



CENTRO DE EDUCACIÓN MEDIA

DEPARTAMENTO DE QUÍMICA

MANUAL DE PRÁCTICAS DE QUÍMICA I y II
MANUAL DE PRÁCTICAS DE QUÍMICA I y II

DEPARTAMENTO DE QUÍMICA.

Colaboradores:

| | |
|----------|-------------------------------|
| Q.I. | J. Jesús Bernal de la Rosa |
| Q.B.P | Alma Cristina Beyhart Moreno |
| T.L.Q | Alma Patricia Correa Delgado |
| I.I.Q. | Ma. Elena Gutiérrez Marfileño |
| M. en C. | Arturo Serna Pérez |
| M.en A. | Ma. del Carmen Valdez Díaz |

Aguascalientes Ags., Junio de 2008

INDICE

PRIMERA PARTE: LABORATORIO DE QUÍMICA I

PRÁCTICAS CON TÉCNICAS DE MICROESCALA

| | |
|---|----|
| I.- ANTECEDENTES..... | A |
| 1.- Fabricación de material de vidrio..... | 1 |
| Fabricación de un micro picnómetro | |
| Fabricación de un filtro con una pipeta pasteur | |
| Fabricación de micro agitadores magnéticos | |
| Fabricación de un micro capilar. | |
| Construcción de una micro columna para cromatografía. | |
| 1.6 Construcción de una micro bureta. | |
| 2.- Separación de mezclas por métodos físicos..... | 3 |
| 2.1 Destilación a escala convencional | |
| 2.2 Destilación a micro escala. | |
| 3.- Métodos de separación de mezclas..... | 6 |
| 3.1 Cromatografía en papel | |
| 3.2 Cromatografía en mini columna | |
| 4.- Determinación del punto de ebullición..... | 10 |
| 5.- Determinación del punto de fusión..... | 12 |
| 6.- ¿Cuántos átomos hay en el espesor de una hoja de aluminio?..... | 14 |
| 7.- Investigación de la tendencia periódica..... | 16 |
| 8.- Bióxido de carbono. Gas de Invernadero..... | 22 |
| 9.- Efectos de la contaminación. Lluvia Ácida..... | 24 |
| 10.- Preparación de jeringas para obtención de gases..... | 27 |

PRÁCTICAS CON TÉCNICAS TRADICIONALES

| | |
|--|----|
| 11.- Conocimiento del laboratorio escolar y el material del laboratorio..... | 32 |
| 12.- Conocimiento de las técnicas mas comunes en el laboratorio..... | 34 |
| 13.- Uso del mechero de Bunsen..... | 36 |
| 14.- Cambios físicos y químicos..... | 39 |
| 15.- Elemento, compuesto y mezcla..... | 41 |
| 16.- La energía y sus transformaciones..... | 44 |
| 17.- Mezclas y métodos de separación..... | 46 |
| 18.- Modelos atómicos y configuración electrónica..... | 50 |
| 18.1 Modelo del Helio | |
| 18.2 Modelo atómico del Berilio | |
| 18.3 Modelo atómico del Nitrógeno | |
| 18.4 Modelo atómico del Fluor | |
| 19.- Enlaces químicos..... | 53 |
| 20.- Nomenclatura química inorgánica..... | 55 |
| 20.1 Obtención de un óxido metálico y un Hidróxido | |
| 20.2 Obtención de una sal | |
| 21.- El mechero de Bunsen y su aplicación..... | 59 |
| 21.1 Partes del mechero | |
| 21.2 Sistemas de combustión | |
| 21.3 Tipos de flama | |
| 21.4 Zona de combustión | |

| | |
|---|----|
| 21.5 Trabajos de vidrio | |
| 21.5.1 Cortado de vidrio | |
| 21.5.2 Pulido de vidrio | |
| 21.5.3 Doblado de vidrio | |
| 22.- La balanza..... | 63 |
| 23.- La materia..... | 66 |
| 24.- Técnicas comunes de laboratorio I | 69 |
| 24.1 Filtración | |
| 24.2 Destilación | |
| 24.3 Decantación | |
| 24.4 Evaporación | |
| 25.- Técnicas comunes de laboratorio II | 71 |
| 25.1 Cristalización | |
| 25.1 Centrifugación | |
| 25.3 Cromatografía | |
| 26.- Flamometría y Alotropía..... | 73 |
| 27.- Las propiedades del Azufre..... | 75 |

SEGUNDA PARTE: LABORATORIO DE QUÍMICA II

PRÁCTICAS CON TÉCNICAS DE MICROESCALA

| | |
|--|-----|
| 1. Difusión de gases en dos dimensiones..... | 78 |
| 2. Equilibrio químico..... | 80 |
| 3. La constante de equilibrio..... | 84 |
| 4. Equilibrio en el sistema NO _x | 87 |
| 5. Titulación redox del Manganeseo..... | 88 |
| 6. Factores que modifican la velocidad de un cambio químico..... | 93 |
| 7. Preparación y estandarización de soluciones..... | 95 |
| 8. Reacciones de precipitación: Soluciones..... | 97 |
| 9. Indicadores de Ph..... | 98 |
| 10. Ácidos y bases. Neutralización..... | 99 |
| 11. Titulación Ácido-base..... | 101 |
| 12. Propiedades de los hidrocarburos: saturados, insaturados y aromáticos..... | 103 |
| 13. Hidrocarburos: preparación de Acetileno | 105 |
| 14. Propiedades de los alcoholes..... | 107 |
| 15. Sustancias orgánicas como combustibles: Alcohol sólido..... | 109 |
| 16. POLÍMEROS: La supergoma | 112 |
| 17. Contenido de vitamina C | 114 |
| 18. Carbohidratos: Almacenes de energía | 116 |
| 19. Separación de aspirina de una tableta efervescente | 119 |
| 20. Obtención de jabón..... | 121 |

PRÁCTICAS CON TÉCNICAS TRADICIONALES

| | |
|---|-----|
| 21. Fórmula mínima de un compuesto..... | 124 |
| 22. Estequiometría | 125 |
| 23. Relación masa-masa..... | 126 |
| 24. Energía química..... | 128 |
| 25. Reacciones químicas | 130 |
| 26. Ácidos y bases | 133 |
| 27. Neutralización..... | 136 |

| | | |
|-----|--|---------|
| 28. | Compuestos orgánicos e inorgánicos..... | 138 |
| 29. | Hidrocarburos insaturados: Acetileno | 141 |
| 30. | Aplicación de los hidrocarburos: crema limpiadora..... | 143 |
| 31. | Aplicación de la química orgánica: limpiador para vidrios y desodorante de pino | 144 |
| 32. | Obtención de un compuesto aromático..... | 145 |
| 33. | Ácidos orgánicos y ésteres | 146 |
| 34. | Ésteres | 147 |
| 35. | Preparación de un jabón..... | 150 |
| 36. | Ésteres (saponificación)..... | 152 |
| | BIBLIOGRAFÍA..... | 154 |

ANTECEDENTES

La Química a Microescala en su versión moderna, fue desarrollada por el Dr. Ronald M. Pike del Instituto Tecnológico de Massachusetts. Las pruebas iniciales de estas Técnicas, en laboratorios de enseñanza fueron realizadas en los Estados Unidos en 1983, por los doctores Ronald M. Pike, Dana W. Mayo y Samuel S. Butcher en los cursos de laboratorio de Química Orgánica ofrecidos en el Merrimack Collage (North Andover, Massachusetts) y en el Bowdoin College (Brunswick, Maine). Estas pruebas resultaron altamente exitosas. Se encontró que los estudiantes podían adaptarse rápidamente a las manipulaciones de microescala en este nivel. Los resultados preliminares fueron reportados en la Reunión Nacional de la Sociedad Química Americana en 1984. El primer texto de Química a microescala, *Microscale Organic Laboratory* (por D.W. Mayo, R.M. Pike y S.S. Butcher), apareció en 1986, publicado por Jhon Wiley & Sons.

El éxito del programa de laboratorio de Orgánica llevó al Dr. Zvi Szafran (del Merrimack College) a investigar la aplicación de las técnicas de microescala a la Química Inorgánica, comprobando que también, en este campo, son una excelente alternativa.

Actualmente casi la totalidad de escuelas preparatorias en los Estados Unidos utilizan técnicas de microescala en los laboratorios de Química, y se han ido sumando otros países como Suecia, Australia, la India, Puerto Rico y México.

En nuestro país se creó el Centro Nacional de Microescala en 1993 con sede en la Universidad Iberoamericana y se han empezado a implementar estas prácticas en la Universidad Nacional Autónoma de México, en la Universidad Metropolitana, en la Universidad Autónoma de San Luis Potosí, en el CONALEP a nivel nacional y en la Universidad Autónoma de Aguascalientes.



¿POR QUÉ MICROESCALA?

El manejo de los desechos químicos y el control del medio ambiente son objeto de constante preocupación a nivel mundial. Las agencias gubernamentales se esfuerzan por contrarrestar estos problemas mediante leyes reguladoras de las emisiones y los depósitos de desechos químicos generados por los automóviles, las fábricas, los hospitales, los laboratorios, etc. Tradicionalmente estos desechos han sido manejados mediante la incineración (generando contaminación del aire), a través de los sistemas de drenaje (generando contaminación del agua), o en tierras de relleno (generando contaminación de la tierra).

Por otra parte, la sociedad en general cada vez está más convencida de la necesidad de reducir la exposición (tanto en las fábricas como en los laboratorios industriales, escolares y de investigación) a productos químicos potencialmente dañinos. Los niveles de exposición legalmente aceptables han bajado consistentemente durante las últimas décadas, mientras que el número de productos químicos que deben ser monitoreados se ha incrementado drásticamente.

El mantenimiento de un medio ambiente sano, tanto en el laboratorio industrial como en el laboratorio escolar debe ser una prioridad. Existe el problema de la seguridad en el manejo de los compuestos químicos, muchos de los cuales son altamente inflamables y explosivos, otros reaccionan violentamente aún bajo condiciones moderadas, y otros más, debido a la exposición prolongada ante ellos, parecen ser causa de alteraciones fisiológicas como el cáncer, mutilaciones, padecimientos alérgicos, etc. Cada vez es más larga la lista de compuestos en la literatura química y de regulaciones gubernamentales asociadas a estos problemas.



El desarrollo de la Química a Microescala ha proporcionado una ruta para resolver estos problemas: consiste en llevar a cabo el proceso químico utilizando una cantidad drásticamente reducida de sustancia. Pues esta técnica empieza con una reducción de productos desde el nivel tradicional de 10 a 15 gramos para sólidos y 100 a 500 ml para líquidos, hasta 25 a 100 miligramos para sólidos y 100 a 2000 microlitros para líquidos.

La disminución de volúmenes altos en el uso de solventes resulta en una mejora significativa de la calidad del aire, así como una exposición reducida a productos químicos potencialmente tóxicos.

Aunado a lo anterior y no menos importante, está el aspecto económico. Los costos de operación actuales se han visto incrementados considerablemente ya que la mayoría de los insumos son de importación y éstos se cotizan en dólares.

Empleando técnicas de microescala estos costos se reducirán drásticamente con un ahorro considerable de recursos.

El concepto de Química a Microescala puede ser introducido en el campo escolar en todos los niveles del sistema educativo y debe ser un elemento importante en la educación científica. Las futuras generaciones de científicos y técnicos deberán estar familiarizados con las prácticas y el equipo requeridos para trabajar con microcantidades de productos químicos en beneficio de la industria, la escuela, el medioambiente y la sociedad en general. La capacitación en este nuevo planteamiento y la formación de una nueva percepción a este respecto, es competencia directa de la Escuela, de ahí que sea el Laboratorio Escolar el lugar más conveniente para cumplir con esta tarea.



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.

MATERIAL:

Pipetas 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 delgado
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 Micro agitadores Magnéticos.

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 micro agitador 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 micro agitador. 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 micro columna, 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 sílica 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 micro bureta (pipeta) libera micro gotas a través de la punta de plástico lo que hace posible registrar volúmenes hasta de centésimas de ml.

CONCLUSIONES:

Práctica N° 2

SEPARACIÓN DE MEZCLAS POR MÉTODOS FÍSICOS

OBJETIVO:

Realizar la separación de mezclas de líquidos por destilación a escala convencional y a micro escala.

INTRODUCCIÓN:

Uno de los problemas más complejos de la química es la separación de mezclas en sus componentes individuales. Se ha visto que 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 generales para hacer separaciones entre los que están: decantación, filtración, destilación, cristalización, sublimación, 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.

Aplicaremos un método general de separación:

DESTILACIÓN 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 más 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 de destilación
Soportes universales
Pinzas de extensión de tres dedos
Pinzas de nuez
Termómetro
Probetas
Lámpara de alcohol
Pinzas de usos múltiples
Vino tinto.

MATERIAL PARA MICROESCALA:

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:**A.- Escala Convencional.**

1. Coloque en el matraz de destilación 25 ml de vino tinto.
2. Arme el aparato que se le indique.
3. Llene de agua el refrigerante.
4. Encienda la lámpara de alcohol y caliente suavemente el matraz de destilación.
5. Cuando empiece una ebullición suave, observe atentamente el líquido que empieza a condensarse en el refrigerante y anote la temperatura.
Temperatura = _____
6. Descarte el primer mililitro de destilado.
7. Siga destilando hasta obtener 3 ml del destilado.
8. Apague la lámpara de alcohol y afloje cuidadosamente el tapón que sostiene el termómetro.
9. Anote sus observaciones: _____

B. MICROESCALA.

1. Coloque en el matraz de destilación 5 ml de vino tinto.
-

- Arme el aparato que se le indique.
- Llene de agua el refrigerante.
- Encienda la lámpara de alcohol o el mechero de Bunsen y caliente suavemente el matraz de destilación.
- Cuando empiece una ebullición suave, observe atentamente el líquido que empieza a condensarse en el refrigerante y anote la temperatura.
Temperatura = _____
- Descarte las primeras 10 gotas de destilado.
- Siga destilando hasta obtener 1 ml de destilado.
- Apague la lámpara de alcohol y desatornille cuidadosamente el tapón que sostiene el termómetro.
- Anote sus observaciones : _____

CUESTIONARIO:

- Anote el material empleado en este experimento.
- Mencione diez métodos de separación de mezclas.
- ¿En qué consiste el proceso de la destilación?
- ¿A qué temperatura empezaron a condensarse los vapores del vino?
- ¿Qué olor tiene el destilado? ¿Qué color?
- ¿Qué color tiene la solución que queda en el matraz de destilación?
- ¿A qué huele?
- ¿El proceso de destilación es un cambio químico o físico?
- ¿Qué mezclas separaría por destilación? Anote tres ejemplos.
- ¿Por qué se dice que la destilación simple es un proceso de separación de baja eficiencia?
- ¿Qué diferencias encuentra al realizar el mismo proceso de destilación a escala convencional y a micro escala?

CONCLUSIONES:

Práctica N°3

MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS

OBJETIVO:

Realizar separaciones 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.

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.

Aplicaremos dos métodos generales de separación: cromatografía en papel y cromatografía en columna.

CROMATOGRAFIA 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.

CROMATOGRAFIA 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.
Alambre de cobre delgado

REACTIVOS:

Sulfato de sodio anhidro

PROCEDIMIENTO:

A.- Separación De Una Mezcla Por Cromatografía En Papel.

1. Dibuje 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, coloque 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, doble el extremo opuesto al punto de tinta y cuelgue 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, sáquela del vaso y déjela secar sobre una placa de mosaico
5. Repite el mismo procedimiento para cada una de las muestras de tinta.
6. Registre sus observaciones:

| TINTA COLOR: | COMPONENTES |
|---------------------|--------------------|
| | |
| | |
| | |
| | |
| | |
| | |
| | |
| | |
| | |

B.- SEPARACION DE UNA MEZCLA POR CROMATOGRAFIA EN MINICOLUMNNA.
PARTE A: Preparación de las mini columnas.

1. Introduzca 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. Añada a cada mini columna 50 mg de sulfato de sodio anhidro y en seguida agregue poco a poco 500 mg del adsorbente sílica gel, y otros 50 mg de sulfato de sodio.
3. Humedezca las columnas agregando agua con una pipeta Pasteur.
4. Agregue a cada una de las mini columnas una gota de colorante distinto y en seguida 1 ml de agua.
5. Permita que drene toda el agua a través de la columna.
6. Registre sus observaciones:

| Colorante color: | Componentes |
|-------------------------|--------------------|
| | |
| | |
| | |
| | |
| | |

7. Realice el mismo procedimiento utilizando una columna de cromatografía empacada con 4 g de sílica gel.

CUESTIONARIO:

1. ¿Qué es una mezcla? ¿Qué es una mezcla homogénea? ¿y una mezcla heterogénea?
2. Anote cinco procedimientos de separación de mezclas y describa brevemente en qué consiste cada una.
3. ¿Cuál es el principio de las técnicas cromatográficas?

4. ¿Cuántas fases constituyen un sistema cromatográfico y en qué consisten?
5. ¿Cuál es la definición de cromatografía?
6. Investigue los nombres de algunas técnicas cromatográficas modernas.
7. ¿Qué diferencias encuentra al realizar el último experimento a micro escala y a escala convencional?

CONCLUSIONES:

Práctica N°4

DETERMINACIÓN 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 °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

Algunos alcoholes (metanol y etanol).

PROCEDIMIENTO:

1. Fabrique algunas campanitas de ebullición.
2. Coloque sobre el termo agitador un vaso de precipitados, un micro agitador y el aceite mineral que servirá como baño caliente.
3. Añada 1 ml del líquido problema a un tubo de ensayo pequeño y deje caer una campanita de ebullición con el extremo cerrado hacia arriba, de modo que quede sumergida en el líquido.
4. Fije el tubo de ensayo al termómetro con la banda de hule y empiece a calentar.
5. Cuando una corriente de burbujas rápida, ascendente y continua salga del capilar, anote la temperatura y desconecte la placa.
6. Cuando las burbujas dejen de salir del capilar y el líquido empiece a entrar en él, vuelva a registrar la temperatura. Promedie ambas temperaturas para obtener la temperatura de ebullición del líquido.
7. Siga 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? Explique su respuesta.
4. Defina el término “punto de ebullición normal del agua”.

CONCLUSIONES:

Práctica N°5

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 una atmósfera.

Un sólido puro funde a una temperatura exacta y precisa, en un corto rango de temperatura (aprox. 2 °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 las sustancias.

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 °C cuando la presión es de una atmósfera. En el hielo, las moléculas de agua están fuertemente unidas. Es necesario calentarlo 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
Vidrios 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. Selle un tubo capilar por uno de sus lados.
2. Introduzca 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. Coloque el micro agitador en el vasito de precipitados y llénelo hasta un poco más de la mitad con aceite mineral.
4. Sujete el capilar a un termómetro con una banda de hule que los mantenga firmemente unidos y sumerja el sistema en el vasito con aceite mineral (sin que el aceite llegue a la banda de hule).
5. Encienda la parrilla para activar la agitación y el calentamiento del baño de aceite.
6. Registre la temperatura de fusión del sólido. $t_f = \underline{\hspace{2cm}}$.
7. Repita 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?
4. Si al determinar el punto de fusión de cierto compuesto, éste resulta ser 5°C menor al reportado, ¿a qué cree que se debe esta anomalía?

CONCLUSIONES:

Práctica N° 6

¿CUÁNTOS 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.

Tijeras

PROCEDIMIENTO:

1. Pese la hoja de aluminio. Peso de la hoja = _____ gr
2. Mide el largo y el ancho de la hoja de aluminio. Ancho = _____ cm
Largo = _____ cm

CUESTIONARIO:

1. Calcule el espesor de la hoja en:
- centímetros,
 - milímetros,
 - nanómetros,
 - radios atómicos
 - 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

Área de la hoja = largo de la hoja x ancho de la hoja

CONCLUSIONES:

Práctica N° 7

INVESTIGACIÓN DE LA TENDENCIA PERIÓDICA**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.

Los óxidos de los 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.

MATERIAL:

Balanza con precisión a miligramos
Tubos de ensayo
Gradilla
Pipetas graduadas de 1 ml.
Pipetas Pasteur
Pinzas para tubos de ensayo
Mechero Bunsen
Varillas indicadoras 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:

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

Reacción 1. Óxido 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.

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

Sumerja en la solución resultante una varilla indicadora de pH dentro de la solución.
¿La solución es ácida o básica? Registre el pH.
¿Cuál es el gas producido en ésta reacción?

Reacción 2. Óxido 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.

Coloque aproximadamente 10 mg de óxido de calcio en un tubo de ensayo y añada 0.5 ml de agua. Sumerja en la solución una varilla indicadora de pH como lo hizo anteriormente. Registre el pH.

Reacción 3. Óxido bórico.

Ponga aproximadamente 10 mg de óxido de boro en un tubo de ensayo. Añada 0.5 ml de agua y observe los cambios de color en la varilla de pH. Registre el pH.

Reacción 4. Dióxido de carbono.

Coloque pedazos pequeños de hielo seco con unas pinzas en un tubo de ensayo. **Precaución: El hielo seco es muy frío, no permita que le toque la piel.** Agregue 0.5 ml de agua y rápidamente introduzca una varilla indicadora de pH. Registre el pH de la solución resultante.

Reacción 5. Dióxido de azufre.

Coloque 10 mg de azufre en un tubo de ensayo. Introduzca una varilla indicadora de pH previamente humedecida con agua destilada, de forma que quede colgando de la boca del tubo y tape el tubo con un pedacito de parafilm. Caliente 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 observe cambios en los colores de la varilla registre inmediatamente el pH (haga la lectura sin destapar el tubo. Por último, lleve el tubo de ensayo a la campana de extracción y ahí retire la película de parafilm.

Reacción 6. Óxido 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. Determine el pH a 0.5 ml de solución 1 M de ácido perclórico y regístrelo.

B. Preparación y reactividad de los halógenos.

Reacción 7. Preparación del cloro.

Coloque 1 ml de blanqueador para lavandería en un tubo de ensayo. Los blanqueadores contienen aproximadamente 5% de hipoclorito de sodio. Añada 0.5 ml de tolueno, se formará un sistema de dos fases. Observe el color del tolueno. Acidifique el sistema con 0.5 ml de ácido clorhídrico 6 N y agite.

¿Qué indicación tiene de que se ha formado cloro y se ha disuelto en la capa de tolueno? No deseche este tubo ya que se utilizará más adelante.

Reacción 8. Reactividad del bromo.

Coloque 1 ml de solución de bromuro de potasio 0.2 N en un tubo de ensayo. Añada la mitad del tolueno que contiene cloro (reacción 7) usando una pipeta Pasteur. Agite 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. Agite el tubo de ensayo.

¿Se ha llevado a cabo una reacción? _____.
¿Cómo puede saberlo? _____.

Reacción 10. Preparación del bromo.

Coloque un ml de agua saturada con bromo (**en la campana de extracción o en un espacio que esté bien ventilado**) en un tubo de ensayo. Agregue 1 ml de tolueno. Agite el tubo de ensayo y anote 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, agregue la mitad del tolueno que contiene bromo y agite. ¿Se ha llevado a cabo una reacción? _____ ¿Cómo puede saberlo? _____.

Reacción 12. Reactividad del yodo

A un tubo con 1 ml de solución 0.2 N de yoduro de potasio, agregue la mitad del tolueno que contiene bromo y agite. ¿Se ha llevado a cabo una reacción? _____ ¿Cómo puede saberlo? _____.

Reacción 13. Preparación del yodo.

Coloque 1 ml de una solución 0.1 M de yodo en un tubo de ensayo. Agregue 1 ml de tolueno, agite y observe el color del yodo en el tolueno: _____.

Reacción 14. Reactividad del cloro.

A 1 ml de solución de cloruro de potasio agregue la mitad del tolueno que contiene yodo, agite y observe. ¿Se lleva a cabo una reacción? _____. ¿Cómo puede saberlo? _____.

Reacción 15. Reactividad del bromo.

Lleve a cabo la misma reacción anterior, pero esta vez utilice 1 ml de solución 0.2 N de bromuro de potasio, agite y observe. ¿Se ha llevado a cabo una reacción? _____ ¿Cómo puede 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.

Indique si los reactivos de cada columna reaccionan para desplazar al ión halogenuro en la sal indicada en la columna horizontal. Indique también en el recuadro correspondiente, cómo sabe 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 puede observarse para la acidez o basicidad de las soluciones de los óxidos cuando se recorre un período de la Tabla Periódica?
2. ¿Qué conclusiones se pueden obtener acerca de la reactividad de los halógenos?
3. ¿Esperaría que el flúor sea más o menos reactivo que el cloro?

CONCLUSIONES:

Práctica N° 8

**OBTENCIÓN DEL BIÓXIDO DE CARBONO
GAS DE INVERNADERO.****OBJETIVOS:**

1. Obtener bióxido de carbono por la acción de un ácido sobre un carbonato o bicarbonato.
2. Identificar la presencia de bióxido de carbono
3. Comprobar la presencia de bióxido de carbono en las bebidas carbonatadas, como producto de la respiración humana, y como producto del metabolismo de las levaduras en la fermentación.

INTRODUCCIÓN:

El **bióxido** o **dióxido de carbono** es un gas incoloro, más denso que el aire, formado por dos átomos de oxígeno y uno de carbono, por lo que tiene la fórmula CO_2 . El bióxido de carbono también puede presentarse en forma de un sólido blanco que sublima (a la presión atmosférica pasa directamente de sólido a gas sin pasar por el estado líquido), que se conoce como “hielo seco”.

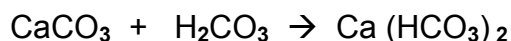
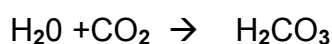
El CO_2 se produce en la respiración, en la fermentación y en la combustión de cualquier material que contenga carbono, como el papel o la madera. Es utilizado por las plantas durante la fotosíntesis para la elaboración de carbohidratos. En la atmósfera se encuentra en una proporción muy pequeña, y es uno de los gases que se conocen como gases de invernadero. Estos atrapan parte de la energía que llega a la tierra desde el sol, cuando está tratando de regresar al espacio, lo cual promueve el calentamiento de la tierra.

Si la cantidad promedio de gases de invernadero aumenta, la temperatura de la Tierra también aumenta, en tanto que si estos gases disminuyen la temperatura terrestre también lo hace, por lo que es importante que la cantidad de estos se mantenga en un nivel más o menos constante.

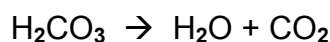
El calentamiento de la Tierra por el efecto invernadero se muestra en el gradiente de temperaturas registradas en el ecuador y en los polos, lo que produce cambios en la circulación general de la atmósfera en los océanos, con el consiguiente corrimiento de las franjas climáticas y, como consecuencia, los cambios en el clima y su afectación a los ecosistemas, los agrosistemas, los glaciares y los ríos y el nivel del mar. Todo ello incide en la actividad humana.

Actualmente la cantidad de combustibles que se queman para obtener la energía que necesitamos es muy grande. Las plantas verdes no pueden aumentar su capacidad para consumir al CO_2 en la fotosíntesis a la misma velocidad con la que nosotros aumentamos la producción de este gas. Con ello la proporción de CO_2 en la atmósfera va en aumento, por lo que se piensa que la temperatura en la tierra puede llegar a aumentar, trayendo importantes consecuencias, como cambios en el clima que pueden modificar los ciclos de cultivo en las diferentes partes del mundo.

Cuando el agua de lluvia atraviesa la atmósfera, disuelve al bióxido de carbono del aire y forma una solución diluida de ácido carbónico (H_2CO_3). Éste al filtrarse por las rocas calizas que contienen carbonato de calcio (CaCO_3), forma bicarbonato de calcio ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$) que se disuelve el agua. Por ello la piedra se destruye y al paso de muchísimo tiempo va formando grutas y cavernas.

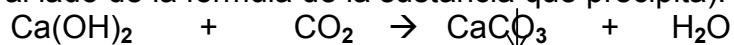


A su vez, el agua que gotea dentro de las cavernas lleva disuelto el $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, que se descompone y forma nuevamente CaCO_3 insoluble, lo que da origen a las estalactitas y estalagmitas que observamos dentro de las grutas.



El bióxido de carbono se utiliza, por ejemplo, en la fabricación de bebidas carbonatadas (como los refrescos con gas). Es muy poco reactivo, por lo que se utiliza en los extintores de fuego para excluir al oxígeno. Al producirse en la fermentación o por la reacción de los polvos de hornear, es el responsable de las pequeñas burbujas que se forman en la masa, que dan esta textura esponjosa al pan. También se utiliza en la fabricación de espumas plásticas (como el hule espuma).

