

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 I

DEL CUARTO SEMESTRE DE BACHILLERATO

Ing. Jorge H. Ramírez Alonso

INDICE.

Presentación.	1
Medidas de seguridad en el laboratorio de química.	2
Practica 1. Medición. Hay que tomar medidas precisas.	5
Practica 2. Fabricación de material de vidrio.	11
Practica 3. Efectos de la contaminación.	16
Practica 4. Destilación simple.	21
Practica 5. Cromatografía en papel y en columna.	23
Practica 6. Determinación del punto de ebullición.	27
Practica 7. Determinación del punto de fusión.	29
Practica 8. ¿Cuántos átomos hay en el espesor de una hoja de aluminio?	31
Practica 9. Tubo de descarga de Crookes.	33
Practica 10. Investigación de la tendencia periódica.	36
Practica 11. Identificación de los metales mediante su coloración a la flama.	41
Practica 12. Enlaces químicos.	43
Practica 13. Nomenclatura de compuestos inorgánicos.	46
Anexo 1. Valencias principales de algunos elementos.	58
Anexo 2. Combinaciones binarias y ternarias.	59
Anexo 3. Valencias positivas y negativas de los no metales.	60
Anexo 4. Tabla periódica.	60
Bibliografía.	72

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 a 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

MEDIDAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO DE QUÍMICA

Las medidas que se presentan a continuación, como podrás observar, son solo para ayudarte y cuidarte a ti, y para permitir que todo el grupo pueda disfrutar las experiencias dentro del laboratorio.

COMPORTAMIENTO PERSONAL EN EL LABORATORIO

1. Es importante usar bata en el laboratorio. Deberá estar abotonada. Con esto se protegerá tu ropa de salpicaduras de sustancias que puedan dañarla.
2. Utiliza gafas de protección, especialmente cuando exista algún peligro de recibir salpicaduras en los ojos.
3. Procura no llevar al laboratorio mochilas, portafolios o bolsas, ya que si se ponen sobre las mesas dificultan el trabajo, y si se dejan en el suelo dificultan el paso, pudiendo ocasionar tropezones o caídas.
4. Está prohibido comer o beber en el laboratorio, así como utilizar el material de éste para preparar o consumir alimentos, ya que puede estar contaminado con sustancias tóxicas, irritantes o corrosivas.
5. Mantén en todo momento una actitud de seriedad y de colaboración con tu equipo para que todos puedan disfrutar el experimento y obtener conclusiones.
6. Mantén en todo momento en orden y limpia el área de trabajo. Antes de salir del laboratorio deberemos lavar los equipos que hayamos utilizado, a fin de dejar todo perfectamente limpio y en su lugar. La mesa de trabajo deberá también quedar limpia, y las llaves de agua y gas perfectamente cerradas.
7. Lávate las manos al terminar la sesión de laboratorio.
8. En caso de que llegara a ocurrir un accidente, avisa inmediatamente a la persona responsable del laboratorio SIN GRITAR o ESCANDALIZAR, y sigue las instrucciones que se te den.

MANEJO DE SUSTANCIAS

1. Antes de realizar un experimento estudia lo que se pretende hacer y cómo se va a lograr, así como la forma de evitar algún peligro, hasta que te quede todo perfectamente claro.
2. Los reactivos deberán manejarse SIEMPRE con mucha precaución, Sigue exactamente las indicaciones de tu instructor, ya que podrá resultar peligroso hacer cualquier tipo de cambio: alterar el orden en el uso de los reactivos, mezclar equivocadamente o realizar diferentes experimentos sin contar previamente con la autorización para ello.
3. Comprueba los rótulos de los frascos de los reactivos antes de hacer uso de ellos, y etiqueta correctamente los recipientes en los que se van colocar.
4. Utiliza propipetas o bulbos de hule para tomar reactivos con pipeta (NUNCA utilices la boca).
5. Utiliza una espátula para tomar las sustancias sólidas, cuidando siempre de utilizar una espátula limpia al introducirla al frasco de las diferentes sustancias, a fin de no contaminar nada.
6. NUNCA se deberá ingerir o probar reactivos o productos obtenidos en el laboratorio.
7. No manejes sustancias o material inflamable, volátil o explosivo en lugares cercanos a donde haya flama.
8. Evita la exposición prolongada a gases irritantes o tóxicos, trabajando en un área con suficiente ventilación.
9. Para percibir un olor, no acerques el recipiente que contiene el producto a tu nariz. Coloca el recipiente a una distancia de 15 o 20 cm. De tu nariz y agita el aire por encima de él hacia ti. Las pruebas olfativas solamente deberás realizarlas cuando así te lo indiquen.

MANEJO DEL MATERIAL DE LABORATORIO

1. Trata el material de vidrio con cuidado, evita golpearlo o someterlo a cambios bruscos de temperatura.
2. No utilices material estrellado o en malas condiciones, ya que podría ocasionarse un accidente.
3. Para introducir las mangueras en las llaves de gas o en los tubos de vidrio, así como los tubos de vidrio o termómetros en los tapones perforados, humedéclos y después insértalos, girando y ejerciendo una ligera presión.
4. Para encender los mecheros de gas, acerca un cerillo encendido a la boca del mechero y, después, abre lentamente la llave del gas hasta que se logre una flama de dimensiones adecuadas. Enseguida gira el anillo inferior que regula la entrada de aire, hasta que consigas una flama de color azul.

5. Para calentar una sustancia en un tubo de ensaye en la flama del mechero, cuida lo siguiente:
 - a. Que la cantidad de reactivos no exceda de aproximadamente la tercera parte de la capacidad del tubo.
 - b. Que la flama quede en la base del tubo, manteniendo éste en un ángulo de 45° con respecto a la mesa.
 - c. Que el extremo abierto del tubo esté orientado en una dirección en la que no haya ninguna persona, de modo que si llegara a salpicar, nadie sea alcanzado (empezando por ti mismo).

6. En caso de contacto de alguna sustancia corrosiva o tóxica con tu piel o con tus ojos, deberás lavar la parte afectada inmediatamente con abundante agua durante 5 minutos por lo menos, bajo el chorro de agua.
7. Muchas veces el efecto de una sustancia no es inmediato, por lo que si te cayó algo, mantén en observación por un par de días la parte afectada.

Practica 1

Medición

¡HAY QUE TOMAR MEDIDAS PRECISAS!

Objetivos

- Utilizar correctamente una balanza en la medición de masa.
- Medir correctamente el volumen de los líquidos, empleando pipetas y probetas, así como el volumen de los sólidos por el desplazamiento de líquidos.
- Apreciar la importancia de medir correctamente.

Introducción

Las ciencias experimentales, como la química y la física, adquieren la mayor parte de sus conocimientos, como habrás podido deducirlo, por medio de la experimentación. Es decir que, después de haber observado los fenómenos en la naturaleza, dentro de un laboratorio se tratan de repetir los hechos que nos han llamado la atención. En el laboratorio se controlan las condiciones de los experimentos, con el fin de que podamos llegar a conclusiones que nos permitan explicar las causas o el funcionamiento de los fenómenos. Con esto, se puede aplicar lo aprendido para resolver problemas o para satisfacer necesidades.

Medir es comparar las características de lo que quiero estudiar contra una unidad o patrón establecido arbitrariamente. Si las medidas se manejan correctamente, se puede llegar a idénticos resultados, sin importar dónde, cuándo o quién lleve a cabo el experimento, pues al conocerse las medidas de las condiciones en las que se llevó a cabo el experimento, éste puede repetirse, obteniéndose el mismo resultado en el proceso.

Entre las **propiedades** más útiles de medir al realizar experimentos de química, están la masa y el volumen.

El **volumen (V)** es el espacio que ocupa un cuerpo. La **masa (m)** es la cantidad de materia que contiene un cuerpo. El **peso (W)** es la fuerza con la que la Tierra (u otro astro) atrae a un cuerpo. En el lenguaje de la vida diaria, se suelen usar indistintamente los términos de masa y peso: sin embargo, son diferentes y no se les debe confundir aunque al hecho de determinar la masa se le conoce como pesar.

El peso de un cuerpo es proporcional a su masa ($W = m.g$)

(g = aceleración de la gravedad = 9.8 m/s^2 al nivel del mar). La masa de un cuerpo se mantiene constante en cualquier lugar, pero su peso puede variar, dependiendo del valor de la gravedad del lugar en que se encuentre. Como ejemplo, hoy sabemos que en la Luna la gravedad es aproximadamente la sexta parte de lo que es en la Tierra, por lo que el peso de los cuerpos es también aproximadamente la sexta parte, aunque su masa siga siendo la misma. Por eso hemos podido ver cómo los astronautas saltan y levantan cosas en la Luna con mucho mayor facilidad que lo que podrían hacerlo en la Tierra.

En el siguiente experimento se practicarán las manipulaciones necesarias para medir correctamente la masa y el volumen, utilizando algunos instrumentos que se pueden encontrar en los laboratorios: la balanza, que nos permite medir la masa, y la pipeta y la probeta que se utilizan para medir el volumen de los líquidos.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad

- Las sustancias utilizadas en este experimento no requieren de ninguna medida de protección en particular pero, como siempre, en el laboratorio de química es importante trabajar con bata.

PARTE A. USO DE LA BALANZA

Materiales

- 1 balanza electrónica
- 1 espátula
- 1 hoja de papel tamaño carta
- 2 vasos de precipitados de 20 ml
- 3 objetos pequeños para pesar

Reactivos

Agua (H_2O)
Sal de mesa (cloruro de sodio, NaCl)

Procedimiento

1. Pesa tres objetos de acuerdo con el siguiente procedimiento:
 - 1.1. Enciende tu balanza y verifica que marque 0.000 Si no lo logras, pide a tu instructor que te indique cuál es el mecanismo para ajustar en cero la balanza que estás utilizando.
 - 1.2. Coloca el objeto que vas a pesar.
 - 1.3. Realiza la lectura en la pantalla de tu balanza
2. Pesa 8.5 g de agua y 1.4 g de sal, de acuerdo con el siguiente procedimiento: Para medir una cantidad exacta de una sustancia:
 - 2.1. Pesa el recipiente en el que se va a poner la sustancia: a esta operación se le llama “tarar”. Para líquidos se pueden utilizar los vasos de precipitados; para pequeñas cantidades de sólidos, se puede utilizar un cuadrado de papel de aproximadamente 3cm X 3 cm, doblado en las esquinas (Figura 1).

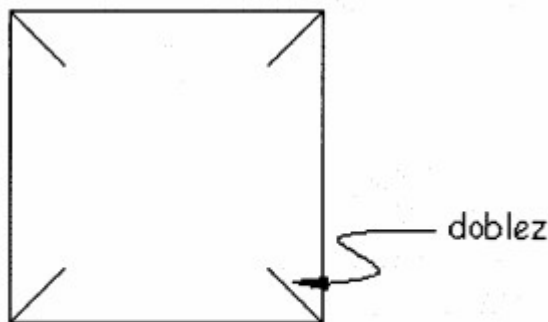


Figura 1

- 2.2. Cuando tengas la masa del recipiente oprime la tecla de “tara” y la pantalla te marcará 0.000
- 2.3. Agrega la sustancia a pesar poco a poco hasta que la pantalla te marque la cantidad requerida.
 - Sal. Toma una pequeña cantidad con la espátula, y con ligeros golpecitos, deja caer poco a poco la sal sobre el papel
 - Agua. Utiliza un vaso de precipitados y agrega el agua lentamente, te puedes auxiliar con una pipeta de transferencia.

Questionario

1. ¿Para qué se utiliza la balanza?
2. ¿Cuál es la diferencia entre masa y peso?
3. ¿Qué diferencia encuentras en el procedimiento para pesar un objeto cualquiera y pesar determinada cantidad de una sustancia?
4. Escribe la unidad básica del Sistema Internacional (SI) para la masa, sus múltiplos y submúltiplos.
5. Realiza las siguientes conversiones:
 - a. 3.678 Kg = _____ g
 - b. 0.023 g = _____ mg
 - c. 4.562 mg = _____ dg

PARTE B. MEDICION DE VOLUMEN

Materiales

- 1 probeta graduada de 10 ml
- 1 pipeta de 2 ml
- 1 jeringa, sin aguja, con un trozo de manguera de hule en la punta
- 2 vasos de precipitados de 20 ml
- 1 canica pequeña, de diámetro menor que el de la probeta
- 1 cadena u otro objeto sólido, de forma irregular

Reactivos

Agua (H₂O)

Procedimiento

Llena con agua uno de los vasos de precipitados. Esta es el agua que utilizarás para las mediciones que se llevarán a cabo.

Dependiendo de la cantidad de líquidos que deseas medir, se pueden utilizar diferentes instrumentos:

- 1 Uso de la probeta
 - 1.1 Mide con la probeta 5 ml de agua. Para medir correctamente el volumen de un líquido, la lectura se hace en la parte inferior del menisco (Figura 2).

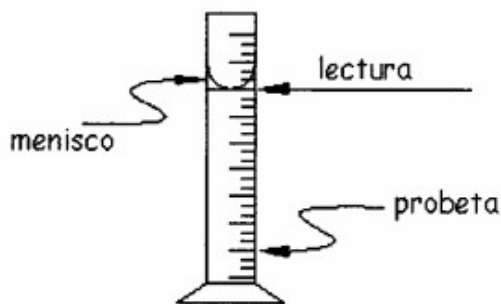


Figura 2

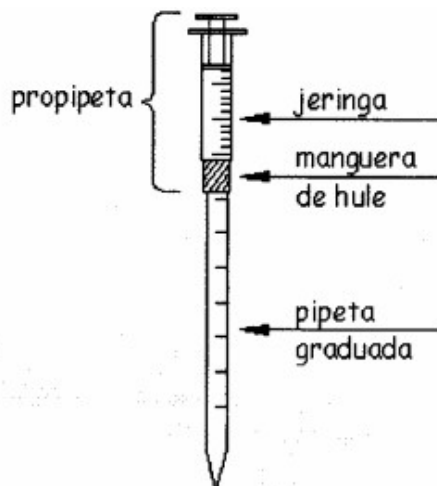


Figura 3

- 1.2 Vierte el agua en el vaso de precipitados vacío. Registra la medida del agua con la graduación del vaso. De acuerdo con lo que observas, ¿sería correcto utilizar un vaso de precipitados como instrumento para medir volúmenes con exactitud?

