incubadoras para bebés.



## MATERIALES:

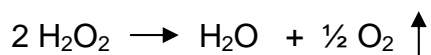
- jeringa de 20 mL preparada para la obtención de gases (ver apéndice)
- tapa de plástico para reactivos sólidos (que quepa en el cuerpo de la jeringa)
- palillo de madera
- espátula (o popote cortado en diagonal)
- cerillos

## REACTIVOS:

- agua oxigenada de 11 volúmenes (peróxido de hidrógeno al 3%)
- yoduro de potasio
- aceite mineral (para lubricar el émbolo de la jeringa)

## PROCEDIMIENTO:

1. Utilizando la espátula coloca una pequeña cantidad de yoduro de potasio (0.05 g) en la tapa plástica para los reactivos sólidos e introdúcela dentro del cuerpo de la jeringa como se indica en el apéndice.
2. Toma con la jeringa 3 mL de agua oxigenada, tapa la jeringa y agítala. Notarás que el oxígeno se empieza a desprender, al descomponerse el agua oxigenada, cuando el émbolo de la jeringa se mueva.



3. Cuando el volumen del gas obtenido llegue a 20 mL gira la jeringa boca arriba y destápela para evitar que la presión del gas bote el émbolo.
4. Gira la jeringa 180° y desecha el líquido en el recipiente indicado para ello.
5. Tapa la jeringa inmediatamente para evitar que el gas se escape.
6. Enciende el palillo de madera y apágalo de modo que quede un punto en ignición (al rojo vivo) y apretando el émbolo de la jeringa deja salir el gas

obtenido sobre el punto en ignición. Si este se aviva o incluso se enciende de nuevo es una prueba de que el gas obtenido es oxígeno pues se demuestra su capacidad de mantener la combustión.

7. El líquido sobrante puedes desecharlo en el desagüe
8. Lava el material que se utilizó.

## Practica 16

### OBTENCIÓN DE HIDRÓGENO

#### INTRODUCCIÓN:

El hidrógeno es un gas incoloro, inodoro e inflamable, que cuando se quema forma agua, de ahí se deriva su nombre que viene del griego y significa “formador de agua”. Su símbolo es H y cuando se encuentra libre en la naturaleza esta formado por dos átomos por lo que su fórmula es  $H_2$ . En la atmósfera su contenido es bajo porque continuamente se escapa al espacio.

En la tierra es el noveno elemento en abundancia pero en el Universo es el más abundante: el 75% de toda la materia del Universo está formada por hidrógeno. En las estrellas el hidrógeno se convierte en el elemento que le sigue en peso, el helio, por medio de un proceso que se conoce como fusión nuclear, durante el cual se genera la energía de las estrellas como el Sol.

El hidrógeno se utiliza principalmente en la elaboración de diversos productos de la industria química y también se ha usado como combustible para los cohetes espaciales. Antiguamente se usaba para inflar globos que resultarían más ligeros que el aire, pero por su inflamabilidad resultaba peligroso, por lo que actualmente se utiliza helio en lugar de hidrógeno.

Cuando el hidrógeno se encuentra combinado con otros elementos, forma gran variedad de compuestos entre ellos el agua, los ácidos, los hidrocarburos como la gasolina y es parte indispensable de todas las sustancias que forman a los seres vivos, como los carbohidratos y las proteínas.

En el siguiente experimento se aprovecha la propiedad de inflamabilidad que tiene el hidrógeno para comprobar que se ha obtenido este gas.

#### MATERIALES:

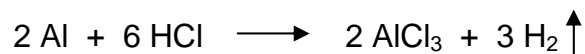
- jeringa de 20 mL preparada para la obtención de gases (ver apéndice)
- tapa de plástico para reactivos sólidos (que quepa dentro de la jeringa tomada de un frasco pequeño)
- vaso de precipitados de 20 mL
- espátula (o popote cortado en diagonal)
- cerillos

## REACTIVOS:

- ácido clorhídrico 6M
- papel aluminio
- detergente líquido para lavar platos
- bicarbonato de sodio (NaHCO<sub>3</sub>)
- aceite mineral (para lubricar el émbolo de la jeringa)

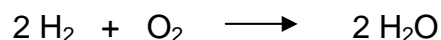
## PROCEDIMIENTO:

1. En el vaso de precipitados de 20 mL prepara una solución al 3% de detergente líquido para lavar platos (0.6 mL de detergente más 19.4 mL de agua).
2. Corta una pieza de papel aluminio de 2 cm x 2 cm. Deposítala en la tapa plástica que contiene los reactivos sólidos e introduce la tapa dentro del cuerpo de la jeringa como se indica en el apéndice.
3. Toma con la jeringa 1 mL de ácido clorhídrico, tapa la jeringa y agítala. La reacción tarda unos minutos en comenzar. Notaras que el hidrógeno empieza a desprenderse cuando el émbolo de la jeringa se mueva.