La siguiente serie de experimentos consiste en obtener CO_2 por diferentes métodos y de diversas fuentes, tales como la respiración humana, la reacción de carbonatos y bicarbonatos con ácido, como producto de la fermentación de los azúcares por las levaduras, o separándolo de una bebida carbonatada. Comprobaremos su presencia por medio de su reacción con una solución de hidróxido de calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), conocida como agua de cal. Esta solución nos permite observar la presencia de CO_2 al enturbiarse por la formación de la sal blanca de carbonato de calcio (CaCO_3) que se precipita, es decir, forma un sólido insoluble (Esto se indica en la ecuación química poniendo una flecha que apunta hacia abajo al lado de la fórmula de la sustancia que precipita):



MATERIALES:

- 1 Matraz Erlenmeyer de 100 ml ó un frasco de vidrio

- 1 Matraz Erlenmeyer de 100 ml, con tapón, ó frasco de vidrio con tapa
- 1 Vaso de precipitados de 10 ó 20 ml
- 1 Matraz Kitasato de 50 ml, con tapón o un matraz Erlenmeyer de 50ml, con tapón y con tubo de desprendimiento.
- 1 Trozo de manguera de hule de aproximadamente 20cm
- 1 Jeringa de 20 ml, preparada para la obtención de gases
- 1 Popote
- 1 Espátula o un popote cortado en diagonal
- 1 Cucharita de plástico

REACTIVOS:

Hidróxido de calcio (cal apagada, $\text{Ca}(\text{OH})_2$) u óxido de calcio (cal viva, CaO)
Bicarbonato de sodio (NaHCO_3) o gis molido (CaCO_3)
Vinagre (solución de ácido acético, CH_3COOH al 6%)
Agua mineral con gas o alguna otra bebida con gas
Levadura para pan
Azúcar de mesa (sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)
“Alka-Seltzer” o “sal de uvas Picot”, o algún medicamento efervescente
Aceite mineral (para lubricar el émbolo de la jeringa)

PROCEDIMIENTO:

A.- PREPARACIÓN DEL AGUA DE CAL

Prepara el agua de cal, de preferencia el día anterior al desarrollo de la práctica, de la siguiente manera:

1. Llena el matraz o frasco con agua agrega $\frac{1}{4}$ de cucharadita de hidróxido de calcio o de óxido de calcio. Agita con la cuchara, tapa el matraz y deja reposar la suspensión que se forma hasta que el líquido quede absolutamente claro. Es decir, espera a que el sólido sedimente. Esto puede tardar varias horas.
2. Vierte el líquido en un matraz o frasco limpio, cuidando que no se pase ninguna de las partículas sólidas que están en el fondo. El líquido que obtuviste es el agua de cal. Debe permanecer tapada, porque el bióxido de carbono presente en el aire puede reaccionar con ella y formar una nata blanca de carbonato de calcio en la superficie. Si por alguna razón no se pudo preparar el agua de cal con suficiente anticipación, se puede preparar en el momento, filtrando la suspensión producida, con un embudo y papel filtro.

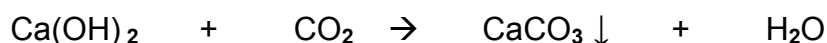
B.- OBTENCIÓN DE CO_2 POR LA REACCIÓN DE UN CARBONATO Y UN ÁCIDO

Para la preparación del material necesario para la obtención de gases en jeringas, consulta la práctica respectiva del manual.

1. Llena el vaso de precipitados con agua de cal.
-

2. Siguiendo las instrucciones de la obtención de gases en jeringas, utiliza como reactivo sólido bicarbonato de sodio (NaHCO_3) y colócalo en la tapa plástica para los reactivos, e introdúcelo dentro del cuerpo de la jeringa.
3. Succiona con la jeringa 2 ml de vinagre, tapa la jeringa y agítala. La reacción se inicia de inmediato y el émbolo de la jeringa se empieza a desplazar.
4. Cuando el volumen del gas obtenido llegue algunos 18 ml, gira la jeringa boca arriba y destápala, para evitar que la presión del gas bote el émbolo.
5. Gira la jeringa 180° y desecha el líquido en el recipiente indicado para ello.
6. Inmediatamente después cierra la jeringa con su tapa, para evitar que el gas escape.
7. Burbujea el gas en el agua de cal que tienes en el vaso de precipitados. La formación de lechada o de un precipitado blanco será la prueba de que el gas obtenido es CO_2

El agua de cal se enturbia por la formación de CaCO_3 , que es insoluble:



Pero podrás observar que, si se burbujea CO_2 en el agua de cal por suficiente tiempo se aclara. Esto se debe a que el CO_2 con el agua y el carbonato se lleva a cabo la siguiente reacción, formándose bicarbonato de calcio ($\text{Ca(HCO}_3)_2$), que sí es soluble en agua:



8. Repite el experimento, utilizando como reactivo sólido algún medicamento efervescente y, como reactivo líquido, agua. Lee los ingredientes que indica la envoltura de cada uno de los medicamentos. ¿Qué relación encuentras entre estos dos experimentos?
9. Lava el material que utilizaste.

C.- CO_2 COMO PRODUCTO DE LA RESPIRACIÓN HUMANA

1. Vierte en el vaso de precipitado una pequeña cantidad (entre 10 y 15 ml, aproximadamente) de agua de cal, y sopla con un popote haciendo burbujear el aire que exhalas en el agua de cal. El enturbiamiento del agua indicará la presencia de CO_2
2. Lava el material que utilizaste.

D.- CO_2 EN LAS BEBIDAS GASEOSAS

1. Llena hasta la mitad el matraz Kitasato (o el matraz Erlenmeyer con tapón con tubo de desprendimiento) con alguna bebida gaseosa y tápalo. Coloca la manguera de hule en la salida del matraz (el dispositivo es igual al utilizado en la obtención de CO_2 como producto de la fermentación).
2. Vierte una pequeña cantidad de agua de cal en un vaso de precipitado de 10 ml.
3. Sumerge el extremo libre de la manguera en el agua de cal.

4. Agita el matraz para provocar que el gas se desprenda de la bebida, si observas el enturbiamiento del agua de cal es una prueba de que el gas desprendido es CO_2 .
5. Lava el material que utilizaste.

E.- CO_2 COMO PRODUCTO DE LA FERMENTACIÓN

1. Coloca $\frac{1}{4}$ de cucharadita de azúcar en el matraz Kitasato y disuélvela en 25 ml de agua tibia.
2. Agrega $\frac{1}{8}$ de cucharadita de levadura para pan, tapa el matraz y coloca la manguera en la salida del matraz.
3. Vierte aproximadamente 10 ml de agua de cal en un vaso de precipitado y coloca el extremo libre de la manguera en el agua de cal
4. Espera 15 minutos para dar tiempo a las levaduras de iniciar la fermentación. Observarás la formación de pequeñas burbujas en el interior del matraz y, más adelante, el gas formado saldrá por la manguera y enturbiará el agua de cal, comprobando así que el gas desprendido es CO_2 .
5. Lava el material que utilizaste

CUESTIONARIO:

1. ¿Por qué se dice que el CO_2 es un gas de invernadero?
2. ¿Qué efectos se producen en la tierra?
3. ¿Qué crees que ocurrirá en el planeta si sigue aumentando el CO_2 ?
4. ¿Qué usos tiene el CO_2 ?
5. ¿Qué otra sustancia se produce durante la fermentación, además del bióxido de carbono?
6. Las plantas verdes consumen el bióxido de carbono durante la fotosíntesis. ¿En que consiste este proceso?
7. De las sustancias que puedes encontrar en tu casa, ¿Cuál podrías hacer reaccionar con el vinagre para sustituir el bicarbonato de sodio y obtener el CO_2 ?

Práctica N° 9

EFFECTOS DE LA CONTAMINACIÓN LLUVIA ÁCIDA.

OBJETIVOS:

Simular el fenómeno de la lluvia ácida y observar los efectos que tiene sobre la materia 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 arrojan a la atmósfera cenizas y grandes cantidades de dióxido de azufre, SO_2 , que puede generar lluvia ácida), o bien, tormentas de 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 ése equilibrio se pierde, 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 está 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 en la piel. Esto ha sido estudiado profundamente por el científico mexicano Mario Molina, Premio Nóbel de Química en 1995.

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: el industrial y el 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 reaccionar con el agua produce ácido sulfúrico (H_2SO_4 , como gotitas en aerosol), que es todavía mas 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 $10 \mu\text{m}$ o menos, causan problemas respiratorios y cardiacos.

El **smog 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.

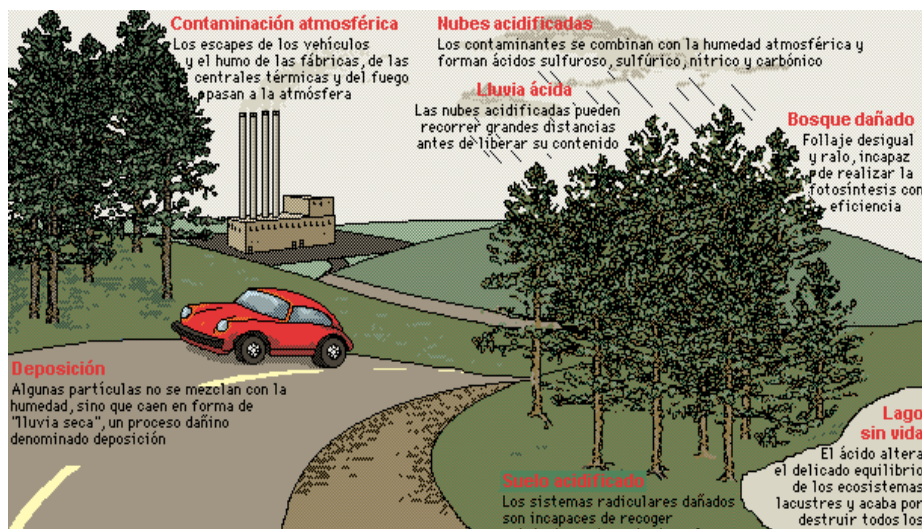
Uno de los fenómenos que nos afecta debido a la presencia de contaminantes es la lluvia ácida, que se forma cuando especies como los óxidos de nitrógeno y óxidos de azufre se combinan con el agua de la lluvia, produciendo ácidos.

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 metales, como el hierro, y materiales como el mármol, desgastándolos, además de atacar a los vegetales, ocasionando daño a las cosechas.

Los bosques, lagos, estanques y otros ecosistemas terrestres y acuáticos del mundo sufren graves daños ocasionados por la lluvia ácida. Ésta se origina por la combinación, con la humedad atmosférica, de los óxidos de azufre y nitrógeno que se emiten a la atmósfera, originando ácidos sulfúrico y nítrico. La lluvia ácida, además de quemar las hojas de las plantas también acidifica el agua de los lagos dejando sin vida muchos de estos ecosistemas acuáticos.

La contaminación ha ido en aumento desde la Revolución Industrial, pero hasta hace poco sus efectos, como la lluvia ácida, no habían



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:

- 1 Frasco de vidrio con tapa (por ejemplo: de los de alimento para bebé)
- 1 Mechero de Bunsen o una lámpara de alcohol
- 1 Pinza (por ejemplo: una pinza de depilar)
- 1 Jeringa de 5 ml, sin aguja
- 1 Agitador de vidrio
- Varillas indicadoras de pH

REACTIVOS:

Azufre (S) en polvo

Papel aluminio

Un trozo de cáscara de manzana roja o el pétalo de una flor de color

PROCEDIMIENTO:

1. Vierte 5 ml de agua en el frasco, corta 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 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, sostén el papel de aluminio con una pinza, quema el azufre, mantén la "charolita" sobre la llama hasta que observes una llama azul en el azufre.
4. Coloca rápidamente el papel de aluminio con el azufre dentro del frasco y tápalo de inmediato
5. Deja que el frasco se llene de humo (óxidos de azufre).
6. Agita el frasco con cuidado durante un minuto.
7. Con el agitador de vidrio toma unas gotas del líquido contenido en el frasco y deposítalas sobre el papel pH. Anota el pH registrado.
8. Después de 15 minutos, observa la apariencia de la cáscara de manzana (o el pétalo de flor) que está dentro del frasco, y compáralo con el que dejaste afuera. Anota tus observaciones.
9. Lava el material que utilizaste.
10. 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 donde 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?

PRÁCTICA 10

PEPARACIÓN DE JERINGAS PARA OBTENCIÓN DE GASES

Obtención de gases en jeringas

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

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

Material:

1 jeringa de 20 ml con aguja

1 tapa de plástico, que quepa dentro de la jeringa, tomada de algún frasco pequeño.

1 matraz de bola fondo plano o Erlenmeyer o una botella cuyo cuello permita sostener la jeringa boca abajo sin entrar en la botella

Aceite mineral (para bebé) para lubricar la jeringa

Procedimiento:

1. Coloque la aguja en la punta de la jeringa y calentando la parte baja de la aguja de manera que esta se afloje, jálela hasta que se desprenda de la base. Calentando la punta cierre con el mismo plástico derretido el hueco que deja la aguja. Espere a que se enfríe y desenrosque la tapa. Esta será la TAPA DE LA JERINGA. (Figura 1)

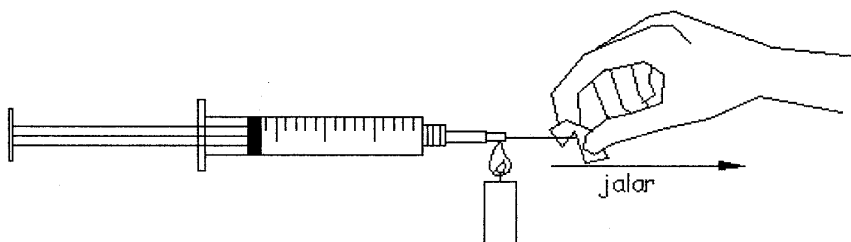


Figura 1

2. Lubrique la parte negra del el émbolo de la jeringa aplicando una pequeña cantidad de aceite mineral para permitir que el émbolo corra suavemente en la jeringa.
3. Tome el reactivo sólido y deposítelo en la tapa de plástico. (Figura 2)

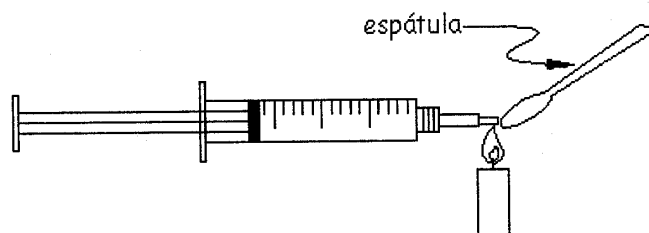


Figura 2

4. Llene completamente con agua el cuerpo de la jeringa, como se indica en la figura 3, tapando la punta con el dedo.

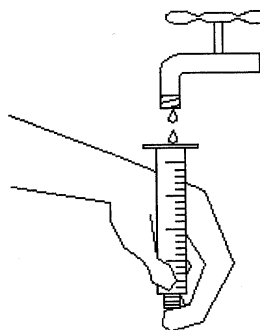


Figura 3

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

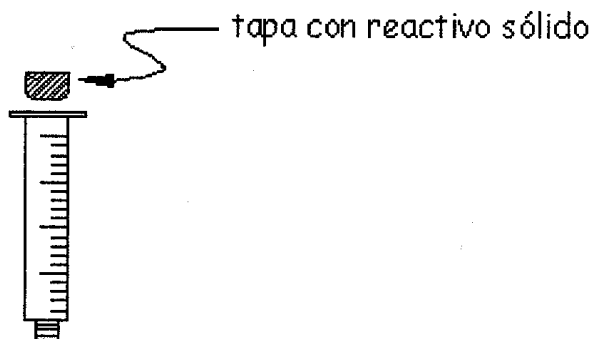


Figura 4

6. Deje escapar el agua retirando el dedo para que el reactivo sólido baje hasta el fondo de la jeringa. Tenga cuidado de no derramar el contenido de la tapa con el reactivo. LA JERINGA DEBE MANTENERSE EN TODO MOMENTO EN POSICION VERTICAL. (Figura 5).

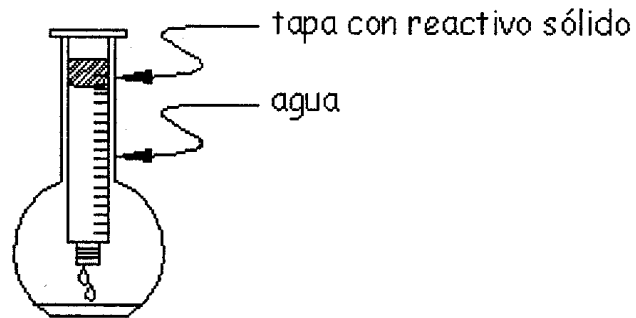


Figura 5

7. Apoyando el cuerpo de la jeringa en la boca del matraz (o botella) introduzca el émbolo hasta que tope con la tapa que contiene el reactivo sólido. (Figura 6).

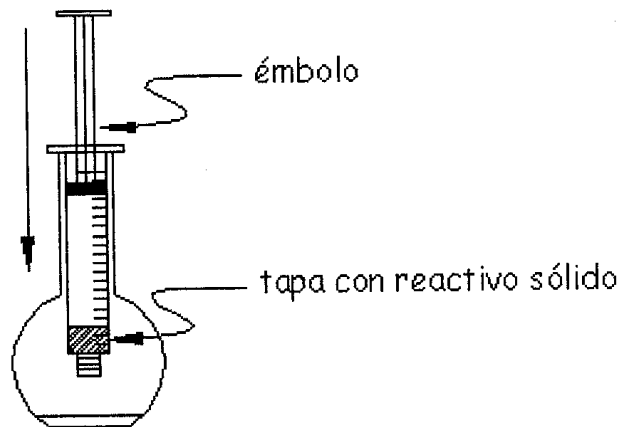


Figura 6

8. Introduzca la cantidad indicada del reactivo líquido, succionándolo con la jeringa. (Figura 7)

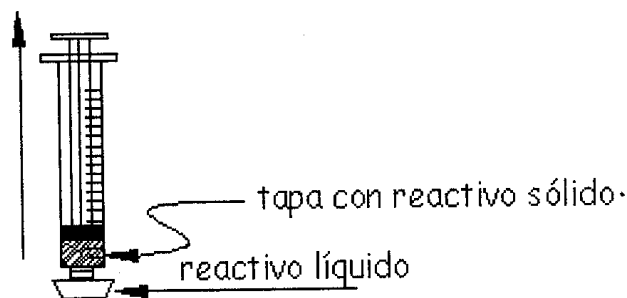


Figura 7

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

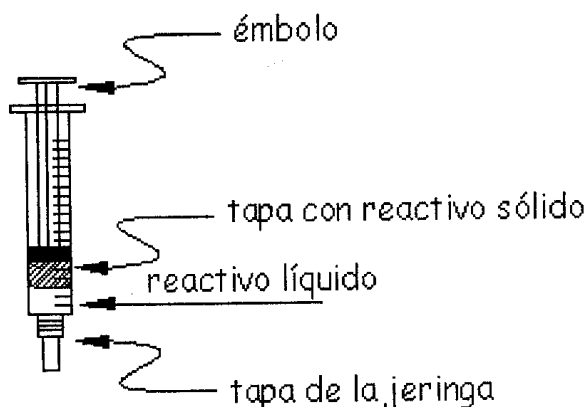


Figura 8.

10. Agite la jeringa para permitir que se mezclen los reactivos, Al comenzar la reacción el gas que se genera moverá el émbolo hacia fuera. (Puede ser necesario ayudar al émbolo a salir, jalándolo suavemente). (Figura 9)

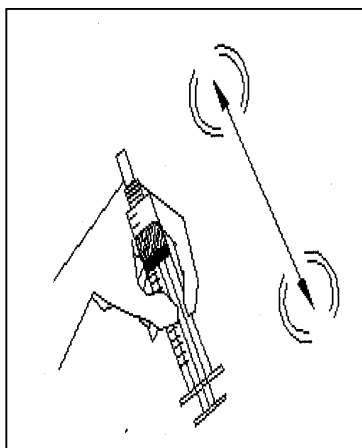


Figura 9

11. Cuando se ha obtenido la cantidad deseada de gas (no mas de 20 ml) se detiene la reacción, para lo cual, gira la jeringa de manera que la punta quede hacia arriba y con cuidado (pues el gas puede estar bajo presión) quite la tapa, gire la jeringa 180° (Figura 10 a) y deseche el exceso de reactivo liquido en un recipiente (Figura 10 b). **NO SE DEBE QUITAR LA TPA DE LA JERINGA CUANDO ESTA ESTÁ BOCA ABAJO, PUES EL REACTIVO LIQUIDO SE DERRAMARIA COMO UN SPRAY FUERA DE LA JERINGA.** Inmediatamente tape la jeringa de nuevo para evitar que el gas escape.

11. Para Eliminar el exceso de reactivos y obtener el gas puro se puede lavar, para lo cual es necesario tomar con la jeringa 5 ml de agua destilada, tapar la jeringa, agitar para disolver los reactivos, destapar (con la jeringa boca arriba), desechar solo el agua (GIRANDO 180°) y tapar de nuevo. (Figura 10).

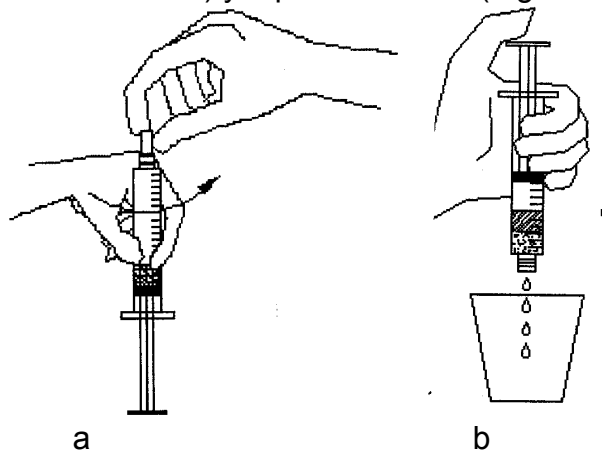


Figura 10. Pasos para lavar el gas obteniendo si éste no es soluble en agua.

Práctica N° 11

CONOCIMIENTO DEL LABORATORIO ESCOLAR Y EL MATERIAL DE LABORATORIO

OBJETIVO:

El alumno durante la práctica, identificará y describirá las principales instalaciones del laboratorio escolar; conocerá e identificará el instrumental más útil y común del laboratorio de Química; anotará su uso y el procedimiento para limpiarlo.

INTRODUCCIÓN:

El laboratorio escolar es un lugar destinado a la realización de experimentos y observaciones referentes a las Ciencias Naturales: *Física, Química y Biología*. Las principales instalaciones con que cuenta un laboratorio son: suministro de agua potable, drenaje, suministro de gas, electricidad, botiquín de primeros auxilios y ventilación.

En el laboratorio escolar se utilizan diversos materiales, los cuales se clasifican en sustancias e instrumentos. Los instrumentos más comunes, clasificados por el tipo de material son:

1. **Material de vidrio:** Vaso de precipitado, matraz Erlenmeyer, matraz balón de fondo plano, matraz de destilación, termómetro, refrigerante, tubo de ensaye, embudo de rama larga y corta, vidrio de reloj, probeta graduada, pipeta Pasteur, agitador, tubo o varilla de vidrio, frasco gotero reactivo, lámpara de alcohol.
2. **Material metálico:** Soporte universal, anillo de hierro, rejilla con asbesto, tripié, mechero de Bunsen, baño maría, gradilla, cucharilla de combustión, pinza para crisol, pinza para tubo de ensaye, pinza tres dedos, pinza para bureta, espátula.
3. **Material de porcelana:** Cápsula, mortero con pistilo, triángulo de porcelana.
4. **Material de hule y plástico:** Tubería de hule, tapones, bulbo para pipeta Pasteur.
5. **Otros materiales:** Papel filtro, balanza granataria, escobillón, franela, lentes de seguridad.

Al efectuar experimentos en el laboratorio debemos seguir medidas preventivas, tener un comportamiento cuidadoso y de disciplina, además debemos llevar un registro de los datos que se han obtenido experimentalmente.

PROCEDIMIENTO:

1. Una vez que se les haya designado su mesa de trabajo, localizar en ella las instalaciones de gas y agua, identificar las tomas de energía eléctrica y la localización del drenaje.
2. Ubicar la llave del control general de gas.
3. En su manual de laboratorio, con sus anteriores observaciones realizar un esbozo de su mesa de trabajo registrando correctamente todas sus instalaciones.
4. Se presentará en sus mesas el material de laboratorio a emplear durante el semestre, de manera tal que pueda ser visto por todos los integrantes de los equipos.
5. De acuerdo a sus conocimientos previos, deberán identificar y relacionar cada uno de los nombres, anteriormente citados en la introducción, con el material que se encuentra en su mesa de trabajo.
6. De ser necesario preguntar al profesor el nombre de algún material desconocido por todos los integrantes del equipo.
7. Una vez identificado todo el material, dibujarlo en su manual de laboratorio y registrarlo con su nombre y uso.

REPORTE DE RESULTADOS:

1. Realice un esquema con las instalaciones que se localizaron en el laboratorio escolar, ubicándolas respecto a su mesa de trabajo asignada. En su esquema, coloree las instalaciones en la forma siguiente: en amarillo las instalaciones de gas, en azul el suministro de agua y en anaranjado la línea eléctrica.
2. Dibujar y colorear el material mostrado en la práctica, anotar su nombre y uso.

CUESTIONARIO:

1. Escriban su concepto de accidente, cómo evitarlo y cuáles son algunas de sus consecuencias.
2. Anotar el equipo de protección que debe usarse en el laboratorio y explicar la necesidad de su uso.
3. Mencionen al menos cinco de las medidas de seguridad que deben observarse durante el trabajo en el laboratorio e indicar qué les llamó la atención de ellas.
4. Mencionen algunas normas de conducta al interior del laboratorio.
5. Antes y durante la realización de una práctica, ¿qué deben hacer los alumnos?
6. ¿Por qué es necesario realizar un registro de los datos obtenidos en un experimento?
7. ¿Cuál es el procedimiento para efectuar la limpieza del material?
8. Explicar cómo se llevará a cabo la evaluación de cada una de las prácticas llevadas a cabo en el laboratorio.

CONCLUSIONES:

Práctica N° 12

CONOCIMIENTO DE LAS TÉCNICAS MÁS COMUNES EN EL LABORATORIO DE QUÍMICA

OBJETIVO:

El alumno durante la práctica, aprenderá algunas técnicas de rutina que se llevan a cabo en el laboratorio de Química; adquirirá destreza y habilidad en dichas técnicas las cuales empleará comúnmente en la mayoría de sus prácticas.

INTRODUCCIÓN:

Cuando por primera vez se trabaja en un laboratorio escolar, es necesario que el alumno domine ciertas técnicas de rutina que son muy usuales en todas las prácticas de laboratorio, siendo éstas: pipeteo, pesadas y mediciones de líquidos a través de probetas.

La balanza es un instrumento utilizado para pesar reactivos químicos y material de laboratorio, siendo de suma importancia conocer la forma de usarla y tratarla correctamente.

La pipeta y la probeta son instrumentos de laboratorio que nos auxilian en la correcta medición de líquidos.

MATERIAL:

| | |
|----------------------------------|----------------------|
| 1 pipeta volumétrica de 10 ml | 1 probeta de 100 ml |
| 2 vasos de precipitado de 100 ml | 1 balanza granataria |
| 5 tubos de ensaye | 1 balanza analítica |
| 1 gradilla | 1 vidrio de reloj |
| 1 jeringa con manguera de hule | 1 espátula |

REACTIVOS:

100 ml de agua destilada
5 g de azúcar
10 g de sal común
5 g de arena.