- 2 Uso de la pipeta
 - 2.1 La pipeta se utiliza para medir cantidades pequeñas de líquidos. Se debe utilizar una propipeta (o un bulbo de succión) para llenar la pipeta con el líquido. La propipeta en este experimento consiste en una jeringa, sin aguja y con un trozo de manguera de hule colocada en la punta (Figura 3).
 - 2.2 Jala el émbolo de la jeringa hasta la marca de 0.5 mL. Este volumen de aire te permitirá vaciar completamente la pipeta cuando así lo desees.
 - 2.3 Coloca la jeringa en la parte superior de la pipeta y, jalando el émbolo, succiona 2 mL de agua, observando todo el tiempo el borde superior del agua dentro de la pipeta para evitar que el líquido llegue a la jeringa (Figura 3).
 - 2.4 Jala o empuja el émbolo, según lo necesites, hasta lograr que la parte inferior del menisco del líquido quede exactamente en la marca de 2 mL. Repite la operación cuantas veces sea necesario para que adquieras práctica.

- 3 Medición del volumen de sólidos por desplazamiento de líquidos
 - 3.1 Llena la probeta con agua hasta la marca de 3 mL, y anota este volumen como V_1 .
 - 3.2 Coloca la canica dentro de la probeta y anota como V_2 el volumen que marca ahora la parte inferior del menisco.
 - 3.3 Calcula el volumen de la canica restando $V_2 - V_1$

- 3.4 Repite el procedimiento con algún objeto que tenga forma irregular (por ejemplo una cadena).

Cuestionario

1. ¿Qué es el menisco de un líquido?
2. Los vasos de precipitados tienen marcas que indican el volumen. De acuerdo con lo que observaste en el experimento, ¿crees que se deban usar cuando se requiera medir volúmenes con exactitud?
3. Para que las siguientes mediciones resulten precisas y correctas, ¿cuál de los instrumentos que empleaste en esta práctica utilizarías?
 - a. 13 mL de agua
 - b. 0.75 mL de ácido sulfúrico
 - c. 2.5 mL de jugo de manzana
 - d. el volumen de un clavo
 - e. 7.5 cm³ de vinagre
4. Escribe la unidad que se utiliza en el Sistema Internacional (SI) para medir el volumen, sus múltiplos y submúltiplos.
5. Escribe las equivalencias del litro y el mililitro en las unidades del SI.
6. Realiza las siguientes conversiones:
 - a. 587.3 mL = _____ dm³
 - b. 0.128 cm³ = _____ mL
 - c. 3.45 m³ = _____ cm³
 - d. 456.1 L = _____ mL
 - e. 0.098 mL = _____ dm³

Practica 2

FABRICACIÓN DE MATERIAL DE VIDRIO

Objetivo:

En este experimento se desarrollará la habilidad para construir material de vidrio sencillo para trabajar en algunas prácticas de micro escala.

Materiales

- pipeta Pasteur
- bulbos para pipetas Pasteur
- mechero de Bunsen
- tubos capilares
- pipeta graduada de 2 mL
- jeringas, algodón
- clips
- puntas de plástico para micro pipetas
- alambre de cobre
- sílica gel
- sulfato de sodio

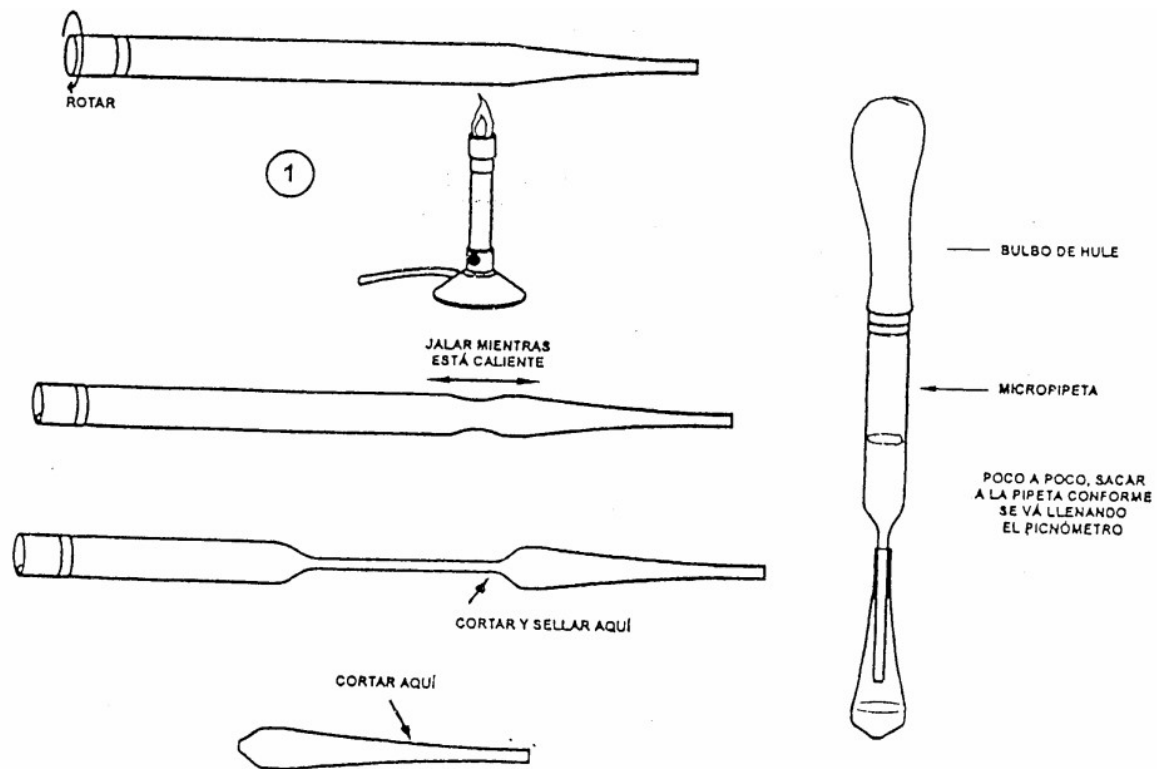
Procedimiento

A.- Fabricación de un micro picnómetro.

El micro picnómetro es un aditamento utilizado para la determinación de la densidad de líquidos.

Para construir un micro picnómetro, se toma una pipeta Pasteur y se calienta aproximadamente a un cm. De la parte cercana al capilar haciéndola rotar continuamente hasta que el vidrio esté suave. En este momento la pipeta se retira de la flama y se estira de inmediato, obteniendo un filamento o capilar muy delgado que será utilizado posteriormente para introducir líquidos en el picnómetro. El extremo del filamento se corta cuidadosamente y el picnómetro se sella por ese lado redondeándolo en la flama, mientras que por el otro extremo, se corta la punta de la pipeta Pasteur y se pule en la flama quedando así formada la boca del micro picnómetro.

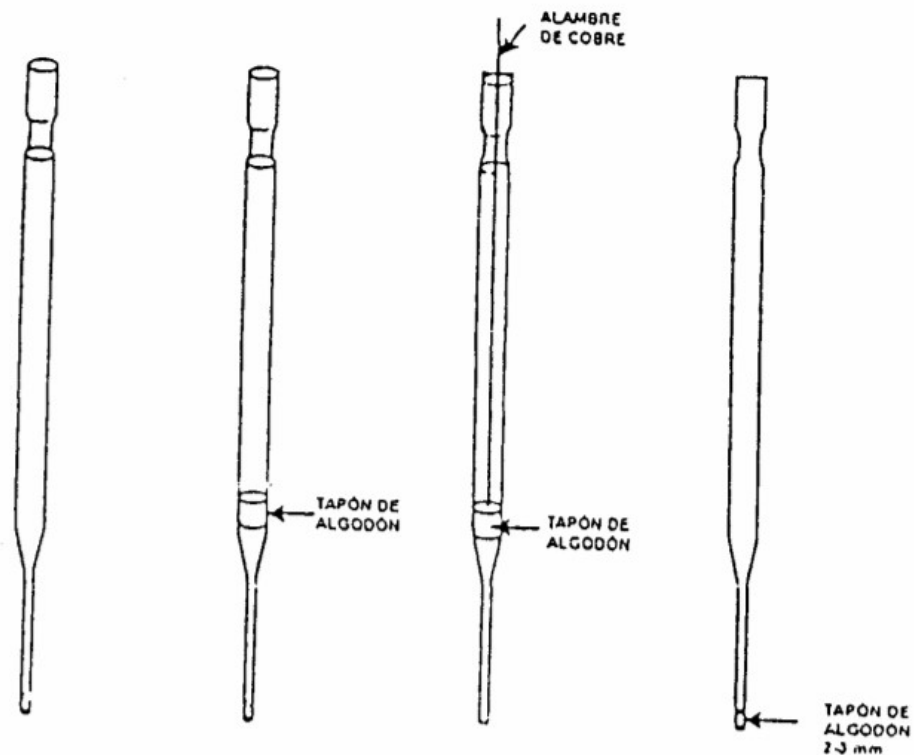
Obviamente el diámetro del filamento resultante debe ser mucho más pequeño que la boca del micro picnómetro de tal manera que permita el paso del aire desplazado cuando el picnómetro se llene con el líquido a ensayar. Un micro picnómetro como el "fabricado" tendrá un volumen aproximado de 0.5 a un mL, aunque este dato no es importante, ya que el volumen permanece constante.



B.- Fabricación de un filtro con una pipeta Pasteur.

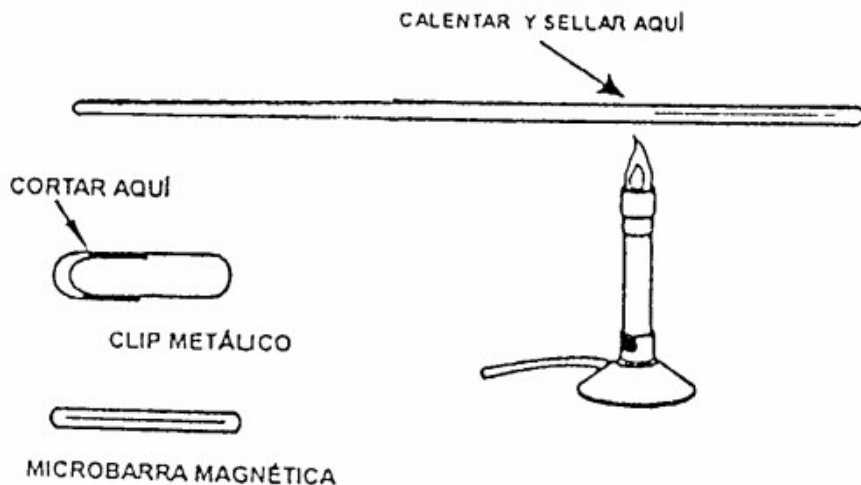
Se utiliza para filtrar pequeños volúmenes de muestras.

Para su construcción se requiere de una pipeta Pasteur de punta larga, a la cual se introduce un pedazo de algodón muy pequeño (con la ayuda de un alambre delgado) hasta la punta de la pipeta con cuidado de no romperla. Es importante usar la cantidad correcta de algodón, de manera que no permita la salida o pérdida de la muestra a filtrar.



C.- Fabricación de un micro agitador magnético

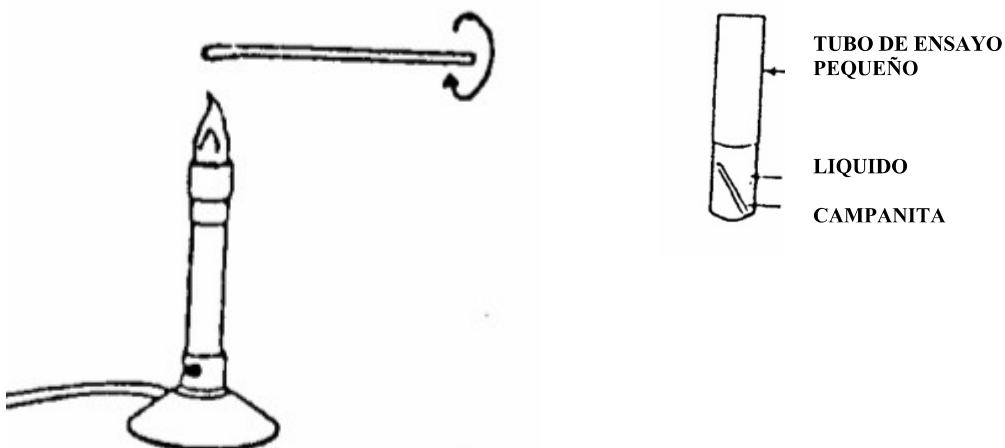
Se toma un tubo capilar y se sella por uno de sus extremos utilizando el mechero de Bunsen. Se corta un pedazo recto de clip de aproximadamente 0.5 cm (o de la longitud que sea necesaria) y se introduce hasta el extremo sellado. Se coloca el capilar en la flama, justo donde termina la pieza de clip y con unas pinzas se presiona y se sella, separando el microagitador del resto del capilar. Con un capilar y un clip, se pueden fabricar varios microagitadores.



D.- Fabricación de un micro capilar (campanita) para la determinación de puntos de ebullición.

Para fabricar una “campanita” se utiliza un procedimiento similar a la construcción de un microagitador. Un extremo de un capilar se sella con la flama del mechero y se corta a aproximadamente 2 cm del extremo sellado, obteniendo así la “campanita”.