4. Cuando el volumen del gas obtenido llegue a 20 mL gira la jeringa boca arriba y destápala para evitar que la presión del gas bote el émbolo.
5. gira la jeringa 180° y desecha el líquido en el recipiente indicado para ello.
6. Tapa la jeringa inmediatamente para evitar que el gas se escape.
7. Burbujea el gas en la solución de detergente para lavar platos de manera que haga espuma. Acerca un cerillo encendido a la espuma. Si escuchas una pequeña explosión es una prueba positiva de que se trata de hidrógeno.

La explosión se debe a la reacción del hidrógeno con el oxígeno del aire:



8. El líquido sobrante de la reacción puede contener un poco de ácido por lo que para desecharlo con seguridad agrega bicarbonato de sodio hasta que ya no se observe desprendimiento de burbujas y haya reaccionado todo el ácido presente.
9. Lava el material que se utilizó.

## APÉNDICE

### OBTENCIÓN DE GASES EN JERINGAS

El doctor Bruce Mattson, de la Universidad Creighton, en Omaha, Nebraska, en los Estados Unidos, ha diseñado un método para realizar las reacciones de obtención de productos gaseosos utilizando jeringas, lo que permite que el gasto de reactivos sea muy pequeño y el equipo a utilizar muy sencillo. El siguiente procedimiento es una adaptación de su sistema a los materiales de que disponemos.

Para la obtención de distintos gases por este método se debe seguir el procedimiento que se indica a continuación, y los reactivos variarán dependiendo del experimento.

#### MATERIALES:

- 1 jeringa de 20 mL, con su aguja
- 1 tapa o contratapa de plástico que quepa dentro de la jeringa (tomada de algún frasco pequeño, por ejemplo: de un frasco de medicamentos)
- 1 matraz de bola, fondo plano, o erlenmeyer, o una botella cuyo cuello permita sostener la jeringa boca abajo sin que la jeringa caiga dentro del recipiente
- aceite mineral (aceite para bebé) para lubricar la jeringa

#### PROCEDIMIENTO:

1. Coloca la aguja en la punta de la jeringa, y con la llama de una vela caliente la base de la aguja (donde se une al cono de plástico) de manera que ésta se afloje, y entonces jala la aguja hasta que se desprenda de su base (Figura 1).

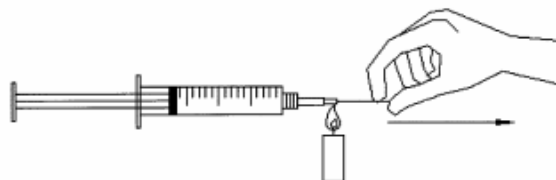


Figura 1

2. Calentando de nuevo la punta de la jeringa, y con la ayuda de una espátula de metal, cierra con el mismo plástico derretido el hueco que dejó la aguja (Figura 2). Espera a que se enfríe, y desenrosca la tapa. Esta será la **TAPA DE LA JERINGA**.

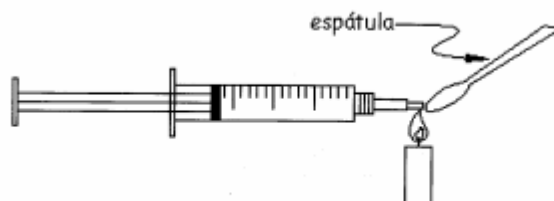


Figura 2

3. Lubrica la parte negra del émbolo de la jeringa, aplicando una pequeña cantidad de aceite mineral, para permitir que el émbolo corra suavemente en la jeringa.
4. Toma el reactivo sólido y deposítalo en la tapa de plástico.
5. Llena completamente con agua el cuerpo de la jeringa, tapando la punta con el dedo (Figura 3).

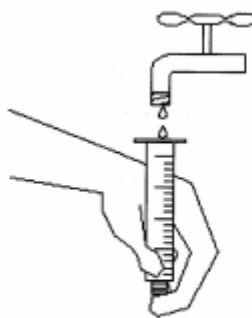


Figura 3

6. Deposita en la superficie del agua la tapa que contiene el reactivo sólido (Figura 4).

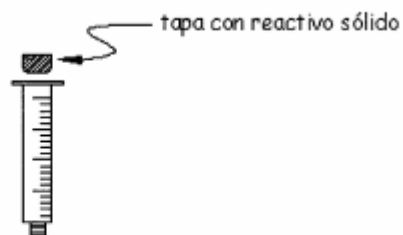


Figura 4

- Deja escapar el agua, retirando el dedo para que el reactivo sólido baje hasta el fondo de la jeringa. Ten cuidado de no derramar el contenido de la tapa con el reactivo. **LA JERINGA DEBE MANTENERSE EN TODO MOMENTO EN POSICIÓN VERTICAL.** (Figura 5)



Figura 5

- Apoyando el cuerpo de la jeringa en la boca del matraz (o recipiente), introduce el émbolo hasta que tope con la tapa que contiene el reactivo sólido (Figura 6).