PROCEDIMIENTO:

1. Tomar la pipeta volumétrica de 10 ml y observar los distintos valores de medición que se encuentran en ella.

2. Colocar la manguera de la jeringa en la pipeta y succionar agua destilada jalando del émbolo y hacer subir el líquido por arriba del volumen que indica la cantidad, observe el menisco que se ha formado en la parte superior del líquido, la medida correcta se toma en la parte inferior de dicho menisco. Depositar el agua de nueva cuenta en el vaso de precipitado.
3. En cada uno de los tubos de ensayo colocar sucesivamente 2 ml, 5 ml, 6 ml, 7.5 ml y 8.6 ml de agua destilada, verificando en cada medición la posición del menisco.
4. En la probeta de 100 ml verter agua en su interior y medir 10 ml, 29ml, 35 ml, 65 ml, y 89ml de agua destilada, verificando en cada medición la posición del menisco.
5. Ajustar a cero la balanza granataria, según las indicaciones del maestro.
6. Colocar un vidrio de reloj sobre el platillo y mover los seleccionadores hasta obtener el peso correcto en el momento que la balanza deje de moverse y el nivel marque cero. Registrar el peso del vidrio de reloj.
7. Mover el seleccionador 3.5 gramos más que la pesada anterior.
8. Adicionar azúcar con la espátula hasta que el nivel marque cero.
9. Pesar exactamente 8.9 g de sal común mediante el mismo procedimiento.
10. Encender la balanza analítica y mediante los controles ajustar a ceros siguiendo las instrucciones del maestro.
11. Colocar sobre el platillo un vidrio de reloj y registrar el peso exacto en gramos y miligramos.
12. Con la espátula adicionar arena hasta obtener 2.75 gramos en el vidrio de reloj, teniendo cuidado de no derramar la arena sobre la balanza analítica.

REPORTE DE RESULTADOS:

1. Dibujar y colorear el menisco observado durante la medición de líquidos en la pipeta y probeta.
2. Registrar el peso del vidrio de reloj en la balanza granataria.
3. Registrar el peso del vidrio de reloj más el peso del azúcar.
4. Registrar el peso del vidrio de reloj más el peso de la sal común.
5. Registrar el peso del vidrio de reloj en la balanza analítica.
6. Registrar el peso del vidrio de reloj más el arena en la balanza analítica.

CUESTIONARIO:

1. Cuál es la razón por la cual se debe dominar el uso de la pipeta y de la probeta.
2. Cuándo y por qué razón se utiliza la balanza analítica en vez de la granataria.
3. ¿Pesarían directamente alguna sustancia química sólida sobre el platillo de la balanza? ¿Si o no, por qué?

CONCLUSIONES:

USO DEL MECHERO BUNSEN

OBJETIVO:

Conocer el manejo del mechero de Bunsen y analizar la diversas zonas que conforman la llama.

INTRODUCCIÓN:

El mechero de Bunsen fue ideado por Robert Bunsen en 1857, con fines de calefacción. Está constituido por tres partes fundamentales y son:

- a) **Tubo de entrada del gas**, el cual contiene una espesa la cual permite el paso del gas hacia una cámara donde se mezcla con aire.
- b) **Collarín**, está presente en la base del tubo, su función es graduar el paso del aire hacia la cámara para regular la mezcla aire-gas.
- c) **Tubo superior**, por el cual circula la mezcla aire-gas y en cuya parte superior se enciende la llama.

La llama no luminosa (cuando está bien regulada en su mezcla aire-gas) se compone de tres partes y son:

1. Un cono interno azul constituido en su mayor parte de gas no quemado, se le llama *zona interna o reductora*, se inicia desde cerca de la base de la llama, en ella hay poco oxígeno, por lo cual la combustión es incompleta, tiene una temperatura aproximada de 1100 °C.
2. Una punta luminosa, localizada hacia el centro de la llama sobre el cono interno azul (es visible cuando las aberturas para el aire están casi cerradas) se le llama *zona interconal o de combustión*, en la parte más alta de ésta zona alcanza una temperatura de 1700 °C, por lo que es la región más caliente de la llama.
3. Una capa externa en la que se produce la combustión completa del gas, se le llama *zona exterior u oxidante*, llamada así por contener un exceso de oxígeno, es de color azul pálido y alcanza una temperatura aproximada de 1175 °C.

Cuando el aire que entra es insuficiente, se origina una llama luminosa, la cual proviene de calentar a incandescencia partículas de carbón procedentes de la descomposición del gas. El aire contiene aproximadamente un 20% de oxígeno el cual actúa como comburente. La forma cónica de la llama se debe a las corrientes de aire caliente que se elevan a su alrededor.

MATERIAL:

- 1 mechero Bunsen
- 1 tubo látex
- 1 cápsula de porcelana
- 1 pinzas para crisol
- 3 palillos de madera.

REACTIVOS:

- Gas doméstico
- Cerillos.

PROCEDIMIENTO:

Manejo adecuado del mechero:

1. Desarme el mechero de Bunsen y observe cada una de las partes (base, tubo de entrada del gas, collarín, tubo superior) dibújelas e identifíquelas, posteriormente vuelva a armarlo.
2. Manipule el collarín y observe la apertura y cierre de los orificios de entrada de aire, conecte el mechero a la llave de gas mediante el tubo de látex.
3. Mediante el collarín cierre la entrada de aire.
4. Encienda un cerillo y colóquelo, por un lado, en la parte superior del mechero, luego abra lentamente la llave del gas.
5. Regule con dicha llave la altura de la llama.
6. Regule con el collarín la entrada de aire y ajuste lentamente hasta obtener una llama azul, no lo abra repentinamente porque se puede apagar el mechero.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

1. Una vez encendido el mechero y bien diferenciadas las diversas zonas de la llama, cierre la entrada del aire con el collarín y coloque sobre la parte superior de la llama una cápsula de porcelana con ayuda de las pinzas para crisol. Anote sus observaciones.
2. De nueva cuenta abra la entrada de aire hasta diferenciar las zonas de la llama. Con ayuda de las pinzas, coloque un palillo en cada una de las zonas de mayor, mediana y menor temperatura. Anote las diferencias que se observan en cada uno de los palillos.
3. Una vez fría y lavada la cápsula de porcelana, colóquela sobre la llama anterior. Anote las diferencias observadas en relación con el experimento donde la entrada de aire estaba cerrada.

REPORTE DE RESULTADOS:

1. Dibujar y colorear el mechero de Bunsen, rotulando las partes que lo forman
2. Dibujar y colorear la llama del mechero Bunsen, marcando las diferentes zonas producidas y observadas

CUESTIONARIO:

1. Expliquen por qué la llama es luminosa cuando las entradas de aire están cerradas y por qué al abrirlas cambia la luminosidad de la llama:
2. Expliquen lo que ocurrió en la cápsula de porcelana en los experimentos con el collarín abierto y cerrado:
3. Expliquen en que forma se quema el palillo de madera en cada una de las zonas de la llama:
4. Expliquen por qué la llama tiene una forma cónica e indiquen dónde se encuentra la parte más caliente de la llama:
5. Escriban sus conclusiones acerca de la práctica realizada

CONCLUSIONES:

Práctica N° 14

CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS.**OBJETIVO:**

El alumno durante la práctica, diferenciará experimentalmente los cambios físicos y químicos.

INTRODUCCIÓN:

Un **cambio físico** en una sustancia es todo cambio que no implique una modificación en la composición química de la sustancia involucrada, **no se altera** la naturaleza íntima de la materia.

El **cambio químico** es aquel que ocasiona que las sustancias involucradas pierdan sus propiedades originales y **se formen** nuevas sustancias.

MATERIAL:

Lentes de seguridad
1 termómetro
1 soporte con anillo y rejilla de asbesto
1 vaso de precipitado de 250 ml

1 vidrio de reloj
1 pinzas para crisol
1 mechero Bunsen

REACTIVOS:

Hielo
1 cinta de magnesio
Gas doméstico y cerillos

PROCEDIMIENTO:**Cambios físicos:**

1. Coloque algunos trozos de hielo dentro del vaso de precipitados y con el termómetro tome la temperatura y regístrela.
2. En el soporte coloque el arillo y la rejilla de asbesto, encienda el mechero y obtenga la llama bien diferenciada, derrita el hielo y tome la temperatura del agua cuando el hielo pase al estado líquido, regístrela.

- Continúe calentando hasta que el agua hierva, entonces tome la temperatura y regístrela. Tenga la **precaución** de no dejar el termómetro en la base del vaso de precipitados.
- Coloque el vidrio de reloj sobre el vaso de precipitados que contiene el agua hirviendo y al cabo de cinco minutos apague el mechero, tome el vidrio de reloj y obsérvelo por el lado que estaba en contacto con el vapor de agua y observe lo que ha sucedido. Registre sus observaciones.

Cambios químicos:

- Tome con las pinzas para crisol un trozo de cinta de magnesio, sin soltarla colóquela sobre el vidrio de reloj, acerque el mechero a la cinta de magnesio y caliente hasta que observe un fenómeno notable. Observe y registre lo que sucede.

REPORTE DE RESULTADOS:

- En la siguiente tabla, registrar las temperaturas obtenidas en la experimentación de cambios físicos.

| Temperatura del hielo | Temperatura del agua líquida | Temperatura del agua hirviendo |
|-----------------------|------------------------------|--------------------------------|
| | | |

- Indiquen el aspecto de la cinta de magnesio antes y después de ser calcinada:

| |
|----------|
| Antes: |
| Después: |

CUESTIONARIO:

- Expliquen el fenómeno físico que se llevó a cabo cuando el hielo se derritió, anoten el nombre de dicho fenómeno físico:
- Expliquen el fenómeno físico que se llevó a cabo cuando el vapor de agua se adhirió al vidrio de reloj, anoten el nombre de dicho fenómeno físico:
- La transformación del hielo hasta vapor de agua y de nueva cuenta al estado líquido es un cambio físico, expliquen por qué:
- En el experimento de la cinta de magnesio calcinada, ocurrió un cambio químico, expliquen por qué:

CONCLUSIONES:

Práctica N° 15

ELEMENTO, COMPUESTO Y MEZCLA

OBJETIVO:

El alumno durante la práctica, diferenciará un compuesto de una mezcla y de un elemento, estudiando algunas de sus propiedades.

INTRODUCCIÓN:

Un **elemento** es una sustancia que no puede ser descompuesta por procedimientos físicos o químicos en otra más sencilla. Ejemplo el magnesio (Mg), mercurio (Hg), oro (Au).

Un **compuesto** es una sustancia formada por dos o más elementos unidos **químicamente** en proporciones definidas, dichos elementos pueden ser separados por procedimientos químicos. Son ejemplos H₂O y NaCl.

Una **mezcla** está formada por la unión **física** de varios elementos o compuestos, cada una de las sustancias involucradas (elementos o compuestos) conserva sus propiedades físicas y químicas.

MATERIAL:

Lentes de seguridad
1 soporte con anillo y rejilla de asbesto
1 mechero Bunsen
1 pinzas para crisol
1 mortero con pistilo.
1 vidrio de reloj
2 tubos de ensaye
2 astillas de madera
1 agitador
1 pinza de tres dedos
1 imán.

REACTIVOS:

100 mg de Oxido de mercurio II
100 mg de azufre en polvo
100 mg de hierro en polvo
Gas doméstico y cerillos

PROCEDIMIENTO:

Elemento y Compuesto:

1. Mediante las pinzas, sujete al soporte el tubo de ensaye que contiene 100 mg de óxido de mercurio II (HgO) y colóquelo la flama del mechero teniendo cuidado de colocar la boca del tubo lejos del rostro de los compañeros.
2. Una vez que observe el inicio de la reacción, introduzca en la boca del tubo una astilla de madera con un punto de ignición. Anote sus observaciones acerca de la reacción producida al calentar el óxido de mercurio y lo que sucedió con el punto de ignición de la astilla al introducirla al tubo de ensaye.
3. Continúe el calentamiento hasta que la reacción sea completa.
4. Deje enfriar el tubo de ensaye y con una astilla de madera raspe un poco del líquido formado en las paredes del tubo. Anote sus observaciones.

Mezcla y Compuesto:

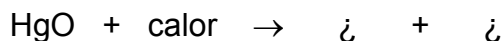
5. En el mortero colocar los 100 mg de azufre en polvo y 100 mg de hierro en polvo, mezclar hasta tener un color uniforme. Observar y anotar las características de la mezcla obtenida.
6. Colocar un poco de la mezcla en un papel y acercar un imán. Observe y registre lo que ocurre cuando acerca el imán a la mezcla.
7. El resto de la mezcla colocarla en un tubo de ensaye y sujetarlo al soporte, calentar suavemente y registrar las características de la sustancia y el color de los humos que se desprenden. Observe alguna evidencia que indique se está efectuando un cambio químico en la mezcla, observe el aspecto del compuesto formado y compárelo en relación con la mezcla original, registre todas sus observaciones
8. Continuar el calentamiento hasta que la mezcla inicie su incandescencia, esperar hasta que ya no haya desprendimiento de humo.
9. Transferir la sustancia obtenida y pulverizarla en el mortero, aproximar un imán y anotar sus observaciones.

REPORTE DE RESULTADOS:

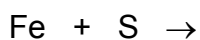
1. Indiquen lo que ocurrió al introducir la astilla con el punto de ignición:
2. Anoten cuales fueron las características de la sustancia que se obtuvo al calentar el óxido de mercurio:
3. Indiquen las características del azufre, del hierro y de la mezcla formada:
4. Anoten lo que ocurrió cuando se acercó el imán a la mezcla azufre-hierro:
5. Indiquen si hay alguna diferencia en el aspecto antes y después de aplicar calentamiento a la mezcla azufre-hierro:

CUESTIONARIO:

1. Indiquen las características del líquido formado en las paredes del tubo con óxido de mercurio en calentamiento, indiquen si es un elemento o un compuesto y su nombre.
2. Al introducir la astilla con un punto de ignición éste se incrementaba debido a la presencia de un elemento químico obtenido de la descomposición del óxido de mercurio(II), anotar el nombre de éste elemento.
3. Expliquen, en términos de elementos y compuestos, que ocurrió con el óxido de mercurio II al calentarlo. Investiguen y completen la reacción química ocurrida y que elementos se obtuvieron.



4. El comportamiento que presentó la mezcla azufre-hierro al acercar el imán, ¿indica la presencia de una mezcla o de un compuesto?, expliquen por qué.
5. Investiguen y escriban la reacción química y el nombre del compuesto formado al calentar la mezcla azufre-hierro.



Nombre del compuesto formado: _____

CONCLUSIONES:

Práctica N° 16

LA ENERGÍA Y SUS TRANSFORMACIONES

OBJETIVO:

El alumno: identificará que existen diferentes formas de energía y comprobará que la energía puede transformarse de una forma a otra.

INTRODUCCIÓN:

La energía es definida como la capacidad de realizar un trabajo. Para los físicos, dentro de la mecánica hay dos tipos de energía y son: la energía cinética y potencial.

Existen otras formas de energía como: química (almacenada en las sustancias), luminosa (producida en las radiaciones electromagnéticas), nuclear (almacenada en el núcleo de los átomos), eólica (el aire en movimiento), térmica (en el cambio de temperatura), hidráulica (agua en movimiento), entre otras.

De acuerdo con la Ley de la Conservación de la energía: “La energía no se crea ni se destruye sólo se transforma”; es decir que las distintas formas de energía pueden convertirse de una forma a otra.

MATERIAL:

3 frascos y una tapa (de alimento para bebé)
1 tapa con un orificio de $\frac{1}{2}$ cm de diámetro
10 cm de manguera de hule de $\frac{1}{2}$ cm de diámetro
1 espátula
1 balanza granataria
1 agitador

REACTIVOS:

1 gramo de bicarbonato de sodio
vinagre (solución de ácido acético al 6%)
10 bolitas de naftaleno
1 gramo de óxido de calcio
plastilina o pistola de silicón caliente
indicador de col morada
100 ml de agua destilada

PROCEDIMIENTO:

1. Llenar con agua uno de los frascos y agregar 1 gramo de óxido de calcio, agitar hasta que ya no se disuelva más y dejar reposar la mezcla hasta que el líquido quede totalmente claro.
2. Con mucho cuidado pasar la solución a otro frasco, cuidando que no pase ninguna partícula y taparlo, en éste momento hemos preparado el agua de cal.
3. Agregar unas gotas del indicador de col al agua de cal previamente preparada y tapar de nueva cuenta el frasco, etiquetarlo.
4. En la tapa con orificio, insertar un extremo de la manguera y sellar el espacio con plastilina o silicón, cuidando que quede bien sellada.
5. En otro frasco verter 1 gramo de bicarbonato de sodio y 5 ml de agua destilada para disolver el bicarbonato, agregar unas gotas del indicador.
6. Agregar unas bolitas de naftalina de manera que se cubra el fondo del recipiente, etiquetar el frasco.
7. Destapar el frasco que contiene la solución de cal e introducir en él la punta de la manguera que está colocada en la tapa
8. Verter en el frasco que contiene la naftalina 1 ml de vinagre y cerrarlo rápidamente con la tapa que tiene insertada la manguera.
9. Observar la reacción que se llevará a cabo, registrar todas sus observaciones acerca de la turbidez, cambios de color, movimiento en la naftalina.

REPORTE DE RESULTADOS:

1. Registrar sus observaciones

CUESTIONARIO:

1. Qué reacción se lleva a cabo en el frasco con agua de cal?. Por qué se enturbia la solución?
2. Qué reacción ocurre en el frasco de las bolitas de naftalina?
3. A qué se deben los cambios de color en cada una de las soluciones contenidas en los frascos?
4. Qué tipo de energía tienen los reactivos de la reacción que se llevó a cabo en el frasco con naftalina?
5. Qué cambios de energía ocurren en dicho frasco?

CONCLUSIONES:

Práctica N°17

MEZCLAS Y MÉTODOS DE SEPARACIÓN

OBJETIVO:

El alumno durante la práctica, llevará a cabo experimentalmente algunos de los métodos físicos estudiados para separar los componentes de una mezcla, siendo éstos cromatografía en papel, filtración, destilación y sublimación.

INTRODUCCIÓN:

Una mezcla resulta de unir físicamente dos o más sustancias puras, las cuales no reaccionan químicamente y cada uno de los componentes conserva sus propiedades fundamentales. Los procedimientos más comúnmente empleados para separar mezclas son: filtración, cristalización, sublimación, cromatografía, destilación, decantación, centrifugación, imantación y diferencia de solubilidad. En la presente práctica experimentaremos con algunos de dichos métodos.

MATERIAL:

| | |
|---|---------------------------------|
| Lentes de seguridad | 1 matraz de destilación |
| 1 marcador tinta negra hidrosoluble | 1 refrigerante |
| 1 cinta scotch (diurex) | 1 tripié |
| 1 tira de papel filtro de 2 cm x 10 cm | 1 pinzas tres dedos |
| 1 vaso de precipitados de 250ml | 2 tapones de hule monohoradados |
| 2 vasos de precipitado de 100 ml | 1 termómetro |
| 1 vidrio de reloj | 1 mechero |
| 1 soporte, 1 arillo, 1 rejilla de asbesto | 1 cápsula de porcelana |
| 1 embudo de rama corta | 1 agitador |
| 1 triángulo de porcelana | |

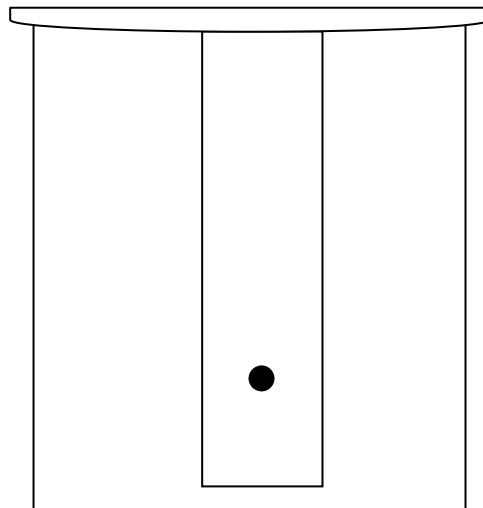
REACTIVOS:

Algodón
100 ml de vino tinto
Agua destilada
500 mg de óxido de calcio
1 gramo de naftaleno
1 gramo de carbón vegetal

PROCEDIMIENTO:

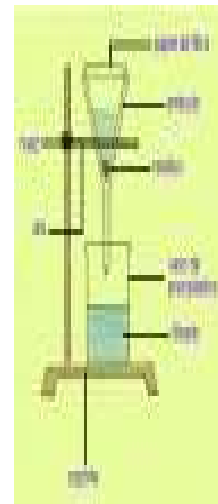
A.- Cromatografía en papel.

1. Con un marcador de tinta negra hidrosoluble, coloque un punto (de unos 3 mm de diámetro) a una tira de papel filtro, a un centímetro de la base, como se observa en la figura de la derecha. Dejar secar el punto de tinta.
2. Colocar agua destilada en el vaso de precipitados de 250 ml hasta una altura de aproximadamente 5 mm y cúbralo con un vidrio de reloj, para que el aire contenido en el vaso se sature de vapor de agua, (ver figura).
3. Cuando se haya secado el punto de tinta, pegue con cinta scotch, la tira de papel en la base del vidrio de reloj, de manera que el papel no toque las paredes del vaso y que el agua no llegue al punto de tinta, (ver figura).
4. Cuando el agua llegue a 1.5 cm de la parte superior de la tira de papel, retírela del vaso, despéguela del vidrio de reloj y déjela secar. Observe el resultado obtenido y registre todas sus observaciones, guarde la tira de papel filtro.



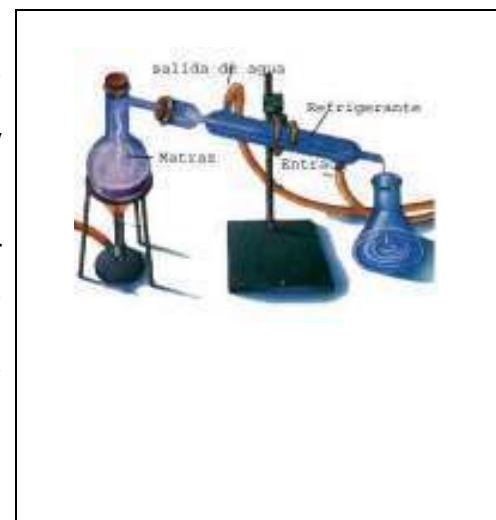
B.- Filtración simple

1. En un vaso de precipitados de 100 ml, agregar 500 mg de óxido de calcio y 30 ml de agua destilada.
2. Agitar hasta la disolución total, observe y registre todo lo que ocurre
3. Montar el aparato como se muestra en la figura anexa.
4. Colocar algodón en el embudo para usarlo como medio filtrante.
5. Verter en el embudo la mezcla formada con anterioridad y recibir el filtrado (agua de cal) en otro vaso de precipitados.
6. Preparar un papel filtro de acuerdo a las siguientes indicaciones:
 7. Doblar el papel filtro por la mitad
 8. Vuélvalo a doblar por la mitad
 9. Ábralo y colóquelo en el embudo
 10. Humedezca el papel filtro con agua destilada utilizando una piseta y presiónelo contra las paredes del embudo, el papel debe quedar completamente adherido a la superficie interior del embudo sin que se observen burbujas de aire.
11. Con un popote soplar en el filtrado anterior (agua de cal) hasta observar algún cambio, registren sus observaciones.
12. Vierta el contenido en el embudo y guarde el residuo obtenido en el papel filtro. Descarte el filtrado.



C.- Destilación simple.

1. Colocar en un matraz de destilación 100 ml de vino tinto.
2. Montar el equipo de destilación que se muestra en la figura.
3. Cerciorase de que todas las conexiones estén correctas y abrir la llave del agua para que el agua fluya a través del refrigerante.
4. Encienda el mechero y caliente suavemente hasta lograr una temperatura de 80 °C, controle dicha temperatura acercando y retirando el mechero.
5. Una vez que la solución comience a hervir empezarán a obtener el destilado.
6. Obtener un volumen aproximado de 20 ml de destilado.
7. Observar y registrar las características organolépticas del destilado obtenido.



D.- Sublimación.

1. Colocar 1 gramo de naftaleno y 1 gramo de carbón vegetal en un vaso de precipitado de 100 ml, mezclar ambas sustancias.
2. Tapar el vaso de precipitados que contiene la mezcla naftaleno-carbón, con una cápsula de porcelana que contenga agua fría y calentar suavemente la mezcla hasta la obtención de cristales en el fondo de la cápsula, anotar sus observaciones.

REPORTE DE RESULTADOS:

1. Redacten sus observaciones acerca del procedimiento de cromatografía.
2. Escribir las observaciones de la reacción llevada a cabo entre el óxido de calcio y el agua.
3. Escriban sus observaciones de lo que ocurrió al filtrado cuando soplaron con el popote.
4. Anote las características del residuo obtenido en el papel filtro
5. Características organolépticas del destilado obtenido.
6. Escribir las características de los cristales que se formaron en el fondo de la cápsula de porcelana.

CUESTIONARIO:

1. Expliquen dónde más podrían aplicar el método de separación de mezclas por cromatografía.
2. Investigar y anotar la reacción efectuada entre el óxido de calcio y el agua, anotar el nombre de los reactivos y del producto.



3. Explicar por qué se utilizó algodón como medio filtrante.
4. Investigar y explicar lo que ocurrió al soplar en el agua de cal, completar la siguiente reacción:



5. Explicar en que consiste el proceso de destilación simple.
6. Anotar cuál sustancia sufrió el fenómeno de sublimación y explicar en que consiste dicho fenómeno físico.

CONCLUSIONES:

Práctica N° 18

MODELOS ATÓMICOS Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

OBJETIVO:

El alumno durante la práctica, obtendrá a partir de materiales comunes, el modelo cuántico de algunos elementos.

INTRODUCCIÓN:

Actualmente no consideramos que los electrones se encuentren viajando en trayectorias orbitales fijas; pensamos que ocupan volúmenes orbitales en el espacio. Un orbital es una región de espacio que rodea al núcleo de un átomo en la que existe una alta probabilidad de encontrar un máximo de dos electrones en cada orbital.

La teoría cuántica ondulatoria del átomo nos proporciona una representación de éste en forma tridimensional, basada en los ejes x , y , z en donde los orbitales o reempes adquieren ciertas formas espacio energéticas alrededor del núcleo. Dichas formas pueden ser esféricas u ovoides.

MATERIAL:

- 12 varillas de 30 cm de largo (alambre de cobre sin aislante calibre 10)
- 4 esferas de unicel (hielo seco) de 3 cm de diámetro
- 4 esferas de unicel de 5 cm de diámetro
- 12 ovoides de unicel de 8 cm de diámetro mayor por 7 cm de diámetro menor
- 4 bases de madera de 15 x 15 cm
- 4 etiquetas
- 2 frascos de pintura de agua (roja y amarilla)
- 2 pinceles para aplicar la pintura
- 1 pegamento de contacto (diurex)
- (1 barra de silicón y pistola)
- 1 espátula.

PROCEDIMIENTO:

A.- Modelo atómico del helio:

1. Insertar en la esfera de 3 cm de diámetro tres varillas para representar los ejes x, y, z, dando sus ángulos respectivos.
2. Pintarla de rojo y pegarla en la base de madera para representar el modelo atómico del helio, etiquetarlo con los datos de su equipo así como el símbolo del elemento, número atómico y configuración electrónica.

B.- Modelo atómico del berilio:

1. Insertar en la esfera de 3 cm de diámetro tres varillas para representar los ejes x, y, z, pintar de rojo la esfera que representa el primer orbital.
2. Partir y ahuecar la esfera de 5 cm empleando la espátula.
3. Insertar en las varillas una de las mitades de la esfera ahuecada y colorearla de amarillo para representar el modelo atómico del berilio, pegarlo en la base de madera y etiquetarlo.

C.- Modelo atómico del nitrógeno:

1. Insertar en la esfera de 3 cm de diámetro tres varillas para representar los ejes x, y, z, pintar de rojo la esfera que representa el primer orbital.
2. Partir y ahuecar la esfera de 5 cm empleando la espátula, insertar en las varillas una de las mitades de la esfera ahuecada y colorearla de amarillo, ésta nos representa el segundo orbital.
3. Insertar en cada uno de los ejes un ovoide (6 en total) y pintar la mitad de cada uno de color rojo.
4. (NOTA: dos ovoides nos forman un orbital y pintarlos a la mitad significará que están incompletos).
5. El modelo nos representa al átomo de nitrógeno, pegarlo en la base de madera y etiquetarlo.

D.- Modelo atómico del flúor:

1. Insertar en la esfera de 3 cm de diámetro tres varillas para representar los ejes x, y, z, pintar de rojo la esfera que representa el primer orbital.
2. Partir y ahuecar la esfera de 5 cm empleando la espátula, insertar en las varillas una de las mitades de la esfera ahuecada y colorearla de amarillo, ésta nos representa el segundo orbital.
3. Insertar en cada uno de los ejes un ovoide (6 en total) y pintar completamente cuatro ovoides y dejar dos pintados a la mitad.
4. El modelo nos representa al átomo de flúor, pegarlo en la base de madera y etiquetarlo.

REPORTE DE RESULTADOS:

1. Redactar sus observaciones haciendo mención del procedimiento llevado a cabo en la elaboración de los modelos.
2. Indicar el número de electrones contenidos en cada uno de los modelos realizados.
3. Representar con un dibujo cada uno de los cuatro modelos que realizaron en el laboratorio y colorearlos.