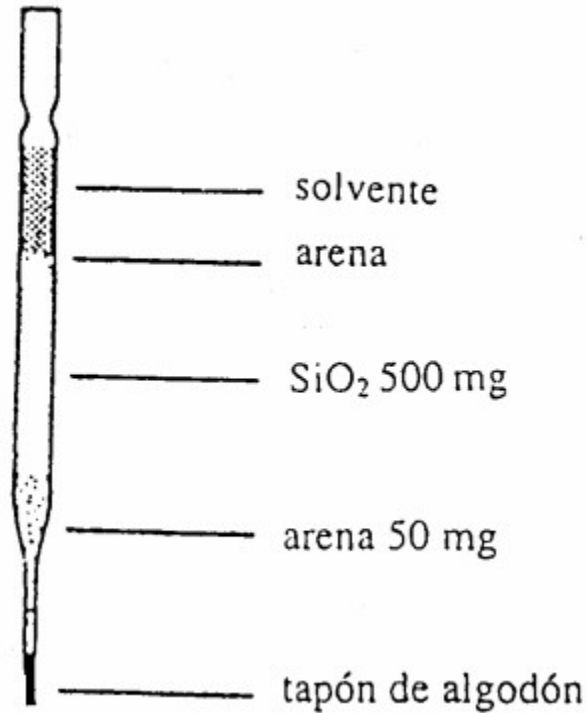
Para fabricar tubos para punto de fusión basta únicamente con sellar un tubo capilar por uno de sus extremos con la flama del mechero.



E.- Construcción de una micro columna para cromatografía.

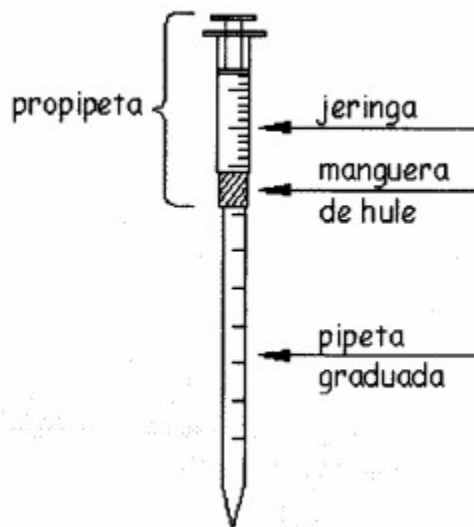
Para la construcción de una microcolumna, se utiliza una pipeta Pasteur y se coloca una pequeña cantidad de algodón en la punta de la pipeta con ayuda de un alambre delgado. Se añaden 50 mg (0.2 cm aprox.) de sulfato de sodio anhidro y se añaden en seguida y poco a poco 500 mg de silica gel y otra pequeña cantidad de sulfato de sodio anhidro.

La columna deberá ser previamente humedecida con el solvente adecuado, según lo requiera la muestra que será separada.



F.- Construcción de una micro bureta.

Se utiliza una pipeta graduada de 1/100 de 2 mL, la cual se une con una jeringa de plástico (sin aguja) de 5 mL, mediante un trozo de manguera de 3-5 cm. En el extremo en punta de la pipeta es conveniente colocar una punta de plástico. Al jalar el émbolo de la jeringa, el líquido sube por la pipeta hasta la marca del volumen total, al presionar el émbolo la microbureta (pipeta) libera microgotas a través de la punta de plástico lo que hace posible registrar volúmenes hasta de centésimas de mL



Practica 3

EFFECTOS DE LA CONTAMINACIÓN

LLUVIA ÁCIDA

OBJETIVO:

- Simular el fenómeno de la lluvia ácida
- Observar los efectos de la lluvia ácida sobre el material vegetal.

INTRODUCCIÓN:

El aire, mezcla de gases indispensable para la vida, no siempre está en las mejores condiciones para respirarlo.

Siempre ha existido cierto grado de contaminación natural, que proviene de fenómenos como la erupción de los volcanes (que arroja a la atmósfera cenizas y grandes cantidades de dióxido de azufre, SO_2 , que puede generar lluvia ácida), o bien, tormentas de tierra y arena que llenan el aire con partículas suspendidas. Afortunadamente la naturaleza mantiene un equilibrio que preserva al medio ambiente en condiciones adecuadas para la vida. Los problemas de contaminación surgen cuando ese equilibrio se pierde (muchas veces por la intervención del hombre), y aunque la mayor parte de la contaminación se genera en las zonas urbanas, el problema afecta a todo el mundo.

Un contaminante es una sustancia química que esta en el lugar equivocado y que provoca efectos nocivos. Por ejemplo: el ozono en la troposfera (parte de la atmósfera más cercana a la tierra) es un contaminante dañino para la salud, no así en la estratosfera, donde forma la capa de ozono que nos protege de la radiación ultravioleta que puede ocasionar cáncer de piel. Esto ha sido estudiado profundamente por el científico mexicano Mario Molina, Premio Nobel de Química.

Los contaminantes del aire, aunque se encuentran en muy pequeña proporción, tienen efectos dañinos en nuestra salud. Hay dos tipos importantes de contaminación conocidos como **smog**: smog industrial y smog fotoquímico.

El **smog industrial** se caracteriza por la presencia de humo, bruma, SO_2 , partículas suspendidas (como cenizas y hollín). Se genera principalmente por la quema de combustibles fósiles, como el carbón, que en ocasiones contiene azufre.

El SO_2 se absorbe en el aparato respiratorio y es muy irritante. Puede combinarse con el oxígeno y formar SO_3 , que al combinarse con el agua produce ácido sulfúrico (H_2SO_4 , como gotitas en aerosol), que es todavía más irritante para el tracto respiratorio que el SO_2 .

Además de estos gases, se generan partículas que quedan suspendidas en el aire. Muchas se asientan, pero otras pueden quedar en el aire y ser respiradas por las personas y los animales. Las partículas pequeñas, de 10 μm o menos causan problemas respiratorios y cardíacos.

El otro tipo de **smog** es el **fotoquímico**. Se debe a las sustancias que salen de los escapes de los automóviles y a la acción de la luz solar sobre ellas (de ahí el nombre de fotoquímico). Aquí se presentan varios tipos de contaminantes: monóxido de carbono, óxidos de nitrógeno, ozono e hidrocarburos.

Para controlar la emisión de las sustancias que intervienen en la formación del smog fotoquímico, se han instalado en los vehículos convertidores catalíticos, que reducen la emisión de CO, de hidrocarburos y de óxidos de nitrógeno nocivos.

Uno de los fenómenos que nos afectan debido a la presencia de contaminantes es la lluvia ácida, que se forma cuando especies como los óxidos de nitrógeno y óxidos de azufre se combinan con el agua de la lluvia, produciendo ácidos.

Se define como lluvia ácida a aquella que tiene un pH menor a 5.6. Hay lluvia ácida, nieve ácida o niebla ácida. Se han llegado a registrar lluvias de pH 2.1 y nieblas hasta de 1.8

Esta lluvia ataca a muchos materiales, como el hierro, y materiales como el mármol, desgastándolos, además de atacar a los vegetales, ocasionando daño a las cosechas.

DESARROLLO EXPERIMENTAL:

Medidas de seguridad:

- Los óxidos de azufre son tóxicos, por lo que hay que mantener bien ventilado el laboratorio durante este experimento.
- Evita inhalar los gases que se desprenden durante el experimento.

MATERIALES:

- frasco de vidrio con tapa (por ejemplo de los alimentos para bebé)
- mechero de Bunsen o una lámpara de alcohol
- pinza (por ejemplo : una pinza de depilar)
- jeringa de 5mL, sin aguja
- agitador de vidrio
- papel pH

REACTIVOS:

- azufre (S) en polvo
- papel de aluminio
- un trozo de cáscara de manzana roja o el pétalo de una flor de color

PROCEDIMIENTO:

1. Vierta 5 mL de agua en el frasco, corta y coloca un trozo de cáscara de manzana (o utiliza el pétalo de una flor) y colócalo en el frasco vacío. Corta un segundo trozo de cáscara de manzana (o utiliza un segundo pétalo de la misma flor) y apártalo, para efectuar comparaciones posteriores.
2. Corta un cuadrado de papel de aluminio de aproximadamente 2 cm x 2 cm. Forma con él una “charolita” y llénala con azufre en polvo.
3. En la campana de extracción (en caso de no haberla, en un lugar bien ventilado) enciende la lámpara de alcohol o el mechero y, sosteniendo el papel de aluminio con una pinza quema el azufre, manteniendo la “charolita” sobre la llama hasta que observes una llama azul en el azufre (Figura 1 a).
4. Coloca rápidamente el papel de aluminio con el azufre dentro del frasco y tápalo de inmediato (Figura 1 b).



Figura 1a

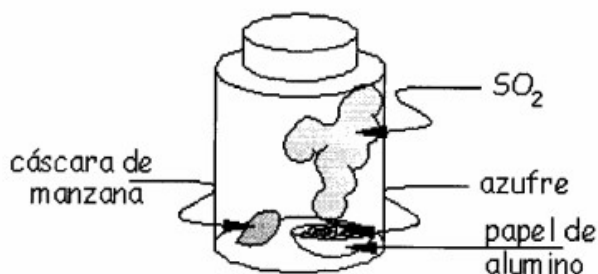


Figura 1b

5.

6. Deja que el frasco se llene de humo (óxido de azufre).
7. Agita el frasco con cuidado durante un minuto.
8. Con el agitador de vidrio toma unas gotas del contenido del frasco y deposítalas sobre el papel pH. Anota el pH registrado.
9. Después de 15 minutos, observa la apariencia de la cáscara de manzana (o el pétalo de la flor) que esta dentro del frasco, y compáralo con el que dejaste afuera. Anota tus observaciones.
10. Lava el material que utilizaste.
11. Lava tus manos perfectamente antes de salir del laboratorio.

CUESTIONARIO:

1. ¿Qué sustancia se forma cuando se quema el azufre?
2. ¿Qué pH se registró al disolver el SO_2 en el agua: ácido, neutro o básico?
3. ¿Qué cambios observaste en la manzana sometida al efecto de la "lluvia ácida"?
4. ¿De dónde provienen los óxidos de azufre y nitrógeno causantes de la lluvia ácida?
5. ¿Qué piensas acerca del efecto de la lluvia ácida sobre los tejidos vegetales y su repercusión sobre las cosechas?
6. ¿Qué crees que podemos hacer nosotros para, por lo menos, disminuir el problema que genera la lluvia ácida?

SEPARACIÓN DE MEZCLAS POR MÉTODOS FÍSICOS

INTRODUCCIÓN:

Uno de los problemas mas complejos de la química es la separación de mezclas en sus componentes individuales. La materia que se encuentra en la naturaleza suele ser una mezcla de sustancias. Por otra parte, existen actualmente cientos de miles de compuestos químicos y es fácil comprender que el número de combinaciones que se pueden tener simplemente mezclando sustancias de dos en dos, es ya prácticamente infinito, por lo que el número de mezclas de multicomponentes es tan grande que escapa a la imaginación.

Sería absolutamente imposible crear métodos para la separación de todas estas mezclas. Sin embargo, existe una serie de procedimientos más o menos generales para hacer separaciones y entre los más comunes están: decantación, filtración, centrifugación, destilación, cristalización, sublimación, imantación, diferencia de solubilidad y cromatografía. Casi todos estos métodos se emplean a escala industrial.

La selección de un método en particular dependerá del problema específico que se tenga, teniendo en cuenta también que hay mezclas que en principio se pueden separar por varios métodos.

Practica 4

DESTILACION SIMPLE

Una mezcla de dos líquidos con punto de ebullición diferentes puede separarse por destilación. El vapor de una mezcla de líquidos está constituido por los mismos componentes. El líquido de punto de ebullición más bajo tiene una presión de vapor más alta que el del punto de ebullición mas alto. (El punto de ebullición es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido es igual a la presión atmosférica). La separación ideal sería que el calentamiento cuidadoso de la mezcla y la posterior condensación del vapor producido, resultara en una separación completa al destilar el líquido de menor punto de ebullición, dejando al otro sin evaporarse. Sin embargo, una destilación simple es de baja eficiencia ya que el vapor que se desprende siempre contiene los dos componentes formando una mezcla azeotrópica que es imposible de separar. Este tipo de separación se usa más eficazmente para separar un sólido de un líquido por destilación de este último.

Material:

- Matraz fondo redondo
- Condensador
- Adaptador para destilación con junta para termómetro
- Pinza de tres dedos
- Pinza sujetadora
- Adaptador para termómetro
- Termo agitador
- Cápsula de porcelana
- Dos probetas de 10 mL
- Arena
- Vino tinto

PROCEDIMIENTO:

- 1 Coloca en el matraz de destilación 5 mL de vino tinto.
- 2 Arma el aparato que se le indique.
- 3 Llena de agua el refrigerante.
- 4 Enciende la lámpara de alcohol y calienta suavemente el matraz de destilación.
- 5 Cuando empiece una ebullición suave, observa atentamente el líquido que empieza a condensarse en el refrigerante y anota la temperatura.
5.1 Temperatura = _____
- 6 Descarta las primeras 10 gotas de destilado.
- 7 Sigue destilando hasta obtener 1 mL de destilado.
- 8 Apaga la lámpara de alcohol y desatornilla cuidadosamente el tapón que sostiene el termómetro.
- 9 Anota tus observaciones: _____

CUESTIONARIO:

1. Anota el material empleado en este experimento.
2. Menciona diez métodos de separación de mezclas.
3. ¿En que consiste el proceso de destilación?
4. ¿A que temperatura empezaron a condensar los vapores de vino?
5. ¿Qué olor tiene el destilado? ¿Qué color?
6. ¿Qué color tiene la solución que queda en el matraz de destilación?
7. ¿A que huele?
8. ¿El proceso de destilación es un cambio químico o físico?
9. ¿Qué mezclas separarías por destilación? Anota tres ejemplos.
10. ¿Por qué se dice que la destilación simple es un proceso de baja eficiencia?

Practica 5

CROMATOGRAFÍA EN PAPEL Y EN COLUMNA

OBJETIVO:

Realizar la separación de mezclas por cromatografía en papel y en columna. Mostrar como los productos naturales y los productos fabricados por el hombre son en general mezclas de sustancias.

