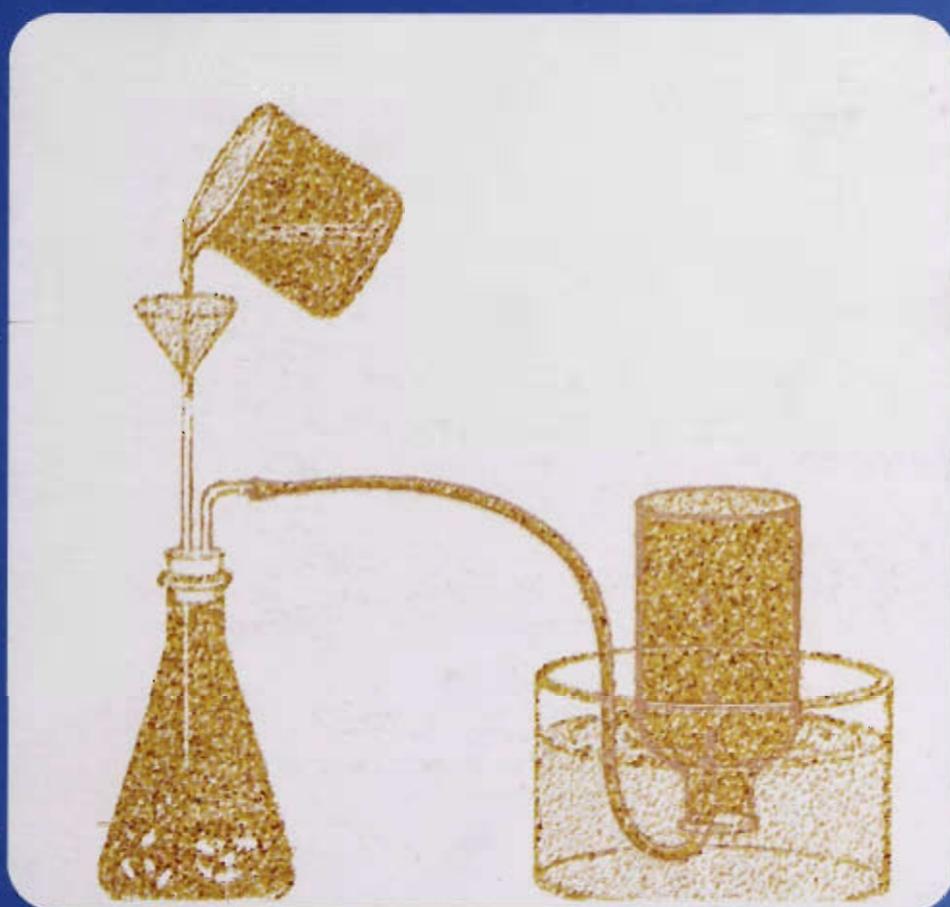


# Manual de laboratorio de Química Inorgánica I

Hugo Eduardo Solís Correa  
Lilia Fernández Sánchez  
María Tula Luna Rojas  
Pilar Esparza Juárez  
Hermilo Goñi Cedeño



JAM  
2D155  
#3.55

# Manual de laboratorio de Química Inorgánica I

**Manual de laboratorio de  
Química Inorgánica I**

Este material fue aprobado para su publicación por el Consejo Editorial de la División de Ciencias Básicas e Ingeniería de la Unidad Azcapotzalco de la UAM, en su sesión del día 21 de junio del 2004.

# Manual de laboratorio de Química Inorgánica I

Hugo Eduardo Solís Correa  
Lilia Fernández Sánchez  
María Tula Luna Rojas  
Pilar Esparza Juárez  
Hermilo Goñi Cedeño



2892836



División de Ciencias Básicas e Ingeniería  
Departamento de Ciencias Básicas

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA  
UNIDAD AZCAPOTZALCO

RECTOR  
DR. ADRIÁN GERARDO DE GARAY SÁNCHEZ

SECRETARIA  
DRA. SYLVIE JEANNE TURPIN MARION

COORDINADORA GENERAL DE DESARROLLO ACADÉMICO  
DRA. NORMA RONDERO LÓPEZ

COORDINADOR DE EXTENSIÓN UNIVERSITARIA  
D. I. JORGE ARMANDO MORALES ACEVES

JEFE DE LA SECCIÓN DE PRODUCCIÓN Y DISTRIBUCIÓN EDITORIALES  
LIC. FRANCISCO JAVIER RAMÍREZ TREVIÑO

CORRECCIÓN:  
MARÍA MARISELA JUÁREZ CAPISTRÁN  
ILUSTRACIÓN DE PORTADA:  
CONSUELO QUIROZ REYES  
DISEÑO DE PORTADA:  
MODESTO SERRANO RAMÍREZ

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA  
UNIDAD AZCAPOTZALCO  
AV. SAN PABLO 180  
COL. REYNOSA TAMAULIPAS  
DEL. AZCAPOTZALCO  
C. P. 02200  
MÉXICO, D. F.

© UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA  
UNIDAD AZCAPOTZALCO

HUGO EDUARDO SOLÍS CORREA  
LILIA FERNÁNDEZ SÁNCHEZ  
MARÍA TULA LUNA ROJAS  
PILAR ESPARZA JUÁREZ  
HERMILO GOÑI CEDEÑO

MANUAL DE LABORATORIO DE QUÍMICA INORGÁNICA I  
ISBN: 970-31-0355-3

1ª. EDICIÓN, 2004  
1ª. REIMPRESIÓN, 2009

IMPRESO EN MÉXICO

## ÍNDICE

Práctica No. 1 OBTENCIÓN DEL HIDRÓGENO Y ALGUNAS DE SUS PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS .....	9
Práctica No. 2 HALÓGENOS .....	15
Práctica No. 3 OXÍGENO .....	20
Práctica No. 4 TITULACIONES POR REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN ÁCIDO – BASE .....	25
Práctica No. 5 ANÁLISIS INDUSTRIAL DEL AGUA .....	27
Práctica No. 6 AZUFRE, ALÓTROPOS Y COMPUESTOS .....	33
Práctica No. 7 PREPARACIÓN E IDENTIFICACIÓN DE ALGUNOS COMPUESTOS DEL NITRÓGENO .....	39
Práctica No. 8 PROPIEDADES DEL CARBONO Y SUS COMPUESTOS .....	44
Lecturas Recomendadas .....	48



Presentación.

Este Manual contiene un conjunto de prácticas que constituyen el material didáctico de apoyo a la unidad de enseñanza – aprendizaje Laboratorio de Química Inorgánica I, en la cual se tiene como objetivos generales:

**Comprobar** experimentalmente las propiedades físicas y químicas de los elementos no – metálicos, así como de algunos de sus compuestos de importancia industrial.

**Aislar** algunos elementos a partir de sus compuestos o sintetizar compuestos de estos elementos, reforzando así los modelos teóricos de estructuras atómica y molecular que se analizan en la unidad de enseñanza – aprendizaje Química Inorgánica I.

El diseño de este manual sigue el mismo esquema del texto publicado en 1985 con el nombre de “Prácticas de Química Inorgánica I” del Mtro. Hermilo B. Goñi Cedeño, tratando de enriquecerlo con las experiencias adquiridas tanto por varios de los profesores como por los Técnicos Especializados de Laboratorio, en particular la Sra. Pilar Esparza Juárez, quien participó activamente en las discusiones que dieron origen a este **Manual** .

Otra novedad que impulsamos en este **Manual** fue la introducción de técnicas de microescala. Las técnicas originales fueron aportadas por la Mtra. Lilia Fernández Sánchez y fueron probadas por los autores en varias ocasiones. Además del ahorro de reactivos y la disminución sensible de desechos de laboratorio, estas técnicas resultan mas benignas para la realización de prácticas en cursos con un número amplio de estudiantes, por la baja emanación de gases y mejor manejo de materiales que pueden resultar agresivos o peligrosos.

Al igual que en el Manual anterior, evitamos incluir la “parte teórica”, ya que esa parte es el curso formal de la unidad de enseñanza aprendizaje “Química Inorgánica I” y este documento es el material de apoyo para realizar las prácticas de laboratorio. Con el objeto de apoyar a los alumnos en la búsqueda de información acerca de las características químicas de los elementos y sus compuestos, hemos adicionado una lista de “Lecturas Recomendadas”.

Ponemos a disposición de alumnos, técnicos, ayudantes y profesores este **Manual de Prácticas de Laboratorio de Química Inorgánica I** con la confianza de que será una guía útil para la conducción del curso y apoyar el logro de sus objetivos de enseñanza – aprendizaje.

Los autores.

Agosto de 2003.



**PRÁCTICA No. 1**  
**OBTENCIÓN DEL HIDRÓGENO Y ALGUNAS DE SUS PROPIEDADES**  
**FÍSICAS Y QUÍMICAS**

**OBJETIVOS:**

**Obtener** criterios de predicción para la obtención del hidrógeno y la selección de las sustancias iniciales a partir de las cuales obtenerlo.

**Poner** de manifiesto algunas de las propiedades físicas y químicas, como son la densidad relativa al aire, el poder reductor y la inflamabilidad.

Se recomienda al estudiante que se documente antes de realizar la práctica sobre las diferentes obtenciones del hidrógeno y sus propiedades físicas y químicas.

**MATERIAL Y REACTIVOS**

**MATERIAL**

soporte universal  
anillos y pinzas  
6 tubos de ensayo con tapón de hule  
6 jeringas de plástico, de 5 ml  
conexiones de vidrio  
tubo de hule  
pinzas (para manejar sodio metálico)  
pinzas para tubo  
mortero de porcelana  
gradilla  
generador de hidrógeno  
mechero Bunsen

**REACTIVOS**

sodio metálico  
calcio metálico  
magnesio metálico en cinta  
cinc, granular  
hierro en forma de clavos o virutas  
óxido de mercurio (HgO)  
4 pedazos de papel filtro (5x5 cm)  
solución diluida de  $\text{KMnO}_4$   
ácido sulfúrico diluido 1:10  
solución jabonosa

Cada equipo deberá traer: cerillos o encendedor,

**TÉCNICA EXPERIMENTAL**

I. Obtención de hidrógeno a partir de metales activos.

Preparar 3 tubos de ensayo limpios y secos con tapón de hule con dos agujas insertadas como se muestra en la figura 1.1. Verificar que los émbolos de las jeringas se desplazan suavemente. En caso de ser necesario, solicitar y aplicar un poco de lubricante.

En un mortero y ayudándose con unas pinzas para crisol, se corta un trocito (del tamaño de una lenteja) de cada uno de los siguientes metales: magnesio, sodio y calcio (NO TOCARLOS CON LOS DEDOS). Introducir los trocitos de los metales en los tubos y colocar los tapones. Una jeringa se llena hasta la mitad con agua y se inserta a su aguja. La otra jeringa se separa de su aguja y así se mantiene hasta la siguiente instrucción. Añadir una gota de agua, con ayuda de la jeringa, a cada tubo. Observe si hay alguna reacción. Espere unos segundos y después **inserte la jeringa vacía en la otra aguja**. Este periodo de espera sirve para acumular los gases producidos durante la reacción, si

la hubiera, desplazando el aire del tubo en la medida de lo posible. El émbolo de la jeringa vacía que se conectó debe irse desplazando en la medida en que se produce el gas. Se debe probar que ese gas es hidrógeno utilizando su inflamabilidad. Cuando se ha acumulado el gas, sacar la jeringa que lo contiene. Mantenga siempre la jeringa en posición vertical con el gas acumulado hacia abajo, ya que el hidrógeno es menos denso que el aire y, si la jeringa se invierte, se puede escapar. Acercar a la punta de la jeringa un cerillo encendido o la flama de un encendedor. Observar y registrar.



**Figura 1.1** Tubo de ensayo, tapón de neopreno y jeringas desechables. Ensamble para la obtención de productos gaseosos, como en la reacción de metales con agua.