CUESTIONARIO:

1. Indicar de que otro material podrían elaborar estos modelos atómicos:
2. Realizar la configuración electrónica y la representación gráfica (o diagrama energético) de los doce primeros elementos de la tabla periódica.

CONCLUSIONES:

Práctica N° 19

ENLACES QUÍMICOS**OBJETIVO:**

El alumno durante la práctica, relacionará el tipo de enlace que presentan algunas sustancias sólidas con su temperatura de fusión..

INTRODUCCIÓN:

Un enlace químico es la fuerza que mantiene unidos a los átomos de un compuesto químico. Los enlaces pueden ser de dos tipos: iónico y covalente.

El enlace iónico se forma cuando un átomo pierde electrones y forma un catión (ión positivo), el o los electrones perdidos son ganados por otro átomo el cual que cargado negativamente (ión negativo).

Los iones formados tienen cargas opuestas y entonces se atraen entre sí formando un compuesto con enlaces de tipo iónico. Los compuestos con este tipo de enlaces, a temperatura ambiente, son sólidos con puntos de fusión altos.

El enlace covalente cuando los átomos comparten electrones, de esta forma pueden unirse átomos de un mismo elemento o de distintos elementos. Los compuestos con este tipo de enlace, a temperatura ambiente, pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos.

MATERIAL:

Lentes de seguridad
1 lámpara de alcohol
2 espátulas de metal

REACTIVOS:

100 mg de sal de mesa (cloruro de sodio)
100 mg azúcar de mesa (sacarosa)
100 mg de bicarbonato de sodio
100 mg de parafina
100 mg cera de abeja (palmitato de miricilo)
100 mg de óxido de calcio

PROCEDIMIENTO:

1. Colocar en la punta de una espátula una pizca de cloruro de sodio (aproximadamente 100 mg), observar sus características y anotarlas.
2. Calentar la punta de la espátula con la sal en la flama de la lámpara de alcohol y observar los cambios que muestra el compuesto durante el calentamiento. Registrar sus observaciones.
3. Dejar enfriar la espátula y lavarla, repetir el procedimiento anterior con cada una de las siguientes sustancias:
Azúcar de mesa, bicarbonato de sodio, parafina, cera de abeja, óxido de calcio
4. Anotar sus observaciones en una tabla como la que se muestra en el reporte de resultados y determinar el tipo de enlace que presenta cada una de las sustancias que se ensayaron.

REPORTE DE RESULTADOS:

1. Con los datos registrados llenar una tabla como la siguiente:

| Sustancia | Estado físico inicial | Estado físico final | Tipo de enlace |
|----------------------|-----------------------|---------------------|----------------|
| Sal de mesa | | | |
| Azúcar de mesa | | | |
| Bicarbonato de sodio | | | |
| Parafina | | | |
| Cera de Abeja | | | |
| Cal viva | | | |

CUESTIONARIO:

1. Describir los principales tipos de enlaces
2. A que tipo de elementos (metales o no metales) pertenecen los átomos que se unen para formar compuestos iónicos?
3. A que tipo 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?

CONCLUSIONES:

Práctica N°20

NOMENCLATURA QUÍMICA INORGÁNICA

OBJETIVO:

El alumno durante la práctica, experimentará la síntesis de óxidos metálicos, hidróxidos, óxidos no metálicos y ácidos; dará el nombre y la fórmula química de dichos compuestos químicos inorgánicos; comprobará la obtención de hidróxidos y ácidos mediante la ayuda de indicadores ácido-base y obtendrá una sal a partir de un hidróxido y un ácido.

INTRODUCCIÓN:

La mayoría de los metales se combinan con el oxígeno dando *óxidos metálicos*, los cuales son sólidos a la temperatura ordinaria. Algunos óxidos se disuelven en agua originando disoluciones que se denominan alcalinas o básicas y se les conoce como *hidróxidos*, los cuales se colorean de *rojo* en presencia del indicador *fenolftaleína* y el papel tornasolo rojo lo *azulean*, (sustancias conocidas como indicadores ácido-base).

Cuando se combina un no metal con el oxígeno se forma un *óxido no metálico* o *anhídrido*, algunos son solubles en el agua y forman disoluciones con sabor agrio conocidas como *ácidos*, los cuales cambian el *anaranjado* de metilo a *rojo* y el papel tornasol azul lo cambian a *rojo*, (sustancias conocidas como indicadores ácido-base); ante la fenolftaleína los ácidos no sufren cambio de coloración.

MATERIAL:

Lentes de seguridad
1 vaso de precipitados de 250 ml
1 vaso de precipitados de 100 ml
1 pinza para crisol
1 mechero Bunsen
1 vidrio de reloj
1 agitador de vidrio
1 cucharilla de combustión
1 tapón de hule
1 matraz Erlenmeyer de 250 ml

REACTIVOS:

1 cinta de magnesio
100 ml de agua destilada
Fenolftaleína
Papel tornasol rojo y azul
Anaranjado de Metilo
500 mg de azufre en polvo
Gas doméstico y cerillos
5 ml de solución de hidróxido de sodio 0.1M
10 ml de solución de ácido clorhídrico 0.1 M

PROCEDIMIENTO:

A.- Obtención de un óxido metálico y un hidróxido:

1. Encienda en la forma correcta su mechero, de manera que se vean bien diferenciadas las diversas zonas.
 2. Tome un trozo de cinta de magnesio con la pinza para crisol y llévela a la llama del mechero, caliéntela y deposite el polvo obtenido sobre un vidrio de reloj. En éste momento han obtenido un óxido metálico. Registren sus observaciones.
 3. Coloque 5 ml de agua destilada en el vaso de precipitados de 100 ml y agregue el polvo residual obtenido en el paso anterior, agite repetidas veces con una varilla de vidrio, en éste momento han obtenido un hidróxido, Registren sus observaciones.
 4. Colocar en una tira de papel tornasol rojo unas gotas de la solución obtenida utilizando la varilla de vidrio. Observar el cambio de coloración y registrar sus observaciones.
 5. Agreguen unas gotas de la solución indicadora de fenolftaleína al vaso de precipitados, registren sus observaciones acerca del cambio en la coloración.
 6. *Obtención de un óxido no metálico y un ácido:*
 7. En el matraz Erlenmeyer colocar 50 ml de agua destilada y agregue 20 gotas de la solución del indicador anaranjado de metilo, registren sus observaciones.
 8. Colocar en la cucharilla de combustión 1 gramo de azufre en polvo, calentar en la llama del mechero hasta la aparición de vapores, (no inhalar dichos vapores). En éste momento están obteniendo un óxido no metálico.
 9. Introducir inmediatamente la cucharilla en el matraz con agua y anaranjado de metilo (cuidando que la cucharilla no quede sumergida en el líquido), el gas producido se disolverá en el agua contenida en el matraz, agitar para
-

que se disuelva. En éste momento están obteniendo un ácido. Observen y registren el cambio de coloración de la solución.

10. Para comprobar si se formó un ácido, colocar en una tira de papel tornasol azul unas gotas de la solución obtenida utilizando la varilla de vidrio. Observen el cambio en la coloración y registren sus observaciones.

B.- Obtención de una sal:

1. En el matraz Erlenmeyer colocar 5 ml de solución de hidróxido de sodio, agregar 2 gotas de fenolftaleína (observen la coloración roja de la solución que indica la presencia de una base o hidróxido), agregar gota a gota la solución de ácido clorhídrico hasta que ocurra un cambio de coloración en la solución. En éste momento han obtenido una sal.
2. Introducir al matraz una tira de papel tornasol rojo y otra azul, registren sus observaciones.
3. Viertan el contenido del matraz en una cápsula de porcelana y calienten hasta que el agua se evapore totalmente. Observen el residuo y registren sus características.

REPORTE DE RESULTADOS:

1. Anoten todas las observaciones del experimento realizado para obtener el óxido metálico:
2. Anoten todas las observaciones del experimento realizado para obtener el hidróxido y la identificación realizada mediante los indicadores ácido-base:
3. Anoten todas las observaciones del experimento realizado para obtener el óxido no metálico:
4. Anoten todas las observaciones del experimento realizado para obtener el ácido y la identificación realizada mediante los indicadores ácido-base:
5. Anotar todas las observaciones del experimento para obtener una sal.
6. Registrar las características de la sal obtenida en la cápsula de porcelana.

CUESTIONARIO:

1. Investiguen las reacciones efectuadas y completen las siguientes ecuaciones:



2. Escriban el nombre de los productos de las reacciones anteriores
3. ¿Qué ocurre químicamente a un metal cuando reacciona con oxígeno?
4. ¿Qué ocurre químicamente a un óxido metálico cuando reacciona con agua?

- ¿Qué indica el cambio en el papel tornasol rojo y en la fenolftaleína?
- Investiguen las reacciones efectuadas y complete las siguientes ecuaciones:



- Escriban el nombre de los productos de las reacciones anteriores
- ¿Qué ocurre químicamente a un óxido no metálico cuando reacciona con agua?
- ¿Qué indica el cambio en el papel tornasol azul y en el anaranjado de metilo?
- Investigar la reacción efectuada entre el hidróxido de sodio y el ácido clorhídrico y completar la siguiente ecuación:
$$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow$$
- Escriban el nombre de los productos de la reacción anterior.
- Anotar el nombre de la sustancia que quedó en el residuo de la cápsula de porcelana luego de la evaporación.

CONCLUSIONES:

Práctica N° 21

MECHERO DE BUNSEN Y SU APLICACION

OBJETIVO:

Conocer la construcción y el manejo del **Mechero de Bunsen**. Estudiar detalladamente la flama que produce el mechero y su aplicación en los trabajos de doblado de tubo y varilla de vidrio

INTRODUCCIÓN:

En 1856 **ROBERTO BUNSEN**, ideó un quemador para aprovechar como combustible el gas natural, que es una de las fuentes productoras de calor más económicas y prácticas.

Su manejo es muy sencillo y conviene que lo desarme para que conozca las partes de que consta.

Con respecto a los trabajos de tubo y varilla de vidrio, son frecuentes realizarlos, porque los tubos sirven para hacer conexiones entre materiales y aparatos empleados en experimentos químicos.

Por lo general se dispone de tubo y varilla de forma recta y de longitud estándar; en muchas ocasiones deben modificarse cortándose o doblándose antes de usarse para un propósito determinado.

MATERIAL:

| | |
|-------------------|-----------------|
| Mechero de Bunsen | Lima Triangular |
| Tubo de vidrio | Cerillos |
| Varilla de vidrio | Tela de Asbesto |

DESARROLLO:

1.- PARTES DE UN MECHERO:

Tu instructor deberá mostrarte un mechero totalmente desarmado para que observes las partes que lo integran.

- El mechero es un aparato que consta de un tubo vertical o chimenea, soportado en una pequeña plataforma o base a la que va enroscado.
- El tubo en su base tiene un pequeño orificio vertical (esprea) para permitir la entrada de gas y arriba de esa entrada hay unas pequeñas aberturas laterales (toberas) para la entrada del aire.

- c. Cerca de la base y en el extremo inferior, hay un anillo perforado móvil, llamado collarín que sirve para regular la cantidad de aire que debe ser aspirado por las toberas.

Marca en el dibujo adjunto el nombre de cada constituyente del mechero.

2.- SISTEMAS DE COMBUSTIÓN:

Enciende tu mechero para observar los sistemas de combustión de la siguiente forma:

- Conecta la manguera de hule del mechero a la toma de gas.
- Mueve el collarín del Mechero para tapar las ventanillas del tubo vertical o chimenea.
- Enciende un cerillo y acércalo a la boca superior del tubo por un lado, **SI LO PONES SOBRE LA BOCA, la fuerza del gas lo APAGARÁ.**
- Abre despacio la válvula del gas hasta encender tu mechero.
- Por último mueve el collarín, en la dirección que puedas, para permitir la entrada del aire y obtener una buena combustión.

REPITE LA OPERACION ANTERIOR TRES VECES.

3.- TIPOS DE FLAMA:

- Cuando el aire es insuficiente, o sea el collarín está cerrando las toberas, la combustión es **incompleta**, y se produce una flama luminosa, grande de color amarillo.
- Cuando el collarín se mueve dejando entrar suficiente aire al tubo por las toberas, la flama luminosa dejará de serlo y se transformará en una **FLAMA VIOLETA AZULADA.**
- Haz tus observaciones moviendo el collarín y en tu reporte haz los dibujos correspondientes a tus observaciones.

4.- ZONA DE COMBUSTION:

Con una proporción adecuada de aire y gas (flama violeta azulada) se pueden distinguir varias zonas de combustión que son:

- ZONA INTERNA:** es el producto del **GAS NO QUEMADO** mezclado con el aire.
- ZONA DE REDUCCION O ZONA MEDIA:** es la flama que se encuentra por arriba de la zona interna, ahí aún la combustión no es completa, la llama es brillante por efecto de la incandescencia del carbón o sea la reducción.
- ZONA DE FUSION O ZONA DE MAYOR CALENTAMIENTO:** está localizada más o menos a la tercera parte de la altura total de la flama o sea un poco por arriba de la zona interna hasta poco antes de terminarse la zona de reducción. En ésta zona se alcanzan temperaturas hasta de 2000^o C. la flama es de color verde azulada y la combustión es parcial.
- ZONA DE OXIDACION O ZONA EXTERNA:** es la zona donde la combustión es completa porque hay mayor cantidad de aire y por tanto

oxígeno, por eso es la zona oxidante, su llama es menos luminosa que la llama de reducción.

ANOTA TODAS Y CADA UNA DE TUS OBSERVACIONES.

5.- TRABAJOS DE VIDRIO:

A.- CORTADO DE VIDRIO:

Un tubo de vidrio, se corta de la siguiente manera:

- Coloca horizontalmente un tubo sobre la mesa del Laboratorio, y haz una hendidura profunda pasando una lima triangular metálica en el sitio en que se va a cortar.
- Toma el tubo firmemente en las manos con los pulgares muy cerca de la hendidura y con ella hacia tu lado opuesto.
- Mantén firme los pulgares, corte el tubo por presión hacia afuera (**empuja**).

EJERCICIO:

- Corta una varilla de 35 cm. de largo y consérvela para usarla como agitador durante tus siguientes prácticas en el Laboratorio de Química.
- Corta tres tubos de 35 cm. de largo para pruebas posteriores.

B.- PULIDO AL FUEGO:

Los extremos de la varilla y los tubos cortados anteriormente quedarán con bordes cortantes por lo que hay que pulirlos al fuego, para evitar lesionarse. Este pulido se hace de la siguiente manera:

- Enciende tu mechero.
- Coloca un extremo de la varilla cortada, en posición inclinada en la zona de mayor calentamiento de la llama del mechero.
- Mantén inclinada la varilla, hazla girar lentamente con los dedos y retírala cuando observes que se alisan los bordes.
- Déjala enfriar **SOBRE TU TELA DE ASBESTO** y cuando esté fría, pule el otro extremo de la varilla.

Haz lo mismo con los tres tubos: Evita calentar DEMASIADO porque esto provocará la disminución del diámetro del tubo.

NOTA: NUNCA USES LOS TUBOS O VARILLAS CORTADAS HASTA QUE SUS EXTREMOS HAYAN SIDO PULIDOS.

C.- DOBLADO DE VIDRIO:

- Toma uno de los tubos, hasta que esté bien frío de los extremos, con los dedos y colócalo horizontalmente sobre la flama del mechero en su zona de mayor calentamiento. Procura que la flama pegue más o menos a la mitad del tubo.

- b. Haz girar el tubo lentamente con los dedos de manera que se caliente uniformemente.
- c. Mantén haciendo girar el tubo lentamente hasta que se vuelva completamente blando. **NO DEJES QUE SE DOBLE SOLO.**
- d. Sin retirar de la llama el tubo de vidrio blando dóblalo en un ángulo de 90° y consérvalo en esa posición hasta que esté bien rígido y frío. EL DOBLADO HAZLO LENTAMENTE.
- e. Repite todo el proceso para doblar otro tubo a un ángulo de 45° .

NOTA: EL DOBLADO DEBE QUEDAR UNIFORMEMENTE CURVADO, SIN PARTES APLANADAS NI RETORCIDAS.

- f. Por último con el tercer tubo haz una pipeta como te indicará tu instructor.

PRESENTA TUS TRES TUBOS Y LA VARILLA A TU INSTRUCTOR PARA SU APROBACION.

CUESTIONARIO:

1. ¿Por qué el mechero lleva el nombre de Bunsen?
2. ¿Cómo se procede para encender y apagar el mechero?
3. ¿Cuántos tipos de flama produce el mechero y cuáles son?
4. ¿Qué importancia tiene el collarín al encender el mechero?
5. ¿Cuál es la máxima temperatura que se puede obtener en la zona de mayor calentamiento?
6. ¿Por qué quedan redondos los bordes de un tubo cortado al calentarlo?

Práctica N° 22

LA BALANZA

OBJETIVO:

Aprender la técnica adecuada del uso de la balanza del Laboratorio de Química.

INTRODUCCIÓN:

La Balanza del Laboratorio es quizá el instrumento más importante que ha contribuido al desarrollo de la Química como ciencia cuantitativa.

El uso apropiado de la **Balanza** te será útil en tus trabajos del Laboratorio de Química.

La Balanza de Brazo Libre es de las más frecuentemente usadas en el Laboratorio para determinar la masa (peso) de materiales y de muestras de sustancias. Esta balanza está diseñada para trabajar con pesos menores de 100 gr. y con exactitud de ± 0.01 gr.

MATERIAL, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

| | |
|-----------------------------------|------------------------------|
| 1 Balanza de Brazo Libre | 3 Monedas de diferente valor |
| 1 Vaso de Precipitados de 100 ml. | Cloruro de Sodio |
| 1 Espátula | |

DESARROLLO:

1. Nivelas la Balanza: Esta deberá estar limpia y en buen estado antes de empezar a utilizarla.
 2. Ajusta la Balanza a Cero.
 3. Recorre la pesa de la escala de 0 a 100 gr. hasta el extremo y déjala en la marca de 100 gr.
 4. Coloca en el platillo un vaso de precipitado de 100 ml. que ya deberá contener una moneda.
 5. Mueve la pesa de la escala de 0 a 100 hacia la izquierda hasta el punto donde el fiel suba y en esa marca déjala.
 - a. El movimiento de la pesa hazlo de 10 en 10 gr. sobre la escala.
 6. Comienza a mover la pesa de la escala de 0 a 10 gr. de gramo en gramo de 0 a 10, hasta que el fiel descienda. Al llegar a la marca donde el fiel descendió, regresa la pesa una marca o sea 1 gr. para que ascienda el fiel, y en esa posición déjala.
 7. Por último mueve la pesa de la escala de 0 a 1 gr. desde 0 hacia 1 hasta que la línea del fiel iguale el punto cero de la balanza.
 8. Haz la lectura del peso **SUMANDO** todas las escalas utilizadas.

REGISTRA EN TU CUADERNO LA LECTURA.
 9. Regresa las pesas de 1 y de 10 gr. hasta cero.
-

10. Lleva la pesa de 100 gr. hasta el extremo de la escala y déjala en la marca de 100 gr.
11. Retira el vaso del platillo y saca la moneda del vaso.
12. Repite la misma operación desde el punto número 3 hasta el número 11 con las otras 2 monedas, una por una.
13. Cuando hayas registrado los pesos de las 3 monedas con el vaso pesa el vaso solo, siguiendo la misma secuencia desde el punto 3 hasta punto número 11.
14. Una vez pesado el vaso y quitado del platillo regresa la pesa de 100 gr. al 0.

EJERCICIO:

1. Haz una cajita de papel según indicaciones del instructor y colócala sobre el platillo de la Balanza.
2. Ya que conoces su peso y anótalo.
3. A la lectura del peso de la cajita aumentale 3 gramos.
4. Con una espátula toma un poco de sal (cloruro de Sodio) y ve agregándola poco a poco a la cajita de papel, **SIN DERRAMARLA FUERA DE LA CAJITA.**
5. Hasta que la marca del fiel iguale el cero fijo de la balanza deja de agregar sal.
6. Retira la cajita con la sal, regresa todas las pesas y limpia bien la balanza.

REGISTRO DE DATOS:

Peso de la moneda más vaso de precipitados = M_1

Peso del Vaso de Precipitados = M_2

Peso de la Moneda = $M_1 - M_2$

| Datos: | Primera moneda | Segunda moneda | Tercera Moneda |
|-------------|----------------|----------------|----------------|
| M_1 | | | |
| M_2 | | | |
| $M_1 - M_2$ | | | |

Peso de la cajita de papel = _____

Peso de la cajita con el cloruro de sodio = _____

Peso del cloruro de sodio = _____

CUESTIONARIO:

- 1.- ¿De qué partes consta la Balanza de brazo Libre? indícalas en el dibujo adjunto.
- 2.- ¿Cuántos tipos de balanza hay?
- 3.- Explica la diferencia entre peso y masa?
- 4.- ¿Aparte del Laboratorio en dónde más puede ser útil la Balanza?

Práctica N° 23

LA MATERIA

OBJETIVO:

Que el alumno analice un breve estudio práctico de la **Materia**, sus características, propiedades físicas y químicas y fenómenos Físicos y Químicos.

INTRODUCCIÓN:

La Química es una de las ramas de las Ciencias Naturales que estudia fundamentalmente la **MATERIA** en general, establecido por todos los medios a su alcance y ayudándose con los conocimientos de otras ciencias, desde su estado natural, propiedades, métodos de obtención etc., hasta las aplicaciones más diversas en provecho del hombre.

La **MATERIA** no se crea ni se pierde, sólo se transforma, habiéndose determinado que es y será una misma cantidad original desde hace millones de años. Las formas o estados de agrupación más comunes en que se encuentre o presente la materia en la naturaleza son: **SÓLIDO, LÍQUIDO Y GASEOSO**, pero toda la materia está formada por átomos cuya estructura, cantidad, disposición y relación entre sí determinan el peso, masa, volumen, color, dureza, forma, etc., llamándose éstas propiedades físicas, en tanto que las propiedades químicas se refieren a la manera de comportarse o reaccionar entre sí. Hasta la fecha la **MATERIA** ha permitido mostrar 103 elementos o variedades de átomos.

En forma de elementos, son muy escasos los que se encuentran en su estado natural, ya que generalmente se mezclan o combinan entre sí para formar **MEZCLAS** o **COMPUESTOS** respectivamente.

MATERIAL, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

| | |
|--------------------------------|-----------------------------|
| 1 Mechero de Bunsen | Alambre de Cobre |
| 1 Agitador | Alambre de fierro |
| 1 Probeta de 100 ml. | 1 Piedra |
| 1 Matraz Erlenmeyer de 125 ml. | 1 Globo |
| 1 Pipeta | Carbonato de Sodio |
| 2 Tubos de ensaye grandes | Ácido Acético |
| 1 Espátula | Cloruro de Sodio |
| | Solución de AgNO_3 |

DESARROLLO:

I.- PROPIEDADES FÍSICAS:

1.- Conductividad Térmica:

- Corta un alambre de cobre y otro de fierro de 15 cm. de largo.
- Enciende tu mechero de Bunsen.
- Sostén en cada mano cada uno de los alambres cortados, por sus extremos,
- coloca los extremos opuestos, en la flama del mechero en la zona de mayor calentamiento. Al cabo de un corto tiempo tienen que soltarse los dos alambres en cuanto uno te quemé
- Anota tus observaciones.

II.- **MEDICION DE LA MATERIA:**

- En la balanza de brazo libre pese una piedra de tamaño regular y anote su peso (W_p).
- En una probeta de 100 ml. mide exactamente 50 ml. de agua, introduce la piedra previamente pesada en la probeta que contiene el agua y observa lo que ocurre con el volumen que marca el agua y calcula el volumen desplazado por la piedra restando el volumen desplazado por la piedra, el volumen original al resultante.

$$W_p = \text{_____ gr.} \quad V_p = \text{_____ ml.}$$

- Calcula la densidad de la piedra (d_p)

$$\text{Densidad} = \frac{\text{peso}}{\text{volumen}} \quad d = \frac{W_p}{V_p}$$

III.- **PROPIEDADES QUIMICAS:**

1.- Experimento:

- Pesa exactamente 5 gr. de Carbonato de Sodio, agrégalos con cuidado y sin tirarlo a un globo de tamaño mediano.
- Mide con la probeta 40 ml. de solución de ácido Acético y vacíala al matraz Erlenmeyer de 25 ml.
- Conecta el globo a la boca del matraz cuidando de no vaciar el contenido de éste al matraz y pesa cuidadosamente el matraz con el globo conectado, anota su peso.
- Una vez efectuado el paso anterior, con una mano sujete el globo al matraz y con la otra vacía el contenido del globo al matraz; **NO SUELTES EL GLOBO** pues la reacción podrá botarlo fuera del matraz. Una vez terminada la reacción despacio ve soltando el globo y en seguida vuelve a pesar nuevamente el conjunto y anota su peso.

2.- Experimento:

- a) En un tubo de ensaye grande, agrega 15 ml. de agua medidos con la pipeta. **PIDE A TU INSTRUCTOR TE INDIQUE EL MANEJO DE LA PIPETA.**
- b) Pesa 1 gr. de Cloruro de sodio, agita para que se disuelva la sal, con tu agitador que deberá estar limpio **Y NO TIRES LA SOLUCION.**
- c) En otro tubo de ensaye grande limpio añade 10 ml. de Nitrato de Plata con la pipeta (HAZLO CON MUCHO CUIDADO).
- d) Vacía la solución del tubo del inciso a) al tubo del inciso b) y observa lo que ocurre, anota tus observaciones.

CUESTIONARIO:

1. ¿Cuál metal condujo mejor el calor?
2. ¿Hubo cambio en el peso del matraz antes y después de la reacción?
3. ¿Que gas produjo la reacción del Ácido Acético con el Carbonato de Sodio?
4. ¿La reacción entre el NaCl y el AgNO_3 es un fenómeno físico o químico? Explique por qué.

MEDICION DE LIQUIDOS:

Para medir un determinado volumen de un líquido, se utilizan diversos tipos de instrumentos, según la precisión que se requiere.

Como punto de referencia se emplea la superficie del líquido, la cual generalmente es una capa delgada en forma cóncava y a las dos caras de esta capa se les denomina: **MENISCO SUPERIOR Y MENISCO INFERIOR.**

Si el líquido es **INCOLORO**, para **AFORAR**, se emplea el **MENISCO INFERIOR** como referencia, es decir, se hace coincidir el menisco con la marca del volumen a medir en el recipiente.

Si el líquido es de **COLOR**, para aforar, se emplea el **MENISCO SUPERIOR** como referencia, es decir, se hace coincidir la superficie del líquido con la marca del volumen a medir en el recipiente.

Práctica N° 24

TÉCNICAS COMUNES DE LABORATORIO I.

OBJETIVO:

Adiestrarse en algunas técnicas usuales en el Laboratorio Químico, tales como **FILTRACION, DESTILACION, DECANTACION Y EVAPORACION.**

INTRODUCCIÓN:

En el estudio experimental de las propiedades Químicas de las sustancias y de sus reacciones, se usan diferentes técnicas entre las cuales se destacan las arriba anotadas.

La **FILTRACION** es una técnica que consiste en separar sólidos de líquidos. La **DESTILACION** separa dos líquidos aprovechando la diferencia de densidades, y la **EVAPORACION** separa líquidos basándose en la diferencia de puntos de ebullición.

MATERIALES:

| | |
|------------------------------------|---------------------------|
| 2 Vasos de precipitados de 250 ml. | 1 Refrigerante Recto |
| 1 Vaso de precipitados de 100 ml. | 2 Mangueras de Hule |
| 1 Aro metálico y 2 soportes | 2 Tapones Monohoradados |
| 1 Embudo | 1 Termómetro |
| 1 Mechero de Bunsen | 1 Probeta de 50 ml. |
| 1 Tela de Asbesto | 1 Pinza para Refrigerante |
| 1 Espátula | 1 Pinza para Bureta |
| 1 Matraz de Destilación | 10 núcleos de ebullición |

REACTIVOS:

| | |
|---------------------|-------------------------|
| Cloruro de Sodio | Arena |
| Limaduras de Fierro | Alcohol Etilico |
| Azufre | Permanganato de Potasio |

PROCEDIMIENTO:

1. En un vaso de precipitados de 250 ml. mezcla y disuelve en 50 ml. de agua, las siguientes sustancias que deberás pesar:

| | |
|----------------------------------|----------------------|
| gramos de Cloruro de Sodio | 0.5 gramos de Azufre |
| 0.5 gramos de Limadura de Fierro | 1.5 gramos de Arena |

2. Agita con tu varilla de vidrio la mezcla hasta que la sal se disuelva.

A.- DECANTACION:

Las sustancias sólidas y pesadas se depositan en el fondo del vaso, el azufre que es más ligero, se distribuirá desordenadamente en varios niveles del líquido.