CROMATOGRAFÍA EN PAPEL:

La cromatografía en papel es muy útil cuando se trabaja con cantidades muy pequeñas de muestra. La tendencia actual de la química analítica consiste en operar con muestras cada vez más pequeñas, tanto por razones de costo y dificultad de preparación de algunos reactivos, como por el advenimiento de métodos de análisis instrumental, con los cuales se puede efectuar una determinación igualmente satisfactoria con 0.1 g que con 1 kg. La separación por cromatografía en papel se lleva a cabo como sigue: en un trozo de papel filtro se coloca una gota de la mezcla que contiene las sustancias que se desea separar, se deja secar para que deje solo una mancha. Luego el papel filtro se coloca en un depósito con un solvente adecuado, el cual fluye por el papel por capilaridad. Los componentes de la mancha original son adsorbidos en la superficie del papel. Cuando el flujo de solvente llega a la mancha arrastra los diferentes componentes de la mezcla a diferentes velocidades realizándose así la separación. Cuando el solvente llega a la parte superior del papel, este se saca del depósito y se deja secar. A este papel tratado se le llama cromatograma. Si la separación ha sido satisfactoria, aparecerán zonas coloridas a diferentes distancias de la mancha original.

CROMATOGRAFÍA EN COLUMNA:

La cromatografía en columna permite el manejo de cantidades de muestra del orden de gramos. Esto hace que sea una técnica útil para aislar y purificar sustancias. La cromatografía en columna es una técnica de separación basada en el movimiento diferencial de las sustancias individuales, en un medio poroso y por el transporte de un fluido móvil. Es decir, es un sistema constituido por dos fases, una estacionaria y otra móvil que fluye a través de ella. Al introducir una mezcla de sustancias en el sistema, cada componente de la mezcla interacciona con ambas fases y avanza empujada por la fase móvil a una velocidad determinada.

MATERIAL.

- Vaso de precipitados de 250 mL
- Vidrio de reloj
- Papel filtro poro abierto
- Pipetas Pasteur
- Algodón
- Mini columnas
- Plumones de colores con tinta a base de agua
- Colorantes vegetales
- Columnas de cromatografía

PROCEDIMIENTO:

A.- Separación de una mezcla por cromatografía en papel.

1. Dibuja un pequeño círculo (de unos 2 mm de diámetro) con el marcador de tinta a unos dos centímetros de la base y en la parte media de la tirita de papel filtro.
2. Mientras se seca el punto de tinta, coloca agua de la llave en el vaso de precipitados hasta una altura de aproximadamente 5 milímetros, de modo que el agua solo cubra la base del vaso y no toque directamente el punto de tinta.
3. Cuando se haya secado el punto de tinta, dobla el extremo opuesto al punto de tinta y cuelga la tirita de papel en el borde del vaso de precipitados, cuidando que el agua no llegue directamente al punto de tinta y que la tirita de papel no toque las paredes del vaso.
4. Cuando el agua haya llegado casi a la parte superior de la tirita de papel, sácala del vaso y déjala secar sobre una placa de mosaico
5. Repite el mismo procedimiento para cada una de las muestras de tinta.
6. Registra tus observaciones:

TINTA COLOR:	COMPONENTES

B.- Separación de una mezcla por cromatografía en mini columna.

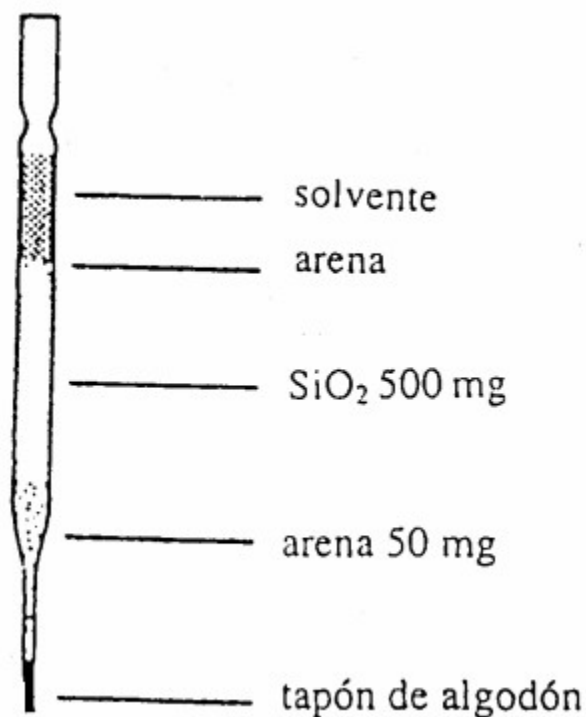
PARTE A: Preparación de las mini columnas.

1. Introduce una pequeña bolita de algodón a cada una de las cuatro mini columnas (pipetas Pasteur de punta corta) con ayuda de un alambre, sin presionar demasiado.
2. Añade a cada columna 50 mg de sulfato de sodio anhidro y en seguida agrega poco a poco 500 mg del adsorbente sílica gel, y otros 50 mg de sulfato de sodio (ver figura).
3. Humedece las columnas agregando agua con una pipeta Pasteur.
4. Agrega a cada una de las mini columnas una gota de colorante distinto y en seguida 1 mL de agua.
5. Permite que drene toda el agua a través de la columna.
6. Registra sus observaciones:

Colorante color:	Componentes

CUESTIONARIO:

1. ¿Qué es una mezcla? ¿Qué es una mezcla homogénea? ¿y una mezcla heterogénea?
2. ¿Cuál es el principio de las técnicas cromatográficas?
3. ¿Cuántas fases constituyen un sistema cromatográfico y en qué consisten?
4. ¿Cuál es la definición de cromatografía?
5. Investiga los nombres de algunas técnicas cromatográficas modernas.



Practica 6

DETERMINACION DEL PUNTO DE EBULLICIÓN

OBJETIVO:

Determinar el punto de ebullición de un líquido.

INTRODUCCIÓN:

Los puntos de ebullición se utilizan para caracterizar e identificar un compuesto líquido y para analizar su pureza. El punto de ebullición se define como la temperatura a la cual la fase vapor y la fase líquida coexisten. En cualquier combinación de presión y temperatura, una cierta fracción de moléculas del líquido escapan de su superficie como vapor. Este proceso se llama vaporización o evaporación y el proceso opuesto se denomina condensación. La presión ejercida por este vapor que escapa se denomina *presión de vapor de un líquido* y su valor aumenta con el aumento de temperatura.

La temperatura a la cual la presión de vapor es igual a la temperatura externa se llama *punto de ebullición* del líquido. El más familiar es el del agua, que ocurre a 100 grados C y una atmósfera de presión y se conoce como *punto de ebullición normal del agua*.

Las moléculas de agua están unidas en la fase líquida por fuerzas de atracción moderadamente fuertes llamadas puentes de hidrógeno. El calentamiento es necesario para romper estas fuerzas y permitir que el líquido pase a la fase gaseosa.

Al igual que el punto de fusión, la temperatura de ebullición de una sustancia impura no es un punto fijo y preciso como el punto de ebullición de un líquido puro, pero el análisis de pureza por medio del punto de ebullición es menos exacto, pues los intervalos de temperatura que se obtienen dependen en alto grado del aparato utilizado.

MATERIAL:

- Termo agitador
- Soporte universal
- Pinzas de usos múltiples
- Termómetro
- Vaso de precipitados de 100 mL
- Tubos de ensayo
- Micro agitador
- Campanitas de ebullición
- Banda de hule

REACTIVOS:

- Aceite mineral
- Hexano
- Metanol
- Etanol

PROCEDIMIENTO:

1. Fabrica algunas campanitas de ebullición.
2. Coloca sobre el termoagitador un vaso de precipitados, un microagitador y el aceite mineral que servirá como baño caliente.
3. Añade 1 mL del líquido problema a un tubo de ensayo pequeño y deja caer una campanita de ebullición con el extremo cerrado hacia arriba, de modo que quede sumergida en el líquido.
4. Fija el tubo de ensayo al termómetro con la banda de hule y empieza a calentar.
5. Cuando una corriente de burbujas rápida, ascendente y continua salga del capilar, anota la temperatura y desconecta la placa.
6. Cuando las burbujas dejen de salir del capilar y el líquido empieza a entrar en él, vuelve a registrar la temperatura. Promedia ambas temperaturas para obtener la temperatura de ebullición del líquido.
7. Sigue el mismo procedimiento para los otros líquidos.

CUESTIONARIO:

1. ¿Qué fases coexisten en el punto de ebullición?
2. ¿Por qué se forman las burbujas cuando un líquido hierve?
3. ¿El punto de ebullición depende de la presión? Explica tu respuesta.
4. Define el termino “punto de ebullición”

Practica 7

DETERMINACIÓN DEL PUNTO DE FUSIÓN

OBJETIVO:

Determinar la temperatura de fusión de algunos compuestos.

INTRODUCCIÓN:

En los laboratorios, tanto escolares como industriales, se miden las propiedades físicas de un gran número de compuestos. El punto de fusión es una de las propiedades físicas más importantes, ya que se utiliza para determinar la pureza de los compuestos y para ayudar a su identificación.

Cuando un sólido cambia a líquido a una presión determinada, el proceso se denomina *fusión*. El proceso contrario se conoce como *solidificación*. El punto de fusión de un sólido puro es aquella temperatura a la que un material cambia de sólido a líquido a la presión a la cual se efectúa el experimento. El *punto de fusión normal* es la temperatura a la cual el sólido cambia a líquido cuando la presión es de un atmósfera.

Un sólido puro funde a una temperatura exacta y precisa, en un corto rango de temperatura (aprox. 2 grados C). El punto de fusión es muy sensible a la presencia de impurezas, que aún en pequeñas cantidades puede causar que la fusión ocurra en un intervalo de temperatura de varios grados centígrados, generalmente a una temperatura inferior al punto de fusión de la sustancia pura. El rango de temperatura de fusión de un sólido es, entonces, una herramienta útil para establecer la pureza de una sustancia.

El punto de fusión más familiar es el que se observa cuando el hielo (fase sólida) se licua a agua (fase líquida), lo que ocurre a 0 grados C cuando la presión es de 1 atmósfera. En el hielo, las moléculas de agua están fuertemente unidas. Es necesario calentarlos para romper estas fuerzas y permitir al sólido rígido cambiar a líquido móvil.

La curva de calentamiento es útil para comprender cómo ocurre la fusión. Cuando un sólido se calienta, su temperatura se incrementa gradualmente, causando que las moléculas vibren hasta el punto donde empieza la fusión. Las atracciones moleculares se rompen debido a las vibraciones vigorosas. Durante la fusión, el calor es absorbido por el compuesto para romper las atracciones y la temperatura del sólido no se incrementa. Esto se observa en la porción recta de la curva de calentamiento. El punto de fusión puede medirse exactamente para pequeñas cantidades de sustancia usando un tubo capilar y un baño de aceite para controlar la temperatura.

MATERIAL:

- Termo agitador
- Vaso de precipitados de 100 mL
- Vidrio de reloj
- Tramo de tubo de vidrio de 4 mm de diámetro. Interno
- Micro agitador
- Tubos capilares
- Termómetro (-10 a 200 grados C)
- Pinzas de usos múltiples
- Soporte universal
- Liga o aro de manguera

REACTIVOS.

- Aceite mineral
- Sólidos puros (ácido oxálico y ácido malónico grado reactivo)
- Sólidos problema (ácido oxálico y ácido malónico grado comercial)

PROCEDIMIENTO:

1. Sella un tubo capilar por uno de sus lados.
2. Introduce una pequeña cantidad de sólido pulverizado presionando el capilar sobre el sólido contenido en el vidrio de reloj y luego golpeando ligeramente sobre la mesa. Dejar caer el capilar con el sólido dentro de un tramo de tubo de vidrio, dos o tres veces, para compactar bien el sólido en el extremo cerrado del capilar.
3. Coloca el microagitador en el vasito de precipitados y llénalo hasta un poco más de la mitad con aceite mineral.
4. Sujeta el capilar a un termómetro con una banda de hule que los mantenga firmemente unidos y sumerge el sistema en el vasito con aceite mineral (sin que el aceite llegue a la banda de hule).
5. Enciende la parrilla para activar la agitación y el calentamiento del baño de aceite.
6. Registra la temperatura de fusión del sólido. T= _____.
7. Repite el mismo procedimiento para los otros sólidos.

CUESTIONARIO:

1. ¿Qué fases coexisten cuando un sólido se funde?
2. ¿El punto de fusión del hielo, depende de la presión?
3. ¿Por qué se considera útil el punto de fusión?

Practica 8

¿CUANTOS ÁTOMOS HAY EN EL ESPESOR DE UNA HOJA DE ALUMINIO?

OBJETIVO:

Determinar el número de diámetros atómicos contenidos en el espesor de una hoja de aluminio.

INTRODUCCIÓN:

El concepto del átomo “partícula tan pequeña que no puede verse ni con el microscopio más potente” y la subsiguiente determinación de su estructura, quedan como uno de los mayores logros del intelecto humano.

Cualquier cantidad visible de un elemento contiene un vasto número de átomos, pero cuando nos referimos a un átomo de un elemento, aislamos un solo átomo de la multitud para presentar al elemento en su forma más simple.

Examinemos esta partícula diminuta que llamamos átomo. El diámetro de un solo átomo va de 0.1 a 0.5 nanómetros (1 nanómetro, nm = 1×10^{-7} cm). El hidrógeno, que es el átomo más pequeño, tiene un diámetro de aproximadamente 0.1 nm. Para tener idea de cuán pequeño es un átomo, piensa que un punto de escritura (·) cuyo diámetro es de aproximadamente 1 mm, mide 1×10^6 nm. Habría que colocar lado a lado 10 millones de átomos de hidrógeno para formar una fila que abarcara ese punto.

A pesar de ser inconcebiblemente pequeños, los átomos contienen todavía partículas más pequeñas, las **partículas subatómicas**, como electrones, protones y neutrones.

MATERIAL:

- Balanza con precisión a miligramos
- Papel aluminio
- Regla de plástico de 30 cm.