Otra prueba de inflamabilidad del hidrógeno se realiza de la siguiente manera: acumular nuevamente gas en la jeringa seca, unida a uno de los tubos de ensayo, de preferencia al que tiene la reacción más vigorosa. Cuando se haya acumulado suficiente gas (más de la mitad de la jeringa), desconectarla de la aguja y hacer borbotear el gas contenido en un recipiente que contenga agua jabonosa. Acercar un cerillo encendido (o la flama de un encendedor) a las burbujas formadas. Observar y registrar.

## II. Obtención de hidrógeno a partir de metales poco activos.

Preparar otros tres tubos de ensayo como en el experimento anterior. En ellos colocar, respectivamente, un grano (o lenteja) de cinc, una muestra no mayor de 1 cm de cinta de magnesio y un hilo pequeño y limpio (brillante) de hierro (puede ser también un clavito). Añadir a cada tubo un poco de agua (como 1 mL o 20 gotas) y calentar. Observar si en los tubos de ensayo que contienen los metales hay desprendimiento de burbujas de gas. Si la respuesta es positiva, colocar los tapones que tienen las agujas insertadas y sus dos jeringas y espere a que se acumule el gas. De nuevo, mostrar que ese gas es hidrógeno mediante la prueba de inflamabilidad. Observar y registrar.

Después de la última prueba, separe las jeringas y los tapones de los tubos de ensayo. Sustituya el agua de los tubos de ensayo que contienen los metales y en su lugar ponga aproximadamente 1 mililitro de solución diluida de ácido sulfúrico (1:10). Observe y registre lo que sucede. Inserte los tapones anteriores, recoja el gas que se produce y realice la prueba de inflamabilidad. Observar y registrar.

## III. El hidrógeno como reductor.

Preparar un generador de hidrógeno, de preferencia de tipo Kipp (figura 1.2) o, en caso contrario, el arreglo que se muestra en la figura 1.3. Obtener hidrógeno a partir de cinc.

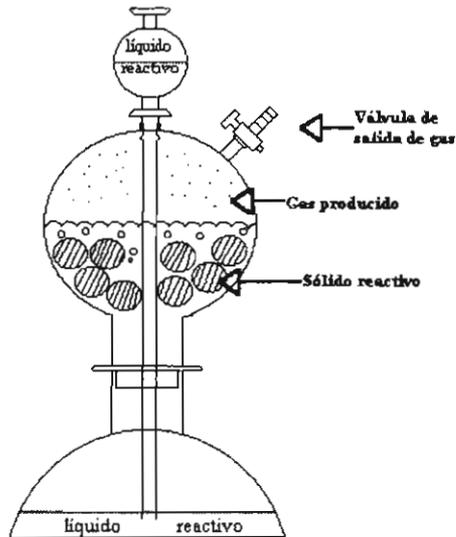


Figura 1.2 Aparato de Kipp para la generación de gases. En este experimento el líquido reactivo es el ácido sulfúrico diluido 1:10, el sólido reactivo es granalla de cinc.

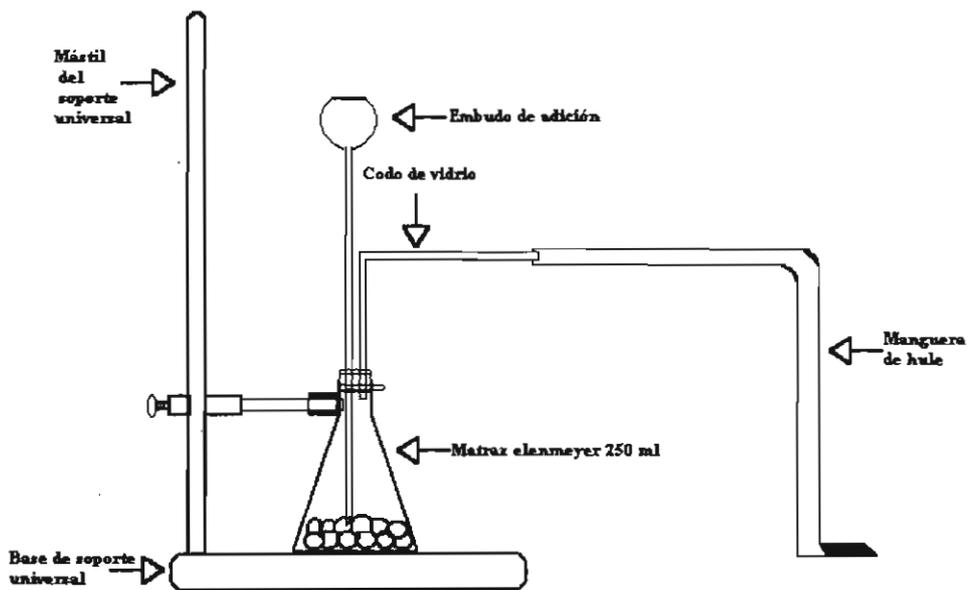


Figura 1.3 Aparato para generación de productos gaseosos. En este experimento el sólido granular es granalla de cinc y el líquido reactivo el ácido sulfúrico diluido 1:10.

en granalla y ácido sulfúrico diluido 1:10. Una precaución importante es envolver el generador con una franela húmeda.

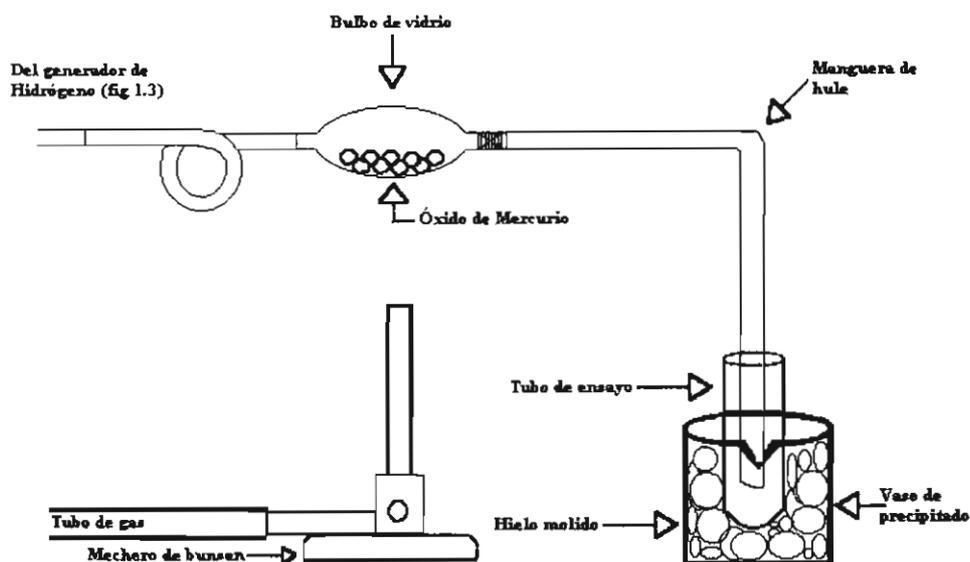


Figura 1.4. Equipo de Laboratorio para demostrar el poder reductor del hidrógeno respecto al óxido de mercurio.

#### Experimento a.

Preparar dos tubos de ensayo con solución muy diluida de permanganato de potasio ( $\text{KMnO}_4$ ) con unas gotas de ácido sulfúrico diluido 1:10. El color de esta solución debe ser apenas notable (rosa).

En el primer tubo poner una pieza de granalla de zinc y observar lo que sucede (¿se produce gas?, ¿cambia el color de la solución de permanganato?)

En el segundo tubo, mediante una manguera de hule, haga burbujear el hidrógeno que se produce en el generador. Observe y registre lo que sucede.

#### Experimento b.

##### HACER ESTE EXPERIMENTO EN LA CAMPANA:

Conectar el hidrógeno que proviene del generador a un tubo de vidrio en forma de bulbo y que contenga una pizca de óxido de mercurio  $\text{HgO}$ , como se muestra en la figura 1.4. El tubo de ensayo al final del dispositivo, sumergido en baño de hielo, sirve para protegernos de los posibles vapores de mercurio que se formen.

Después de hacer fluir hidrógeno del generador, caliente ligeramente el tubo que contiene al óxido de mercurio. Después de dos minutos observe y registre los cambios ocurridos.

## CUESTIONARIO

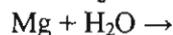
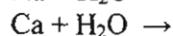
Cuestionario de la parte I:

a) De los tres metales que se pusieron a reaccionar con el agua en la parte I, el sodio el calcio y el magnesio,

escribir cuál dio la reacción mas intensa: \_\_\_\_\_

escribir cuál dio la reacción menos intensa: \_\_\_\_\_

b) Completar las siguientes reacciones:



c) De los metales alcalinos, escribir cuál sería el que liberará más rápidamente al hidrógeno al reaccionar con el agua y el porqué:

\_\_\_\_\_

d) Al acercar la boca de cada jeringa a la flama (del cerillo o del encendedor), ¿qué observó?

\_\_\_\_\_

e) En el inciso d pudo haber contestado que hubo una reacción química. Si lo hizo, escribir la reacción química balanceada e indicar de qué tipo es, escogiendo entre los tipos que se señalan a continuación.

Reacción balanceada: \_\_\_\_\_

Tipo de reacción:

( ) sustitución sencilla ( ) doble sustitución ( ) adición ( ) eliminación

( ) óxido – reducción ( ) isomerización ( ) emisión radioactiva.

f) ¿Qué observa en las paredes de los tubos después de realizar las operaciones del inciso d?

\_\_\_\_\_

g) ¿Cómo define la propiedad del hidrógeno al combinarse con el oxígeno mediante la activación que se produce con la flama? Investigar si existen otros métodos para activar la mezcla hidrógeno con oxígeno. Investigar si la reacción de hidrógeno con oxígeno es exotérmica y porqué.

\_\_\_\_\_

Cuestionario de la parte II:

a) Al hacer reaccionar los metales que se utilizan en la parte II (cinc, magnesio y hierro) con agua y antes de calentar ¿se produce hidrógeno? Contestar para cada metal:

cinc: \_\_\_\_\_ magnesio: \_\_\_\_\_ hierro: \_\_\_\_\_

b) Al calentar los tubos, ¿se produce hidrógeno? Contestar para cada metal:

cinc: \_\_\_\_\_ magnesio: \_\_\_\_\_ hierro: \_\_\_\_\_

c) Al añadir ácido a los tubos del experimento ¿se produjo hidrógeno? Contestar para cada metal:

cinc: \_\_\_\_\_ magnesio: \_\_\_\_\_ hierro: \_\_\_\_\_

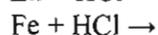
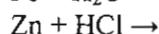
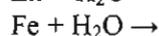
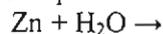
d) Explicar los resultados experimentales de la parte II.

e) Proponer dos obtenciones de hidrógeno que no hayan sido realizadas en esta práctica.

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

g) Completar las reacciones siguientes:



Cuestionario de la Parte III.

a) ¿Se decolora la solución de permanganato de potasio en los dos tubos?

( ) Si ( ) No

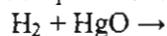
Escribir la razón del comportamiento experimental observado. Justificar con las posibles reacciones químicas.

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

b) Completar la siguiente reacción:



## PRÁCTICA No. 2 HALÓGENOS

### OBJETIVO

**Aislar** algunos de los elementos conocidos como halógenos así como algunos de sus compuestos y demostrar experimentalmente algunas de sus propiedades químicas más importantes.

### MATERIAL Y REACTIVOS

#### **MATERIAL**

1 matraz fondo plano de 500 mL con tapón bihoradado  
1 embudo de adición  
5 matraces Erlenmeyer de 250 mL con tapones  
1 soporte universal con anillo  
2 pinzas  
1 mechero Bunsen  
2 vidrios de reloj de 4 cm.  
10 tubos de ensayo  
1 tela de asbesto  
1 tubo de vidrio delgado, de 1 m de largo

#### **REACTIVOS**

Dicromato de potasio, cristales  
Dicromato de potasio, solución 1%  
Ácido Clorhídrico concentrado  
Ácido Sulfúrico concentrado  
Bromuro de Potasio  
Yoduro de Potasio  
Dióxido de Manganeso, polvo  
Solución de almidón, reciente.  
Magnesio en polvo  
Yodo metálico  
Yodo en solución  
Cloruro de Sodio  
Hidróxido de Sodio  
Tetracloruro de carbono  
Hexano  
Papel tornasol azul y rosa  
Agua destilada

### TÉCNICA EXPERIMENTAL

#### **I. OBTENCIÓN DE HALÓGENOS POR OXIDACIÓN DE HALUROS.**

Preparar dos juegos de 3 tubos de ensayo con tapón de hule. Cada tapón debe tener insertadas 2 agujas hipodérmicas y sus jeringas. Una de las jeringas de cada tapón debe estar rellena, al menos hasta la mitad, con carbón vegetal activado granular (evitar usar el producto comercial en forma de polvo)

En cada uno de los juegos de tres tubos realizar lo siguiente:

En el primer tubo de ensayo poner una pizca de cloruro de potasio, 1 mL de agua y 2 mL de heptano y 10 gotas de ácido sulfúrico 1:10.