Para efectuar la **DECANTACION**, bastará pasar todo el líquido a OTRO VASO de 250 ml. procurando que *NO SE PASE NADA* de los sólidos.

B.-FILTRACION:

El Azufre no se disuelve en el agua y por su ligereza al decantar se pasa junto con la solución que lo arrastra. Para separarlo, es necesario filtrarlo de la siguiente manera:

1. Coloca un embudo de vidrio en el soporte con anillo y un vaso de precipitados de 250 ml. en su parte inferior.
2. Prepara un papel filtro de acuerdo a las siguientes indicaciones:
 - a. Dóblalo en dos partes
 - b. Vuélvelo a doblar
 - c. Ábrelo en forma de cono colócalo aplicándolo a las paredes del embudo.
3. Filtra la solución y conserva el filtrado, observa lo que queda en el papel y anota tus observaciones.

C.- EVAPORACION:

1. El líquido filtrado deberá ser calentado para evaporar el agua y recuperar la sal que se ha purificado.
2. Para calentar pon un anillo o aro metálico en su soporte y la tela de asbesto sobre el anillo.
3. Retira el vaso del fuego cuando ya sólo quede una CAPA ESPUMOSA para evitar quemar la sal.

D.- DESTILACION:

1. En un matraz de destilación agrega 50 ml. de agua de la llave, 50 ml. de alcohol etílico, unos cristales de Permanganato de Potasio y los núcleos de ebullición.
2. Monta el aparato de destilación según indicaciones del instructor.
3. Calienta el matraz hasta obtener una ebullición moderada de la solución coloreada por el Permanganato de Potasio y colecta en la probeta aproximadamente 50 ml. de alcohol y suspende el calentamiento.
4. Anota detalladamente todas y cada una tus observaciones.

CUESTIONARIO

- 1.- ¿Cuál es la clasificación de las mezclas?
- 2.- ¿A cuál tipo pertenece cada una de las mezclas que haz separado?
- 3.- Escribe 3 ejemplos de mezcla, y di de qué tipo son.
- 4.- ¿Qué sustancia es la primera que destiló y a qué temperatura? Explica tu respuesta.

Práctica N° 25

TÉCNICAS COMUNES DE LABORATORIO II

OBJETIVO:

Adiestrarse en algunas técnicas usuales en el Laboratorio tales como **CROMATOGRAFIA, CENTRIFUGACION y CRISTALIZACION.**

INTRODUCCIÓN:

En el estudio experimental de las propiedades Químicas de las sustancias y de sus reacciones, se usan diferentes técnicas entre las cuales destacan las arriba anotadas.

La **CROMATOGRAFIA**, es la separación de componentes de un fluido cuando se le hace pasar por un sólido fino que absorbe selectivamente cada una de las sustancias disueltas.

La **CRISTALIZACION**, consiste en la obtención de cristales a partir de la evaporación del disolvente de una solución concentrada, así los cristales quedan libres del líquido disolvente.

La **CENTRIFUGACION**, es una técnica que separa las mezclas líquido - sólido, donde el sólido es tan pequeño que no se puede retener por ningún medio filtrante, siendo necesario utilizar una fuerza centrífuga.

MATERIAL Y EQUIPO:

| | |
|------------------------|------------------------------------|
| 1 Soporte Universal | 2 Vasos de precipitados de 300 ml. |
| 1 Anillo metálico | 1 Vaso de precipitados de 100 ml. |
| 1 Mechero de Bunsen | 1 Probeta de 50 ml. |
| 1 Tela de asbesto | Centrífuga |
| 1 Tubo para Centrífuga | Papel filtro |
| 1 Pipeta graduada | Marcadores |

REACTIVOS:

| | |
|-----------------------------|----------------|
| Alcohol Etílico | Cubos de hielo |
| Solución de Sulfato Cúprico | Almidón |

A.- CRISTALIZACION:

- a) En un vaso de precipitado de 100 ml. mide con la probeta 30 ml. de solución de sulfato Cúprico (CuSO_4).
-

- b) Monta el anillo metálico en el soporte universal, y coloca sobre él la tela de asbesto.
- c) Coloca el vaso de precipitado sobre la tela de asbesto.
- d) Enciende el mechero, calienta la mezcla de Sulfato de sodio hasta que se evapore un poco más de la mitad del volumen.
- e) En un desecador de vidrio añade cubos de hielo, coloca el vaso de precipitado en el centro de los hielos, hasta la formación de cristales.
- f) Observa el vaso de precipitado que está en el hielo, tira el líquido dejando en él los cristales que se formaron cuando el vaso estaba dentro del hielo.

B.- CROMATOGRAFÍA:

- a) Pide a tu instructor dos tiras de papel filtro con la marca de colores a separar.
- b) En un vaso de precipitado de 300 ml. vierte 25 ml. de agua de la llave medidos con la probeta.
- c) En otro vaso de precipitado de 300 ml. vierte 25 ml. de alcohol etílico medidos con tu probeta.
- d) Introduce una tira de papel filtro con las manchas de colores en cada vaso, procurando que el agua ni el alcohol toquen la mancha.
- e) Asegura las tiras de papel filtro al vaso con un clip, para que no se doblen ni muevan.
- f) Observa los cambios que ocurren en el papel filtro cada dos minutos, y anota tus observaciones durante 15 minutos.

C.- CENTRIFUGACIÓN:

- a) Pesa 0.2 gr. de almidón y colócalo en un tubo para centrífuga.
- b) Con la pipeta de 10 ml. añade 15 ml. de agua al tubo y agítalo hasta que se mezcle perfectamente el almidón y el agua.
- c) Entrega el tubo de centrifuga a tu instructor para efectuar la centrifugación, quien te deberá explicar el manejo de la centrífuga.
- d) Una vez centrifugada la mezcla, por Decantación, separa el líquido del sólido. Haz tus observaciones y anótalas.

CUESTIONARIO:

1. Define el término Fuerza Centrífuga.
2. ¿Qué es un sólido no Filtrable?
3. ¿Qué diferencia encontraste en las separaciones de los colorantes entre el agua y el alcohol?
4. ¿Cuál líquido resultó ser mejor solvente?
5. ¿Qué forma y color tenían los cristales obtenidos en la cristalización?
6. Menciona alguna mezcla que se separe por Cristalización:
7. Cuántos y cuáles colores se pudieron observar en el papel filtro, en los diferentes disolventes.

Práctica N° 26

FLAMOMETRÍA Y ALOTROPÍA

OBJETIVO:

Conocer el color característico de algunos metales cuando estos arden, así como las variedades alotrópicas en que se encuentra el azufre.

INTRODUCCIÓN:

El azufre se presenta en tres formas alotrópicas sólidas:

1. Octaédrico, rómbico o azufre alfa.
2. Monoclínico, prismático o azufre beta.
3. Amorfo o azufre delta.

Y en dos formas alotrópicas líquidas:

4. Azufre lambda
5. Azufre mu.

El azufre es insoluble en agua pero se disuelve en disolventes orgánicos como tolueno, éter y más fácilmente en sulfuro de carbono.

Es relativamente poco capaz de reaccionar. A temperaturas elevadas se combinan con los metales dando los correspondientes sulfuros. El azufre tiene una amplia aplicación en la fabricación de ácido sulfúrico y en la vulcanización del caucho.

Debido a su bajo punto de inflamación, el azufre también se emplea en la preparación de pólvora cerillos y en pirotecnia.

Cuando algunos metales arden, producen una llama de color característico. Estos te pueden ayudar a saber si un metal determinado está presente en un compuesto desconocido.

Entre los colores que se pueden observar esta el anaranjado para el calcio, el verde para el cobre, el amarillo para el sodio, el rosa para el litio, el morado para el sodio y el verde claro para el bario.

MATERIAL:

Cápsula de porcelana
Vaso de precipitado
Lupa
Papel filtro

Asa de cromo níquel
Vidrio de reloj

SUSTANCIAS:

Ácido clorhídrico
Algunas sales de metales
Azufre

DESARROLLO:

1. En una cápsula de porcelana caliente suavemente un poco de azufre, filtra rápidamente y cuando se haya enfriado, abre el papel filtro sobre un vidrio de reloj y observa con ayuda de una lupa.
2. En la misma cápsula de porcelana caliente gradualmente una cantidad mayor de azufre, toma nota de los diversos cambios que va sufriendo el azufre. Cuando la masa es aún un líquido, vierte un poco en un vaso de precipitado con agua fría. ¿Qué observas?
3. Necesitas un alambre de cromo-níquel, introdúcelo en ácido clorhídrico para limpiarlo, Luego caliéntalo al rojo, sumérgelo en los diferentes compuestos y caliéntalos de nuevo. Indica que color observa y de esta manera identifica a que metal pertenece

CUESTIONARIO:

1. ¿Qué es la alotropía?
2. Nombra 3 aplicaciones del azufre
3. ¿De que están hechos los fuegos artificiales?

Práctica N° 27

LAS PROPIEDADES DEL AZUFRE**OBJETIVO:**

El alumno conocerá las variedades alotrópicas del azufre y algunas de sus propiedades.

INTRODUCCIÓN:

El azufre se encuentra libre o nativo en yacimientos subterráneos, regiones volcánicas y combinado en forma de sulfuros y sulfatos. Cerca de una cuarta parte del azufre del mundo está en Estados Unidos, abunda en Italia, Japón y México, el que posee ricos yacimientos es en el istmo de Tehuantepec. Las plantas y los animales lo contienen en sustancias esenciales como las proteínas, las vitaminas, etc.

El azufre en sus tres formas alotrópicas: rómbica, monoclinica de color amarillo y plástico de color negro en sólido. Es insoluble en agua y se disuelve en disulfuro de carbono, cuando se calienta se funde. Con los metales forma sulfuros y al arder en el aire con el oxígeno produce dióxido de azufre.

Por el procedimiento de Frasch se extrae de sus yacimientos, en el pozo perforado se instala un sistema de tubos para inyectar vapor de agua, aire comprimido y sacar azufre fundido

MATERIAL:

Tubos de ensaye
Embudo o vidrio de reloj
Agitador
Pinzas de crisol
Cucharilla de combustión
Mechero de Bunsen
Papel filtro.

(a) SUSTANCIAS:

Flor de azufre
Disulfuro de carbono

MEDIDAS DE SEGURIDAD:

Use bata y lentes, tenga **PRECAUCIÓN**: El disulfuro de carbono es venenoso y muy inflamable no debe inhalarse ni utilizarse cuando en el laboratorio existen flamas.

PROCEDIMIENTO:

- I. Pon en un tubo de ensaye 5 ml de disulfuro de carbono, agrégale un poco de flor de azufre, agita y filtra la solución que se recibe en un vidrio de reloj, tápalo con un papel filtro para retardar la evaporación del disulfuro de carbono. Cuando esta terminó, observa con una lupa el contenido del vidrio.

1.- ¿Qué aspecto, color y forma tiene el azufre obtenido?

2.- ¿Cómo se llama esta forma alotrópica del azufre?

- II. En una cápsula de porcelana se pone un poco de flor de azufre, se calienta para fundirla. Cuando adquiriera el aspecto de miel se toma la cápsula con las pinzas de crisol y se le vacía en un cono de papel hecho previamente. Se deja en reposo y hasta que se enfríe se rompe el cono de papel para observar la forma de azufre obtenida, Procura disolver algunas partículas de este azufre en disulfuro de carbono empleando un tubo de ensaye

1. ¿Qué aspecto, color y forma tiene el azufre obtenido?

2. ¿Cómo se llama esta forma alotrópica del azufre?

3. ¿Es soluble o insoluble en disulfuro de carbono?

III. Llena la cucharilla de combustión con flor de azufre y llévala a la flama del mechero, cuando esté ardiendo y fundido el azufre que contiene, introdúcela rápidamente en un vaso con agua fría, Con un agitador o un palillo saca el azufre obtenido de la cucharilla y aprecia sus características. Trata de disolver una porción en el disulfuro de carbono empleando un tubo de ensaye.

1. ¿Qué color tiene la forma alotrópica obtenida?

2. ¿Es dura o suave?

3. ¿Es quebradiza o plástica?

4. ¿Cómo se llama esta forma alotrópica?

5. ¿Qué gas se produjo con el azufre que se quemó?

SEGUNDA PARTE:

QUÍMICA II

Práctica N°1

DIFUSIÓN DE GASES EN DOS DIMENSIONES

OBJETIVO:

Ilustrar las velocidades de difusión de dos gases diferente: cloro y amoníaco.

INTRODUCCION: El movimiento de las partículas de un gas las esparce hasta llenar el recipiente que lo contiene de una manera uniforme. La **difusión** es el proceso mediante el cual las partículas de materia llenan un espacio debido a su movimiento aleatorio. Si haz visto un colorante cuando se extiende a través de un líquido, haz observado un fenómeno de difusión. Tu sentido del olfato depende de la difusión y de las corrientes de aire, para que detectes las moléculas de un gas que llegan a tu nariz; en tus pulmones, el oxígeno llega a la sangre con suficiente rapidez mediante la difusión. El oxígeno se difunde a través de las paredes de los delgados vasos sanguíneos, desde las bolsas de aire de tus pulmones que se llena de aire cada vez que inhalas.

La velocidad de difusión de un gas depende de su energía cinética, es decir, de la masa y la velocidad de sus moléculas. Los gases se difunden tan pronto como son liberados. La partícula más ligera, la molécula de hidrógeno, tiene una velocidad promedio de 180 km/seg.

PROCEDIMIENTO:

1) Coloque una gota del indicador yoduro – fenolftaleína (I / F) en cada cuadro de la rejilla cuadriculada marcando con un “O” de acuerdo a la figura.

| I | II | III | IV | V | VI | VII | VII | IX | X | XI | XII |
|----------|-----|-----|----|---|----|-----|-----|----|---|-----|----------|
| O | O | O | O | O | O | O | O | O | O | --- | A |
| O | O | O | O | O | O | O | O | O | O | --- | --- |
| O | O | O | O | O | O | O | O | O | O | O | O |
| O | O | O | O | O | O | O | O | O | O | O | O |
| O | O | O | O | O | O | O | O | O | O | O | O |
| O | O | O | O | O | O | O | O | O | O | O | O |
| --- | --- | O | O | O | O | O | O | O | O | O | O |
| B | --- | O | O | O | O | O | O | O | O | O | O |

4. usando la pipeta Pasteur agregue tres gotas separadas de solución de ácido esteárico sobre cada uno de los tres portaobjetos (nueve gotas en total).

5. Espere que las gotas desaparezcan (el hexano se evapora), y elija las 5 gotas más perfectas. Observe la formación de cristales de ácido esteárico, lo cual indica que la monocapa se ha formado. Con una regla mida el diámetro de cada una de las cinco monocapas formadas.



Diámetro: 1)____ cm 2)____ cm 3)____ cm 4) ____ cm 5) ____ cm

DIAMETRO PROMEDIO _____cm

PREGUNTAS Y EJERCICIOS:

1. Con el DIAMETRO PROMEDIO de las cinco monocapas, calcule el área

de la monocapa mediante la ecuación: $A = \pi \frac{d^2}{4} \text{ cm}^2$, donde :

d= DIAMETRO PROMEDIO (cm) y A= área de la monocapa = _____ cm^2

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

Molécula de ác. Esteárico en la monocapa = $\frac{\text{Área de la monocapa (paso 1)}}{\text{área de la molécula de ác. esteárico}}$

3. Divida 1 ml entre el NÚMERO DE GOTAS PROMEDIO obtenido en el experimento. Esto representa el volumen, en mililitros, de la gota de solución de ácido esteárico que formó la monocapa. Mililitros para formar la monocapa: _____

4. Calcule el peso molecular del ácido esteárico. PM = _____g/mol

5. Convierta la concentración de la solución de ácido esteárico (7.5×10^{-5} M= 7.5×10^{-5} moles/litro) a gramos de ácido esteárico / ml).

6. Multiplique los mililitros para formar la monocapa (resultado del paso 3), por la concentración de la solución de ácido esteárico convertida a gramos de ácido esteárico / ml (resultado del Paso 5). Esto nos dará la cantidad en gramos de ácido esteárico en la monocapa.

7. Divida la respuesta del Paso 6 (gramos de ácido esteárico en la monocapa) entre el peso molecular del ácido esteárico (Paso 4). Esto nos da el número de moles de ácido esteárico en la monocapa.

8. Calcular el número de Avogadro dividiendo el número de moléculas de ácido esteárico en la monocapa (resultado del Paso2) entre el número de moles de ácido esteárico en la monocapa (resultado del Paso 7).

Número de Avogadro = _____.



Práctica N° 2

EQUILIBRIO QUÍMICO

OBJETIVO:

1. Observar la reversibilidad algunas reacciones.
2. Comprobar como se cumple el principio de Le Châtelier.
3. Comprobar que la posición equilibrio se puede alterar modificando diferentes factores como la concentración y la temperatura.

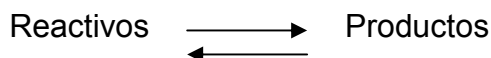
INTRODUCCIÓN:

Para que una reacción se lleve a cabo las moléculas de los reactivos tienen que chocar entre si, con la energía suficiente para que se rompan unos enlaces y se formen otros, dando como resultando los productos de la reacción. Las moléculas de los productos también pueden chocar entre si, produciendo de nuevo los reactivos. Cuando una reacción se puede llevar a cabo en ambos sentidos se conoce como una reacción reversible.

A medida que la reacción tiene lugar, disminuye la concentración de los reactivos según se van agotando. Del mismo modo, la velocidad de la reacción también decrece. Al mismo tiempo aumentan las concentraciones de los productos, tendiendo a colisionar unos con otros para volver a formar los reactivos. Por último, la disminución de la velocidad de la reacción directa se equipara al incremento de la velocidad de la reacción inversa, y cesa todo cambio. El sistema está entonces en “equilibrio químico”, en el que las reacciones directa e inversa tienen lugar a la misma velocidad.

Los cambios en sistemas en equilibrio químico se describen en el principio de Le Châtelier, que debe su nombre al científico francés Henri Louis Le Châtelier. Según este principio, cualquier intento de cambio en un sistema en equilibrio provoca su reacción para compensar dicho cambio.

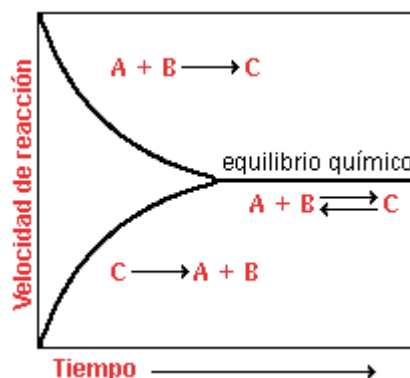
Cuando se mezclan los reactivos, la velocidad de la reacción en sentido de reactivos a productos es muy grande y en sentido contrario es cero, pero con el paso del tiempo las velocidades en ambos sentidos llegan a igualarse y se dice entonces que el sistema ha alcanzado el equilibrio. Siempre que se tiene un sistema cerrado se alcanza el equilibrio



En 1888 Henry Le Châtelier enunció el principio que lleva su nombre:



“Cuando se impone un cambio a las condiciones de un sistema en equilibrio, las concentraciones en el equilibrio se desplazan de tal manera que se contrarresta el cambio impuesto”.



Quando se tienen sistemas gaseosos, no sólo los cambios en la concentración de las sustancias afectaran las posiciones de equilibrio, también los cambios en el volumen o presión influyen: una disminución en el volumen o un aumento en la presión provocarán que la posición de equilibrio se desplace de tal manera que disminuya el número de moléculas gaseosas y viceversa.

Los cambios en la temperatura también afectan el equilibrio, ya que, en las reacciones endotérmicas el calor funciona como un reactivo en tanto que en las exotérmicas funciona como un producto y las concentraciones de la reacción en equilibrio se desplazarán para contrarrestar el cambio impuesto.

MATERIAL:

- 1 Vaso de precipitado de 10 ml
- 1 Probeta de 10 ml
- 2 Pipetas de plástico (beral) de tallo fino
- 1 Gradilla
- 3 Tubos de ensaye
- 1 Jeringa de 20 ml preparada para la obtención de gases
- 1 Tapa plástica para reactivos sólidos
- 2 Vasos de precipitado de 400 ó 600 ml

REACTIVOS:

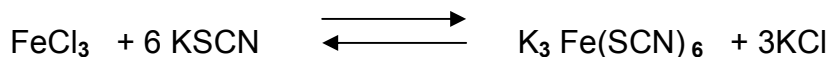
- Solución de tiocianato de potasio al 10 %
- Solución de cloruro férrico al 0.1 %
- Solución de nitrato de plata al 1 %
- Ácido nítrico concentrado
- Solución de hidróxido de sodio 1 M
- Alambre de cobre delgado
- Hielo



PROCEDIMIENTO:

Parte A.

1. Mida en la probeta 4 ml de la solución de KSCN y viértalos en el vaso de precipitado de 10 ml.
2. Agregue 4 gotas de solución de FeCl₃
La reacción que se lleva a cabo es reversible y se representa:



El color rojo observado se debe a la presencia del complejo K₃Fe(SCN)₆ llamado tiocianato férrico potásico.

Al aumentar la concentración del Fe³⁺ (FeCl₃) o del SCN⁻ (KSCN), el equilibrio se desplaza hacia la derecha, lo cual se nota en el aumento en la intensidad del color rojo debida a la formación de mas K₃Fe(SCN)₆. Si se elimina Fe³⁺ o SCN⁻ de la solución el equilibrio se desplazará al lado izquierdo de la ecuación por lo que la solución tendrá un color mas claro debido a la desaparición del K₃Fe(SCN)₆. Cuando se agrega a la solución Ag⁺ (AgNO₃), se forma un precipitado blanco de AgSCN que retira el SCN⁻ de la reacción en equilibrio, desplazándose así el equilibrio hacia la izquierda, notándose una disminución en la intensidad del color rojo.

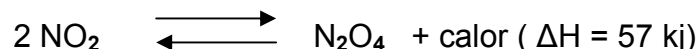
3. En tres tubos de ensaye vierta 0.5 ml del contenido del vaso de precipitados.
 - a. El primero se toma como control para comparar los cambios de color en la solución.
 - b. En el segundo tubo agregue unas gotas del FeCl₃. Anote sus observaciones.
 - c. Agregue el tercer tubo unas gotas de solución de AgNO₃. Anote sus observaciones.
 - d. Al tercer tubo agregue ahora unas gotas del FeCl₃. y de nuevo AgNO₃. Anote sus observaciones.

Parte B.

1. Coloque 4 trozos de alambre de cobre de 2 mm de longitud en la tapa plástica para reactivos sólidos, e introduzca en el cuerpo de la jeringa.
2. Trabaje en la campana o en un lugar bien ventilado y utilice guantes para proteger sus manos del contacto con el ácido nítrico.
3. Tome con la jeringa 1 ml de ácido nítrico concentrado, tape la jeringa y agítela. Notará la formación de un gas café, es el dióxido de nitrógeno (NO₂).
4. Gire la jeringa 180°. Si el volumen del gas llega a 20 ml destape la jeringa para evitar la presión del gas bote el émbolo.
5. Tapa la jeringa para evitar que el gas escape.
6. Repita la operación para tener dos jeringas llenas con NO₂.



El gas formado NO_2 , de color café está en equilibrio con su dímero N_2O_4 que es incoloro. La reacción que se lleva a cabo es la siguiente:



La reacción es exotérmica, por lo que en este caso el calor puede considerarse como un producto; de modo que al retirar calor del sistema se notará que el color del gas se desvanece pues el equilibrio se desplaza hacia la derecha, favoreciéndose la formación del dímero incoloro, para compensar la pérdida de calor. Por otra parte, al proporcionar calor al sistema se agrega un “producto”, con lo que el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, percibiéndose un aumento en el color café del gas dentro de la jeringa.

7. Utilizando los vasos de precipitados grandes prepare un baño de hielo y un baño de agua caliente.
8. Conserve una de la jeringas como testigo para comparar el color original del gas e introduzca la otra en el baño de hielo. Anote sus observaciones
9. Introduzca la jeringa en el baño de agua hirviendo. Anote sus observaciones.

CUESTIONARIO.

1. ¿Cuánto se establece el equilibrio en una reacción reversible?
2. Escriba las ecuaciones para la constante de equilibrio K para las reacciones que se llevaron a cabo en los experimentos.
3. Enuncie el principio de Le Châtelier.
4. Explique como afectan los cambios en la concentración de uno de los reactivos en las concentraciones de las sustancias involucradas en una reacción reversible que ha alcanzado el equilibrio.
5. De acuerdo con lo que observó durante la parte A del experimento, ¿qué espera que suceda con la intensidad del color rojo de uno de los tubos si agrega unos cristales de KCl?
6. ¿Cómo esperaría que afectara un aumento en la presión al equilibrio de la reacción de la parte B del experimento? ¿Por qué?
7. ¿Qué cambios esperaría observar al aumentar el volumen del recipiente que contiene los gases de la parte B del experimento? ¿Por qué?



Práctica N° 3

LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

OBJETIVO:

Se calculará la constante de equilibrio para una reacción química.

INTRODUCCIÓN:

Una reacción química del tipo $2A + B \rightleftharpoons 3C + D$, estará en equilibrio si la velocidad de la reacción hacia delante (A y B reaccionando para formar C y D) es igual a la velocidad de la reacción inversa (C y D reaccionando para formar A y B).

A una temperatura dada, para un equilibrio, la relación del producto de la concentración de los productos a la concentración de los reactivos es constante. Esta relación es llamada "constante de equilibrio".

Para encontrar el valor de la constante de equilibrio debemos conocer en qué concentraciones se encuentran los reactivos y los productos. Algunas veces pueden ser medidas directamente (mediante una titulación). Otras veces debemos medirlas en forma indirecta o calcularlas.

En este experimento investigaremos el equilibrio entre el acetato de etilo y el alcohol y el ácido de los cuales está formado. La reacción (catalizada por ácido) es:



La constante de equilibrio para esta reacción es:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}][\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{CH}_2\text{CH}_3][\text{H}_2\text{O}]}$$

Como los cuatro compuestos están en la misma solución, los volúmenes en el numerador cancelan los volúmenes en el denominador, y K se expresa:

$$K = \frac{(\text{moles CH}_3\text{CO}_2\text{H})(\text{moles CH}_3\text{CH}_2\text{OH})}{(\text{moles CH}_3\text{CO}_2\text{CH}_2\text{CH}_3)(\text{moles H}_2\text{O})}$$

En este experimento determinaremos cuántos moles de cada uno de los cuatro compuestos están presentes en una mezcla de agua, acetato de etilo, alcohol y ácido, y así calcular la constante de equilibrio.

MATERIALES:

Parrilla de agitación
Matraces erlenmeyer de 10 ml
Pipetas graduadas de 2 ml
Micro bureta de 2 ml
Micro agitadores

REACTIVOS:



Ácido clorhídrico (HCl) 3 M
 Acetato de etilo $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
 Hidróxido de sodio (NaOH) 1 M
 Solución de fenolftaleína.

PROCEDIMIENTO:

NOTA.- Realice las titulaciones por triplicado.

- Etiquete dos matraces erlenmeyer como A y B
Añada 1ml de ácido clorhídrico (HCL) 3 M y 1 ml de agua destilada al matraz A.
- Añada 1 ml de HCl 3 M, 0.4 ml de acetato de etilo y 0.6 ml de agua destilada al matraz B. Tape el matraz con una película de parafilm. Ágite la mezcla.
- Añada el matraz A 2 gotas de fenolftaleína y un micro agitador.
- Enjuague una micro bureta con tres porciones de 0.3 ml de NaOH 1 M, descarte los enjuagues en un contenedor de desechos. Llene la micro bureta con NaOH 1 M hasta la marca de cero.
- Titule el matraz A con el NaOH hasta que un leve color rosa permanezca por lo menos por 30 segundos. Anote el volumen de NaOH gastado en la titulación.
 $V_1 = \underline{\hspace{2cm}}$ $V_2 = \underline{\hspace{2cm}}$ $V_3 = \underline{\hspace{2cm}}$ $V \text{ promedio} = \underline{\hspace{2cm}}$
- Titule el matraz B con el NaOH 1M. Requerirá más hidróxido que para el matraz A, Ya que una parte del acetato de etilo se descompone para formar ácido acético adicional. Registre el volumen de NaOH empleado.
 $V_1 = \underline{\hspace{2cm}}$ $V_2 = \underline{\hspace{2cm}}$ $V_3 = \underline{\hspace{2cm}}$ $V \text{ promedio} = \underline{\hspace{2cm}}$

MANEJO DE DATOS: MATRAZ A:

- Encuentre el número de moles de NaOH que añadió:
moles NaOH (matraz A) = (concentración NaOH) (volumen NaOH)

- Calcular cuántos gramos de HCl en la solución;

El número de moles de HCl en la solución:

Moles HCl (matraz A) = (concentración HCl) (volumen de HCl)

Calcular los gramos de HCl presentes:

Gramos HCl = moles (moles HCl) (36.45 g /mol)

- Puesto que añadió 1 ml de HCl 3M, y la densidad de esta solución es 1.06 g/ml, calcular la masa de HCl 3M.