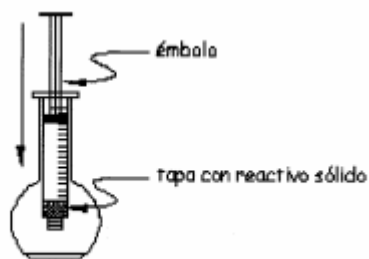


Figura 6

- Introduce la cantidad indicada de reactivo líquido, succionándolo con la jeringa (Figura 7).



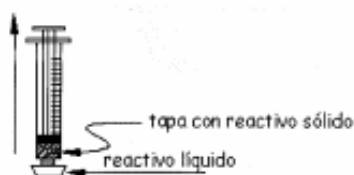


Figura 7

10. Tapa la punta de la jeringa con su tapa (Figura 8).



Figura 8

11. Agita la jeringa para permitir que se mezclen los reactivos. Al comenzar la reacción, el gas que se genera moverá el émbolo hacia fuera (o podrá requerirse ayudar al émbolo a salir, jalándolo suavemente). (Figura 9).

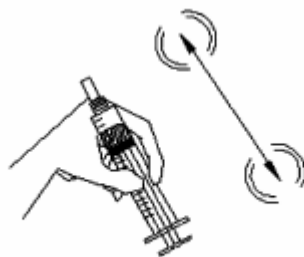


Figura 9

12. Cuando hayas obtenido la cantidad deseada de gas (no más de 20 mL), deberás detener la reacción. Gira la jeringa de manera que la punta

quede hacia arriba y, con cuidado (pues el gas puede estar bajo presión), se le quita la tapa (Figura 10).

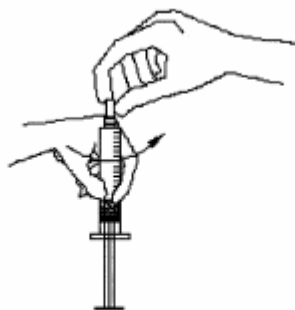


Figura 10

13. Gira la jeringa 180° y desecha el exceso de reactivo líquido en un recipiente (Figura 11).

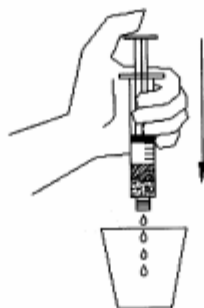


Figura 11

14. **NO SE DEBE QUITAR LA TAPA DE LA JERINGA CUANDO ÉSTA ESTÁ BOCA ABAJO, PUES EL REACTIVO LÍQUIDO SE SALPICARÍA EN FORMA DE SPRAY FUERA DE LA JERINGA.** Tapa inmediatamente la jeringa para evitar que el gas escape.

## Bibliografía

1. D.W.Mayo, R.M.Pike y P.K. Trumper, *Microscale Organic Laboratory: With Selected Multistep and Multiscale Syntheses*. 3rd. ed. 1994, N.Y.: John Wiley.
2. Ehrenkranz, D. y J.J. Mauch, *Chemistry in Microscale: Teachers' Edition*. 1993, Dubuque, Iowa: Kendall/Hunt Publishing Company.
3. Gruvberg, Christer, *Microscale-Experiments*. 1999, Sweden.: University of Halmstad.
4. Ibarguengoitia-Cervantes, Martha, Jorge G. Ibañez-Cornejo y Elizabeth Garcia-Pintor, *Química en microescala*. 2004, México, D.F.: Universidad Iberoamericana.
5. Javier-Arnáiz, Francisco, Margarita Hernandez-Esparza, Jorge Ibañez-Cornejo y Elizabeth García-Pintor, *Taller de Experimentos de Química Ambiental en Microescala*. 2000, México, D.F.: Universidad Iberoamericana A.C.
6. Mayo, D.W., R.M. Pike, S.S. Butcher y P.K. Trumper, *Microscale: Techniques for the Organic Laboratory*. 1991, N.Y.: John Wiley.
7. Nimitz., J.S., *Experiment in Organic Chemistry: From Microscale to Macroscale*. 1991, N.J.: Prentice Hall, Englewood Cliffs.
8. Szafran, Z., R.M. Pike y J.C.Foster, *Microscale General Chemistry Laboratory*. 1993, N.Y.: John Wiley.
9. Szafran, Z., R.M. Pike y M.M. Singh, *Microscale Chemistry for High School*. 1996, Dubuque, Iowa: Kendall/Hunt, Publishing Company.
10. Szafran, Z., R.M. Pike y M.M. Singh, *Microscale Inorganic Chemistry: A Comprehensive Laboratory Experience*. 1991, N.Y.: John Wiley.