En el segundo tubo de ensayo poner una pizca de bromuro de potasio, 1 mL de agua y 2 mL de heptano y 10 gotas de ácido sulfúrico 1:10.

En el tercer tubo de ensayo poner una pizca de yoduro de potasio, 1 mL de agua y 2 mL de heptano y 10 gotas de ácido sulfúrico 1:10.

Cerrar con los tapones e insertar a una de las agujas la jeringa con carbón.

a) Para los tubos del primer juego:

Llenar las jeringas vacías con 1 mL de agua oxigenada comercial del 3% de concentración. (**Precaución:** el agua oxigenada es un oxidante fuerte y puede causar quemaduras sobre la piel ). Insertar cada jeringa a sus agujas hipodérmicas en cada tubo e introducir el contenido mediante el émbolo. Agitar suavemente y observar.

b) Para los tubos del segundo juego:

Hacer la misma operación anterior, pero ahora llenando la jeringa con 1 mL de solución de dicromato de potasio. Si no observara reacción, caliente ligeramente cada tubo con un cerillo o la flama de un encendedor.

**Nota:** los halógenos son solubles en la capa de heptano que se puso dentro de cada tubo. Hay reacción si esta capa adquiere algún color. Es probable que el cloro forme burbujas de gas, que debe ser absorbido por el carbón de la jeringa. Si se notara algún olor, acercar los tubos a la campana.

**Precaución:** antes de usar las jeringas, comprobar que las agujas hipodérmicas no estén tapadas, ni oxidadas, ni sucias.

## II. El halógeno de menor peso molecular es mas oxidante. Reacciones de desplazamiento de halógenos.

Preparar un juego de tres tubos de ensayo con tapones, agujas hipodérmicas y jeringas. Se usarán las jeringas hipodérmicas del experimento anterior. Enjuagar y secar con papel las jeringas que tuvieron agua oxigenada.

En el primer tubo de ensayo poner una pizca de bromuro de potasio y 1 mL de agua. Con ayuda de una de las jeringas recién limpiadas, con su aguja hipodérmica insertada, tomar una muestra de 0.5 mL o menos del heptano que se encuentra en cualquiera de los tubos de ensayo en el que se obtuvo cloro y vacíela en el tubo de bromuro recién preparado. Agite muy suavemente, deje reposar y observe.

En el segundo tubo de ensayo poner una pizca de yoduro de potasio y 1 mL de agua. Vuelva a tomar una muestra de menos de 0.5 mL de heptano que está en alguno de los tubos en los que se obtuvo cloro y vacíela en el tubo de yoduro recién preparado. Agite, deje reposar y observe.

En el tercer tubo poner una pizca de yoduro de potasio y 1 mL de agua. Con una jeringa limpia tome una muestra de 0.5 mL del heptano que se encuentra en el primer tubo de esta experiencia y vacíela en el tubo de yoduro recién preparado. Agite, deje reposar y observe.

## III. Reacciones de los halógenos con soluciones de hidróxido de sodio.

Preparar 3 tubos de ensayo con 0.5 mL de solución 0.4 % de hidróxido de sodio con una gota de fenolftaleína. Adicionar al primero una muestra del heptano que contiene cloro. Agitar suavemente y observar.

En los otros dos tubos hacer la misma prueba, pero con las muestras de heptano que contienen bromo y yodo.

#### IV. La celulosa y la solución de almidón como indicadores de yodo.

Preparar 1 tubo de ensayo con 1 mL de solución de almidón recién preparada. Poner una muestra de heptano que contenga yodo. Agite suavemente, deje reposar y observe. Poner una gota de heptano que contiene yodo sobre una hoja de papel higiénico, observar.

#### V. Poder decolorante del cloro.

En una microplaca (o placa para reacciones a la gota), ponga un confeti que tenga color, o una partícula de un pétalo de flor que tenga color o un hilo de franela. Adicione una gota del heptano que contenga cloro. Observe si hubo decoloración.

NOTA: si se agotaran las muestras de heptano con halógeno, repetir el experimento I.a.

#### VI. Los halógenos reaccionan directamente con los metales activos.

En una microplaca y con ayuda de las jeringas, colocar en cada lugar 0.5 mL de muestras de heptano puro y de cada una de las soluciones de heptano con cloro, de bromo y yodo, de las obtenidas en el experimento I.a. A cada una de estas muestras colocarle un grano de polvo de magnesio brillante. Con un agitador remueva muy suavemente cada una de las muestras preparadas. Observe y registre.

Comentario: Generalmente el halógeno es el reactivo limitante de esta reacción, por lo cual es de esperarse que la muestra de heptano que contiene halógeno se decolore debido a la reacción con el metal. El metal puede reaccionar hasta desaparecer si se adicionan consecutivamente muestras de la solución de heptano con halógeno.

#### VII. Sublimación del Yodo. Solubilidad del yodo en soluciones de yoduro de potasio.

En un tubo de ensayo limpio y seco colocar un grano de yodo (solamente uno). Calentar suavemente el fondo de tubo, con un cerillo o la flama de un encendedor, haciendo todo lo posible por mantener frías las paredes del tubo. Se observará que el grano de yodo se evapora sin pasar por el estado líquido (fenómeno que se conoce como sublimación) y que el vapor forma cristales muy pequeños en las paredes frías (fenómeno que se conoce como condensación sólida o resublimación). Observe el color del grano inicial de yodo, el color del vapor y el de los granos resublimados.

Esperar que el tubo se enfríe y enjuagar el tubo con 0.5 mL de agua (¿se disuelve el yodo?) Luego añadir unos granos de yoduro de potasio y agitar (¿se disuelve el yodo?). Luego añadir gota a gota, agitando, una solución 0.1 M de tiosulfato de potasio, hasta la desaparición del color del yodo.

#### VIII. Reacción Yoduro - Yodato.

En una microplaca colocar unos granos de yoduro de potasio y unas gotas de agua para que se disuelvan (puede necesitar de una pequeña varilla de vidrio, agitador, para facilitar la disolución de los cristales. Añadir una gota de ácido sulfúrico 1:10. Añadir una gota de solución al 1% de yodato de potasio. Observe la reacción. Añadir unas

gotas de solución de almidón recién preparada. Remueva la mezcla con el agitador y observe.

Añadir gota a gota solución de tiosulfato de potasio 0.1 M hasta la desaparición del color.

Nota: la reacción esperada es la producción de yodo, que debe dar un producto café – rojizo de los cristales formados. La adición del almidón debe dar un color azul intenso o negro, como el que se observó en el experimento IV. Esta reacción es interesante porque hace manifiesta las propiedades de óxido – reducción de los estados de oxidación extremos del yodo (y se espera lo mismo para los otros halógenos). El yoduro  $I^-$  tiene el estado de oxidación mas bajo del yodo y es un agente reductor. En el ion yodato  $IO_3^-$ , el yodo tiene un estado de oxidación +5 (no es el mas alto, que es +7) y resulta ser oxidante. Escribir la reacción de yoduro – yodato y realizar el balance por el procedimiento de semi – reacciones.

#### IX. Obtención del Ácido Clorhídrico (y, por extensión, de cualquier otro ácido halogenhídrico).

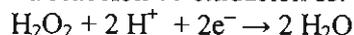
En un tubo de ensayo adicionar 0.5 mL de ácido sulfúrico 1:10. En otro tubo de ensayo colocar 0.5 mL de hidróxido de amonio concentrado (**Precaución:** el hidróxido de amonio produce vapores irritantes en el tracto respiratorio). Acercar ambos tubos. Observar si hay formación de vapores.

Añadir al tubo de ensayo que tiene ácido sulfúrico unos cristales de cloruro de sodio y agitar suavemente. Observe si hay o no reacción, por formación de burbujas. Acercar a este tubo el de amoníaco y observe si hay formación de vapores.

Separar los dos tubos anteriores. Tome con pinzas una tirita de papel litmus (llamado también papel tornasol) y acercarlo a la boca del tubo que contiene el hidróxido de amonio y observe lo que ocurre. Luego acerque el papel a la boca del tubo en el que se encuentra la mezcla reaccionante ácido sulfúrico – cloruro de sodio y observe si hay un cambio de coloración. Repita estos dos procedimientos tantas veces como se quiera, en cada vez observe la coloración que adquiere el papel litmus.

### CUESTIONARIO

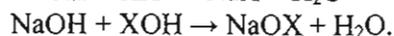
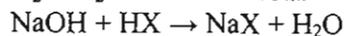
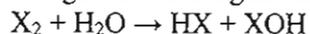
- I. El agua oxigenada o peróxido de hidrógeno  $H_2O_2$  es un oxidante fuerte. La media reacción de oxidación es:



Escriba las reacciones completas de peróxido de hidrógeno con los iones haluro: cloruro, bromuro y yoduro. Observe que los iones haluro son donadores de electrones, por lo tanto son reductores.

- II. Escriba las reacciones de desplazamiento que explican los experimentos de la sección II. Observe que el halógeno de menor peso atómico desplaza a haluro de mayor tamaño. Por ejemplo:  $Cl_2$  (casi incoloro) +  $2 Br^- \rightarrow Br_2$  (produce solución de heptano rojiza) +  $2 Cl^-$ .

- III. Los halógenos decoloran la fenolftaleína de la solución de hidróxido de sodio. La fenolftaleína es un indicador de bases. El experimento indica que los halógenos con el agua dan una reacción ácida que neutraliza al hidróxido:



Escriba las reacciones que corresponden a cada halógeno. Escriba el nombre de cada una de las especies químicas que encuentre en las reacciones.

- IV. Escriba la reacción entre el yoduro de potasio y el yodato de potasio.
- V. El magnesio es suficientemente activo como para reaccionar directamente con los halógenos. Los metales más activos podrían reaccionar violentamente con los halógenos y otros menos activos podrían reaccionar muy lentamente. El aluminio y el cinc reaccionan con los halógenos de una manera aproximadamente igual que el magnesio. Escribir las reacciones que se dieron en estos experimentos.
- VI. Escriba la reacción del ácido sulfúrico con el cloruro de sodio. El cloruro de hidrógeno se obtiene en fase gaseosa, por lo cual los ensayos realizados (formación del cloruro de amonio, reacción ácida del papel litmus) se hicieron con el vapor. La solución acuosa del cloruro de hidrógeno se llama ácido clorhídrico.
- VII. Escriba la reacción que se da entre el cloruro de hidrógeno y el amoníaco.

## PRACTICA No. 3 OXIGENO

### OBJETIVO

**Aislar** oxígeno molecular e identificarlo con base en sus propiedades, haciendo notar la función que tiene este elemento en los procesos de combustión.