Gramos de HCl 3 M = (volumen de HCl) (densidad del HCl) Densidad HCl = 1.06 g/ml

- EL HCl 3M contiene agua y HCl. La masa del agua en el HCl 3M es la masa del HCl 3M menos la masa del HCl (paso 2). **Gramos H_2O (en HCl 3M) = gramos HCl 3M = gramos HCl**

MANEJO DE DATOS. MATRAZ B:



Necesitamos conocer el número de moles de acetato de etilo, ácido acético, agua y alcohol etílico para calcular la constante de equilibrio. El siguiente procedimiento le permitirá calcular las cuatro cantidades.

5. La misma cantidad de HCl 3M que se añadió al matraz A se añadió al matraz B. Así, los mismos gramos de HCl y gramos de agua (en la solución de HCl 3M) están presentes en el matraz A y en el matraz B.

6. Calcular el número de moles de NaOH que se añadieron al matraz B. **Moles NaOH (matraz B) = (concentración NaOH) (volumen de NaOH)**

Este valor podría ser más grande que el número de moles de NaOH añadido al matraz A. El número de moles adicionales de NaOH fue necesario para neutralizar el ácido acético en equilibrio, producido por la reacción. Así, Moles de ácido acético en equilibrio = moles NaOH (matraz B) - moles NaOH (matraz A)

7. Calcular el número de gramos de acetato de etilo (AE) en el matraz B en la siguiente forma: la cantidad original de acetato de etilo se conoce a partir del volumen que añadió al matraz B y de la densidad del acetato de etilo.

Gramos AE (original) = (ml de AE) (0.895 g/ml)

Convertir esta cantidad a moles:

Moles AE (original) = gramos AE / (88.11 g AE/mol)

Algo del AE reaccionó para formar ácido acético, de modo que hay menos AE en el equilibrio.

Moles de AE en el equilibrio = moles AE (original) - moles de ácido acético en equilibrio (paso 6)

8. Se produjo un alcohol etílico por cada ácido acético, por lo tanto,

Moles de alcohol etílico en equilibrio = moles de ácido acético equilibrio.

9. Sabemos cuánta agua proviene del HCl 3M (calculada en el Paso 4). Luego añadimos 0.6 ml de agua a la solución original, por lo tanto:

Gramos H₂O originales = gramos de agua (del HCl 3M) + (0.6ml) (1g/ml)

Convertir esto a moles:

Moles de agua, originales = (gramos de agua, originales) / (18.09 g/ mol)

Algo del agua, sin embargo, reaccionó para formar ácido acético, por lo tanto:

Moles de agua, en equilibrio = moles de agua original - moles de ácido acético en equilibrio

10. Sustituir las cantidades subrayadas en la ecuación de equilibrio, para resolver el valor de K.

$$K = \frac{(\text{moles ácido acético}) (\text{moles alcohol})}{(\text{moles AE}) (\text{moles agua})}$$

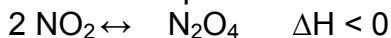


Práctica N° 4

EQUILIBRIO EN EL SISTEMA NO_x

OBJETIVO:

Ilustrar el impacto de la temperatura sobre el sistema:



MATERIALES:

Pipetas de transferencia de bulbo largo

Mechero Bunsen

Generador de gases (en la campana de extracción)

Pinzas planas

Cobre

Ácido nítrico concentrado.

PROCEDIMIENTO:

- 1) En el generador de gas, coloque algunas piezas pequeñas de cobre y añada gotas de ácido nítrico concentrado para producir NO₂.
- 2) Llene una pipeta de transferencia con NO₂ y séllela calentando las pinzas con el mechero y luego presionando con éstas la punta de la pipeta.
- 3) Use agua caliente y agua helada alternativamente para cambiar la temperatura en la pipeta sellada. Observe los cambios de color.
- 4) Resuma sus observaciones con una explicación.
- 5) Corte la punta de la pipeta para remover el gas. La pipeta puede ser usada varias veces.

PREGUNTAS:

1. ¿Cuál de las dos moléculas en el equilibrio es coloreada de acuerdo a sus observaciones?
2. ¿Aumentaría o disminuiría el color si ocurriera un aumento en la presión?
3. Después de vaciar la pipeta, una lenta aparición de color puede ser vista después de un rato ¿Porqué?



TITULACIÓN REDOX DEL MANGANESO

OBJETIVO:

Observar mediante reacciones redox los diferentes estados de oxidación de un elemento y calcular la concentración de una sustancia utilizando titulaciones redox en medio ácido, básico y neutro.

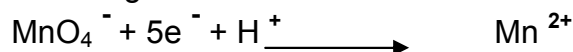
INTRODUCCIÓN:

Algunos elementos se pueden encontrar en más de un estado de oxidación. De éstos encontramos representantes tanto del grupo de elementos principales (los bloques s y p, es decir elementos con N, S y P) y elementos de transición (los bloques d y f, es decir elementos como Fe, Co, y Cr). El manganeso, por ejemplo, tiene estados de oxidación correspondientes a 0, II, III, IV, V, VI, y VII. La mayoría de los iones de los metales de transición tienen un color característico en sus diferentes estados de oxidación.

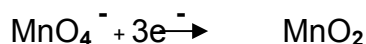
En este experimento se observarán cuatro estados de oxidación del manganeso, al reducir al Mn (VII) del permanganato (MnO_4^- de color magenta), en una serie de titulaciones redox, mediante iones bisulfito.

Durante la reducción, el material que se reduce gana electrones y consecuentemente adquiere un estado de oxidación mas bajo. Las siguientes reacciones, no balanceadas, describen este proceso.

En una solución ácida, por ejemplo, el Mn^{7+} es reducido a Mn^{2+} de color rosa pálido, como se muestra en la siguiente ecuación:



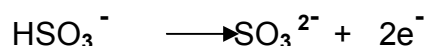
En una solución neutra el Mn^{7+} es reducido a Mn^{+4} que se presenta en forma de un precipitado oscuro de MnO_2 :



Y en solución básica el Mn^{7+} pasa a Mn^{+6} , de color verde oscuro:



Ya que los electrones ganados por el Mn^{7+} deben haber venido de alguna parte, por cada especie que se reduce, alguna otra especie debe oxidarse simultáneamente. En la oxidación, la sustancia que es oxidada pierde electrones y consecuentemente tiene un aumento en su estado de oxidación. En este experimento, por ejemplo, es el ión bisulfito el que se oxida a ión sulfato:

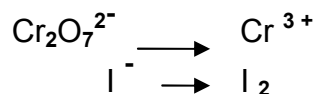


Dado que el estado de oxidación del azufre en el bisulfito es de + 4, mientras que en el ión sulfato es de + 6. Por consiguiente el azufre perdió dos electrones. Esta media reacción se comporta igual en medio ácido, básico o neutro.

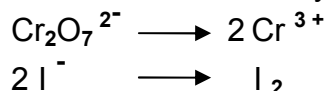
Balanceo de Reacciones Redox en Medio Ácido:

En soluciones ácidas, el ión hidrógeno y el agua también están presentes junto con los materiales que se reducen u oxidan. Por lo tanto, se puede usar el H^+ y el H_2O para balancear estas medias reacciones. Considere la reacción redox de ión dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$) con yoduro en medio ácido:

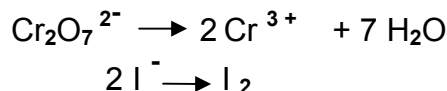
Las dos medias reacciones no balanceadas son:



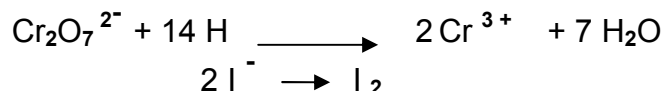
Balanceando primero la cantidad de átomos de yodo y cromo se tiene:



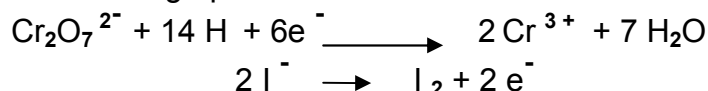
Para balancear los átomos de oxígeno podemos utilizar el agua del medio como fuente de oxígeno, por lo que se agrega una molécula de agua por cada oxígeno faltante:



Para balancear los átomos de hidrógeno se añaden los H^+ necesarios ya que se está trabajando en medio ácido:

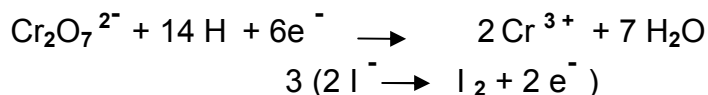


Finalmente, la carga total debe balancearse agregando electrones del lado donde se encuentra la carga positiva más alta:

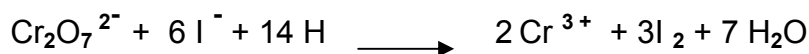


Los electrones siempre deben aparecer en el lado izquierdo en una de las reacciones y en el derecho en la otra pues una reacción es de reducción y la otra de oxidación.

Para obtener la reacción total, se asuman las dos medias reacciones, de forma que los electrones se cancelen:



La reacción redox neta es:

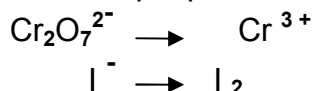


Verificando el balance, se analiza la masa y la carga final de ambos lados y se observa que el balanceo es correcto.

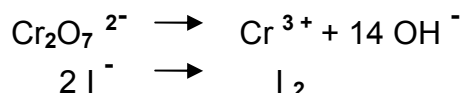


Balanceo de Reacciones Redox en Medio Básico:

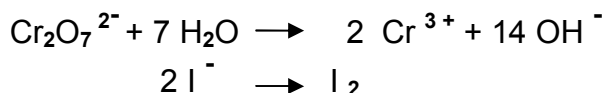
En soluciones básicas el OH^- y el H_2O se utilizan para balancear las medias reacciones de oxidación y reducción. Los átomos de yodo y cromo se balancean siguiendo el mismo procedimiento que para las soluciones ácidas:



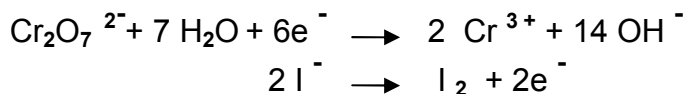
En el caso de las soluciones básicas por cada oxígeno faltante hay que agregar dos iones hidróxido:



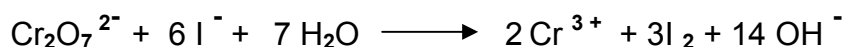
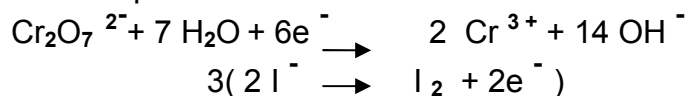
Y los átomos de hidrógeno se balancean agregando del otro lado la cantidad de moléculas de agua necesarias:



La carga se ajusta agregando a cada media reacción los electrones correspondientes:



Para obtener la reacción total se suman las medias reacciones, como ya se indicó, de forma tal que los electrones se cancelen:



Las reacciones que se llevan a cabo en medio neutro pueden ser balanceadas utilizando indistintamente el método para medio básicos o ácidos.

Desarrollo Experimental.

Medidas de seguridad:

El permanganato de potasio y el bisulfito de sodio son irritantes para la piel y los ojos. **Utilice bata y lentes de protección.** En caso de algún contacto con la piel o los ojos absorba con una toalla de papel la mayor cantidad posible de sustancia y lave inmediatamente con agua unos minutos debajo del chorro del agua.

Materiales:

- 1 Micro bureta (pipeta de 2ml con punta de plástico y una jeringa unida en la parte superior de la pipeta por medio de una manguera de hule)



- 1 Pipeta volumétrica o una pipeta graduada de 1 ml
- 2 Pipetas de plástico (Beral)
- 3 Matraces Erlenmeyer de 10 ml
- 1 Soporte universal
- 1 Pinzas de tres dedos

REACTIVOS:

Permanganato de potasio. Solución 0.01 M

Bisulfito de sodio. Solución 0.02 M

Ácido sulfúrico 1M

Hidróxido de sodio 1 M

PROCEDIMIENTO:

1. Utilizando una pipeta volumétrica, o una pipeta graduada coloque 1.0 ml de solución de KMnO_4 0.02 M en cada uno de los matraces Erlenmeyer de 10 ml. Etiquételos: ácido, base, neutro. Agregar 1 ó 2 ml de agua destilada a los matraces para observar mejor los cambios de color.
2. Llene la micro bureta con solución de bisulfito de sodio 0.02 M.

Titulación en solución ácida:

1. Utilizando una pipeta de plástico agregue 1 ml de solución de ácido sulfúrico al matraz marcado como ácido.
2. Titule esta solución con la solución de bisulfito por goteo lento y con agitación manual o magnética. El color púrpura de la solución desaparecerá súbitamente en el punto de vire, por lo que debe tener cuidado al agregar el NaHSO_3 . El manganeso es reducido de un MnO_4 púrpura intenso a un Mn^{2+} casi incoloro (rosa pálido). Regístrese el volumen de bisulfito utilizado, y con el dato de su concentración, calcule la concentración correspondiente al permanganato.

Titulación en solución neutra:

1. Recargue la micro bureta con solución de NaHSO_3 0.02 M y titule la solución de permanganato en el matraz marcado como neutro. El color púrpura del permanganato cambiara en el punto de vire, al formarse una suspensión café de MnO_2 .
2. Regístrese el volumen final de bisulfito en la bureta y calcule la concentración del permanganato.

Titulación en solución básica:

1. Agregue 1.0 ml de solución de NaOH 1M al matraz marcado como básico.



- Recargue la micro bureta con solución 0.02 M de NaHSO_3 y titule al punto de vire del ión manganato MnO_2^{2-} de color verde oscuro.

REPORTE DE RESULTADOS:

A.-Titulación en solución ácida:

Anota los datos que se piden:

- Volumen de KMnO_4 _____ M utilizado _____
- Volumen de NaHSO_3 _____ M utilizado _____
- Reacción redox balanceada:
- ¿Cuántos moles de NaHSO_3 se necesitaron por mol de KMnO_4 ? _____
- ¿Corresponde el número predicho para la reacción balanceada de óxido reducción?

B.- Titulación en solución neutra:

Anota los datos solicitados:

- Volumen de KMnO_4 _____ M utilizado _____
- Volumen de NaHSO_3 _____ M utilizado _____
- Reacción redox balanceada:
- ¿Cuántos moles de NaHSO_3 se necesitaron por mol de KMnO_4 ? _____
- ¿Corresponde el número predicho para la reacción balanceada de óxido reducción.

C.- Titulación en solución básica:

Anota los datos que se piden:

- Volumen de KMnO_4 _____ M utilizado _____
- Volumen de NaHSO_3 _____ M utilizado _____
- Reacción redox balanceada:
- ¿Cuántos moles de NaHSO_3 se necesitaron por mol de KMnO_4 ? _____
- ¿Corresponde el número predicho para la reacción balanceada de óxido reducción?

CUESTIONARIO:

- ¿Es necesario que los volúmenes del H_2SO_4 y NaOH sea medidos con exactitud? Explique su respuesta.
- En cada una de las titulaciones llevadas a cabo en el experimento el punto de vire es observable debido al cambio de color en el material que es oxidado o reducido. Suponga que ninguno de los materiales involucrados en estas reacciones de óxido-reducción tiene color. Sugiera alguna manera para determinar el punto de vire en éstos casos.



Práctica N°6

FACTORES QUE MODIFICAN LA VELOCIDAD DE UN CAMBIO QUÍMICO.

OBJETIVO:

Observar cómo la concentración y la temperatura afectan la velocidad de una reacción química.

INTRODUCCIÓN:

La velocidad (cambio químico por unidad de tiempo) con que se realiza una reacción química, depende de la naturaleza de las sustancias reaccionantes, la concentración de los reactivos, la superficie de los reactivos expuesta al cambio químico, la temperatura, la presión y la presencia o ausencia de agentes catalíticos. Muchas reacciones son tan rápidas que es extremadamente difícil o imposible determinar su velocidad; pero hay otras más lentas, en las que sí se puede determinar fácilmente midiendo el tiempo en el que algún cambio ocurra (desprendimiento de un gas, formación de un precipitado, aparición o desaparición de un color, cambio de conductividad de la solución, etc.).

Efecto de la temperatura sobre la velocidad de una reacción. Un aumento en la temperatura, generalmente aumenta la velocidad de reacción específica no aumenta indefinidamente con la temperatura. Las altas temperaturas pueden originar la destrucción o descomposición de los reactivos y productos, o pueden iniciar reacciones diferentes de las que se desean.

Cuando se aplica calor, se favorece a la reacción que absorbe calor. Cuando el proceso es endotérmico, se aumenta la velocidad hacia delante. Cuando la reacción es exotérmica, se favorece la reacción inversa. En este sentido, se puede tratar al calor como un ingrediente o reactivo en las reacciones endotérmicas, o como un producto en las exotérmicas.

MATERIALES:

Parrilla de calentamiento

Cronómetro

Termómetro

Tubos de ensaye

Gradilla

Pipetas graduadas de 1 ml

Vaso de precipitados

REACTIVOS:

Solución 1 M de yoduro de potasio (KI)

Solución 0.1 M de sulfito de sodio (Na_2SO_3)

Solución de almidón al 0.2 %

Solución 0.1 M de persulfato de potasio ($\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$)

Agua destilada.

NOTA: las soluciones indicadas deberán prepararse preferentemente el mismo día del experimento.

PROCEDIMIENTO:**Parte A. efecto de la concentración.**

- 1) Numere cuatro tubos de ensayo del 1 al 4.
- 2) Agregue a cada uno de los tubos, 0.6 ml de solución de yoduro de potasio (KI).
- 3) Enseguida agregue las siguientes cantidades de solución de sulfito de sodio (Na_2SO_3): 0.15 ml al tubo 1; 0.30 ml al tubo 2 y 0.45 ml al tubo 3 y 0.60 ml al tubo 4.
- 4) Añada a cada uno de los cuatro tubos, 2.0 ml de la solución de almidón.
- 5) Por último, añada los siguientes volúmenes de agua destilada: 0.60 ml al tubo 1; 0.45 ml al tubo 2; 0.30 ml al tubo 3 y 0.15 ml al tubo 4. Agite muy bien los 4 tubos.
- 6) Añada rápidamente 0.7 ml de solución de persulfato de potasio ($\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$) al tubo 1. En el preciso momento en el que caiga la gota de persulfato en el tubo, arranque el cronómetro para medir el tiempo de reacción. Agite el tubo fuertemente y déjelo reposar. En el momento en que aparezca una fuerte coloración A TRAVÉS DE TODA LA SOLUCIÓN en el tubo, detenga el cronómetro. Anote el tiempo de reacción en minutos: _____
- 7) Repita el mismo procedimiento para los tubos 2, 3 y 4, agregando los 0.7 ml de persulfato de potasio a cada tubo y registre los tiempos de reacción:

Tubo 2 : _____ Tubo 3: _____ Tubo 4: _____

Parte B. Efecto de la temperatura.

- 1) Repita el mismo procedimiento de la Parte A hasta el paso número 4
- 2) Coloque los cuatro tubos del paso anterior y el tubo que contiene la solución de Persulfato de potasio restante en un baño de agua a 50°C durante 3 minutos.
- 3) Una vez transcurrido este tiempo, sin sacar del baño caliente ningún tubo, agregue al tubo 1, 0.7 ml de solución de persulfato de potasio, midiendo con el cronómetro el tiempo de reacción en minutos tal como lo hizo en la primera parte del experimento. Tiempo 1: _____
- 4) Añada el persulfato de potasio a los tubos restantes y registre el tiempo de reacción.

Tubo 2: _____ Tubo 3: _____ Tubo 4: _____

Preguntas:

1. Elabore una tabla con los datos obtenidos en la Parte A y construya una gráfica tomando como abscisas los volúmenes de la solución de sulfito de sodio y en las ordenadas los tiempos de reacción en minutos para cada tubo. ¿Qué interpretación da a esta gráfica?
2. Elabore una tabla con los datos obtenidos en la Parte B y utilizando otro color construya otra gráfica sobre la anterior. ¿Qué conclusión obtiene de ésta gráfica?
3. ¿Qué efecto produce en el tiempo de reacción el disminuir la concentración de sulfito de sodio?
4. Describa el efecto de la temperatura en la velocidad de la reacción y formule una conclusión.
5. ¿Qué coloración aparece en los tubos? ¿A qué se debe?



Práctica N°7

PREPARACIÓN Y ESTANDARIZACIÓN DE SOLUCIONES

OBJETIVO:

Determinar la concentración de dos soluciones a partir de cierta cantidad de producto formada por la reacción entre los compuestos de estas soluciones.

INTRODUCCION:

En un laboratorio químico (escolar, industrial, clínico, de investigación, etc.), frecuentemente es necesario determinar la cantidad de un compuesto químico en particular (**analito**) que se encuentra en una solución o mezcla. Este análisis puede hacerse por métodos instrumentales o por análisis volumétrico como en este experimento. En el análisis volumétrico, se mide el volumen necesario de un reactivo, llamado **titulante**, es una solución de una sustancia conocida que tiene una concentración conocida. El **titulante** es añadido en pequeñas porciones es llamado **titulación**.

Este método de análisis puede ser representado por la reacción:



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

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

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

PROCEDIMIENTO

1. Coloque un micro agitador dentro de una cápsula de porcelana y pésela.

Peso de la cápsula = _____g.

2. Agregue 1 ml de solución de hidróxido de sodio a la cápsula de porcelana pesada y añada 1 gota de solución de anaranjado de metilo que servirá como indicador del punto final de la reacción.

3. Coloque la cápsula de porcelana en el centro de la placa de agitación y sobre un trozo de papel (para proteger la superficie de la placa de agitación).

4. Sujete la micro bureta al soporte universal y llénela con solución de ácido clorhídrico hasta la marca de cero.



5. Coloque la micro bureta sobre la cápsula de porcelana y encienda el botón de agitación de la placa agitadora a una velocidad media.

6. Empiece a agregar el ácido clorhídrico de la micro bureta, por goteo lento, a la solución de hidróxido de sodio de la cápsula. Continúe la adicción hasta el cambio de tono del indicador.

Registre el volumen de ácido clorhídrico añadido: _____ ml = _____ litros

7. Evapore el agua de la solución contenida en la cápsula calentando suavemente sobre una placa caliente, cuidando que cuando la solución se evapore, el cloruro de sodio producido por la reacción no sea proyectado fuera de la cápsula.

8. Deje enfriar la cápsula sobre un mosaico y vuélvala a pesar cuando se enfríe.

Peso la cápsula + cloruro de sodio = _____ g

Calcule el peso del cloruro de sodio = _____ = _____ g

PREGUNTAS Y EJERCICIOS

1. Escriba la ecuación balanceada de la reacción llevada a cabo en el experimento.
2. Exprese la ecuación anterior en: a) moles y b) gramos de cada compuesto.
3. Utilizando el peso de cloruro de sodio obtenido en el experimento y el peso molecular del cloruro de sodio.
4. A partir de la ecuación, y considerando el número de moles de cloruro de sodio, calcule el número de moles de ácido clorhídrico y de hidróxido de sodio.
5. Calcule la molaridad (M) de la solución de ácido clorhídrico (número de moles de ácido clorhídrico por litro de solución).
6. Calcule la molaridad (M) de la solución de hidróxido de sodio (número de moles de hidróxido de sodio por litro de solución).



Práctica N° 8

REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

OBJETIVO:

- Realizar todas las combinaciones posibles entre pares de soluciones.
- Registrar las observaciones para obtener conclusiones.

MATERIALES:

Una placa de 96 pozos

REACTIVOS:

Soluciones 0.1 M de nitrato de plata (AgNO_3)

Sulfato de sodio (Na_2SO_4)

Cromato de potasio (K_2CrO_4)

Cloruro de bario (BaCl_2)

Yoduro de potasio (KI)

Nitrato de plomo II [$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$]

Cloruro férrico (FeCl_3)

Hidróxido de sodio (NaOH).

PROCEDIMIENTO:

- 1) Añada 1 gota de nitrato de plata (AgNO_3) a ocho pozos en la línea 1.
- 2) Añada dos gotas de sulfato de sodio (Na_2SO_4), a ocho pozos en la línea 2.
- 3) Continúe añadiendo dos gotas de K_2CrO_4 , BaCl_2 , KI, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, FeCl_3 , y NaOH.
- 4) Repita los pasos del 1 al 3 pero columna tras columna en lugar de líneas.
- 5) Registre sus observaciones en la tabla (NR=no reacciona). Este procedimiento puede ser repetido con soluciones no identificadas, y en seguida hacer la identificación.

| | AgNO_3 | Na_2SO_4 | K_2CrO_4 | BaCl_2 | KI | $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ | FeCl_3 | NaOH |
|----------------------------|-----------------|--------------------------|--------------------------|-----------------|----|----------------------------|-----------------|------|
| AgNO_3 | | | | | | | | |
| Na_2SO_4 | | | | | | | | |
| K_2CrO_4 | | | | | | | | |
| BaCl_2 | | | | | | | | |
| KI | | | | | | | | |
| $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ | | | | | | | | |
| FeCl_3 | | | | | | | | |
| NaOH | | | | | | | | |



Práctica N°9

INDICADORES DE PH

OBJETIVO:

- Estudiar los cambios de color de los indicadores naturales de pH.
- Producir una escala de color de pH con un indicador universal.

INTRODUCCIÓN:

Una gran cantidad de colorantes naturales cambian de color dependiendo de la acidez de la solución. Podemos observar esto en flores y algunas frutas (mora, fresa, etc.) éstas cambian con frecuencia su acidez interna durante su crecimiento. Esta propiedad puede ser usada para la determinación del pH de una solución. Estudiaremos los cambios de color de los indicadores naturales de pH. También produciremos una escala de color de pH con un indicador universal.

MATERIALES:

Soluciones buffer de pH del 1 al 12

Indicador natural de Ph

Indicador universal de pH

Tirillas de 12 pozos.

PROCEDIMIENTO:

- 1) Elija un indicador de pH natural (si hay alguno, o si no, ir al Paso 4).
- 2) A una tirilla de 12 pozos añada 2 gotas del indicador natural a cada uno de los pozos y 7 gotas de cada buffer diferente.
- 3) Haga sus observaciones.
- 4) En otra tirilla de 12 pozos añada 2 gotas a cada uno de indicador universal y 7 gotas de cada buffer (ph 1-12).
- 5) Selle ésta última escala de color con silicón.
- 6) Lleve la escala de color y una pipeta sellada conteniendo el indicador universal a casa para investigar el diferente pH de las sustancias que se encuentran en nuestro hogar.

Preguntas:

Escriba un reporte corto sobre las investigaciones que haga sobre los extractos de flores y sobre las sustancias en casa.



Práctica N° 10

ÁCIDOS Y BASES. NEUTRALIZACIÓN

OBJETIVO:

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

INTRODUCCION:

La palabra ácido se relaciona con la palabra latina *acetum* que significa “vinagre”. El vinagre se conoce desde la antigüedad como un producto de la fermentación del vino y la sidra. El componente ácido del vinagre es el ácido acético (CH_3COOH).

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

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

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

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

PROCEDIMIENTO:

- 1.- Coloque 5 ml de solución de ácido acético 0.1 N (medidos con pipeta volumétrica) en un matraz erlenmeyer de 25 ml y añada un micro agitador.
- 2.- Con una varilla indicadora mida el pH de la solución de ácido acético y regístrelo:
pH = _____
- 3.- Monte el dispositivo para la micro bureta y llénela con solución de hidróxido de sodio 0.1 N hasta la marca de cero.



4.- Coloque el matraz con el ácido sobre la placa de agitación y ajústela para que la velocidad de agitación sea moderada.