PROCEDIMIENTO

1 Pesa la hoja de aluminio

Peso de la hoja = _____ gr

2 Mide el largo y ancho de la hoja de aluminio

Ancho = _____ cm

Largo = _____ cm

CUESTIONARIO:

1. Calcula el espesor de la hoja en:

- a. centímetros
- b. milímetros
- c. nanómetros
- d. radios atómicos
- e. número de átomos

Datos importantes:

Densidad del aluminio = 2.702 g/cm^3

Radio atómico del Al = 0.143 nm

Para el cálculo del espesor:

Densidad = masa / volumen

Volumen = área de la hoja x espesor de la hoja

Practica 9

TUBO DE DESCARGA DE CROOKES. LOS RAYOS CATODICOS

OBJETIVO:

Observar algunas de las propiedades de los rayos catódicos en un tubo de Crookes.

INTRODUCCIÓN:

El desarrollo de la teoría atómica estuvo auxiliado en gran parte por la invención de nuevos instrumentos. El tubo de Crookes, desarrollado por sir William Crookes (1875), abrió la puerta a la estructura subatómica del átomo.

Al someter dos alambres a una elevada diferencia de potencial y ponerlos a continuación en contacto, saltará una chispa o arco del uno al otro. Si los extremos de ambos alambres se disponen en un tubo de cristal, cerrado, en el que se ha hecho el vacío, la descarga de un alambre al otro será más moderada. La luminiscencia verdosa que emite el alambre negativo (cátodo) es originada por el **rayo catódico**. Esta fluorescencia verde se debe al bombardeo del vidrio por rayos que avanzan en trayectorias rectilíneas a partir del cátodo. A estas radiaciones que salen del cátodo se les llama rayos catódicos y no son sino chorros de partículas que se mueven a grandes velocidades a partir del cátodo. Con mayor corrección debe llamárseles partículas catódicas.

Los rayos catódicos tienen las siguientes propiedades importantes:

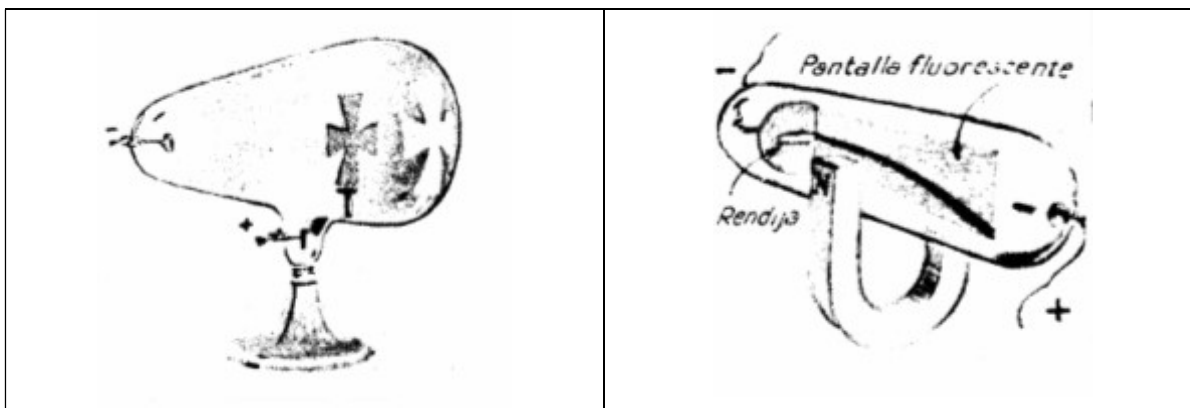
1. Se propagan en línea recta según lo demuestra la formación de sombras.
2. Salen perpendicularmente a la superficie del cátodo, de tal manera que si el cátodo se hace cóncavo pueden concentrarse los rayos en un punto. Esa dirección de salida de los rayos catódicos es independiente de la posición del ánodo.
3. Producen efectos mecánicos como se comprueba interponiendo en su trayectoria un molinete muy ligero de paletas de mica, el cual se pone a girar al impacto de las partículas catódicas.
4. Producen una elevación de temperatura en los cuerpos en que inciden hasta el grado de que un trozo de platino colocado en el centro de un cátodo en forma de espejo esférico puede llegar a fundirse.
5. Son detenidos por una lámina de vidrio, pero en cambio atraviesan una lámina delgada de aluminio y cuando salen al aire lo ionizan, es decir, desprenden electrones de los átomos del aire, haciéndolo buen conductor de la electricidad.

6. Los rayos catódicos se desvían bajo la acción de un campo eléctrico en una dirección que indica que están cargados negativamente. Así, por ejemplo, si se acerca al tubo un cuerpo cargado negativamente, los electrones son repelidos.
7. Los rayos catódicos son desviados por un campo magnético siendo esta desviación en dirección normal al campo y normal a la dirección del movimiento de los rayos.
8. Cuando sobre un conductor aislado inciden rayos catódicos, el conductor adquiere una carga negativa.

Todas las partículas que constituyen los rayos catódicos son similares, cualesquiera que sean los metales que se usen como electrodos.

Es a estas partículas, los rayos catódicos, a los que se ha dado el nombre de **electrones**. Estos electrones intervienen fundamentalmente en la constitución de los átomos de todos los elementos.

En términos generales, lo que ocurre dentro de un tubo de descarga a baja presión, es lo siguiente: los electrones que salen del cátodo en virtud de la diferencia de potencial, chocan con los átomos del gas. Como consecuencia de esos choques cambian de sus órbitas algunos de los electrones planetarios de los átomos, y esos cambios van acompañados de emisión de ondas luminosas. Además algunos átomos pierden electrones, y estos se ponen en movimiento, acelerados por la diferencia de potencial, chocando con otros átomos de los cuales desprenden nuevos electrones y así se va ionizando el gas.



MATERIAL:

- Tubo de descarga de Crookes con accesorios.

PROCEDIMIENTO:

La práctica será demostrativa:

Se conecta una fuente de 10 V a una bobina de inducción para obtener alto voltaje. Luego se conectará la bobina al tubo de descarga y se observará el chorro de rayos catódicos emitidos por el cátodo sobre la pantalla fluorescente inclinada. En seguida se verán algunas aplicaciones prácticas de este fenómeno con varios tubos sellados que contienen diferentes gases residuales en su interior. Registra de qué gases se trata y de qué color son sus emisiones al pasarles la descarga eléctrica.

CUESTIONARIO:

1. Haz un esquema del experimento del tubo de los rayos catódicos.
2. ¿Mediante qué método experimental puede demostrarse que toda la materia contiene electrones?
3. ¿A que se debe la fluorescencia verde en la parte interna del cristal del tubo de descarga?
4. Anota los gases observados y el color de sus emisiones al pasar la descarga eléctrica a través de los tubos.
5. ¿Cuáles son las propiedades de los rayos catódicos?
6. ¿Por qué es más correcto el término “partículas catódicas”?
7. ¿Cómo se desviaron los rayos catódicos al aplicar un imán sobre el tubo de descarga?
8. ¿Cómo influye la forma de colocar el imán en el tubo de descarga, sobre los rayos catódicos?

Practica 10

INVESTIGACIÓN DE LA TENDENCIA PERIODICA

OBJETIVO:

Se observarán tendencias periódicas en la reactividad de los elementos de una misma columna y de un mismo período de la tabla periódica. Los óxidos de algunos elementos del segundo y tercer período serán investigados para saber si forman soluciones ácidas o básicas. También se investigará la reactividad de la familia de los halógenos.

INTRODUCCIÓN:

La ordenación de los elementos en la Tabla Periódica moderna ha sido, y continúa siendo, de gran valor para los químicos y estudiantes de química. Este valor aumenta a medida que se conoce más de esta ciencia. Para un elemento dado, generalmente se pueden obtener los siguientes datos directamente de la tabla: nombre del elemento, símbolo, número atómico, masa atómica, configuración electrónica, número de grupo y de período, y si es metal, no metal o metaloide. Según su ubicación en la tabla periódica, pueden estimarse y compararse muchas de sus propiedades como energía de ionización, densidad, radio atómico, volumen atómico, estados de oxidación, conductancia eléctrica y electronegatividad con las de los demás elementos.

MATERIAL:

- Balanza con precisión a miligramos
- Tubos de ensayo
- Gradilla
- Pipetas graduadas de 1 mL
- Pipetas Pasteur
- Pinzas para tubos de ensayo
- Mechero Bunsen
- Papel indicador de pH

REACTIVOS:

- Sodio
- Yoduro de potasio 0.2 N
- Solución de yodo 0.1 M
- Peróxido de sodio
- Óxido de calcio
- Óxido bórico

- Azufre
- Hipoclorito de sodio
- Ácido clorhídrico 6 N
- Bromuro de potasio 0.2 N
- Tolueno
- Solución saturada de bromo
- Cloruro de potasio 0.2 N

PROCEDIMIENTO:

Parte A. Propiedades ácido-base del segundo y tercer período:

Reacción 1. Oxido de sodio.

El sodio no se convierte fácilmente en un óxido simple ya que al quemarlo se obtiene el peróxido de sodio. El peróxido de sodio es extremadamente reactivo, especialmente con el agua.

Coloca una pequeña cantidad de sodio en un tubo de ensayo. Con cuidado agrega 3-5 gotas de agua. Cuando la reacción se haya terminado, agrega otro tanto de agua y así sucesivamente, hasta que ya no haya indicios de que se está llevando a cabo la reacción.

Sumerge en la solución resultante una varilla indicadora de pH dentro de la solución.

¿La solución es ácida o básica?. Registra el pH.

¿Cuál es el gas producido en ésta reacción?

Reacción 2. Oxido de calcio.

En este paso se usará el óxido de calcio en lugar del óxido de magnesio, ya que éste último es insoluble en agua y el óxido de berilio es muy tóxico.

Coloca aproximadamente 10 mg de óxido de calcio en un tubo de ensayo y añade 0.5 mL de agua. Sumerge en la solución una varilla indicadora de pH como se hizo anteriormente. Registre el pH.

Reacción 3. Oxido bórico.

Pon aproximadamente 10 mg de óxido de boro en un tubo de ensayo. Añade 0.5 mL de agua y observa los cambios de color en la varilla de pH. Registra el pH.

Reacción 4. Dióxido de carbono.

Coloca pedazos pequeños de hielo seco con unas pinzas en un tubo de ensayo. **Precaución: El hielo seco es muy frío, no permitas que te toque la piel.** Agrega 0.5 ml de agua y rápidamente introduce una varilla indicadora de pH. Registra el pH de la solución resultante.

Reacción 5. Dióxido de azufre.

Coloca 10 mg de azufre en un tubo de ensayo. Introduce una varilla indicadora de pH previamente humedecida con agua destilada, de forma que quede colgando de la boca del tubo y tapa el tubo con un pedacito de parafilm. Calienta cuidadosamente el tubo acercándolo al calor de la lámpara de alcohol hasta que el azufre se funde y empiece a reaccionar con el oxígeno del aire. Cuando los óxidos de azufre formados alcancen la varilla húmeda, se disolverán en el agua para demostrar sus propiedades ácido-básicas. Cuando observes cambios en los colores de la varilla registra inmediatamente el pH (haz la lectura sin destapar el tubo. Por último, lleva el tubo de ensayo a la campana de extracción y ahí retira la película de parafilm.

Reacción 6. Oxido de cloro.

Los óxidos de cloro son extremadamente peligrosos y no puede manejarse en forma segura en un laboratorio de química general. El producto de la reacción del anhídrido perclórico con agua es ácido perclórico. Determina el pH a 0.5 mL de solución 1 M de ácido perclórico y regístralo.

B. Preparación y reactividad de los halógenos.

Coloca 1 ml de blanqueador para lavandería en un tubo de ensayo. Los blanqueadores contienen aproximadamente 5% de hipoclorito de sodio. Añade 0.5 mL de tolueno, se formará un sistema de dos fases. Observa el color del tolueno. Acidifica el sistema con 0.5 mL de ácido clorhídrico 6 N y agita.

¿Qué indicación tiene de que se ha formado cloro y se ha disuelto en la capa de tolueno?

No deseches este tubo ya que se utilizará más adelante.

Reacción 8. Reactividad del bromo.

Coloca 1 mL de solución de bromuro de potasio 0.2 N en un tubo de ensayo. Añade la mitad del tolueno que contiene cloro (reacción 7) usando una pipeta Pasteur. Agita el tubo de ensayo.

¿Se ha llevado a cabo una reacción? _____.

¿Cómo puede saberlo? _____

Reacción 9. Reactividad del yodo.

Coloque 1 mL de solución de yoduro de potasio 0.1 M en un tubo de ensayo. Añada la otra mitad del tolueno que contiene cloro (reacción 7) usando una pipeta Pasteur. Agita el tubo de ensayo.

¿Se ha llevado a cabo una reacción? _____.

¿Cómo puede saberlo? _____

Reacción 10. Preparación del bromo.

Coloca 1 mL de agua saturada con bromo (**en la campana de extracción**) en un tubo de ensayo. Agrega 1 mL de tolueno. Agita el tubo de ensayo y anota el color del bromo en el tolueno _____.

Reacción 11. Reactividad del cloro.

A un tubo con 1 mL de solución 0.2 N de cloruro de potasio, agrega la mitad del tolueno que contiene bromo y agita. ¿Se ha llevado a cabo una reacción?

¿Cómo puedes saberlo? _____

Reacción 12. Reactividad del yodo.

A un tubo con 1 mL de solución 0.2 N de yoduro de potasio, agrega la mitad del tolueno que contiene bromo y agita. ¿Se ha llevado a cabo una reacción?

¿Cómo puedes saberlo? _____

Reacción 13. Preparación del yodo.

Coloca 1 mL de una solución 0.1 M de yodo en un tubo de ensayo. Agrega 1 mL de tolueno, agita y observa el color del yodo en el tolueno: _____.

Reacción 14. Reactividad del cloro.

A 1 mL de solución de cloruro de potasio agrega la mitad del tolueno que contiene yodo, agita y observa. ¿Se lleva a cabo una reacción?_____. ¿Cómo puedes saberlo?
_____.