### MATERIAL Y REACTIVOS

#### **Material**

1 soporte universal  
2 nueces y pinzas para tubos  
8 tubos de ensayo  
1 gradilla (de preferencia para 12 tubos)  
1 mechero bunsen  
1 tubo de salida y manguera  
1 baño maría o cubeta  
2 juegos: tubo de ensayo con tapón de hule  
y 2 jeringas insertadas.  
1 espátula  
1 pinza para crisol

#### **Reactivos**

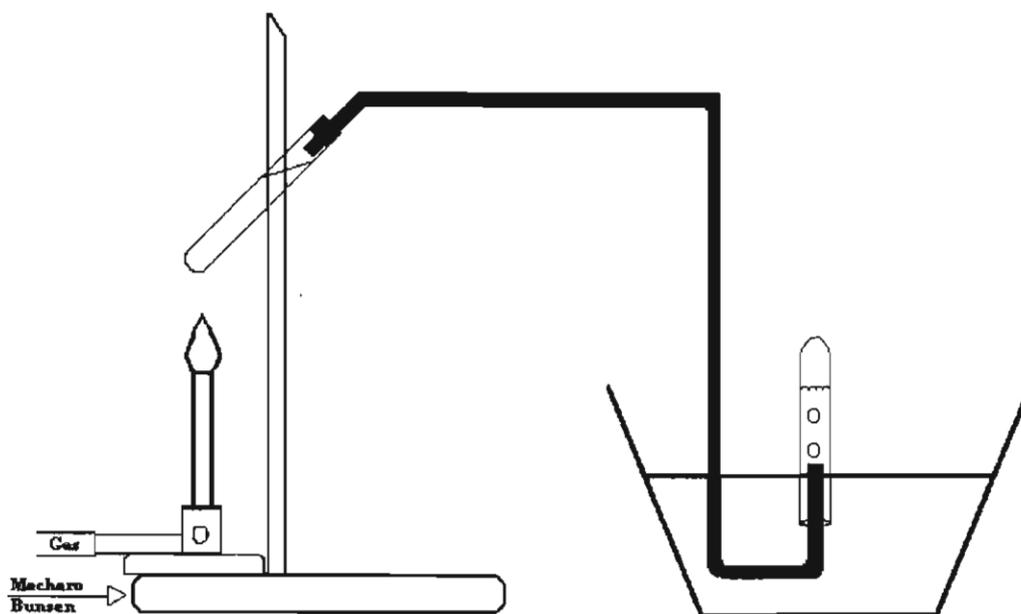
bromato de potasio (en polvo)  
bióxido de manganeso (en polvo)  
solución de almidón (reciente)  
permanganato de potasio  
dicromato de potasio  
ácido sulfúrico, solución 1:1  
magnesio en tira, 2 cm  
solución de yoduro de potasio, 5%  
bicarbonato de sodio en polvo  
agua oxigenada (comercial)  
Pastillas de cemento con  $MnO_2$   
laminilla de cobre, brillante  
lija de agua, fina (1/16avo de hoja)

### TECNICA EXPERIMENTAL

El oxígeno se prepara muy fácilmente en el laboratorio por la descomposición térmica de compuestos lábiles que contengan el elemento, es decir, óxidos o compuestos con varios átomos de oxígeno, que sean poco estables al calor o que se descompongan fácilmente con este.

#### **I. Obtención del oxígeno por medio del bromato de potasio ( $KBrO_3$ ).**

Sobre un pedazo de papel común, limpio y seco, pesar 0.5 g de bromato de potasio y con la punta de una espátula agregar aproximadamente 1 mg de óxido de manganeso (catalizador); mezclar perfectamente las sustancias e introducir las en un tubo de ensayo. Montar el equipo de acuerdo a la figura 3.1; calentar suavemente el tubo con la flama del mechero; recoger el gas desprendido (por desalojamiento del agua) en un tubo de ensayo. Con el oxígeno obtenido, realizar las siguientes pruebas:



**Figura 3.1** Equipo de laboratorio para realizar la obtención de oxígeno. El tubo de ensayo deberá contener la mezcla de polvos de bromato de potasio y bióxido de manganeso.

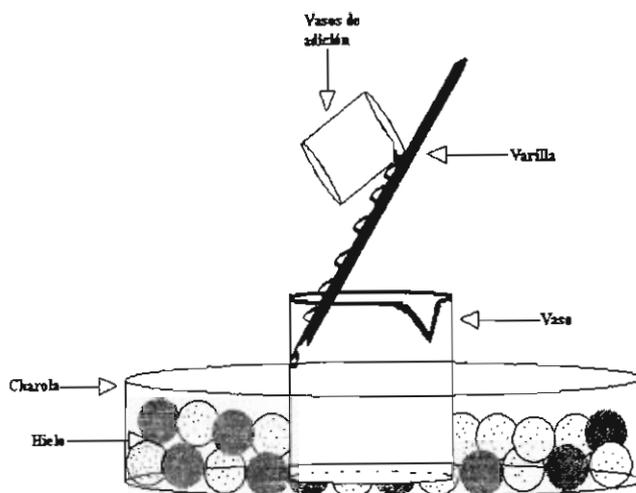
- i) Introducir una astilla de madera con un punto de ignición y anotar lo que sucede.
- ii) Repetir la experiencia anterior, empleando una tira de magnesio, sosteniéndola con las pinzas para crisol y anotar las observaciones.

**Nota:** Al terminar esta parte del trabajo, no verter el bromato de potasio fundido al bote de desperdicios. Esperar a que se solidifique en el tubo de ensayo, luego, proceder a su disolución con agua y posteriormente verterla al drenaje.

**Después de esta experiencia, lavar y secar el tubo de ensayo que sirvió para recoger el oxígeno gaseoso.**

## II. Obtención del peróxido de hidrógeno (agua oxigenada)

Colocar en un vaso de precipitados de 125 mL, 4g de peróxido de bario y 10 mL de agua destilada; agitar el vaso e introducirlo en una bandeja de agua fría; adicionar poco a poco 5 mL de ácido sulfúrico 1:1, con ayuda de una varilla de vidrio, resbalando el ácido por las paredes del vaso, como se ilustra en la figura 3.2. Agitar hasta la precipitación total del sulfato de bario y dejar reposar el contenido del vaso aproximadamente 10 minutos; decantar el líquido obtenido, que viene siendo el peróxido de hidrógeno diluido, en tres tubos de ensayo debidamente etiquetados, para hacer las pruebas de identificación respectivas.



**Figura 3.2** Equipo de laboratorio para la síntesis del agua oxigenada. El ácido sulfúrico debe ser adicionado con ayuda de una varilla de vidrio, resbalando por las paredes.

El residuo de ácido sulfúrico utilizado en la obtención del sulfato de bario debe ser neutralizado con bicarbonato de sodio en polvo. Añadir al residuo 20 mL de agua de la llave y agregar con una espátula (o cucharilla de plástico, de las que se usan para el café) poco a poco el polvo de bicarbonato, agitando, hasta que una nueva adición no produzca burbujas. El residuo debe ser filtrado en el recipiente común disponible en el laboratorio (ver figura 3.3 del recipiente de residuos).

**Nota:** Es conveniente utilizar una solución comercial de  $H_2O_2$  para realizar simultáneamente las siguientes pruebas de identificación, y poder ver la diferencia que existe entre la solución comercial y la obtenida en el laboratorio.

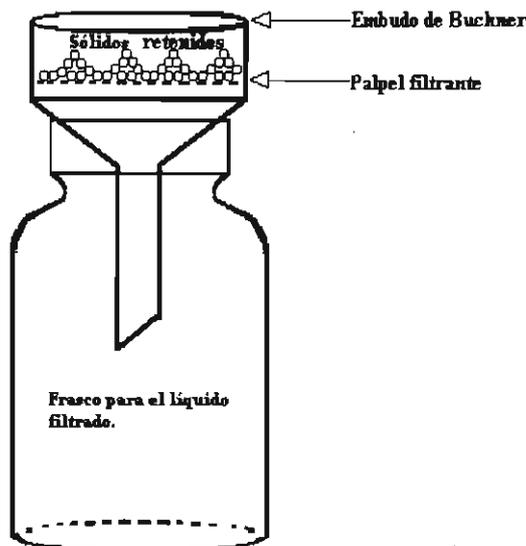
**Precaución:** El agua oxigenada puede dañar la ropa y causar lesiones en la piel

Repartir el agua oxigenada comercial en tres tubos de ensayo (1 mL en cada uno), debidamente etiquetados.

Adicionar a los dos primeros tubos (uno con el agua oxigenada comercial y otro con el agua oxigenada obtenida) una gota de almidón y dos o tres gotas de yoduro de potasio. Observar y registrar el resultado.

Al segundo par de tubos, añadir cinco gotas de solución de dicromato de potasio y agitar. Se notará la aparición de pequeñas burbujas, adheridas a las paredes del tubo, debidas a la formación de oxígeno. Registrar este resultado.

Se adiciona al tercer par de tubos de dos a tres gotas de solución de ácido sulfúrico 1:1 y de dos a tres gotas de solución muy diluida (apenas de color rosa) de  $KMnO_4$ . Se observara la desaparición de la coloración de este último. Registrar.



**Figura3.2** Frasco para recolectar los residuos de sulfato de bario, producto de la reacción de síntesis de agua oxigenada.

### III. Obtención de oxígeno a partir de peróxido de hidrógeno y observación de su poder oxidante

En un tubo de ensayo limpio y seco, colocar dos pastillas de catalizador de bióxido de manganeso (cemento +  $MnO_2$ ) y un tapón de hule con dos jeringas de 5 mL insertadas mediante sus agujas. Tomar una muestra de 2 mL de agua oxigenada comercial mediante una de las jeringas e inyectarla al interior del tubo. Observe la reacción sobre la superficie de las pastillas de catalizador. Espere unos minutos para permitir la acumulación del gas que se produce en la reacción. Con ayuda de la jeringa limpia, tome una muestra del gas. Acerque a la jeringa una astilla con un punto de ignición y descargue, con ayuda del émbolo, el gas contenido en la jeringa sobre el punto de ignición. Se debe observar que el gas alimenta la ignición de la astilla, lo cual demuestra que el gas obtenido es oxígeno.

Sobre una parrilla de calentamiento, calentar ligeramente una lámina de cobre brillante. Si la lámina de cobre original no es brillante, límpiela con un pedazo de lija de agua de grano muy fino, en seco y luego ponga a calentar. Tome otra muestra del gas de la reacción y descárguela sobre la lámina de cobre. Observar la reacción que ocurre sobre la lámina de cobre.

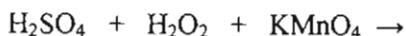
#### IV. Formación de peróxidos.

En un tubo de ensayo de 5 mL, adicionar 2 mL de agua oxigenada (comercial), 1 mL de éter y 10 gotas de la solución de dicromato de potasio  $K_2Cr_2O_7$  y dos gotas de ácido sulfúrico 1:1. Se debe observar la aparición de una coloración azul que poco a poco pasa a la capa etérea. La coloración azul se debe a la formación del ácido percrómico  $CrO(O_2)_2$  (bisperóxido de cromilo).

Nota: Cuando se agregan las 5 gotas de suspensión de dicromato de potasio, se observa una reacción muy violenta, la solución se torna lila y después de haber reaccionado pasa a un color amarillo, pero se alcanza a observar la aparición del precipitado blanco.

#### CUESTIONARIO

1. Indica otros métodos de obtención de oxígeno a nivel industrial y a nivel de laboratorio.
2. Completa la siguiente reacción:  
 $KBrO_3 + MnO_2$  (catalizador)  $\rightarrow$
3. Indica a que se debe la coloración azul al añadir al tubo de ensayo el almidón y el yoduro de potasio.
4. La descomposición del agua oxigenada es espontánea, pero se acelera con la presencia de un catalizador de bióxido de manganeso. Escribe la reacción de descomposición del  $H_2O_2$ .
5. Investiga otros óxidos que, al igual que el peróxido de hidrógeno, se descompongan espontáneamente.
6. Complete las siguientes reacciones y diga cual es la función del agua oxigenada (oxidante o reductor) en cada una de ellas.



**PRÁCTICA No. 4**  
**TITULACIONES POR REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN**  
**ÁCIDO-BASE**

**OBJETIVO**

**Neutralizar** soluciones de ácidos y bases con soluciones de concentración conocidas en forma cuantitativa, siguiendo el procedimiento que se llama “titulación”.

**MATERIAL Y REACTIVOS**

**Materiales**

4 matraces Erlenmeyer de 125 mL

2 buretas de 25 mL

1 gotero

1 soporte universal con  
(indicador)

pinzas para buretas

**Reactivos**

100 mL de solución de HCl (0.1 M, aprox)

200 mL de solución valorada de NaOH  
(0.1M)

30 mL de solución de ácido acético  
( $\approx$ 0.1M)

solución de anaranjado de metilo

solución de fenolftaleína.