5. Añada el matraz con la solución de ácido acético 1.5 ml de hidróxido de sodio y agite la mezcla por unos cinco segundos. Con una varilla indicadora mida el pH y regístrelo:
pH = _____

6.- Nuevamente añada 1.5 ml de hidróxido de sodio, agite (5 seg.), mida el pH y registre: pH= _____

7.- Agregue luego 1.0 ml más de hidróxido de sodio, agite (5 seg) y mida el pH:
pH = _____

8.- Agregue 0.5 ml de hidróxido de sodio, agite (5 seg.), y mida el pH: pH= _____

9.- Por último, añada 0.5 ml de hidróxido de sodio, agite y mida el pH:
pH = _____

PREGUNTAS Y EJERCICIOS:

1. Registre todos sus datos en una tabla que incluya:

| Paso No. | Volumen de NaOH añadido (ml) | Volumen total de NaOH añadido (ml) | pH |
|----------|------------------------------|------------------------------------|----|
| | | | |

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

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

REPASO DE CONCEPTOS:

1. ¿Qué es un electrolito?
2. ¿Cuándo se dice que un **ácido es débil**?
3. ¿Qué se entiende por una **base fuerte**?
4. Defina el concepto de **neutralización**.
5. ¿Qué es una **titulación**?



Práctica N° 11

TITULACIÓN ÁCIDO – BASE

OBJETIVO:

Se determinará mediante una titulación ácido-base la concentración exacta de una solución.

MATERIALES:

Parrilla de agitación

Microbureta de 2 ml

Pipetas volumétricas de 2 ml

Vasos de precipitados

Matraces erlenmeyer

Micro agitadores

soporte universal, pinzas, hidróxido de sodio (NaOH) 1.25 M, ácido clorhídrico (HCl) 1 M, ácido sulfúrico (H₂SO₄) 1M, vinagre blanco, solución de fenolftaleína.

Procedimiento:

Construcción de una microbureta. Como se vio en el experimento 1.

Uso de la microbureta:

- 1) Sumerja la punta de la micro bureta en la solución con que se va a titular la muestra problema (NaOH 1.25 M).
- 2) Jale el émbolo lentamente para succionar la solución titulante y después presione el émbolo para liberar esta solución. De este modo se enjuaga la micro bureta unas dos veces y se descartan los lavados en un contenedor de residuos.
- 3) Sumerja nuevamente la punta de la micro bureta par llenarla con la solución titulante.
- 4) Para titular, empuje el émbolo suavemente para que caiga gota a gota el titulante. La titulación termina cuando el indicador cambia de color y este cambio se mantiene por más de 30 segundos.
- 5) Vacíe la solución titulante restante en un contenedor de residuos, nunca regrese el exceso de esta solución al recipiente original.

Titulación de la solución de HCl:

- 1) Use una pipeta volumétrica para añadir 2 ml de una solución de ácido clorhídrico (HCL) en un matraz erlenmeyer de 10 ml, agregue una gota del indicador de fenolftaleína y un micro agitador.
- 2) Llene la micro bureta con solución de NaOH 1.25 M (titulante).
- 3) Calcule cuanto titulante debe usarse con la siguiente ecuación:

(Molaridad x Volumen) del ácido = (Molaridad x Volumen) de la base



- 4) Titule la solución de HCl gota a gota hasta que el color rosa aparezca y permanezca al menos 30 seg y anote el volumen de NaOH utilizado. ¿Coincide este volumen con el calculado?

NOTA.- Se sugiere hacer la valoración 2 ó 3 veces y utilizar el volumen de titulante promedio para los cálculos.

- 5) Repita los pasos anteriores para titular 2 ml de solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4). Calcule su molaridad.
- 6) Repita la titulación con 2 ml de vinagre blanco para determinar su molaridad.

Preguntas:

Cuando se titulan 105 μl de una solución 0.1 M de KH_2PO_4 , se necesitan 100 μl de NaOH para alcanzar el punto de vire. Cual es la molaridad del NaOH?

La solución de NaOH en la pregunta anterior se usa para titular una solución de HCl. Se requirieron 134 μl para titular 100 μl de HCl. ¿Cuál es la molaridad del HCl?



Práctica N° 12

PROPIEDADES DE LOS HIDROCARBUROS SATURADOS, INSATURADOS Y AROMÁTICOS.

OBJETIVO:

Realizar pruebas de propiedades generales de hidrocarburos y observar diferencias en reactividad química debidas al tipo de hidrocarburo.

INTRODUCCION:

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

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

Aunque los alcanos son relativamente inertes, sufren combustión en presencia de aire si se les enciende. El hecho de que estas reacciones son altamente exotérmicas y de que existen enormes cantidades de alcanos como en el petróleo, la hulla y el gas natural que son mezclas complejas de literalmente miles de compuestos, casi todos hidrocarburos, ha dado como resultado su extenso uso como combustibles, además de que una pequeña porción se convierte en productos petroquímicos como plásticos, fibras, colorantes, detergentes fármacos, plaguicidas y otros productos.

PROCEDIMIENTO:

1. Solubilidad. Numerar 4 tubos de ensayo. Colocar 1 ml de agua en cada uno de los tubos. Añadir 10 gotas de hexano al tubo 1, 10 gotas de ciclohexano al tubo 2, 10 gotas de tolueno al tubo 3 y 10 gotas de benceno al tubo 4. Agitar la mezcla para determinar si el hidrocarburo es soluble (una segunda capa incolora puede ser difícil de ver; incline el tubo de ensayo para poder observarla mejor).

Registre sus observaciones: _____

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



Registre sus observaciones:

3. Flamabilidad. Coloque en una cápsula de porcelana 5 gotas de hexano y caliéntela sobre la flama hasta que encienda (incline un poco la cápsula para que el hidrocarburo tenga contacto con la flama). Note la naturaleza de la flama: flamas con humo negro y hollín son características de compuestos insaturados. Realice la misma operación con 5 gotas de ciclohexano, y 5 gotas de benceno.

Registre sus observaciones:

4. Reacción con permanganato de potasio. Numerar 3 tubos de ensayo Añadir a cada tubo 20 gotas de acetona. Adicionar 10 gotas de hexano al tubo 1; 10 gotas de ciclohexeno al tubo 2; y 10 ciclohexeno al tubo 3. Poner una gota de solución de permanganato de potasio a cada uno de los tubos y agitarlos. Una pérdida del color púrpura de la solución de permanganato indica que ha tenido lugar una reacción y que el hidrocarburo es insaturado.

Registre sus observaciones: _____

PREGUNTAS Y EJERCICIOS:

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

| PRUEBA | COMPUESTO | TRATAMIENTO | RESULTADO |
|-------------|-----------|---------------|-----------|
| Solubilidad | Hexano | Hexano + agua | insoluble |

2. Considerando sus resultados en las pruebas de solubilidad, ¿Qué concluye acerca de la solubilidad de los hidrocarburos en agua? Prediga la solubilidad de la gasolina y de lubricante para motores en agua.
3. ¿Los hidrocarburos son menos densos o más densos que el agua? ¿Qué consecuencias tiene esta propiedad en el caso de derramamiento de hidrocarburos en lagos y océanos?
4. Escriba una ecuación balanceada para la combustión completa del octano. ¿Qué otros productos se producen cuando la combustión de los octanos es incompleta en el motor de un automóvil?
5. ¿Cómo podría distinguir octano de 1-octeno mediante una prueba química simple?



Práctica N°13

HIDROCARBUROS

OBJETIVO:

- Preparar acetileno
- Reconocer el uso de los hidrocarburos

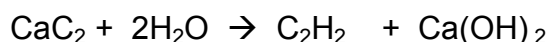
INTRODUCCIÓN:

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

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

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

El siguiente experimento consiste en obtener acetileno (C₂H₂) por medio de la reacción del carburo de calcio (CaC₂) con agua.



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

MATERIAL:

- 1 Gradilla
- 1 Gotero
- 1 Tubo de ensaye pequeño (aproximadamente de 10 ml)
- Cerillos

REACTIVOS:

- Carburo de calcio (CaC₂)
- Agua (H₂O)
- Indicador de col morada
- Hidróxido de sodio 8N



Ácido sulfúrico 6 N.

MEDIDAS DE SEGURIDAD:

Utiliza tu bata y lentes de protección.

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

PROCEDIMIENTO:

1. Coloca en la gradilla un tubo de ensaye **COMPLETAMENTE SECO**.
2. Introduce en el tubo de ensaye una pieza pequeña (aproximadamente del tamaño de una lenteja) de carburo de calcio (CaC_2).
3. Agrega UNA GOTTA de agua al tubo de ensaye. Notarás el desprendimiento de un gas. Es el acetileno.
4. Acerca un cerillo encendido a la boca del tubo (alejando tu mano y el tubo lo más posible de tu cuerpo y de tus compañeros).
5. Antes de que la flama se extinga, agrega otra gota de agua. Observarás que la flama se intensifica. Continúa agregando agua, gota a gota, hasta que no se desprenda más gas. Si la flama se llega a extinguir puedes encenderla de nuevo acercando un cerillo encendido, inmediatamente después de haber agregado una gota de agua, cuando notes que hay más desprendimiento del gas.
6. Cuando todo el carburo de calcio haya reaccionado, agrega una gota del indicador ácido-base al residuo de la reacción. Anota el color que toma el indicador, y señala si corresponde a un medio ácido o a un medio básico.
7. Lava el material que utilizaste.

REPORTE DE RESULTADOS:

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

CONCLUSIONES:



Práctica N°14

PROPIEDADES DE LOS ALCOHOLES

OBJETIVO:

Comprobar experimentalmente algunas propiedades características de los alcoholes.

INTRODUCCION:

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

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

Los metales, particularmente los alcalinos, desplazan al hidrógeno del oxhidrilo formando alcóxidos o alcoholatos.

La energía que libera la combustión se conoce como calor de combustión. En el caso de los alcoholes, los calores de combustión aumentan conforme crece la cadena de carbonos con cada grupo metileno ($-\text{CH}_2-$) adicional. Cada grupo metileno adicional es una fuente de energía más que libera el alcohol al quemarse.

PROCEDIMIENTO:

Hidrógenos activos.

1. Numere tres tubos. Añada 1 ml de alcohol metílico al tubo 1, al tubo 2 agregue 1 ml de alcohol etílico y al tubo 3 agregue 1 ml de alcohol terbutílico.
2. Elija tres trozos pequeños de sodio metálico de igual tamaño. **Con precaución** y con ayuda de un palillo, deje caer un trocito de sodio en el tubo 1 y tápelo de inmediato. Registre el tiempo que dura el desprendimiento de burbujas de hidrógeno. Tubo 1 = ____ seg.
3. Repita el paso 2 con los tubos 2 y 3 y registre los tiempos correspondientes.



Tubo 2 = _____ seg

Tubo 3: _____ seg

Calor de combustión.

1. Monte el dispositivo experimental que se le indique.
2. Coloque 50 ml de agua en un vaso de precipitados, determine la temperatura y registre. $T_i =$ _____
3. Coloque en la cápsula de porcelana 0.5 g de algodón y humedézcalo con 1 ml de alcohol metílico (metanol).
4. Encienda el algodón empapado con metanol.
5. Agite el agua del vaso (cuidadosamente con el termómetro) para que el calentamiento sea homogéneo. Anote la máxima temperatura registrada una vez que se apague el algodón en la cápsula.
 T_f metanol = _____
6. Repita el Procedimiento anterior con 1 ml de alcohol etílico (etanol), y 1 ml de alcohol butílico (butanol). Registre las temperaturas máximas correspondientes.

 T_f etanol = _____ T_f butanol = _____**PREGUNTAS Y EJERCICIOS:**

4. Resuma los resultados de todos los experimentos en una tabla que incluya:
 - a) Nombre del alcohol
 - b) Nombre del alcohol
 - c) Fórmula del alcohol
 - d) Tiempo aproximado de reacción con sodio
 - e) Temperatura final de cada uno de los alcoholes en las pruebas de calor de combustión

REPASO DE CONCEPTOS.

1. ¿Qué son los alcoholes?
2. Los alcoholes contienen al grupo $(OH)^-$, ¿en que se diferencian de los hidróxidos metálicos?
3. Indique la diferencia entre alcoholes primarios, secundarios y terciarios. De un ejemplo de cada tipo indicando su fórmula estructural.



Práctica N°15

SUSTANCIAS ORGÁNICAS COMO COMBUSTIBLES***ALCOHOL SÓLIDO*****OBJETIVOS:**

- Comprobar la combustibilidad de compuestos orgánicos.
- Preparar un gel que se utilice como combustible

INTRODUCCIÓN:

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

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

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

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

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

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



Existe también la combustión espontánea, que se refiere a la ignición de las sustancias sin aplicar una fuente externa de calor. La combustión espontánea puede ocurrir cuando se almacenan apiladas grandes cantidades de materiales inflamables (como carbón, heno húmedo o trapos grasientos) en un área en la que no circula el aire.

Las reacciones químicas (como la oxidación o la fermentación) producidas en el apilamiento, liberan calor que queda atrapado dentro de los materiales inflamables. A su vez, el calor atrapado aumenta la velocidad de la reacción productora de calor, y al final el material inflamable puede calentarse lo suficiente como para quemarse y producir fuego.

MATERIAL:

1 Balanza
1 Vaso de precipitado de 10ml
1 Pipeta graduada de 5 ml
1 Agitador de vidrio
1 Espátula
2 Cápsulas de porcelana
1 Cronómetro o reloj
Cerillos

REACTIVOS:

Alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)
Acetato de calcio ($\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$)
Agua (H_2O)

MEDIDAS DE SEGURIDAD:

- Usa tu bata
- Ten cuidado de no quemarte cuando enciendas el gel, pues la flama casi no se ve, pero el material está caliente.
- Deja que el material se enfrié antes de tocarlo.

PROCEDIMIENTO:

1. En un vaso de precipitado prepara una disolución saturada de acetato de calcio ($\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$) disolviendo 1g de esta sustancia en 3ml de agua.
2. Agrega 6 ó 7ml de alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) a la solución que preparaste, y agita la mezcla hasta que se forme un gel. A este gel se le conoce como alcohol sólido.
3. Utilizando una espátula, separa un poco del gel, colócalo en una cápsula de porcelana y enciéndelo. Anota tus observaciones. Lava la cápsula, pues se requiere para el siguiente paso.



4. Coloca una pequeña cantidad de alcohol etílico (líquido) en una cápsula de porcelana, y una pequeña cantidad de acetato de calcio en la otra. Con un cerillo intenta encender cada una de estas sustancias. Anota tus observaciones.
5. Enciende el contenido del vaso en el que preparaste el alcohol sólido y registra el tiempo que tarda en extinguirse la flama.
6. Coloca la misma cantidad de alcohol etílico que utilizaste en la preparación del gel en una cápsula de porcelana y enciéndelo. Registra el tiempo que tarda en extinguirse la flama.
7. Lava el material que utilizaste.

REPORTE DE RESULTADOS:

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

CONCLUSIONES:



Práctica N°16

POLÍMEROS: LA SUPERGOMA

OBJETIVO:

- Describir lo que es un polímero
- Elaborar un objeto utilizando polímeros

INTRODUCCIÓN:

Los **polímeros** son compuestos cuyas moléculas son de gran tamaño, y suelen formar cadenas. Se obtienen a partir de moléculas pequeñas llamadas **monómeros**.

Los polímeros pueden ser líquidos o sólidos. Sus propiedades dependen del tipo de monómeros que los forman, la longitud de las cadenas, la manera como se unen esas cadenas entre si para formar estructuras tridimensionales, etc.

Al número de unidades (monómeros) que se repite en un polímero, se le llama **grado de polimerización**. A los materiales con un grado elevado de polimerización se les denomina **altos polímeros**.

Muchas de las sustancias orgánicas presentes en la materia viva, como las proteínas, la celulosa, el almidón, el caucho y las resinas, son polímeros. También lo son muchos materiales sintéticos, como los plásticos, las fibras textiles como el nylon o el poliéster, el hule espuma, el unicel, etc.

Existen dos métodos generales para formar polímeros a partir de monómeros: la polimerización por adición y la polimerización por condensación.

Algunos ejemplos de polímeros de adición son el polietileno, con el que se fabrican bolsas y empaques, el policloruro de vinilo (PVC) utilizado en las tuberías, el poliestireno empleado en la fabricación de espuma aislante, y el politetrafluoretileno (teflón), que se utiliza como recubrimiento antiadherente en utensilios de cocina.

En la **polimerización por condensación**, se forman largas cadenas como resultado de la combinación de dos moléculas diferentes mediante la pérdida de alguna molécula pequeña, que generalmente es agua.

Algunos polímeros de condensación típicos son las poliamidas como el nylon y los poliésteres como el polietilentereftalato (PET), que se usan entre otras cosas en la fabricación de fibras textiles y botellas para refrescos.



Cuando un polímero fluye y se puede someter a un proceso de moldeo, extrusión o laminado, se le denomina **plástico**. Hay dos tipos de plásticos: los **termoplásticos**, que pueden suavizarse o volver a moldearse por calentamiento y los **termoestables**, que no se pueden volver a moldear.

MATERIAL:

- 2 vasos pequeños de plástico
- 1 cuchara sopera (10 ml)
- 1 mortero de madera (como los de las paletas)

REACTIVOS:

- Bórax (tetraborato de sodio decahidratado, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)
- Pegamento vinílico (pegamento blanco, por ejemplo "Resistol 850")
- Agua (H_2O)

MEDIDAS DE SEGURIDAD:

- Utiliza tu bata

PROCEDIMIENTO:

1. En el mortero muele muy bien 1 cucharada de bórax.
2. En un vaso de plástico, vierte 2 cucharadas de agua (20 ml). Agrega poco a poco el polvo de bórax, y agitando continuamente durante unos minutos, disuelve la mayor cantidad posible de esta sustancia.
3. Coloca 1 cucharada (10 ml) de pegamento vinílico (por ejemplo, "Resistol 850") en otro vaso de plástico (si lo deseas, puedes agregar unas gotas de colorante). Agrega 1 ó 2 cucharas de la solución de bórax que preparaste en el paso 2. agita bien con el palito de madera. Observaras que el líquido se transforma en un sólido tipo "esponja", que retiene gran cantidad de agua.
4. Saca del vaso la "goma" que se formó, y elabora una pelotita, trabajándola con los dedos para que vaya perdiendo el agua. Si se aprieta bien, sigue perdiendo agua (absórbela con un papel o una tela).
5. Si se deja caer sobre una superficie dura, esta pelotita rebota. Mientras más agua le quites, mejor rebota. Ahora podrás disfrutar de este juguete polimérico que fabricaste.

REPORTE DE RESULTADOS:

1. ¿Qué es un polímero?
2. ¿Qué es un monómero?
3. Investiga la formula de los monómeros de los siguientes polímeros:
 - Politetrafluoretileno(teflón)
 - Polipropileno
 - Policloruro de vinilo (PVC)

CONCLUSIONES:



Práctica N° 17

CONTENIDO DE VITAMINA C

OBJETIVOS:

- Comparar el contenido de vitamina C en distintos jugos de frutas, utilizando una reacción de oxidación-reducción.
- Observar la oxidación de la vitamina C con yodo

INTRODUCCIÓN:

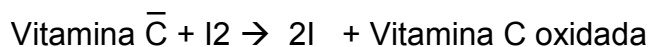
Las **vitaminas** son sustancias orgánicas que se necesitan ingerir, en pequeña porción, para que nuestro organismo funcione correctamente.

Existen dos grupos de vitaminas:

- **Liposolubles** (se disuelven en grasas): vitaminas A, D, E Y K. Con la ayuda de las grasas de los alimentos, desde el intestino son absorbidas por la sangre y pueden almacenarse en la grasa corporal. Las vitaminas A y D pueden llegar a volverse tóxicas si se acumulan en grandes cantidades.
- **Hidrosolubles** (se disuelven en agua): complejo B y vitamina C. El cuerpo tiene una capacidad limitada para almacenarlas: es por eso que desecha lo que no puede ser usado inmediatamente, y hay que consumirlas con regularidad. Las vitaminas hidrosolubles pueden perderse al cocinar los alimentos que las contienen, pues se pueden destruir o quedar en el agua donde éstos se cocinaron.

La vitamina C es esencial para el crecimiento de huesos y dientes, para el mantenimiento de los tejidos subcutáneos y las paredes de los vasos sanguíneos y para sanar las heridas. Es necesario consumirla en la dieta para prevenir la enfermedad conocida como escorbuto, que se caracteriza por debilidad, cambios en la sangre y las encías, y hemorragias en los tejidos del cuerpo.

La vitamina C participa en numerosas reacciones de óxido-reducción dentro de nuestro organismo. En este experimento se aprovechará la capacidad reductora de la vitamina C, que puede actuar sobre el yodo de acuerdo con la siguiente reacción:



El yodo, en presencia del almidón, toma una coloración azul. Si se agrega una pequeña cantidad de almidón al jugo que se quiere analizar y enseguida se le agrega yodo, el yodo reaccionará con la vitamina C del jugo. Cuando toda la vitamina C haya reaccionado con el yodo, al agregar más yodo, éste quedará libre para combinarse con el almidón presente y tomar el color azul, como se indica a continuación:



$I_2 + \text{almidón} \rightarrow \text{color azul}$

Si se miden cantidades iguales de distintos jugos, se añaden unas gotas de almidón y se agrega yodo, el jugo al que haya que adicionar mas yodo para obtener la coloración azul con el almidón será aquel que tenga mayor cantidad de vitamina C.

MATERIAL:

3 tubos de ensaye de 10 ó 15 ml

1 jeringa de 10 ml, sin aguja

1 gotero

REACTIVOS:

Jugo de limón

Jugo de naranja natural

Jugo de naranja envasado

Tintura de yodo (solución de yodo, I_2)

Almidón (puede utilizarse "Maicena", que es almidón de maíz)

Los jugos que se quieran comparar

MEDIDAS DE SEGURIDAD:

Protégete con una bata. Ya que el yodo mancha la piel y ropa.

PROCEDIMIENTO:

1. Prepara el indicador disolviendo 1 cucharadita de almidón en una taza de agua hirviendo.
2. Con la jeringa, sin aguja, mide 2 ml de cada uno de los jugos que deseas probar, y vierte cada uno en un tubo de ensaye. Lava la jeringa después de medir cada jugo.
3. Agrega a cada uno de los jugos 5 gotas del almidón preparado.
4. Utilizando el gotero, agrega la solución de yodo, gota a gota, a uno de los jugos, agitando después de cada adición. Cuenta cuantas gotas de yodo agregas antes de que aparezca el color azul oscuro.
5. Repite el procedimiento con cada una de las muestras de jugo.
6. Anota los resultados obtenidos.
7. Se puede comparar también el contenido de vitamina C de jugos naturales frescos con los refrigerados

REPORTE DE RESULTADOS:

1. ¿Cuál de los jugos que utilizaste en el experimento tiene mayor cantidad de vitamina C?
2. ¿Por qué se dice que la vitamina C es un antioxidante?
3. ¿Qué cambio sufre el yodo en su estado de oxidación al reducirse en esta reacción?
4. Para evitar que las manzanas partidas se oscurezcan al contacto con el aire, se les puede rociar con jugo de limón, ¿Cómo podrías explicar este fenómeno?



CONCLUSIONES:**Práctica N°18****CARBOHIDRATOS
ALMACENES DE ENERGÍA****OBJETIVOS:**

- Obtener almidón a partir de la papa.
- Identificar la presencia de almidón por medio de su reacción con yodo.
- Comprobar si un alimento rico en carbohidratos tiene azúcares sencillos o polisacáridos.

INTRODUCCIÓN:

Los carbohidratos son las sustancias que en el organismo se encargan, entre otras cosas, de proveernos de energía. Como ejemplos tenemos los azúcares, el almidón y la celulosa. Las plantas verdes elaboran los carbohidratos a partir de bióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O), utilizando la energía del sol durante la fotosíntesis.

El nombre de carbohidratos surgió a principios del siglo XIX cuando se analizaron algunos carbohidratos y se encontró que están formados por carbono, hidrógeno y oxígeno. Éstos últimos se encuentran en la misma proporción que en el agua (es decir, un átomo de oxígeno por cada dos de hidrógeno), de donde surgió el nombre de **hidratos de carbono o carbohidratos**. Muchos carbohidratos tienen la fórmula $\text{C}_x(\text{H}_2\text{O})_y$ y, aunque el grupo de los carbohidratos incluye a muchas sustancias más de las que cumplen con esta fórmula.

Los carbohidratos incluyen compuestos con moléculas pequeñas, como la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), que es el azúcar que viaja en el sangre y entra a nuestras células, y de la cual obtienen la energía que requieren para realizar todas sus funciones. También pueden ser moléculas con dos unidades de azúcares simples, como la sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) o azúcar de mesa, y aquellas que tienen largas cadenas de azúcares simples, llamadas polisacáridos, entre los que se encuentran el almidón y la celulosa, formados por una gran cantidad de unidades de glucosa.

El almidón es el componente principal de los cereales. Es el carbohidrato que las plantas sintetizan para almacenar la glucosa y utilizarla cuando sea necesario.

Por ser una molécula muy grande, el almidón tarda más tiempo en digerirse que los azúcares más sencillos (como el azúcar de mesa), por lo que éstos nos proporcionan energía más rápidamente que los alimentos ricos en almidón. Por eso existen concentrados energéticos que contienen azúcares sencillos, como la glucosa, para los deportistas de alto rendimiento.

Cuando el almidón se combina con el yodo forma un compuesto azul marino o violeta, el cual nos permite identificar su presencia.



En el siguiente experimento se obtendrá almidón a partir de la papa, y se aprovechará su reacción con yodo para identificar su presencia en diversos alimentos y distinguirlos de aquellos que, siendo ricos en carbohidratos, contienen azúcares mas sencillos.

Almidón + yodo → color azul oscuro

Azúcar + yodo → color amarillo

MATERIAL:

- 1 rallador
- 1 plato
- 1 vaso de precipitados de 100 ml
- 1 cuchara de plástico
- 1 gotero o una jeringa con aguja
- 1 trozo de tela de tejido abierto (tipo gasa), de unos 10 cm x 10 cm

REACTIVOS:

- Papa
- Tintura de yodo (solución de yodo, I₂)
- Harina
- Refresco sin color (por ejemplo: uno sabor lima-limón)
- Pan
- Caramelo
- Tortilla
- Azúcar
- Miel de maíz para bebé

MEDIDAS DE SEGURIDAD:

El yodo mancha la piel y la ropa. Protégete con una bata.

PROCEDIMIENTO:

PARTE A. EXTRACCION DE ALMIDÓN DE LA PAPA

1. Corta un trozo de papa (un cubo de aproximadamente 3 cm de lado). Rállalo y dépositalo en un vaso de precipitados.
2. Mezcla la papa rallada con el doble de volumen de agua que el que tengas de papa, y agítala fuertemente con la cuchara
3. Filtra el contenido del recipiente a través de una tela que tenga el tejido abierto (como la gasa), con el fin de eliminar las partículas más gruesas.
4. Del filtrado (líquido) que se obtiene, espera a que precipiten (se asienten) los granos de almidón y decante el líquido sobrenadante.
5. Agrega a este precipitado unas gotas de solución de yodo. Si obtienes una coloración morada o azul oscura, se comprueba que lo que se ha obtenido es almidón.

PARTE B. IDENTIFICACIÓN DE LA PRESENCIA DE ALMIDÓN EN ALIMENTOS RICOS EN CARBOHIDRATOS.



1. Haz la prueba para detectar el almidón en los alimentos mencionados en la sección de reactivos, agregando unas gotas de yodo a una muestra de cada uno de ellos. La aparición del color oscuro te indicara la presencia de almidón en la muestra.
2. Intenta con otros alimentos como cereales, verduras o frutas. Puede suceder que en las frutas y verduras el yodo tarde algún tiempo en tomar la coloración azul. Espera 5 minutos para ver si la coloración azul aparece o no.

REPORTE DE RESULTADOS:

1. ¿Qué es un carbohidrato?
2. ¿Qué es un monosacárido?
3. ¿Qué es un polisacárido?
4. ¿De que están hechos el almidón y la celulosa? ¿Cuál es la diferencia entre ellos?

CONCLUSIONES:



Práctica N°19

Separación de aspirina de una tableta efervescente

OBJETIVOS:

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

INTRODUCCIÓN:

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

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

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

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

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

MEDIDAS DE SEGURIDAD:

- El ácido clorhídrico es sumamente corrosivo, por lo que deberás utilizar una bata de algodón completamente abotonada y, de ser posible, lentes de protección para que te protejan en caso de una salpicadura.
- Si llegara a haber algún contacto con la piel o con los ojos, enjuaga la parte afectada con una solución de carbonato o bicarbonato de sodio, e inmediatamente después lávala cuando menos durante 5 minutos debajo del chorro de agua.
- En caso de llegar a ingerirlo, bebe lo más que puedas agua o leche.