Reacción 15. Reactividad del bromo.

Lleva a cabo la misma reacción anterior, pero esta vez utiliza 1 mL de solución 0.2 N de bromuro de potasio, agita y observa. ¿Se ha llevado a cabo una reacción? _____
¿Cómo puedes saberlo?

REPORTE DE RESULTADOS:

A.- Propiedades ácido-base del segundo y tercer período.

Solución de:	pH	Ácido o base	Reacción del óxido Con el agua

B. Preparación y reactividad de los halógenos.

Indica si los reactivos de cada columna reaccionan para desplazar al ión halogenuro en la sal indicada en la columna horizontal. Indica también en el recuadro correspondiente, cómo sabes si la reacción se llevó a cabo.

	KCl	KBr	KI
Cloro			
Bromo			
Yodo			

CUESTIONARIO:

Con base en sus resultados experimentales:

1. ¿Cuál es la tendencia general que puedes observarse para la acidez o basicidad de las soluciones de los óxidos cuando se recorre un período de la Tabla Periódica?
2. ¿Que conclusiones se pueden obtener acerca de la reactividad de los halógenos?
3. ¿Esperarías que el flúor se menos o más reactivo que el cloro?

Practica 11

IDENTIFICACIÓN DE LOS METALES MEDIANTE SU COLORACIÓN A LA FLAMA

OBJETIVO:

Observar la coloración que algunos metales producen a la flama.

INTRODUCCIÓN:

Todos los cuerpos emiten energía a ciertas temperaturas. El espectro de la radiación energética emitida es su **espectro de emisión**. Todos los cuerpos no tienen el mismo espectro de emisión. Esto es, hay cuerpos que emiten en el infrarrojo, por ejemplo, y otros cuerpos no.

En realidad, cada uno de los elementos químicos tiene su propio espectro de emisión. Y esto sirve para identificarlo y conocer de su existencia en objetos lejanos, inaccesibles para nosotros, como son las estrellas.

Así, el sodio tiene su característico espectro de emisión, lo mismo que el calcio, o que el hidrógeno, etc.

La **energía de ionización**, también llamada **potencial de ionización**, es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental, para arrancarle el electrón más débil retenido.

En los elementos de una misma familia o grupo la energía de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico, es decir, de arriba abajo.

En los elementos de un mismo período, la energía de ionización crece a medida que aumenta el número atómico, es decir, de izquierda a derecha.

MATERIALES:

- placa de porcelana con pozos
- vidrios de reloj
- alambre de platino ó minas de carbón
- mechero Bunsen

REACTIVOS:

- sales de diferentes metales
- solución de ácido clorhídrico

PROCEDIMIENTO:

1. Limpia el alambre de platino para que la coloración que los metales dan a la flama no se altere; para ello lava el alambre de platino en solución de ácido clorhídrico y luego colócalo sobre la flama. Si observas alguna coloración repite el lavado - calentando hasta que la flama ya no se coloree.
2. Ya que el alambre está limpio, frótalo sobre la sustancia de uno de los vidrios de reloj para que se le adhiera un poco de sustancia; pásalo por la flama observando la coloración que se presenta.
3. Limpia nuevamente el alambre como se hizo en el paso (1) y frótalo sobre otra de las sustancias, acércalo a la flama y observa el color que se produce.
4. Repite el mismo procedimiento para cada una de las sustancias que te sean proporcionadas.

CUESTIONARIO

1. Anota los materiales utilizados.
2. Anota las sustancias empleadas
3. Haz un cuadro con el nombre de las sustancias, el metal que contienen y el color que presentan al exponerlas a la flama.
4. Como identificarías con ayuda de la flama el metal que contiene un compuesto.
5. ¿Qué tipo de energía es la responsable en los fenómenos de emisión?

Practica 12

ENLACES QUÍMICOS

OBJETIVO:

Relacionar el tipo de enlace que presentan algunas sustancias sólidas con su temperatura de fusión.

INTRODUCCIÓN:

Un enlace químico es el conjunto de fuerzas que mantiene unidos a los átomos de un compuesto químico.

Para realizar la clasificación de los elementos que se encuentran en la naturaleza, han sido consideradas dos observaciones importantes. Por un lado se ha advertido que la mayoría de los elementos, en lugar de estar puros, se hallan combinados con otros, formando una gran variedad de compuestos; y por el otro, se ha hecho notar que hay un grupo de elementos que difícilmente se combinan con los demás.

La conclusión que podemos obtener de lo anterior es que los elementos que se encuentran puros deben tener una configuración (acomodo de sus electrones) especialmente estable, y que los elementos que en general se encuentran combinados es porque en sus átomos no tienen tal estabilidad y buscan una manera de obtenerla, ya sea ganando, perdiendo o compartiendo electrones con otros átomos, formando así lo que conocemos como enlaces químicos.

Existen dos tipos principales de enlaces: el iónico y el covalente.

- **ENLACE IÓNICO.** Este tipo de enlace se forma cuando un átomo pierde electrones, y al quedar con carga positiva, forma un **ión positivo o catión**. Los electrones que pierde un átomo son ganados por otro átomo, que queda cargado negativamente, convirtiéndose en un **ión negativo o anión**.

Como los iones que resultan tienen cargas opuestas se atraen entre sí, formando un compuesto con enlace tipo iónico que no forma moléculas simples, sino un arreglo en el que se atraen los iones positivos y negativos, formando una red.

Los compuestos de tipo iónico, a temperatura ambiente, son sólidos con puntos de fusión altos.

- **ENLACE COVALENTE.** En algunos casos los átomos adquieren la estabilidad que buscan compartiendo pares de electrones, formándose así un enlace covalente, en donde pueden unirse átomos iguales o diferentes.
- Los compuestos con enlaces covalentes están formados por moléculas simples, a diferencia de los iónicos, que están formados por redes de iones. Los compuestos con enlaces covalentes son más comunes que los compuestos con enlaces iónicos, y a temperatura ambiente pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos

MATERIALES:

- mechero o lámpara de alcohol
- espátulas de metal

REACTIVOS:

- sal de mesa (cloruro de sodio, NaCl)
- azúcar de mesa (sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$)
- bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$)
- parafina ($C_{24}H_{50} - C_{27}H_{56}$)
- cera de abeja (palmitato de miricilo, $C_{15}H_{31}COOC_3OH_{61}$)
- cal viva (óxido de calcio, CaO) o cal apagada ($Ca(OH)_2$)

PROCEDIMIENTO:

1. Coloca en la punta de una espátula aproximadamente 0.1 g de cloruro de sodio (NaCl). Observa sus características y anótalas.
2. Calienta la punta de la espátula con el sólido en la flama de mechero, y observa los cambios que muestra el compuesto por efecto del calentamiento. Registra tus observaciones en la tabla al final del procedimiento.
3. Deja enfriar la espátula y lávala con agua del grifo. Sécala y repite la prueba con cada una de las siguientes sustancias:
 - Azúcar de mesa
 - Bicarbonato de sodio
 - Parafina
 - Cera de abeja
 - Cal
4. Anota tus observaciones en la siguiente tabla, y de acuerdo con ellas, determina el tipo de enlace que se presenta en cada uno de los compuestos ensayados.

Sustancia	Estado físico antes del calentamiento	Estado físico después del calentamiento	Tipo de enlace
Sal (NaCl)			
Azúcar (C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁)			
Bicarbonato de sodio (NaHCO ₃)			
Parafina (C ₂₄ H ₅₀ – C ₂₇ H ₅₆)			
Cera de Abeja (C ₁₅ H ₃₁ COOC ₃₀ H ₆₁)			
Cal (CaO)			

CUESTIONARIO:

1. Describe los principales tipos de enlace.
2. ¿A qué grupo de elementos (metales o no metales) pertenecen los átomos que se unen para formar compuestos iónicos?
3. ¿A qué grupo de elementos (metales o no metales) pertenecen los átomos que se unen para formar compuestos covalentes?
4. ¿Qué características presentan las sustancias que tienen enlaces de tipo iónico?
5. ¿Qué características presentan las sustancias que tienen enlaces de tipo covalente?

Practica 13

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGANICOS

OBJETIVO:

En esta practica se desarrollara la habilidad para dar nombre a los compuestos inorgánicos formados por la combinación de los diferentes elementos organizados en la Tabla Periódica.

INTRODUCCIÓN:

Se llama nomenclatura química a las reglas usadas para dar nombres y fórmulas a las sustancias químicas de manera que puedan identificarse sin ambigüedad y faciliten la comunicación.

A cada sustancia química le debe corresponder un nombre y cada nombre una sustancia.

La nomenclatura puede considerarse un lenguaje químico orientado a los compuestos más que a las reacciones químicas. El lenguaje químico necesita la nomenclatura para expresar mediante los nombres y fórmulas de las sustancias los cambios químicos.

El lenguaje cotidiano consta de palabras que se ordenan para formar oraciones conforme a las reglas gramaticales (sintaxis). En el lenguaje químico los nombres simples de los elementos son las palabras que vamos a usar. Los nombres simples de los elementos se ordenan formando los nombres de los compuestos conforme a las reglas de nomenclatura.

Casi paralelamente a los intentos de organizar la Tabla Periódica se vio la necesidad de un lenguaje químico universal y en 1892 en Ginebra, Suiza, se acordó la primera propuesta de reglamentación en la *Conferencia Internacional de Ginebra para la Reforma de la Nomenclatura Química*.

En 1949 la UIQ cambió su nombre a Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC). El trabajo de la Comisión de Nomenclatura comenzó a partir de 1947 y dio lugar a las reglas modernas de nomenclatura sistematizada que se publicó en los libros Azul (Química orgánica) y Rojo (Química inorgánica). En materia de nomenclatura estos libros son autoridad y se debe consultar la edición más reciente.

MATERIAL:

- tarjetas con los elementos
- anexos 1, 2 , 3 y 4
- ejercicios propuestos en la practica

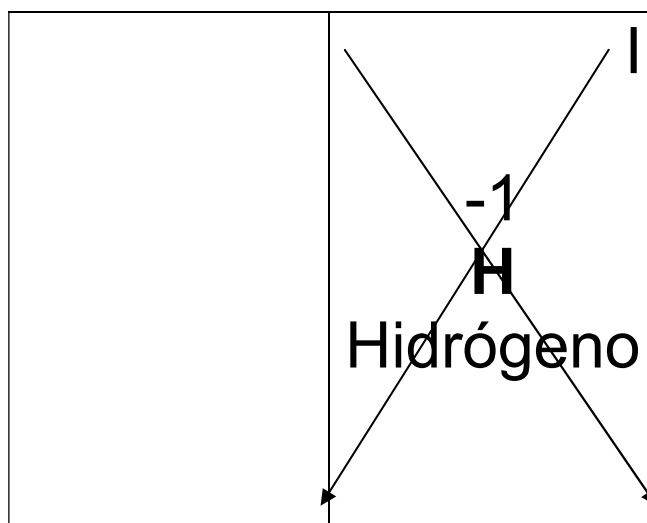
PROCEDIMIENTO:

- 1 Recorta las tarjetas de los elementos y acomódalas de acuerdo a sus colores.
- 2 Procede de acuerdo a lo indicado en cada uno de los ejercicios propuestos, trata de realizar el mayor número de ellos.
- 3 Propón nuevos ejercicios y continúa practicando para que adquieras la destreza suficiente para dar nombre a compuestos y obtener las formulas de los compuestos a partir de sus nombres

EJERCICIO UNO

COMBINACIONES BINARIAS

METAL (+) + HIDROGENO (-1)
HIDRURO



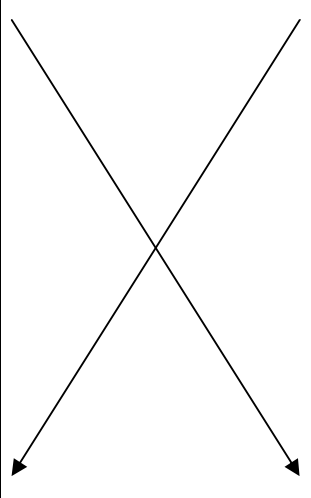
Ejercicios:

1. Después de barajar las cartas de los metales (tarjetas verdes), obtén una tarjeta y colócala en el cuadro en blanco.
 2. Cruza las valencias y escribe el subíndice correspondiente a cada elemento, si se pueden simplificar, **simplifica** los subíndices.
 3. Obtén la fórmula del compuesto y dale nombre*.
 4. Repite los incisos 1, 2 y 3 con otras tarjetas
- te puedes auxiliar de los anexos 1, 2, 3 y 4

EJERCICIO DOS

COMBINACIONES BINARIAS

NO METAL (-) + HIDROGENO (+1)
ACIDO HIDRÁCIDO

<p>+1 H Hidrógeno</p>	<p>I</p> 
--------------------------------------	--

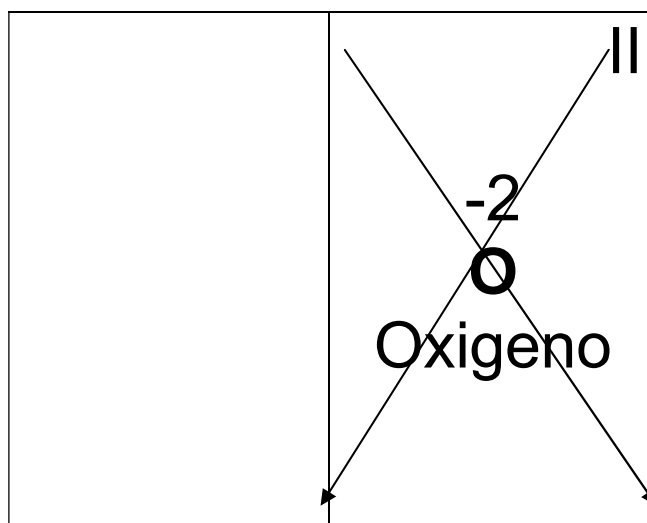
Ejercicios:

1. Después de barajar las cartas de los no metales con valencia negativa (tarjetas naranja), obtén una tarjeta y colócala en el cuadro en blanco.
 2. Cruza las valencias y escribe el subíndice correspondiente a cada elemento, si se pueden simplificar, **simplifica** los subíndices.
 3. Obtén la fórmula del compuesto y dale nombre*.
 4. Repite los incisos 1, 2 y 3 con otras tarjetas
- te puedes auxiliar de los anexos 1, 2, 3 y 4

EJERCICIO TRES

COMBINACIONES BINARIAS

METAL (+) + OXÍGENO (-2)
ÓXIDO



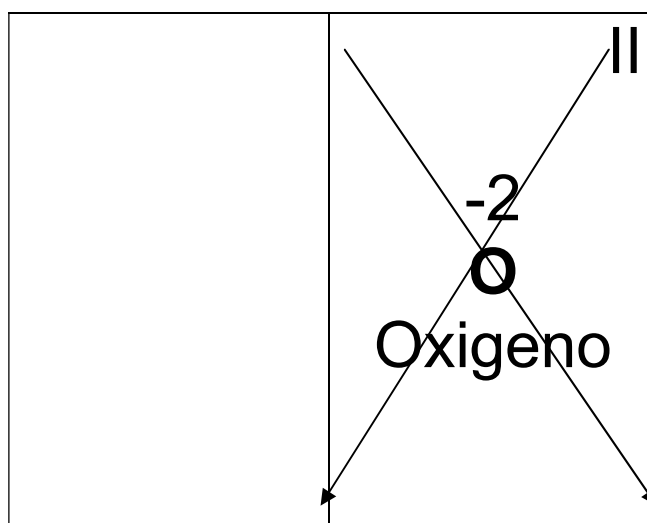
Ejercicios:

1. Después de barajar las cartas de los metales (tarjetas verdes), obtén una tarjeta y colócala en el cuadro en blanco.
 2. Cruza las valencias y escribe el subíndice correspondiente a cada elemento, si se pueden simplificar, **simplifica** los subíndices.
 3. Obtén la formula del compuesto y dale nombre*.
 4. Repite los incisos 1, 2 y 3 con otras tarjetas
- te puedes auxiliar de los anexos 1, 2, 3 y 4

EJERCICIO CUATRO

COMBINACIONES BINARIAS

METAL (+) + 2 OXÍGENO (-2)
PERÓXIDO



X 2 =

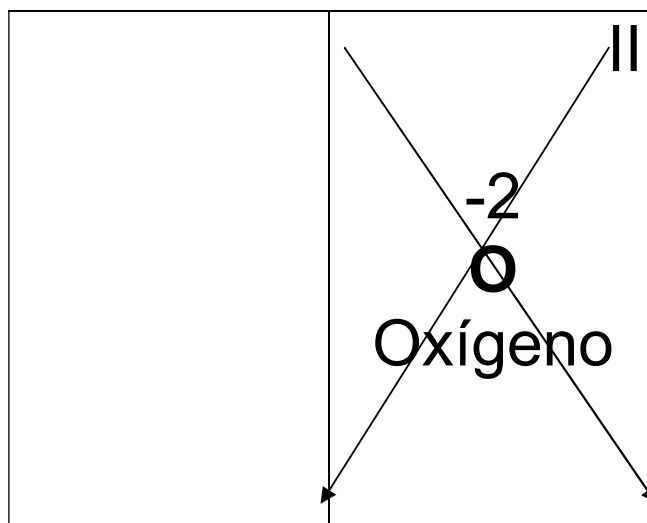
Ejercicios:

1. Después de barajar las cartas de los metales (tarjetas verdes), obtén una y colócala en el cuadro en blanco.
 2. Cruza las valencias y escribe el subíndice correspondiente a cada elemento, si se pueden simplificar, **simplifica** los subíndices.
 3. Obtén la fórmula del óxido y dale nombre*.
 4. A continuación multiplica por 2 el subíndice del oxígeno y dale nombre al peróxido*. (**NO** se simplifican los subíndices)
 5. Repite los incisos 1, 2, 3 y 4 con otras tarjetas
- te puedes auxiliar de los anexos 1, 2, 3 y 4

EJERCICIO CINCO

COMBINACIONES BINARIAS

NO METAL (+) + OXIGENO (-2)
ANHÍDRIDOS



Ejercicios:

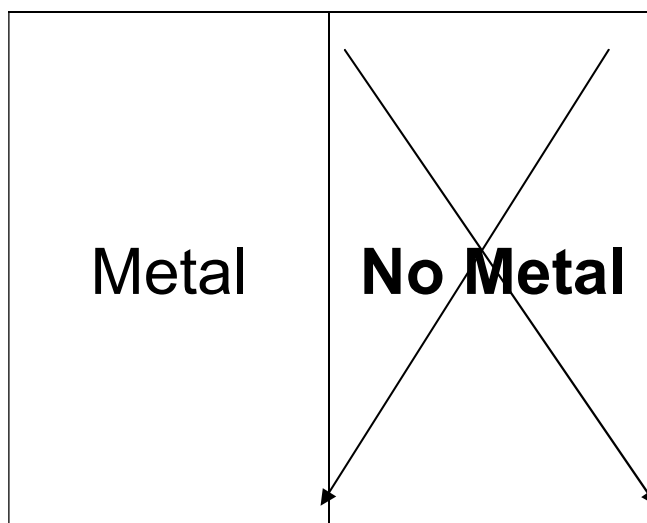
1. Después de barajar las cartas de los no metales con valencia positiva (tarjetas rosa), obtén una y colócala en el cuadro en blanco.
2. Cruza las valencias y escribe el subíndice correspondiente a cada elemento, si se pueden simplificar, **simplifica** los subíndices.
3. Obtén la fórmula del compuesto y dale nombre*.
4. Repite los incisos 1, 2 y 3 con otras tarjetas

- te puedes auxiliar de los anexos 1, 2, 3 y 4

EJERCICIO SEIS

COMBINACIONES BINARIAS

METAL (+) + NO METAL (-)
SAL



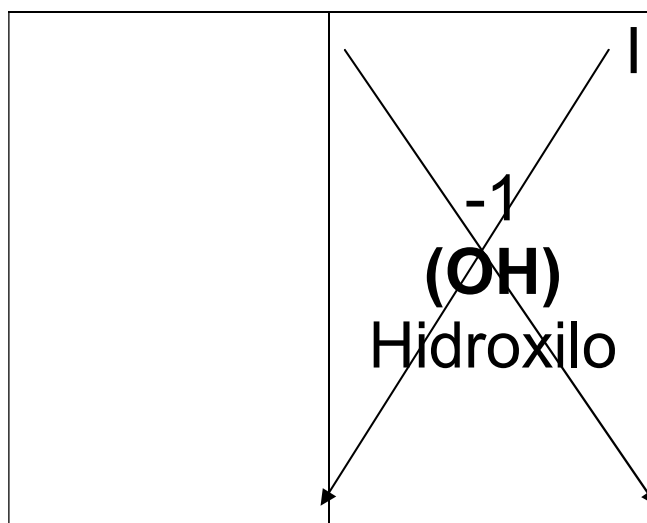
Ejercicios:

1. Después de barajar las cartas de los metales (tarjetas verdes), obtén una tarjeta y colócala en el cuadro correspondiente a los Metales.
2. Haz lo mismo con las cartas de los no metales con valencia negativa (tarjetas naranja), obtén una y colócala en el cuadro correspondiente a los No Metales
3. Cruza las valencias y escribe el subíndice correspondiente a cada elemento, si se pueden simplificar, **simplifica** los subíndices.
4. Obtén la fórmula del compuesto y dale nombre*.
5. Repite los incisos 1, 2, 3 y 4 con otras tarjetas
 - te puedes auxiliar de los anexos 1, 2, 3 y 4

EJERCICIO SIETE

COMBINACIONES TERNARIAS

METAL (+) + HIDROXILO (-1)
HIDRÓXIDO



Ejercicios:

1. Después de barajar las cartas de los metales (tarjetas verdes), obtén una tarjeta y colócala en el cuadro en blanco.
2. Cruza las valencias y escribe el subíndice correspondiente a cada elemento, si se pueden simplificar, **simplifica** los subíndices.
3. Obtén la fórmula del compuesto y dale nombre*.
4. Repite los incisos 1, 2 y 3 con otras tarjetas

- te puedes auxiliar de los anexos 1, 2, 3 y 4

EJERCICIO OCHO

COMBINACIONES TERNARIAS

HIDRÓGENO (+1) + NO METAL (+) + OXIGENO (-2)
ÁCIDO OXIACIDO

I		II
(+1) H Hidrogeno	(+) No Metal	(-2) O Oxigeno

1. Después de barajar las cartas de los no metales con valencia positiva (tarjetas rosa), obtén una y colócala en el cuadro correspondiente.
 2. Asigna el número de hidrógenos de acuerdo a la tabla correspondiente del anexo 2
 3. Asigna el número de oxígenos de acuerdo:
 - $\text{Número de Oxígenos} = (\text{Val. del no met.} + \text{Núm. de hidrógenos})/2$
 4. Obtén la formula del compuesto y dale nombre*.
 5. Repite los incisos 1, 2 y 3 con otras tarjetas
- te puedes auxiliar de los anexos 1, 2, 3 y 4

EJERCICIO NUEVE

COMBINACIONES TERNARIAS

ÁCIDO OXIACIDO + METAL
SAL TERNARIA

Metal	Hidrógeno	No Metal	Oxígeno
--------------	------------------	---------------------	----------------

1. Tomando como referencia uno de los ejemplos del ejercicio anterior, forma un radical, eliminando uno, dos ó tres hidrógenos (según sea el caso), dale nombre al radical formado cambiando las terminaciones del no metal (**oso X ito e ico X ato**).
2. Obtén una de las cartas de la baraja de los metales (tarjetas verdes) y colócala en el cuadro correspondiente.
3. Cruza las valencias (del metal y la valencia del radical formado) colocando la valencia del radical como subíndice del metal y la valencia del metal como subíndice del radical
4. Dale nombre al compuesto formado (Sal) anteponiendo al nombre del metal con la terminación correspondiente a su valencia el nombre del radical (nombre del radical + nombre del metal)

5. Tomando como referencia otro de los compuestos formados en el ejercicio anterior, repite los incisos del 1 al 4

- te puedes auxiliar de los anexos 1, 2 , 3 y 4

ANEXO 1

VALENCIAS PRINCIPALES DE ALGUNOS ELEMENTOS

<u>GRUPO:</u>	<u>I</u>	<u>II</u>	<u>III</u>
	H +1, -1		
	Li: +1	Be: +2	Sc: +3
	Na: +1	Mg: +2	Y: +3
	K : +1	Ca: +2	B: +3, -3
	Rb: +1	Sr: +2	Al: +3
	Cs: +1	Ba: +2	Ga: +3
	Cu: +1, +2	Zn: +2	
	Ag: +1	Cd: +2	
	Au: +1, +3	Hg: +1, +2	
	(NH ₄) +1 amonio		

<u>GRUPO:</u>	<u>IV</u>	<u>V</u>	<u>VI</u>
Ti: +3, +4	V: +2, +3, +4, +5	Cr: +2, +3, +6	
Zr: +4	Nb: +3, +5	Mo: +3, +5, +6	
C: +2, +4, -4	N : +1, +3, +5, -3	W : +6	
Si: +2, +4, -4	P : +1, +3, +5, -3	O : -2	
Ge: +2, +4	As: +1, +3, +5, -3	S: +2, +4, +6, -2	
Sn: +2, +4	Sb: +3, +5	Se: +2, +4, +6, -2	
Pb: +2, +4	Bi: +3, +5	Te: +2, +4, +6, -2	
		Po: +2, +4, +6, -2	

<u>GRUPO:</u>	<u>VII</u>	<u>VIII</u>
Mn: +2, +3, +4, +6, +7		Fe: +2, +3
F: +1, +3, +5, +7, -1		Co: +2, +3
Cl: +1, +3, +5, +7, -1		Ni: +2, +3
Br: +1, +3, +5, +7, -1		Ru: +3, +4
I: +1, +3, +5, +7, -1		Rh: +3, +4
(CN) -1 cianuro		Pd: +2, +4
(SCN) -1 sulfocianuro		Os: +4, +6
(OH) -1 hidroxilo		Ir: +3, +4
		Pt: +2, +4
		U : +4, +6

H₂Cr₂O₇ ácido dicromico

HMnO₄ ácido permanganico

ANEXO 2

COMBINACIONES BINARIAS

METAL (+) + **HIDRÓGENO (-1)** ----- **HIDRURO** NOMBRE: PALABRA **HIDRURO** (de) **NOMBRE DEL METAL***

NO METAL (-) + **HIDROGENO (+1)** ----- **ACIDO** NOMBRE: PALABRA **ACIDO**, **NOMBRE DEL NM** TER en **HÍDRICO**
O BIEN: **NOMBRE DEL NM** terminado en **uro** de Hidrógeno

METAL (+) + **OXIGENO (-2)** ----- **OXIDO** NOMBRE: PALABRA **OXIDO** (de) **NOMBRE DEL METAL ***
VALENCIA DEL METAL = (SUBÍNDICE DEL OXIGENO x 2) / SUBINDICE DEL METAL

METAL (+) + **2 OXIGENOS (-2)** ----- **PEROXIDO** NOMBRE: PALABRA **PEROXIDO** (de) **NOMBRE DEL METAL ***
VALENCIA DEL METAL = SUBINDICE DEL OXIGENO / SUBINDICE DEL METAL

NO METAL (+) + **OXIGENO (-2)** ----- **ANHÍDRIDO** NOMBRE: PALABRA **ANHÍDRIDO** (de) **NOMBRE DEL NO METAL ***
VALENCIA DEL NO METAL = (SUBINDICE DEL OXIGENO x 2) / SUBINDICE DEL NO METAL

NOTA: EN EL CASO DEL **BORO** VALENCIA 3 UNICAMENTE LA TERMINACIÓN **ICO**

METAL (+) + **NO METAL (-)** ----- **SAL BINARIA** NOMBRE: **NO METAL** TERM. EN **URO** (de) **NOMBRE DEL METAL ***

COMBINACIONES TERNARIAS

METAL (+) + **OH (-1)** ----- **HIDROXIDOS** NOMBRE: PALABRA **HIDROXIDO** (de) **NOMBRE DEL METAL ***

HIDRÓGENO (+1) + **NO METAL (+)** + **OXIGENO (-2)** ----- **ACIDO OXIACIDO**

NOMBRE: PALABRA **ACIDO** (de) **NOMBRE DEL NO METAL ***

ACIDO OXIACIDO + **METAL** ----- **SAL TERNARIA**

NOMBRE: AL NOMBRE DEL NO METAL SE LE CAMBIA LA TERMINACIÓN **OSO** x **ITO** e **ICO** x **ATO** (de) **NOMBRE DEL METAL***

TABLA PARA ASIGNAR HIDRÓGENOS A LOS ACIDOS OXIACIDOS.