**TÉCNICA EXPERIMENTAL**

“Titular” una solución es un procedimiento que consiste en conocer la concentración de la misma mediante una reacción de neutralización. Es frecuente que sea necesario el uso de un indicador con el objeto de conocer el punto de equivalencia (en este caso el “punto neutro”) que alcanza la solución problema cuando se ha adicionado la cantidad cuantitativamente equivalente de reactivo neutralizador. En esta práctica realizaremos la titulación de un ácido con una base de concentración conocida, usando dos tipos diferentes de indicadores. La fenolftaleína es incolora en medios ácido y neutro, pero adquiere color rojo violeta en medio alcalino. El anaranjado de metilo es de color rojo canela en solución ácida, que se convierte en amarillo por neutralización.

**a) Titulación de un ácido fuerte con una base fuerte**

En un matraz Erlenmeyer de 125 mL poner 10 mL de solución de HCl, agregar unas gotas de indicador\* y se procede a titular (neutralizar) con la solución valorada de NaOH hasta observar el “vire” o cambio de color del indicador.

\* Se efectuará dos veces la titulación, una vez con cada indicador.

**b) Titulación de un ácido débil con una base fuerte**

Titular 10 mL de la solución de ácido acético con solución valorada de hidróxido de sodio, siguiendo el mismo procedimiento que en el caso anterior.

### c) Titulación de una base débil con un ácido fuerte

Pesar 0.125g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  en un matraz Erlenmeyer de 125 mL. Añadir 25 mL de agua destilada y disolver mediante agitación suave. Titular esta solución con HCl (debe utilizar el ácido titulado en la experiencia **a**), utilizando primero fenoftaleína (f) y después anaranjado de metilo (A).

La suma de  $V_f + V_A = V_a$  del HCl.

Notar que los dos volúmenes de titulación  $V_f$  y  $V_A$  son iguales. Explicar las dos etapas de titulación mediante reacciones químicas.

### CALCULOS

Determinar en cada caso la concentración (normalidad) de la solución titulada con la siguiente ecuación:

$$N_a V_a = N_b V_b$$

$N_a$  = normalidad de la solución ácida  
 $V_a$  = volumen de la solución ácida  
 $N_b$  = normalidad de la solución básica  
 $V_b$  = volumen de la solución básica

### CUESTIONARIO

1. Defina los conceptos de ácido y de base según Arrhenius, Brönsted - Lowry y sistema disolvente.
2. Defina el concepto de normalidad.
3. ¿Cuál es la diferencia entre “ácido fuerte” y “ácido débil”?
4. Mencione otras formas para expresar la concentración de una solución.
5. ¿Cuál es la función del indicador en una titulación?

## PRÁCTICA No. 5 ANÁLISIS INDUSTRIAL DEL AGUA

### OBJETIVO.

**Efectuar** algunas pruebas analíticas para determinar la calidad de una muestra de agua.

### GENERALIDADES

El agua es un compuesto cuyas moléculas polares están constituidas por 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno unidos covalentemente; se encuentra en la naturaleza en los tres estados físicos.

Son fuentes naturales del agua, el mar, los ríos y manantiales, la lluvia y la del subsuelo, en donde, por contacto de otras sustancias y su poder disolvente, se contamina de impurezas, unas en suspensión y otras disueltas que le confieren cierta “dureza”, según el origen que tengan.

Decimos que un agua es “dura” cuando forma sales insolubles con el jabón y no produce espuma. Generalmente, las aguas duras contienen compuestos de calcio, magnesio, hierro y aluminio en forma de carbonatos, bicarbonatos, sulfatos y cloruros que producen incrustaciones en calderas, tuberías, etc. y provocan roturas o explosiones. Esta dureza puede ser: **temporal** si el agua contiene sales que se eliminan por calentamiento o mediante reacciones químicas (propiedades características de los bicarbonatos); **permanente** si en ella hay sales de ácidos fuertes (carbonatos, cloruros y sulfatos). La suma de las durezas temporal y permanente recibe el nombre de *dureza total*.

Puesto que los volúmenes de agua son considerablemente mayores que las cantidades de impureza disueltas, por lo general, la dureza se manifiesta en unidades llamadas partes por millón (ppm), es decir miligramos de sustancia disueltas en kilogramo de agua.

El agua tiene una gran cantidad de usos: el alimenticio, el medicinal, el industrial. El agua natural contiene impurezas que pueden ser sales disueltas y/o micro-organismos perjudiciales a la salud o que dañan las instalaciones industriales. Los fines para los que se necesite el agua y su grado de contaminación decidirán si el agua cruda puede emplearse o no con seguridad, así como el tratamiento necesario para eliminar las impurezas.

## MATERIAL Y REACTIVOS

### **MATERIAL**

- 6 Tubos de ensayo
- 1 Pinzas para tubos
- 1 Soporte universal
- 1 Anillo de hierro
  
- 2 Vasos de p.p. de 100ml
- 2 Pipetas graduadas de 100ml
- 1 Bureta graduada
- 1 Pinzas para bureta
- 2 Matraces Erlenmeyer
- 1 Mechero bunsen
- 1 Tapón de hule con tubo de desprendimiento
  
- 1 Probeta
- 2 Matraces volumétricos
- \*traza = preparar solución aproximadamente 0.01% con agua de la llave.

### **REACTIVOS**

- Cloruro de sodio
- Tetracloruro de carbono
- Solución de fenolftaleína (indicador)
- Solución de anaranjado de metilo (indicador)
- Agua de cal
- Solución 0.1N de nitrato de plata
- Solución de cromato de potasio 1%
- Solución de cloruro de bario 10%
- Carbonato de sodio Q.P.
- Ácido clorhídrico Q.P.
- 4 Muestras problema de H<sub>2</sub>O, respectivamente con: a) traza de cloruros, b) trazas de sulfato, c) traza de carbonato y d) traza de bicarbonato\*
- Agua destilada
- Hidróxido de amonio

## **TÉCNICA**

### **I. Poder disolvente del agua**

En tres tubos de ensayo conteniendo 5 ml de agua destilada, adicionar respectivamente:

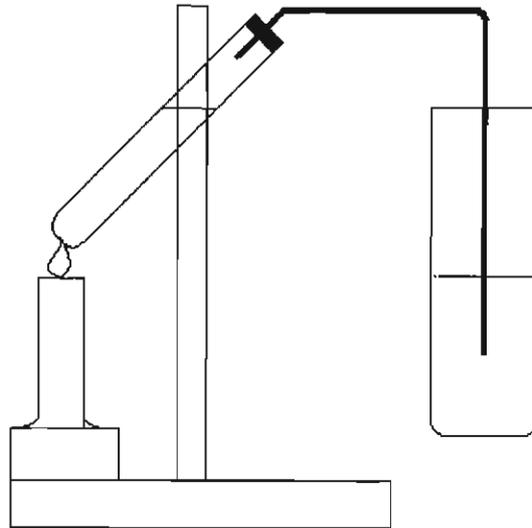
1. 1 mL de tetracloruro de carbono
2. 1 g de cloruro de sodio
3. 1 mL de hidróxido de amonio

Agite para observar cuáles sustancias se disuelven y deduzca si son iónicas, covalentes polares o covalentes no polares.

### **II. Dureza temporal**

Eliminación por calentamiento.

Monte al aparato de la figura 5.1, proceda a calentar como se indica y anote qué sucede en el tubo de ensayo y en el tubo al final del tubo de salida, que deberá contener agua de cal.



**Figura 5.1** Equipo de laboratorio para mostrar la formación de sarros por calentamiento hasta ebullición. El recipiente al final de la línea de vapor deberá contener agua de cal.

### III. Dureza permanente

1. Identificación de cloruros. Coloque 2 mL de agua problema en un tubo de ensayo y agregue una gota de solución diluida de cromato de potasio; adicione lentamente (gota a gota) solución de nitrato de plata y observe la formación de nuevas sustancias interpretando los cambios de coloración. Anote sus conclusiones.
2. Identificación de sulfatos. Ponga 2 mL de agua problema en otro tubo de ensayo, agite y caliente a ebullición, luego adicione 1 mL de cloruro de bario en solución, observe lo que ocurre y anote sus resultados.

### IV. Determinación de mezclas alcalinas

1. Preparar una solución de HCl 0.1N
2. Valorar la solución del HCl anteriormente preparada de la siguiente manera:
  - a) Pesar tres porciones diferentes de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , entre 100 y 200 mg.
  - b) Colocar cada porción en un matraz Erlenmeyer, agregar agua destilada y unas gotas de fenolftaleína como indicador.
  - c) Titular en caliente la solución con HCl hasta que vire la fenolftaleína (de rojo a incoloro). Agregar unas gotas de anaranjado de metilo y continuar la titulación con ácido hasta obtener nuevamente al vire (de amarillo a naranja), anotar en cada caso el volumen consumido de ácido; anotar los resultados y completar la siguiente tabla.

Matraz	Peso del $\text{Na}_2\text{CO}_3$	$V_{\text{HCl}}$	Consumidor (ml)	Titulo
	g	$V_F$	$V_A$	$V_T = V_F + V_A$ $T = \frac{a}{V_t}$
1	$a_1 =$	$V_{F1} =$	$V_{A1} =$	$V_{T1} =$ $T_1 = \frac{a_1}{V_{T1}}$
2	$a_2 =$	$V_{F2} =$	$V_{A2} =$	$V_{T2} =$ $T_2 = \frac{a_2}{V_{T2}}$
3	$a_3 =$	$V_{F3} =$	$V_{A3} =$	$V_{T3} =$ $T_3 = \frac{a_3}{V_{T3}}$

$$N_{\text{HCl}} = \frac{T_{\text{prom.}}}{E_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}$$

E = Miliequivalente gramo de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

$V_F$  = Volumen de ácido gastado hasta el vire con fenolftaleína.

$V_A$  = Volumen de ácido gastado hasta el vire con anaranjado de metilo

3. Recibir la solución problema en un matraz volumétrico de 100 ó 50 mL, que puede contener  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{HCO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  o sus mezclas compatibles y diluir con agua destilada hasta la marca del aforo.
4. Tomar una parte alícuota y colocarla en un matraz Erlenmeyer, diluir con agua destilada y agregar fenolftaleína, titular a continuación con  $\text{HCl}$  hasta que vire y anotar el volumen de  $\text{HCl}$  consumido ( $V_F$ ), continuar la titulación agregando antes como indicador anaranjado de metilo hasta el vire nuevamente y anotar el volumen de  $\text{HCl}$  gastado ( $V_A$ ): al comparar los volúmenes  $V_F$  y  $V_A$  se puede obtener los siguientes casos:

	Condición	En la solución probablemente había:	a = (para alícuota) (mg)
1	$V_F = V_A$	Únicamente $\text{Na}_2\text{CO}_3$	$\text{Na}_2\text{CO}_3 = (V_F + V_A) E_{\text{Na}_2\text{CO}_3} N_{\text{HCl}}$
2	$V_A = 0$	Únicamente $\text{NaOH}$	$\text{NaOH} = V_F E_{\text{NaOH}} N_{\text{HCl}}$
3	$V_F = 0$	Únicamente $\text{NaHCO}_3$	$\text{NaHCO}_3 = V_A E_{\text{NaHCO}_3} N_{\text{HCl}}$
4	$V_F > V_A$	Mezcla de: $\text{NaOH}$ y $\text{Na}_2\text{CO}_3$	$\text{NaOH} = (V_F - V_A) E_{\text{NaOH}} N_{\text{HCl}}$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 2V_A E_{\text{Na}_2\text{CO}_3} N_{\text{HCl}}$
5	$V_F < V_A$	Mezcla de $\text{Na}_2\text{CO}_3$ y $\text{NaHCO}_3$	$\text{Na}_2\text{CO}_3 = 2V_F E_{\text{Na}_2\text{CO}_3} N_{\text{HCl}}$ $\text{NaHCO}_3 = (V_A - V_F) E_{\text{NaHCO}_3} N_{\text{HCl}}$

**Nota:** Según el caso obtenido calcular el o los pesos (a) para el volumen total y reportar en partes por millón.

$$\text{ppm} = \frac{a}{b}$$

b= (conocido)

E = Miliequivalentes de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

N = Normalidad del ácido

$V_f$  = Volumen de ácido gastado con la fenolftaleína

$V_a$  = Volumen de ácido gastado con anaranjado de metilo

### REACCIONES QUE TIENEN LUGAR

Caso 1.



Caso 2.



Caso 3.



Caso 4.



### CUESTIONARIO

1. Indique las sustancias que fueron disueltas por el agua, explicando las causas del comportamiento.

2. Explique la eliminación de dureza temporal por el calentamiento.
3. Respecto a la eliminación de cloruros en el agua problema, ¿qué le indican los cambios de coloración en los precipitados?. Escribir las reacciones y el color de los precipitados.
4. Explique la eliminación de sulfatos de agua problema y la reacción.

## PRÁCTICA No. 6 AZUFRE, ALÓTROPOS Y COMPUESTOS

### OBJETIVOS:

**Observar** las formas cristalinas del azufre (alótropos).

**Obtener** algunos de los compuestos de este elemento e identificar sus propiedades químicas.

El azufre es uno de los elementos no metálicos de gran importancia, por su relativa abundancia y por las propiedades de algunos de sus compuestos, como los oxiácidos (el ácido sulfúrico), que son usados en gran escala en la industria química.

### RECOMENDACIONES

- Llevar una flor, un pedazo de tela colorida y cerillos.
- Para despegar el azufre de los recipientes, calentar sin hacer cambios bruscos de temperatura. En algunos casos se pueden despegar con la espátula.
- Cuidar de que no existan posibles fugas.
- No tocar el vaso de precipitados donde se forma la columna de carbono.
- Trabajar con el bisulfuro de carbono cerca de un ventilador y lejos de cualquier flama.

### MATERIAL Y REACTIVOS

#### **MATERIAL**

1 cápsula de porcelana  
1 agitador de vidrio  
1 crisol de porcelana  
1 pinza para crisol  
1 espátula  
1 pinza p/tubo de ensayo  
1 tripié  
1 malla de alambre c/asbesto  
1 mechero bunsen  
1 soporte universal, anillo y  
1 embudo de separación  
1 matraz Erlenmeyer 500 mL  
1 tapón bihoradado (para el  
matraz anterior)  
1 tubo de vidrio en forma de U  
3 matraces Erlenmeyer 250 mL  
1 probeta graduada de 50 mL  
2 tubos de ensayo grandes  
vasos de precipitados 250 mL  
1 placa para pruebas de gotas

#### **REACTIVOS**

Azufre (en polvo), 10 g  
20 mL de sulfuro de carbono  
30 mL ácido clorhídrico conc.  
50 mL ácido clorhídrico diluido 1:1  
3 g de dicromato de potasio  
50 mL ácido sulfúrico diluido 1:2  
3 g de permanganato de potasio  
50 mL ácido sulfúrico diluido 1:5  
5 g de sulfuro de hierro (pirita)  
Papel tornasol rojo  
Papel tornasol azul  
Soln. de acetato de plomo al 1%  
Soln. de cloruro de cinc al 1%  
Soln. cloruro de manganeso (II) al 1%  
Soln. de nitrato de cadmio al 1%

2892836

## TÉCNICA EXPERIMENTAL

### I. OBTENCIÓN DEL AZUFRE EN SUS DIFERENTES FORMAS ALOTROPICAS

#### a) Obtención del azufre rómbico

Pesar 1 g de azufre y ponerlo en la cápsula de porcelana, después se vierte 5 mL de sulfuro de carbono sobre el azufre y se agita hasta que todo el azufre quede disuelto (hacer ésto lejos de cualquier flama porque el  $\text{CS}_2$  es sumamente inflamable); dejar que el bisulfuro de carbono se evapore, al final de la práctica se observará el tipo de cristales que se obtienen; comparalos con los de la figura 6.1.

#### b) Obtención del azufre monoclinico

Pesar de 0.5 a 1 g de azufre y ponerlos en un crisol, fundir el azufre a calor suave (no debe sobrepasar los  $119^\circ\text{C}$ ). Observar las transformaciones que ocurren por la acción del calor. Cuando la substancia se vuelva líquida, retirarla del fuego y dejarla enfriar. Observar los cristales que se obtienen verificando su forma en la figura No 6.1.

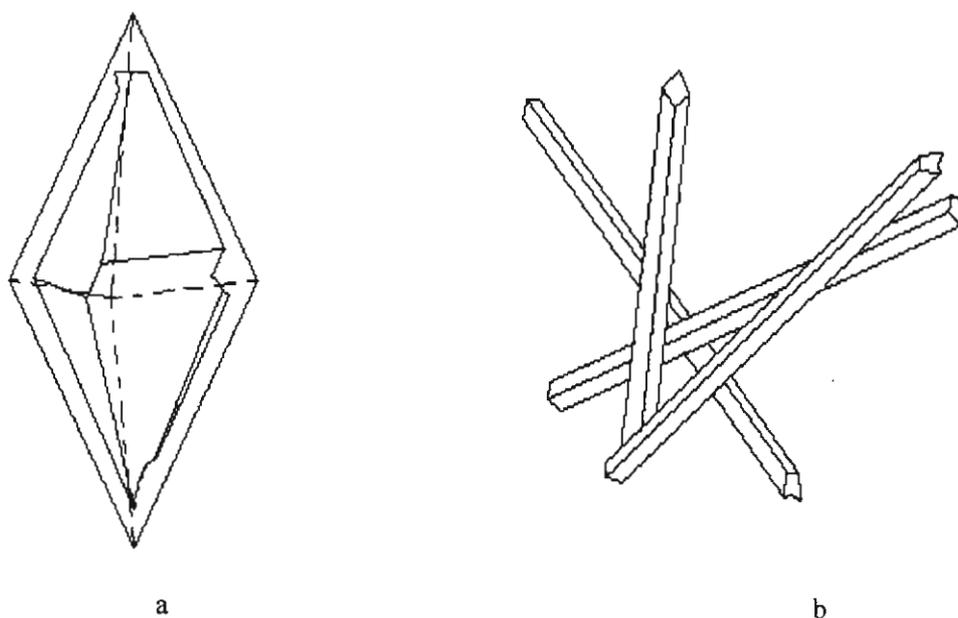
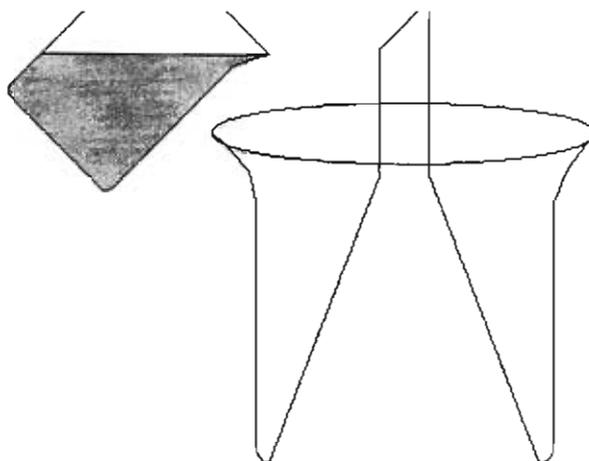


Figura 6.1 Formas cristalinas del azufre: a) rómbica, b) monoclinica (agujas)

#### c) Obtención del azufre plástico

Colocar el dispositivo que se muestra en la figura 6.2. Pesar 2g de azufre y colocarlos en un vaso de precipitados de 250ml. Calentar el azufre hasta que se forme un líquido rojo oscuro y después escurrirlo sobre el el dispositivo que se muestra en la figura 6.2. Observar las propiedades del material obtenido.



**Figura 6.2** Dispositivo para el enfriamiento rápido del azufre líquido.

## **II. Obtención del azufre coloidal.**

En un tubo de ensayo coloque algunos cristales de tiosulfato de sodio y añada 1 o 2 mL de agua para disolverlos. Añada algunas gotas de ácido clorhídrico concentrado, haciendo que las gotas se escurran por la pared del tubo y agite. Deje en reposo la solución formada y observe, después de algunos minutos, la apariencia de la solución.

## **III. Obtención del sulfuro de hidrógeno**

Colocar el dispositivo que se muestra en la figura No 6.3. Colocar dentro del tubo de ensayo una o dos piedritas de sulfuro de fierro (pirita). En una de las jeringas poner 1 o dos mL de ácido clorhídrico diluido 1:1. La tercera jeringa deberá contener carbón activado, que se utilizará para absorber el gas que se produce cuando el sistema no esté tapado.

Inyectar el ácido clorhídrico dentro del tubo. Observe que se forman burbujas alrededor de las piedritas de pirita (si estas burbujas no se formaran, avisar al profesor). El gas que se está formando creará una sobrepresión en el interior del tubo y esta sobrepresión deberá empujar el émbolo de la segunda jeringa. Si después de 1 minuto el émbolo no se mueve, desplácelo manualmente con cuidado.

El gas que se ha formado es el sulfuro de hidrógeno con olor característico a huevos podridos. Procure no respirarlo porque es tóxico.

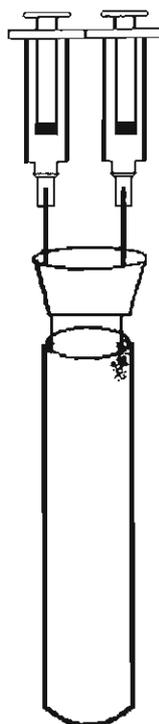


Figura 6.3 Dispositivo para obtener sulfuro de hidrógeno.

#### ***Pruebas para el sulfuro de hidrógeno***

- a) El sulfuro de hidrógeno  $H_2S$  es una sustancia ligeramente reductora, por lo cual reacciona con agentes oxidantes. Hacer las siguientes pruebas:
- a.1) Una vez que el gas producido en este experimento ha llenado la jeringa, separarla del dispositivo, colocarle una aguja hipodérmica (¡con mucho cuidado!) y tapan el dispositivo de la figura 6.3 con la jeringa llena con carbón activado. En un tubo de ensayo preparar una solución con unos pocos cristales de dicromato de potasio y disolverlos con 1 o 2 mL de ácido sulfúrico diluido 1:5. Vaciar lentamente una parte del contenido del gas sobre la solución. Observar la solución e identificar el producto de la reacción.
- a.2) En otro tubo de ensayo preparar una solución introduciendo uno o dos cristales de permanganato de potasio y disolverlos con 1 o 2 mL de ácido sulfúrico diluido 1:5. Vaciar otra porción del gas de la jeringa en la solución. Observar la solución e identificar el producto de reacción.
- a.3) En un tercer tubo de ensayo preparar una solución introduciendo un cristalito de yodo, unos granitos de yoduro de potasio y finalmente 1 o 2 mL de agua. Vaciar otra porción del gas obtenido. Observar la solución e identificar el producto de la reacción.

**Nota.** Si se agota la cantidad de gas recolectado en la jeringa, vuelva a insertarla en el generador de  $H_2S$  para que vuelva a llenarse de gas. Si la reacción del generador de gas se vuelve muy lenta, inyecte un poco más de ácido clorhídrico diluido.

b) La obtención de algunos sulfuros insolubles.

En una placa para pruebas de gotas colocar una gota de cada una de las soluciones siguientes:

- b.1 Solución de acetato de plomo,  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$
- b.2 Solución de cloruro de cinc,  $\text{ZnCl}_2$
- b.3 Solución de cloruro de manganeso (II),  $\text{MnCl}_2$
- b.4 Solución de nitrato de cadmio,  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$

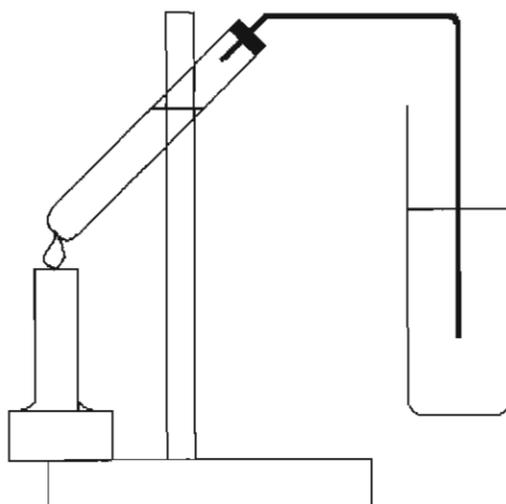
**Cada gota separada de las demás. Tomar cada gota con goteros diferentes: no contamine las soluciones.**

Tome la jeringa del generador de la figura 6.3 e inserte su aguja hipodérmica. A cada gota inyéctele una muestra del gas. Observe y describa el producto de la reacción que se da en cada gota.