GRUPO	III	IV	V	VI	VII
VALENCIAS	3	2, 4	1, 3, 5	2, 4, 6	1, 3, 5, 7
HIDRÓGENOS	3	2	1 (N) 3 (P, As, Sb)	2	1 2 (Mn)

$$\text{NUMERO DE OXIGENOS} = \frac{\text{VALENCIA DEL NO METAL} + \text{NUMERO DE HIDROGENOS}}{2}$$

$$\text{VALENCIA DEL NO METAL} = (\text{NUMERO DE OXIGENOS} \times 2) - \text{NUMERO DE HIDROGENOS}$$

(*) TABLA DE PREFIJOS Y TERMINACIONES:

PREFIJOS	TERMINACIONES	2 VALENCIAS	3 VALENCIAS	4 VALENCIAS
HIPO	OSO		*****	*****
	OSO	*****	*****	*****
	ICO	*****	*****	*****
PER	ICO			*****

NOTA: NM NO METAL

ANEXO 3

VALENCIAS POSITIVAS Y NEGATIVAS DE LOS NO METALES

GRUPO	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Val. (+)	3	2, 4	1, 3, 5	2, 4, 6	1, 3, 5, 7
Val. (-)	3	4	3	2	1
Elemento	B	C Si	N P As	O S Se	F Cl Br I

ANEXO 4

TABLA PERIODICA

Periodo	Grupo																17	18	
1	1																	2	
1	1																	2	
2	3	4											5	6	7	8	9	10	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	11	12											13	14	15	16	17	18	
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lr	Uuo		
Lantánidos		58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71				
Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Actínidos		90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103				
Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				
Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				

Notas:
Metálica
Metaloides
No-metálica
Gases nobles
(?) Base en peso atómico aunque el (4) indica el peso atómico y el (2) el número másico.

METALES (VALENCIA POSITIVA)

<p style="text-align: right;">I</p> <p>+1 Li Litio</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">I</p> <p>+1 Na Sodio</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">I</p> <p>+1 K Potasio</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">I</p> <p>+1 Rb Rubidio</p> <p>Metal</p>
<p style="text-align: right;">I</p> <p>+1 Cs Cesio</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">I</p> <p>+1 Cu Cobre</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">II</p> <p>+2 Cu Cobre</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">I</p> <p>+1 Ag Plata</p> <p>Metal</p>
<p style="text-align: right;">I</p> <p>+1 Au Oro</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">III</p> <p>+3 Au Oro</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">I</p> <p>+1 (NH₄) Amonio</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">II</p> <p>+2 Be Berilio</p> <p>Metal</p>

METALES (VALENCIA POSITIVA)

<p style="text-align: right;">II</p> <p>+2 Mg Magnesio</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">II</p> <p>+2 Ca Calcio</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">II</p> <p>+2 Sr Estroncio</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">II</p> <p>+2 Ba Bario</p> <p>Metal</p>
<p style="text-align: right;">II</p> <p>+2 Zn Zinc</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">II</p> <p>+2 Cd Cadmio</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">I</p> <p>+1 Hg Mercurio</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">II</p> <p>+2 Hg Mercurio</p> <p>Metal</p>
<p style="text-align: right;">III</p> <p>+3 Sc Escandio</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">III</p> <p>+3 Y Itrio</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">IV</p> <p>+4 U Uranio</p> <p>Metal</p>	<p style="text-align: right;">III</p> <p>+3 Al Aluminio</p> <p>Metal</p>

METALES (VALENCIA POSITIVA)

<p>III</p> <p>+3 Ga Galio</p> <p>Metal</p>	<p>III</p> <p>+3 Ti Titanio</p> <p>Metal</p>	<p>IV</p> <p>+4 Ti Titanio</p> <p>Metal</p>	<p>IV</p> <p>+4 Zr Circonio</p> <p>Metal</p>
<p>II</p> <p>+2 Ge Germanio</p> <p>Metal</p>	<p>IV</p> <p>+4 Ge Germanio</p> <p>Metal</p>	<p>II</p> <p>+2 Sn Estaño</p> <p>Metal</p>	<p>IV</p> <p>+4 Sn Estaño</p> <p>Metal</p>
<p>II</p> <p>+2 Pb Plomo</p> <p>Metal</p>	<p>IV</p> <p>+4 Pb Plomo</p> <p>Metal</p>	<p>II</p> <p>+2 V Vanadio</p> <p>Metal</p>	<p>III</p> <p>+3 V Vanadio</p> <p>Metal</p>

METALES (VALENCIA POSITIVA)

<p>IV</p> <p>+4 V Vanadio</p> <p>Metal</p>	<p>V</p> <p>+5 V Vanadio</p> <p>Metal</p>	<p>III</p> <p>+3 Nb Niobio</p> <p>Metal</p>	<p>V</p> <p>+5 Nb Niobio</p> <p>Metal</p>
<p>III</p> <p>+3 Sb Antimonio</p> <p>Metal</p>	<p>V</p> <p>+5 Sb Antimonio</p> <p>Metal</p>	<p>III</p> <p>+3 Bi Bismuto</p> <p>Metal</p>	<p>V</p> <p>+5 Bi Bismuto</p> <p>Metal</p>
<p>II</p> <p>+2 Cr Cromo</p> <p>Metal</p>	<p>III</p> <p>+3 Cr Cromo</p> <p>Metal</p>	<p>VI</p> <p>+6 Cr Cromo</p> <p>Metal</p>	<p>III</p> <p>+3 Mo Molibdeno</p> <p>Metal</p>

METALES (VALENCIA POSITIVA)

<p>V</p> <p>+5 Mo Molibdeno</p> <p>Metal</p>	<p>VI</p> <p>+6 Mo Molibdeno</p> <p>Metal</p>	<p>VI</p> <p>+6 W Tungsteno</p> <p>Metal</p>	<p>II</p> <p>+2 Mn Manganeso</p> <p>Metal</p>
<p>III</p> <p>+3 Mn Manganeso</p> <p>Metal</p>	<p>IV</p> <p>+4 Mn Manganeso</p> <p>Metal</p>	<p>VI</p> <p>+6 Mn Manganeso</p> <p>Metal</p>	<p>VII</p> <p>+7 Mn Manganeso</p> <p>Metal</p>
<p>II</p> <p>+2 Fe Hierro</p> <p>Metal</p>	<p>III</p> <p>+3 Fe Hierro</p> <p>Metal</p>	<p>II</p> <p>+2 Co Cobalto</p> <p>Metal</p>	<p>III</p> <p>+3 Co Cobalto</p> <p>Metal</p>

METALES (VALENCIA POSITIVA)

<p>II</p> <p>+2 Ni Níquel</p> <p>Metal</p>	<p>III</p> <p>+3 Ni Níquel</p> <p>Metal</p>	<p>III</p> <p>+3 Ru Rutenio</p> <p>Metal</p>	<p>IV</p> <p>+4 Ru Rutenio</p> <p>Metal</p>
<p>III</p> <p>+3 Rh Rodio</p> <p>Metal</p>	<p>IV</p> <p>+4 Rh Rodio</p> <p>Metal</p>	<p>II</p> <p>+2 Pd Paladio</p> <p>Metal</p>	<p>IV</p> <p>+4 Pd Paladio</p> <p>Metal</p>
<p>II</p> <p>+2 Os Osmio</p> <p>Metal</p>	<p>VI</p> <p>+6 Os Osmio</p> <p>Metal</p>	<p>II</p> <p>+2 Pt Platino</p> <p>Metal</p>	<p>IV</p> <p>+4 Pt Platino</p> <p>Metal</p>

NO METALES (VALENCIA NEGATIVA)

<p>III</p> <p>-3</p> <p>B</p> <p>Boro</p> <p>No Metal</p>	<p>IV</p> <p>-4</p> <p>C</p> <p>Carbono</p> <p>No Metal</p>	<p>IV</p> <p>-4</p> <p>Si</p> <p>Silicio</p> <p>No Metal</p>	<p>III</p> <p>-3</p> <p>N</p> <p>Nitrógeno</p> <p>No Metal</p>
<p>III</p> <p>-3</p> <p>P</p> <p>Fósforo</p> <p>No Metal</p>	<p>III</p> <p>-3</p> <p>As</p> <p>Arsénico</p> <p>No Metal</p>	<p>I</p> <p>-1</p> <p>F</p> <p>Flúor</p> <p>No Metal</p>	<p>I</p> <p>-1</p> <p>Cl</p> <p>Cloro</p> <p>No Metal</p>
<p>I</p> <p>-1</p> <p>Br</p> <p>Bromo</p> <p>No Metal</p>	<p>I</p> <p>-1</p> <p>I</p> <p>Yodo</p> <p>No Metal</p>	<p>II</p> <p>-2</p> <p>S</p> <p>Azufre</p> <p>No Metal</p>	<p>II</p> <p>-2</p> <p>Se</p> <p>Selenio</p> <p>No Metal</p>

NO METALES (VALENCIA POSITIVA)

<p>III</p> <p>+3 B Boro</p> <p>No Metal</p>	<p>II</p> <p>+2 C Carbono</p> <p>No Metal</p>	<p>IV</p> <p>+4 C Carbono</p> <p>No Metal</p>	<p>II</p> <p>+2 Si Silicio</p> <p>No Metal</p>
<p>IV</p> <p>+4 Si Silicio</p> <p>No Metal</p>	<p>I</p> <p>+1 N Nitrógeno</p> <p>No Metal</p>	<p>III</p> <p>+3 N Nitrógeno</p> <p>No Metal</p>	<p>V</p> <p>+5 N Nitrógeno</p> <p>No Metal</p>
<p>I</p> <p>+1 P Fósforo</p> <p>No Metal</p>	<p>III</p> <p>+3 P Fósforo</p> <p>No Metal</p>	<p>V</p> <p>+5 P Fósforo</p> <p>No Metal</p>	<p>I</p> <p>+1 As Arsénico</p> <p>No Metal</p>

NO METALES (VALENCIA POSITIVA)

<p>III</p> <p>+3 As Arsénico</p> <p>No Metal</p>	<p>V</p> <p>+5 As Arsénico</p> <p>No Metal</p>	<p>II</p> <p>+2 S Azufre</p> <p>No Metal</p>	<p>IV</p> <p>+4 S Azufre</p> <p>No Metal</p>
<p>VI</p> <p>+6 S Azufre</p> <p>No Metal</p>	<p>II</p> <p>+2 Se Selenio</p> <p>No Metal</p>	<p>IV</p> <p>+4 Se Selenio</p> <p>No Metal</p>	<p>VI</p> <p>+6 Se Selenio</p> <p>No Metal</p>
<p>II</p> <p>+2 Te Telurio</p> <p>No Metal</p>	<p>IV</p> <p>+4 Te Telurio</p> <p>No Metal</p>	<p>VI</p> <p>+6 Te Telurio</p> <p>No Metal</p>	<p>II</p> <p>+2 Po Polonio</p> <p>No Metal</p>

NO METALES (VALENCIA POSITIVA)

<p>I</p> <p>+1</p> <p>F</p> <p>Flúor</p> <p>No Metal</p>	<p>III</p> <p>+3</p> <p>F</p> <p>Flúor</p> <p>No Metal</p>	<p>V</p> <p>+5</p> <p>F</p> <p>Flúor</p> <p>No Metal</p>	<p>VII</p> <p>+7</p> <p>F</p> <p>Flúor</p> <p>No Metal</p>
<p>I</p> <p>+1</p> <p>Cl</p> <p>Cloro</p> <p>No Metal</p>	<p>III</p> <p>+3</p> <p>Cl</p> <p>Cloro</p> <p>No Metal</p>	<p>V</p> <p>+5</p> <p>Cl</p> <p>Cloro</p> <p>No Metal</p>	<p>VII</p> <p>+7</p> <p>Cl</p> <p>Cloro</p> <p>No Metal</p>
<p>I</p> <p>+1</p> <p>Br</p> <p>Bromo</p> <p>No Metal</p>	<p>III</p> <p>+3</p> <p>Br</p> <p>Bromo</p> <p>No Metal</p>	<p>V</p> <p>+5</p> <p>Br</p> <p>Bromo</p> <p>No Metal</p>	<p>VII</p> <p>+7</p> <p>Br</p> <p>Bromo</p> <p>No Metal</p>

NO METALES (VALENCIA POSITIVA)

<p>I</p> <p>+1</p> <p>I</p> <p>Yodo</p> <p>No Metal</p>	<p>III</p> <p>+3</p> <p>I</p> <p>Yodo</p> <p>No Metal</p>	<p>V</p> <p>+5</p> <p>I</p> <p>Yodo</p> <p>No Metal</p>	<p>VII</p> <p>+7</p> <p>I</p> <p>Yodo</p> <p>No Metal</p>
<p>IV</p> <p>+4</p> <p>Po</p> <p>Polonio</p> <p>No Metal</p>	<p>VI</p> <p>+6</p> <p>Po</p> <p>Polonio</p> <p>No Metal</p>		

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. Ibargüengoitia-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.