#### IV. Obtención del dióxido de azufre

Montar el equipo como lo muestra la figura 6.4. En el tubo de ensayo colocar de 1 a 2g de azufre, agregar 5ml de ácido sulfúrico concentrado previamente calentado (continúe calentando el tubo unos minutos) y recoja el gas en un vaso que contenga agua. Identifique la acidez de la solución con papel tornasol azul.

Sumergir una flor de color o un pedazo de tela colorida en solución y observar; enseguida sumergir la flor en una solución de ácido sulfúrico diluido (1:10) y observar.



**Figura 6.4** Dispositivo para obtener dióxido de azufre.

## CUESTIONARIO

1. Llenar la tabla 6.1 en la cual se comparan las propiedades de los alótopos de azufre.

**Tabla 6.1 Características de los Alótopos de Azufre**

Alotropos del azufre	Color	Forma de cristales	Forma molecular (investigar)

2. Completar la tabla 6.2.

**Tabla 6.2. Reacciones de la experiencia II (justificar y balancear)**

No	Reactivos		Productos	Velocidad de Reacción*
1	$\text{FeS} + \text{HCl}$	→		
2	$\text{H}_2\text{S} + \text{HCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	→		
3	$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4$	→		

\*lenta o rápida

3. En el experimento número IV diga porqué la solución del vaso (gas desprendido recogido en agua) es ácida. Escribir la reacción.
4. Explique lo que ocurre a la flor en la solución de ácido sulfúrico.
5. Definir el concepto de alotropía.

**PRÁCTICA No. 7**  
**PREPARACIÓN E IDENTIFICACIÓN DE ALGUNOS**  
**COMPUESTOS DEL NITRÓGENO**

**OBJETIVO.**

**Obtener** nitrógeno gaseoso, amoníaco y ácido nítrico y algunas de sus sales mediante reacciones químicas y observar algunas de sus propiedades.

**MATERIAL Y REACTIVOS**

***Material***

1 matraz Erlenmeyer, 250 mL  
1 soporte, anillos y pinzas  
1 malla de alambre  
2 tubos de ensayo grandes  
1 tapón para tubo de ensayo  
2 jeringas  
  
1 retorta  
1 mechero bunsen  
  
2 varillas de vidrio  
1 pinza para tubo  
  
1 tubo doblado según la figura 7.2  
gradilla  
2 tubos de ensayo pequeños  
Pajilla para hacer puntos de ignición  
Cerillos o encendedor

***Reactivos***

5 g de cloruro de amonio (cristales)  
20 mL de NaOH al 30% en peso  
solución de fenolftaleína  
Ácido clorhídrico concentrado  
Hielo  
Solución de nitrato de sodio (saturada)  
Papeles tornasol rosa y azul  
Solución de sulfato ferroso al 5% peso  
Ácido sulfúrico concentrado (gotas)  
Solución de Yodo – Yoduro de potasio  
Hidróxido de amonio  
Nitrito de sodio  $\text{NaNO}_2$   
Ácido nítrico concentrado

**TÉCNICA EXPERIMENTAL**

**I. OBTENCIÓN DEL NITRÓGENO ( $\text{N}_2$ )**

En un tubo de ensayo colocar aproximadamente 1 g de cloruro de amonio  $\text{NH}_4\text{Cl}$  y 1 g de nitrito de sodio  $\text{NaNO}_2$ . Estas sales se deben pesar en balanza granataria sobre papel que no absorba humedad y luego vaciar dentro del tubo de ensayo. Instalar en el tubo el tapón con las dos jeringas como se muestra en la figura 7.1. Para iniciar la reacción se adicionan aproximadamente 2 mL de agua con una de las jeringas y el gas producido se toma con la ayuda de la otra jeringa. Una de las pruebas de que el producto gaseoso de la reacción es nitrógeno se basa en la capacidad de este gas de apagar los puntos de ignición. La prueba se hace encendiendo un cerillo o una pajilla y luego “soplado” el punto de ignición con el gas de la jeringa. Si el resultado no es claro, repetir la reacción e introduzca al tubo de ensayo la pajilla encendida. Observar .

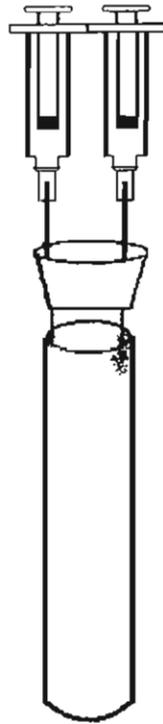


Figura 7.1 Dispositivo para la obtención de nitrógeno.

## II. OBTENCIÓN Y RECONOCIMIENTO DEL $\text{NH}_3$ (amoníaco)

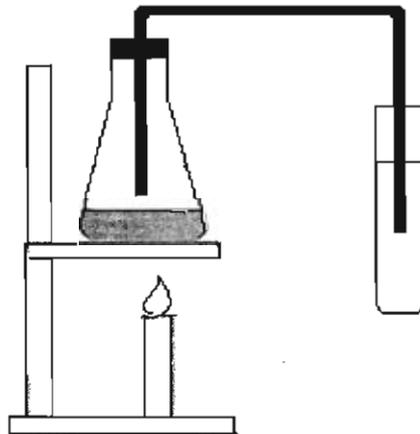


Figura 7.2 . Dispositivo para la obtención de amoníaco

### Obtención

En un matraz Erlenmeyer se ponen 3 g de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  y 3 mL de solución de  $\text{NaOH}$  al 30%.

Instale un aparato como el de la figura 7.2. Las soluciones concentradas de hidróxido de sodio suelen hervir con violencia, así que caliente muy suavemente el matraz, para evitar proyecciones, y recoja el gas que se produce en un tubo de ensayo que contenga un poco de agua.

### Reconocimiento

- Acerque un pedazo de papel tornasol rosa y uno azul al tubo de desprendimiento. ¿Cuál cambia de color?. ¿Por qué?.
- Introduzca un pedazo de papel tornasol rosa (indicador de base) al tubo donde recogió el gas ¿Cambia de color?. Después añada unas gotas de fenolftaleína a la solución del tubo. ¿Que observa?.
- Perciba **con mucho cuidado** el olor de la solución del tubo.

### III. FORMACIÓN DEL CLORURO DE AMONIO ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ )

Mojar una varilla de vidrio con  $\text{HCl}$  concentrado y acercarla a la boca de un recipiente que contenga solución concentrada de amoníaco ¿Que sucede?. Escriba la ecuación de la reacción.

### IV. OBTENCIÓN Y RECONOCIMIENTO DEL ÁCIDO NÍTRICO ( $\text{HNO}_3$ )

#### Obtención:

Prepare un equipo como en la figura 7.3. Coloque en la retorta 3g de  $\text{NaNO}_3$  y 5 ml de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentrado, caliente suavemente la retorta (la reacción inducida por el calentamiento produce una gran cantidad de vapores, agresivos al tracto respiratorio) y recoja el gas desprendido en un tubo de ensayo grande rodeado de hielo ¿De qué color es el gas desprendido?. En caso de que se escape el gas ponga 5 mL de  $\text{H}_2\text{O}$  en el tubo.

#### Reconocimiento:

Moje un pedazo de papel tornasol azul y otro rosa con el líquido recogido. ¿Cuál cambió de color?. ¿Que diferencia observó con el resultado obtenido en la experiencia II?.

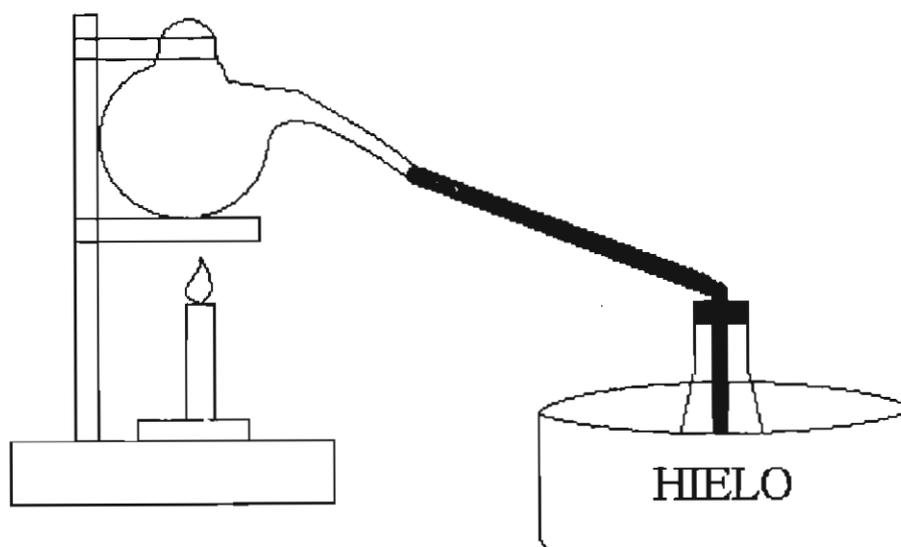


Figura 7.3 Dispositivo para la obtención del ácido nítrico.

## V. RECONOCIMIENTO DE NITRATOS

En un tubo de ensayo ponga 2 mL de una solución concentrada de  $\text{NaNO}_3$ , añada 1 mL de agua y unos cristales de sulfato ferroso  $\text{FeSO}_4$ . Agite fuertemente para homogeneizar la solución. Ponga el tubo en el baño de hielo hasta que se enfríe. Agregar unas gotas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentrado, procurando que escurra por las paredes del tubo. Durante el escurrimiento del ácido sulfúrico por las paredes debe evitarse agitar el tubo. Se debe formar un anillo café ( $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$ ) en la interfase que forman el ácido sulfúrico y la solución, que indica la existencia de nitratos.

## VI. OBTENCIÓN DEL BIÓXIDO DE NITRÓGENO ( $\text{NO}_2$ )

En el tubo de ensayo de dos jeringas colocar uno o dos resortes preparados con alambre de cobre muy limpio. Si el alambre de cobre no estuviera limpio, remojarlo en un poco de solución diluida de ácido nítrico (para limpiar), luego lavar con un poco de agua destilada. Añadir 2 mL de ácido nítrico concentrado. Observar la formación de una solución azul y un gas de color café oscuro, que es el  $\text{N}_2\text{O}$ . Tomar una muestra en una jeringa. Sacar la jeringa de su aguja. Tapar el orificio de la jeringa con un dedo y mover el émbolo. ¿Cambia el color del gas con el cambio de presión? ¿Porque?

Tomar dos muestras del gas que se produce. Poner el gas en un tubo de ensayo pequeño que esté dentro de un baño de hielo sal. Poner la otra muestra en un tubo de ensayo que esté dentro de un baño de agua tibia. ¿Percibe alguna diferencia en el color de ambas muestras?

## VII. OBTENCIÓN DEL ÓXIDO NÍTRICO ( $\text{NO}$ )

Destape el tubo de ensayo anterior y lavar el contenido diluyendo varias veces con agua destilada. Por razones de seguridad, ponga el agua de los lavados en un vaso, que devolverá al técnico de laboratorio para su neutralización. **Procure rescatar el alambre de cobre.**

Prepare nuevamente el tubo de ensayo de dos jeringas: coloque 0.5 mL de ácido nítrico concentrado y diluya en el mismo tubo con 0.5 mL de agua destilada. Introduzca el alambre de cobre y coloque el tapón con las jeringas. Nuevamente se producirá un gas, pero ahora será incoloro.

Realice la prueba de combustión del gas tomando una muestra con la jeringa y soplando sobre una astilla encendida.

Tome otra muestra en la jeringa y póngala en un tubo de ensayo al aire. Espere unos minutos. ¿Cambia de color?

## VIII. FORMACIÓN DEL YODURO DE NITRÓGENO

En un tubo de ensayo añada 2 mL de hidróxido de amonio  $\text{NH}_4\text{OH}$  concentrado y deje caer unas gotas de solución de yodo. Observe la formación de cristales negros en la solución. Estos cristales son de triyoduro de nitrógeno. Escriba la reacción balanceada y

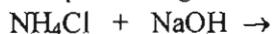
observe que es una de óxido – reducción. Doble un papel filtro en forma de embudo y filtre sobre un tubo de ensayo. Observe los cristales sobre el papel. Estos cristales son explosivos por percusión. No tire el papel a la tarja ni al basurero. Entréguelo al Técnico al terminar la sesión de trabajo.

### CUESTIONARIO

1. Escribe la reacción del  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaNO}_2$ , en solución. Un producto de esta reacción es el nitrito de amonio  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ . En el amonio el nitrógeno tiene estado de oxidación -3 y en el nitrito el estado de oxidación del nitrógeno es +3. Los dos átomos de nitrógeno sufren una reacción interna de óxido – reducción (dismutación). Escribe y balancea esta reacción.

1. a) ¿Que gas obtuvo al tratar la sal de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  con  $\text{NaOH}$ ?

b) Complete la siguiente reacción:



c) Observar el cambio en uno de los papeles tornasol y en la fenolftaleína ¿a qué conclusiones llega?

---

---

---

2. a) ¿Qué observó cuando acercó la varilla impregnada de ácido al recipiente que contiene solución concentrada de amoníaco?

---

---

b) Escriba la ecuación de la reacción anterior

---

3. a) ¿Qué diferencia existe entre las sustancias obtenidas en II y III?

---

---

---

b) Al tratar un nitrato  $\text{NO}_3^-$  con sulfato ferroso se formó un anillo? \_\_\_\_\_ ¿de qué color? \_\_\_\_\_ (esto se debe a la

formación del compuesto nitrosilsulfato ferroso,  $\text{FeSO}_4 \cdot \text{NO}$  formado).

4. Escriba la reacción que ocurre entre el cloruro de amonio y el nitrito de sodio. Esta es una reacción de óxido – reducción en la cual un mismo elemento en dos compuestos diferentes, en los cuales sus estados de oxidación son extremos, producen otro “compuesto” cuyo estado de oxidación es intermedio. A estas reacciones se les llama de “desproporción”. Ver definición en un libro de texto.

## PRÁCTICA No. 8 PROPIEDADES DEL CARBONO Y SUS COMPUESTOS

### OBJETIVO

Hacer notar algunas propiedades del carbono y sus compuestos.

**Nota:** Se recomienda al alumno documentarse sobre propiedades del carbono como elemento natural o sintético, el fenómeno de adsorción, la obtención de carbonatos, bicarbonatos y su reconocimiento, la acción de los ácidos sobre estas sales, y los óxidos del carbono como CO y CO<sub>2</sub>.

### MATERIALES Y REACTIVOS

#### *MATERIALES*

1 vaso de pp. 150 mL aprox.  
2 vasos de pp. 100 mL aprox.  
1 agitador  
1 generador de CO<sub>2</sub>  
8 tubos de ensayo chicos  
1 tubo de ensayo grande con tapón  
1 gradilla  
1 embudo  
1 astilla, pajilla o cerillo

#### *REACTIVOS*

5 g de azúcar  
1 mL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> conc.  
10 mL de HCl diluido 1:10  
20 mL soln. NaOH 10%  
1 mL soln. CuSO<sub>4</sub> al 1%  
2 mL soln. BaCl<sub>2</sub> al 1%  
2 mL soln. HgCl<sub>2</sub> al 1%  
1 papel filtro  
5 g de carbón vegetal  
Solución muy diluida de azul de metileno  
Sal de cocina, unos granitos

### TÉCNICA EXPERIMENTAL

#### **I. ESPUMA NEGRA**

Se tienen dos vasos de precipitados; uno contiene 5g de azúcar (carbohidrato de fórmula C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>) y el otro 10 mL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> concentrado. Vacíe el ácido sobre el azúcar, no mueva el vaso y espere.

Al cabo de unos minutos ¿Qué observa? ¿Cómo explicaría el fenómeno observado? ¿Percibe algún olor especial? Escriba la reacción.

#### **II. PROPIEDADES DE ADSORCIÓN DEL CARBÓN**

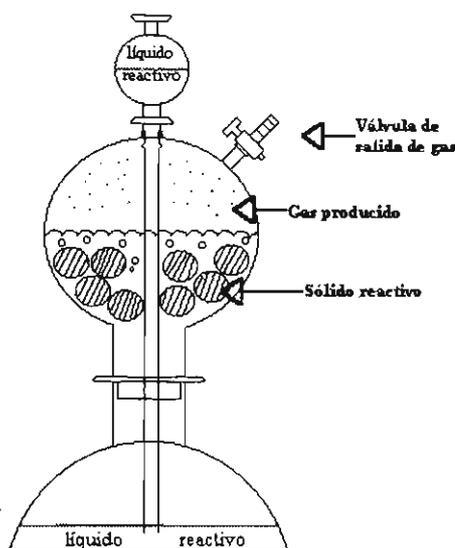
En un tubo de ensayo tomar 5 mL de la solución diluida del colorante sintético azul de metileno. Añadir una cantidad de carbón vegetal activado, tomado con la punta de una espátula (aproximadamente 100 mg). Agite y espere que la dispersión sedimente y entonces filtre. Observar el aspecto del líquido filtrado. ¿es diferente del líquido original?

### III. OBTENCIÓN Y RECONOCIMIENTO DEL CO<sub>2</sub>

#### Obtención

Monte un generador semejante al de la figura 8.1. Coloque en el matraz 5 g de CaCO<sub>3</sub> (piedra caliza o mármol) o 2 g de carbonato de sodio Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> en polvo (comercial) y 20ml de HCl al 10%.

¿Qué observa?. Escriba la ecuación.



**Figura 8.1** Aparato de Kipp para la generación de bióxido de carbono (CO<sub>2</sub>). En este caso el sólido reactivo es el carbonato de calcio CaCO<sub>3</sub> y el líquido reactivo es el ácido clorhídrico comercial HCl al 10%.

#### Reconocimiento

- En un tubo de ensayo recoja CO<sub>2</sub> del generador, introduzca una astilla encendida y observe qué sucede. ¿Qué aplicación se le da a este fenómeno?.
- En otro tubo de ensayo que contiene una solución saturada de Ca(OH)<sub>2</sub> deje pasar la corriente del gas que se está generando ¿Qué sucede a la solución?. Escriba las ecuaciones.

- c) En otro tubo de ensayo poner 2 o 3 mL de agua y coloque en un baño de hielo. Espere 1 o 2 minutos a que se enfríe el agua y entonces borbotee el gas del generador para saturar de gas el agua fría. Después añada unos cristallitos de sal. Observa y anota (a esto se le llama "efecto Tecate")

#### IV. OBTENCIÓN DE $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , $\text{CuCO}_3$ , $\text{NaHCO}_3$

- a) El  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  es una sal soluble que se puede obtener por la acción directa del  $\text{CO}_2$  que proviene del generador sobre 2 mL de una solución de  $\text{NaOH}$  al 10%. Escribe las ecuaciones de esta reacción. Consérvela para la parte V.
- b) El  $\text{CuCO}_3$  es una sal insoluble que se puede obtener por precipitación haciendo reaccionar una solución de  $\text{CuSO}_4$  al 1% (1 a 2 mL) con unas gotas de solución de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  al 10%. Escribe la ecuación.  
Pruebe también la reacción entre el sulfato de cobre y el  $\text{CO}_2$ , tomando en un tubo de ensayo 1 mL de la solución de sulfato de cobre, enfriar en el baño de hielo y luego borbotear el gas del generador. Observa y anota.
- c) En un tubo de ensayo que contiene una solución de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  al 10% (2 mL) hágale pasar la corriente de  $\text{CO}_2$ . ¿Que sucede?. Divida en 3 tubos la solución para la parte de V.

#### V. RECONOCIMIENTO DE CARBONATOS Y BICARBONATOS

- a) A la solución del inciso a) de la parte IV añádale unas gotas de solución de  $\text{BaCl}_2$  al 1%. ¿Qué sucedió?. Escribe la ecuación.
- b) A uno de los tubos del inciso c) (parte IV) agréguele unas gotas de solución de  $\text{HgCl}_2$  al 1%. Al segundo tubo añada unas gotas de  $\text{BaCl}_2$  al 1%. ¿qué sucede?. En otros dos tubos de ensayo, prepara una solución de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  y añádele unas gotas de  $\text{HgCl}_2$  a uno y unas gotas de  $\text{BaCl}_2$  al otro. ¿Qué observa?. ¿Qué tiene que ver en estos casos la solubilidad de carbonatos y bicarbonatos de los metales alcalinotérreos?. Al tercer tubo del inciso c) (parte IV) caliéntelo ¿qué sucede?. ¿Cómo explicar lo sucedido?.

#### VI. CAÑON QUÍMICO

En un tubo de ensayo grande con tapón coloque 5g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  y 15ml de vinagre. ¿Qué sucede?. ¿Por qué?.

#### CUESTIONARIO

1. Reportar las reacciones que se llevan a cabo en la práctica.

2. Explica el poder de adsorción del carbón en el reconocimientos de carbonatos y bicarbonatos.
3. ¿Qué tiene que ver en estos casos de solubilidad de carbonatos y bicarbonatos de los metales alcalinotérreos?
4. Investigar un método de obtención industrial de carbonatos y bicarbonatos.
5. Indicar algunos usos de importancia de carbonatos y bicarbonatos.
6. Explicar el “efecto Tecate”.

Lecturas Recomendadas:

Química Inorgánica Moderna.

G. F. Liptrot.

C. E. C. S. A.

Química Inorgánica Básica.

F. A. Cotton y G. Wilkinson

Limusa. Noriega Editores.

Química Inorgánica Experimental.

R. E. Dodd y P. L. Robinson.

Editorial Reverté S. A.

Química Inorgánica Práctica Avanzada.

D. M. Adams y J. B. Raynor

Editorial Reverté S. A.

Nomenclatura Química

H. E. Solís Correa.

Mcgraw – Hill

El Hidrógeno, los gases nobles y los halógenos.

S. Holguín Quiñones y J. M. D. Estrada Guerrero

Universidad Autónoma Metropolitana.

El oxígeno, el azufre y las teorías ácido – base,

S. Holguín Quiñones y J. M. D. Estrada Guerrero

Universidad Autónoma Metropolitana.

El nitrógeno, el fósforo y el carbono.

S. Holguín Quiñones y J. M. D. Estrada Guerrero

Universidad Autónoma Metropolitana.



2892836

*MANUAL DE LABORATORIO DE QUÍMICA INORGÁNICA I*

SE TERMINÓ DE IMPRIMIR EN EL MES DE  
ENERO DE 2009 EN LOS TALLERES DE LA SECCIÓN  
DE IMPRESIÓN Y REPRODUCCIÓN DE LA  
UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA  
UNIDAD AZCAPOTZALCO

SE IMPRIMIERON 100 EJEMPLARES  
MÁS SOBRANTES PARA REPOSICIÓN

LA EDICIÓN ESTUVO A CARGO DE LA  
SECCIÓN DE PRODUCCIÓN Y DISTRIBUCIÓN EDITORIALES  
DE LA UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA  
UNIDAD AZCAPOTZALCO



MANUAL DE LABORATORIO DE QUIMICA INORGANICA

SOLIS CORREA \* SECCION DE IMPRESION

04447

R. 40



5 14.00

40-ANTOLOGIAS CBI \* 01-CBI

ISBN: 970-31-0355-3



978-97031-03553

UNIVERSIDAD  
AUTONOMA  
METROPOLITANA  
Casa abierta al tiempo



División de Ciencias Básicas e Ingeniería  
Departamento de Ciencias Básicas  
Coordinación de Extensión Universitaria  
Sección de Producción y Distribución Editoriales

Ciencias