MATERIAL:



2 vasos de precipitados de 50 ml
1 gotero o una pipeta de plástico
1 probeta de 10 ml
1 embudo
1 soporte universal
1 pinza de tres dedos
1 agitador de vidrio
Papel filtro

REACTIVOS:

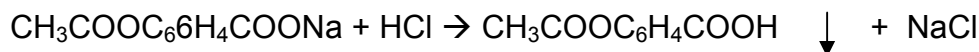
Pastillas de algún medicamento efervescente que contenga aspirina (ácido acetilsalicílico, $(\text{CH}_3\text{COOC}_6\text{H}_4\text{COOH})$) y bicarbonato de sodio (Na_2CO_3) (por ejemplo: Alka-Seltzer)

Ácido clorhídrico (HCL) 6 M (se puede utilizar la presentación industrial, que se conoce como ácido muriático)

Agua (H_2O)

PROCEDIMIENTO:

1. En un vaso de precipitado de 5 ml coloca $\frac{1}{2}$ pastilla del medicamento elegido y 10 ml de agua. Espera a que termine de reaccionar. Quedará algo de sólido sin disolver.
2. Vierte en otro vaso de precipitados aproximadamente 10 ml de ácido clorhídrico y adiciónalo a la solución del medicamento, en porciones de 5 gotas, utilizando el gotero. Al principio, el sólido insoluble que se encontraba en el fondo del vaso se disuelve, con desprendimiento de burbujas de CO_2 , ya que se trata de un bicarbonato de sodio. Una vez que se termine el bicarbonato, la aspirina que se encuentra disuelta en la forma de su sal de sodio, acetilsalicilato de sodio ($\text{CH}_3\text{COOC}_6\text{H}_4\text{COONa}$), reaccionará con el ácido clorhídrico para formar el ácido acetilsalicílico que es insoluble en agua, por lo que se precipitará:



3. Agrega ácido clorhídrico hasta que ya no se forme más sólido.
4. Filtra la suspensión que tienes en el vaso, y enjuaga el sólido (aspirina) que queda en el papel filtro con dos porciones de dos mililitros de agua helada.
5. Lava el material que utilizaste.

CUESTIONARIO

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



Práctica N°20

OBTENCIÓN DE JABÓN

OBJETIVOS:

- Preparar jabón por medio de la hidrólisis de una grasa.
- Identificar los grupos funcionales de las moléculas de las grasas y los jabones.
- Describir el mecanismo de la acción limpiadora de un jabón.

INTRODUCCIÓN:

La fabricación de jabón es una de las ramas más antiguas de la industria química. El jabón se conoce aproximadamente desde el año 600 a.C.

Químicamente, el jabón es una mezcla de las sales de sodio o de potasio de ácidos grasos de cadena larga, producidas por la **hidrólisis (saponificación)** de una grasa animal o vegetal con un **álcali** (como la sosa).

Las grasas y los aceites son **Triglicéridos**. Pertenecen al grupo de los **ésteres**. Que son compuestos formados por la reacción de ácidos orgánicos con alcoholes. En el caso de los triglicéridos, el alcohol que interviene es el glicerol o glicerina, y los ácidos son del grupo conocido como **ácidos grasos**, que poseen una larga cadena de carbonos no ramificada. En la saponificación, la reacción que se lleva a cabo es una hidrólisis, es decir, se rompe la molécula de la grasa y se obtienen un alcohol (glicerol) y la sal correspondiente al ácido graso (jabón).



Los jabones ejercen su acción limpiadora debido a que los dos extremos de su molécula son muy diferentes. Uno de los extremos de la molécula es iónico y tiende a disolverse en el agua. La otra parte es la **cadena polar** y tiende a disolverse en la grasa. Gran parte de las manchas de grasa son no polares y por eso no se pueden disolver en el agua, que es muy polar.

Cuando el jabón se pone en contacto con el agua se dispersa, formando micelas. En ellas, las partes no polares del jabón (que no son compatibles con el agua), se orientan hacia el interior de la micela, en tanto que las partes iónicas se orientan hacia fuera para interactuar con las moléculas polares de agua. El jabón disuelve a la grasa llevando las moléculas de la misma hacia el interior no polar de la micela, para que pueda ser arrastrada por el agua.



MEDIDAS DE SEGURIDAD:

- Maneja con mucho cuidado el hidróxido de sodio (NaOH), ya que puede ocasionar quemaduras graves, incluso en soluciones diluídas.
- Usa bata y lentes de seguridad.

MATERIALES

2 vasos de precipitados de 50 ml
1 probeta de 10 ml
1 termómetro
1 vidrio de reloj
1 agitador de vidrio
1 mechero o lámpara de alcohol
1 recipiente para baño de agua caliente
1 tripié
1 tela de alambre con asbesto
Piedritas de ebullición
Tela de algodón (aproximadamente 10 cm x 10 cm)

REACTIVOS:

Alcohol etílico (CH₃CH₂OH) al 96%
Agua
Hidróxido de sodio (NaOH)
Cloruro de sodio
Aceite de coco

PROCEDIMIENTO:

1. En un vaso de precipitado prepara 25 ml de solución saturada de cloruro de sodio (NaCl). (Se prepara disolviendo 7.5 g de NaCl en 25 ml de agua. Estas cantidades pueden variar, dependiendo de la temperatura.)
2. En otro vaso de precipitado, mezcla 5 ml de etanol al 96%, 5 ml de agua y 1.5 g de hidróxido de sodio (NaOH).
3. Añade una piedritas de ebullición al segundo vaso.
4. Agrégale 2 ml de aceite de coco. (En caso de que la grasa sea sólida, pesa 2 g de ésta)
5. Cubre el vaso de precipitados con un vidrio de reloj.
6. Caliéntalo en baño de agua caliente durante 20 minutos, cuidando que la temperatura no pase de los 75° C.
7. Agrega esta mezcla al primer vaso, que contiene la solución saturada de cloruro de sodio (NaCl), y agita con un agitador de vidrio, hasta que la mezcla alcance la temperatura ambiente. Continúa agitando el precipitado gelatinoso formado hasta que pierda transparencia y se haga más sólido, agitando de vez en cuando durante



unos minutos más. Separa de él la mayor cantidad posible de líquido. (Se puede compactar envolviéndolo en un trozo de tela de algodón y dejándolo secar.)

8. Mezcla el producto con agua y trata de sacar espuma.
9. Observa las características del producto obtenido.
10. Lava el material que utilizaste.

CUESTIONARIO:

1. Menciona algunos otros productos de limpieza (además del jabón) que utilicen en tu casa.
2. ¿Qué diferencia encuentras entre el jabón que se preparó en este experimento y el que hay en tu casa?
3. ¿Qué diferencia hay entre un jabón y un detergente)
4. ¿Qué diferencia hay ente los jabones preparados utilizando hidróxido de sodio (NaOH) e hidróxido de potasio (KOH)?
5. ¿Qué sucede cuando el jabón se utiliza en agua dura? (Se dice que “se corta”)
6. ¿Cuáles son los grupos funcionales presentes en una grasa y en un jabón?



DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA MÍNIMA DE UN COMPUESTO

OBJETIVO:

Determinar la fórmula mínima de un compuesto químico inorgánico, por medio de una reacción de sustitución simple.

CONSIDERACIONES TEÓRICAS:

Investigar en la bibliografía correspondiente los siguientes conceptos:

- a) Reacción de sustitución simple
- b) Fórmula mínima o empírica
- c) Fórmula verdadera o molecular

MATERIAL y REACTIVOS:

| | | |
|-------------------------------|---------------------|--------------------------------|
| 1 cápsula de porcelana | Balanza analítica | 500 mg de zinc |
| 1 vidrio de reloj | 1 mechero | 15 ml de ácido clorhídrico 6 N |
| 1 tripié | 1 pinza para crisol | |
| 1 tela de alambre con asbesto | 1 probeta de 10 ml | |

PROCEDIMIENTO:

1. Obtener en la balanza analítica, conjuntamente la masa de la cápsula de porcelana y el vidrio de reloj que servirá para tapanla, anotar el valor llamándolo (m_c)
2. Pesar lo más exactamente posible 0.5 g de zinc y colocarlos dentro de la cápsula de porcelana.
3. Añada 15 ml de ácido clorhídrico y caliente suavemente la mezcla (con amplia ventilación), hasta que el zinc se disuelva completamente, no inhale los vapores desprendidos.
4. Cuando el zinc esté disuelto, aumente la llama del mechero hasta evaporar el exceso de ácido y secar el residuo.
5. Cuando quede solamente el residuo blanco, suspenda el calentamiento y deje enfriar la cápsula, en éste momento han obtenido cloruro de zinc por desplazamiento simple.
6. Cuando esté fría, cúbrala con el vidrio de reloj y pésela, registre el dato obtenido (m_1).
7. Repita el calentamiento para verificar que el peso de la cápsula sea constante.
8. Calcule la masa del residuo (M_R).

RESULTADOS:

CUESTIONARIO:

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:



Práctica N°22

ESTEQUIOMETRÍA

OBJETIVO:

Analizar las relaciones cuantitativas implícitas en una reacción química, estableciendo las relaciones masa-masa y calculando el volumen de uno de los productos obtenidos

CONSIDERACIONES TEÓRICAS:

Investigar en la bibliografía correspondiente los siguientes conceptos:

- reacción de descomposición,
- ley de la conservación de la materia,
- estequiometría

MATERIAL:

- 1 balanza granataria
- 1 tubo de ensayo de 20 x 200 mm
- 1 mechero Bunsen
- 1 pinza para tubo de ensayo
- 1 palillo de dientes

REACTIVOS:

- 1.2 gramos de clorato de potasio
- 0.9 gramos de dióxido de manganeso

PROCEDIMIENTO:

- Pese el tubo de ensayo limpio y seco, registre el dato
- Colocar el clorato de potasio y el dióxido de manganeso en el tubo de ensayo, mezclar las sustancias y pesar de nueva cuenta el tubo con las sustancias, registrar el dato
- Tomar el tubo con las pinzas y calentar la mezcla contenida en el tubo, introducir al tubo el palillo de dientes con un punto de ignición, observar y registrar lo que le ocurre al punto de ignición
- Cuando la reacción termine, espere a que el tubo se enfríe, pese el tubo y registre el dato

RESULTADOS:

CUESTIONARIO:

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:



Práctica N° 23

RELACIÓN MASA-MASA

OBJETIVO:

Obtener experimentalmente la masa de los reactivos y del producto de una reacción química.

CONSIDERACIONES TEÓRICAS:

Investigar en la bibliografía correspondiente los siguientes conceptos:

- a) Relaciones masa-masa,
- b) Reactivo limitante
- c) Reactivo en exceso

MATERIAL y REACTIVOS:

| | | |
|----------------------------------|--------------------------------|----------------------------------|
| 1 vaso de precipitados de 100 ml | 1 probeta de 10 ml | 500 mg de hidróxido de sodio |
| 1 pipeta Pasteur con su bulbo | 1 soporte con anillo de hierro | 10 ml de agua destilada |
| 1 balanza analítica | 1 tela de alambre con asbesto | 5 ml de ácido clorhídrico al 50% |
| 1 agitador de vidrio | 1 mechero | fenolftaleína |

PROCEDIMIENTO:

1. Pese el vaso de precipitados vacío y registre el dato, al cual llamaremos (m_1). Mida 10 ml de agua destilada; viértala en el vaso y péselo nuevamente, registre el dato, al cual llamaremos (m_2). Por diferencia obtener la masa del agua.
2. Pesar 500 mg de hidróxido de sodio (NaOH) y disolverlos en el agua del vaso de precipitados; agregue dos gotas de fenolftaleína a la solución y agítela. Observe el color que adquiere la solución con la fenolftaleína y regístrelo.
3. Pesar el vaso de precipitados y registrar el dato al cual llamaremos (m_3).
4. Con la pipeta Pasteur tome ácido clorhídrico (HCl) y déjelo caer **gota a gota** en la solución de hidróxido de sodio, agitando constantemente, hasta que desaparezca por completo el color que adquirió con la fenolftaleína.
5. Pese el vaso de precipitados con la mezcla obtenida en la reacción química anterior y registre el dato, al cual llamaremos (m_4). Determine, por diferencia de masas, la masa del ácido clorhídrico utilizado en la reacción.
6. Sujete el anillo metálico al soporte universal, acomode la tela de alambre con asbesto y coloque el vaso sobre la tela de alambre.
7. Encienda el mechero y caliente el vaso de precipitados con la mezcla hasta que el líquido se evapore por completo. **TENGAN PRECAUCIÓN AL ESTAR**



CALENTANDO. Observe el residuo que se formó en el fondo del vaso de precipitados, registre el color, sabor, olor y estado de agregación.

8. Espere a que se enfríe el vaso de precipitados; péselo nuevamente y registre el dato, al cual llamaremos (m_5). Por diferencia obtenga la masa del residuo.

RESULTADOS:

CUESTIONARIO:

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:



ENERGÍA QUÍMICA

OBJETIVO:

Comprender los diferentes tipos de reacciones químicas y su clasificación como Endotérmicas y Exotérmicas.

INTRODUCCIÓN.

La Energía que contiene una sustancia de acuerdo con su composición, se llama ENERGÍA QUÍMICA, la cual se manifiesta cuando se hace variar esa composición de la que siempre va acompañada de desprendimiento, o de absorción de calor.

El hecho de que la gran mayoría de los elementos químicos los encontramos en la Tierra no aislados, sino ligados entre sí, pone de manifiesto la existencia de fuerzas de atracción entre unos átomos y otros. Se llama **AFINIDAD** esa tendencia que tienen los elementos a combinarse entre sí. Incluso hay ocasiones en que esa tendencia a unirse unos elementos con otros se manifiesta violentamente, con producción de gran cantidad de calor y de gases, como cuando se encienden combustibles, explosivos, etc. La energía que se obtiene en esos procesos y otros similares se llama Energía Química.

En función de la absorción o desprendimiento de calor se conocen dos tipos de reacciones químicas, las cuales son: **REACCIONES ENDOTÉRMICAS** Y **REACCIONES EXOTÉRMICAS**, si Absorben Calor o Desprenden Calor, respectivamente, al realizarse.

MATERIAL, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

| | |
|------------------------------|---|
| 4 Tubos de ensaye mediano | Solución de CuSO_4 AL 10% |
| 1 Mechero de Bunsen | Zn en laminilla |
| 1 Pipeta Graduada 10 ml. | Zn en Polvo |
| 1 Espátula | NaOH en escamas |
| 1 Pinzas para tubo de ensaye | Ácido Sulfúrico concentrado H_2SO_4 |
| | Solución NaOH 1 N |

DESARROLLO:

A.- PRIMERA PARTE:

1. En un tubo de ensaye agrega 3 ml. de Sulfato cúprico (CuSO_4)
2. Añade al tubo anterior un pedazo de laminilla de Zinc.
3. Calienta el tubo con la solución de sulfato cúprico y el zinc. Anota tus observaciones.

B.- SEGUNDA PARTE:

4. En otro tubo limpio añade 3 ml. de Sulfato Cúprico y agrega 0.25 gr. de zinc en polvo.
5. Deja reposar el tubo anterior y NO LO CALIENTES. Anota tus observaciones.
6. En otro tubo de ensaye, agrega 5 ml. de agua y luego añade una escama de Hidróxido de sodio.



NOTA: NO TOQUES EL HIDROXIDO DE SODIO CON LOS DEDOS, UTILIZA UNA ESPATULA.

7. Agita el tubo y sostenlo con toda la mano. Anota tus observaciones.
8. En otro tubo de ensaye coloca 3 ml. de agua y añade gota a gota 1 ml. de Ácido Sulfúrico concentrado, dejando que resbalen las gotas de ácido por las paredes del tubo. Anota tus observaciones.

NOTA: NO ALTERES EL ORDEN DE LA ADICION:

9. Al tubo anterior agrega con **precaución** 1 ml. de solución de hidróxido de sodio 1 N y agita suavemente un poco. Anota tus observaciones.

CUESTIONARIO:

1. Explica a qué se debe la diferencia del tipo de reacción del sulfato cúprico con el zinc en su forma de laminilla y en polvo. Escribe la ecuación de la reacción efectuada.
2. ¿Qué factores modifican la velocidad de una reacción Química?
3. Escribe la ecuación de la reacción del ácido sulfúrico y el hidróxido de sodio
4. ¿En que otros tipos de energía se puede convertir la energía química?



REACCIONES QUÍMICAS

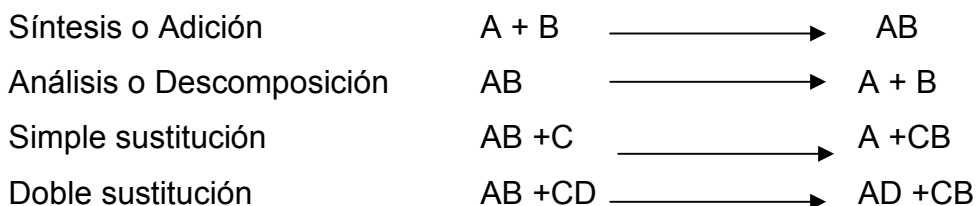
OBJETIVO:

Estudio de los diferentes tipos de reacciones químicas que ocurren entre las sustancias.

INTRODUCCIÓN:

Cuando dos o más sustancias (elementos o compuestos) entran en contacto se producen fenómenos químicos, que se originan sustancias diferentes, como resultado de un reacomodo de las moléculas, a éstos se les llama "REACCIONES QUÍMICAS".

En forma general hay cuatro tipos de reacciones:



La energía involucrada en las reacciones puede ser la misma energía química que contienen las sustancias, o provenir de una fuente externa y su intervención promueve el rompimiento de los enlaces que unen a los átomos, originando nuevos enlaces entre dichos átomos.

Los cambios químicos generalmente van acompañados de absorción y desprendimiento de energía, generalmente en forma de calor. Cuando la sustancia arde se libera calor. Si se libera demasiado calor puede emitir luz. Un cambio químico implica un cambio en la composición. Los cambios químicos son reacciones químicas. Las sustancias se combinan o descomponen para formar nuevas sustancias diferentes a las que le dieron origen.

MATERIAL:

- 6 Tubos de ensaye medianos
- 1 Gradilla
- 1 Pipeta de 10 ml.
- 1 Soporte universal
- 1 pinzas para bureta
- 1 Mechero de Bunsen
- 1 Pinzas para Crisol
- 1 Palillo
- 1 Espátula
- 1 Pinzas para tubo de ensaye



REACTIVOS:

Ácido Clorhídrico HCl 0.1 M
 Nitrato de Plata AgNO₃ 0.1 M
 Óxido de mercurio HgO
 Clorato de potasio KClO₃
 Granalla de zinc

PROCEDIMIENTO:

PARTE 1.

- En una gradilla coloca un tubo de ensaye mediano y agrégale 1 ml de solución de ácido clorhídrico
- Lava perfectamente tu pipeta y con ella mide 1 ml de nitrato de plata y añádelo al tubo.

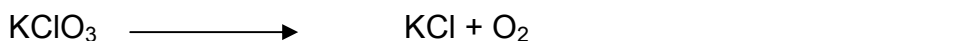
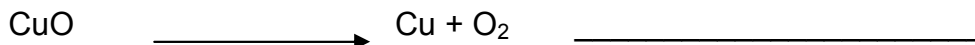
NOTA: Completa y di que tipo es la reacción efectuada.



PARTE 2.

- Coloca en un tubo limpio y seco 0.4 gr. de óxido de mercurio.
- En tu soporte coloca las pinzas para bureta, y en las pinzas pon el tubo de ensaye con el óxido de mercurio, sujétalo lo más cerca de la boca del tubo y fíjalo a un ángulo de 45°
- Enciende el mechero; coloca en la flama un palillo para provocar la combustión de uno de sus extremos.
- Una vez que haya prendido el palillo sácalo de la flama y soplale para apagar la flama del palillo, de modo que sólo quede una **“PUNTA DE IGNICION”**.
- En seguida y rápidamente pon el mechero debajo del tubo de ensaye en el soporte de tal forma que la llama pegue donde está el óxido de mercurio, y el palillo con la punta de ignición acércalo a la boca del tubo de ensaye donde se está desprendiendo oxígeno debido a la reacción se verá que se **AVIVA** la punta del palillo.
- Una vez que haya desprendido todo el oxígeno continúa calentando hasta la formación de un espejo de mercurio en la parte cercana al fondo del tubo de ensaye. Retira el tubo de las pinzas para bureta y con tus pinzas para tubo de ensaye. Anota todas y cada una de tus observaciones.
- En otro tubo de ensaye limpio y seco coloca 0.4 gr. de clorato de potasio en polvo y repite todos los pasos del experimento anterior desde el número 2 hasta el 5, anota tus observaciones y repórtalas en tu cuaderno.
- Retira el tubo de las pinzas para bureta con las pinzas para tubo de ensaye.

NOTA: Completa y di de que tipo son las reacciones efectuadas:



PARTE 3:

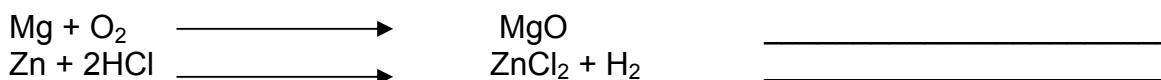
- Pide a tu instructor un trozo de cinta de magnesio.
- Enciende tu mechero
- Con las pinzas para crisol sujeta la tira de magnesio e introdúcela a la llama del mechero para provocar su ignición.

CUIDADO NO VEAS LA INCANDESCENCIA PROVOCADA POR LA REACCIÓN.

PARTE 4:

- En un tubo de ensaye deposita una granalla de zinc y con la pipeta limpia mide 3 ml de ácido clorhídrico y añádelos al tubo con la granalla.
Agita SUAVEMENTE y espera a ver la reacción la cual se manifiesta por una efervescencia alrededor de la granalla.

NOTA: Completa y di de que tipo son las reacciones efectuadas:

**CUESTIONARIO:**

1. Indica a que tipo de reacciones corresponden:

- | | | | |
|-----------------------|---|---------------------------|--|
| a) $Na + H_2O$ | → | $NaOH + H_2$ | |
| b) $NH_3 + H_2O$ | → | $NH_4 OH$ | |
| c) $AgCl + HNO_3$ | → | $AgNO_3 + HCl$ | |
| d) NH_4NO_2 | → | $N_2 + H_2O$ | |
| e) $NaBr + Cl_2$ | → | $NaCl + Br_2$ | |
| f) $BaSO_4 + NaHCO_3$ | → | $Ba (HCO_3)_2 + Na_2SO_4$ | |
| g) $CuO_2 + O_2$ | → | CuO | |
| h) $CaCO_3$ | → | $CaO + CO_2$ | |

2. Completa, ajusta y di de que tipo son las siguientes reacciones.

- | | | | |
|-------------------------|---|------------------|--|
| a) $H_2SO_4 + Cu(OH)_2$ | → | $CuSO_4 + 2H_2O$ | |
| b) $AlCl_3 + Na$ | → | $NaCl + Al$ | |
| c) $SO_3 + H_2O$ | → | H_2SO_4 | |
| d) $KClO_3$ | → | $KCl + O_2$ | |



ÁCIDOS Y BASES

OBJETIVO:

Analizar las propiedades de las soluciones acuosas de algunos ácidos y bases comunes.

INTRODUCCIÓN:

Lavoisier en 1770 pensaba que las propiedades ácidas eran causadas por la presencia del oxígeno, sin embargo encontraron sustancias que no tenían oxígeno pero que tenían propiedades ácidas, como el HCl. Los ácidos y las bases o hidróxidos se pueden definir mediante las teorías de Arrhenius, Brönsted-Lowry y Lewis.

De acuerdo con la Teoría de Brönsted-Lowry un ácido es un donador de Protones (H^+) en una reacción química y una base es una aceptadora de los mismos. Los ácidos y las bases son reactivos químicos muy comunes; generalmente en el laboratorio se cuenta con diferentes soluciones ácidas y básicas.

Cuando un ácido reacciona con una base y se efectúa una transferencia de protones, la reacción se llama **ACIDO-BASE** o de **NEUTRALIZACION**.

Algunos ácidos reciben el nombre de **ÁCIDOS FUERTES** debido a que cuando se disuelven en agua reaccionan completamente en ella y los que reaccionan parcialmente se llaman **ÁCIDOS DÉBILES**.

Los ácidos cambian el papel tornasol AZUL a ROJO y las bases cambian el papel tornasol ROJO a AZUL.

MATERIAL, EQUIPO Y SUSTANCIAS:

| | |
|--------------------------------|-----------------------------|
| 1 Gradilla de madera | Ácido Clorhídrico 0.5 M |
| 6 Tubos de ensaye medianos | Ácido Sulfúrico 0.5 M |
| 1 Pipeta de 10 ml. | Ácido Acético 0.5 M |
| 6 Porta-objetos | Hidróxido de Sodio 0.5 M |
| 1 Termómetro | Hidróxido de Calcio 0.5 M |
| 1 Matraz Erlenmeyer de 250 ml. | Hidróxido de Amonio 0.5 M |
| 1 Probeta de 100 ml. | Indicador Fenolftaleína |
| 1 Placa de Vidrio | Indicador Naranja de Metilo |
| Papel tornasol Azul | Vinagre |
| Papel tornasol Rojo | Jugo de Limón |
| | Solución Blanqueadora |
| | Solución Detergente |
| | Agua Destilada |

DESARROLLO:

I.- PROPIEDADES DE LOS ACIDOS:



- 1.- En una gradilla coloca 6 tubos de ensaye medianos y márcalos con las siguientes formulas HCl (ácido Clorhídrico) H_2SO_4 (ácido sulfúrico) $C_2H_4O_2$ (ácido Acético) NaOH (hidróxido de Sodio) $Ca(OH)_2$ (hidróxido de Calcio) NH_4OH (hidróxido de Amonio).
- 2.- Con una pipeta limpia añade 1 ml. de cada ácido y base a su tubo respectivo.
- 3.- Coloca 6 porta-objetos y sobre cada uno de ellos añade unas gotas de cada solución utilizando tu varilla de vidrio lavándola y secándola cada vez que vaya a tomar de otra solución.
- 4.- Una vez hecho lo anterior a cada porta-objeto añade una gota de indicador fenolftaleína. Anota tus observaciones.
- 5.- Al resto de las soluciones de los tubos de ensaye, añade una gota de indicador naranja de metilo, agítalos, anota todas tus observaciones.

II.- REACCIONES ACIDO-BASE:

- 1.- En un tubo de ensaye mediano vierte con tu pipeta 2.5 ml. de ácido clorhídrico y añade DOS GOTAS de indicador fenolftaleína. Pon tu tubo con la solución en la gradilla.
- 2.- Introduce un termómetro en el tubo anterior y déjalo así por un minuto. Con la ayuda de tus compañeros haz la lectura de la temperatura de la solución y anótala:

TEMPERATURA _____ °C. COLOR _____

- 3.- En otro tubo de ensaye mediano añade con tu pipeta 4 ml. de solución de hidróxido de sodio.
- 4.- Añade la solución de hidróxido de sodio del segundo tubo a la solución ácida del primer tubo, pero al hacerla TEN CUIDADO DE VER EL TERMOMETRO metido en el tubo de la solución ácida para observar la elevación máxima de la temperatura provocada por la reacción, así como el color de la solución resultante:

TEMPERATURA MAXIMA _____ °C. COLOR _____

III.- ACIDEZ DE ALGUNAS SOLUCIONES:

- 1.- Utilizando varios trocitos de papel tornasol Azul y Rojo, investiga si las siguientes soluciones son ACIDAS, BASICAS O NEUTRAS:

| RESULTADOS | | |
|-----------------------|---------------|---------------|
| SOLUCIÓN | TORNASOL ROJO | TORNASOL AZÚL |
| Vinagre | | |
| Saliva | | |
| Jugo de Limón | | |
| Solución Blanqueadora | | |
| Solución Detergente | | |
| Agua de la Llave | | |
| Agua Destilada | | |

CUESTIONARIO:



- 1.- Que es un Ácido Fuerte y que es un Ácido Débil?
- 2.- Que es una Base Fuerte y que es una Base Débil?
- 3.- Escriba la reacción efectuada entre el Ácido Clorhídrico y el Hidróxido de Sodio del Experimento II.
- 4.- Enuncie las reglas de cambios de color producido en el papel tornasol por los ácidos y las bases.
- 5.- En que rango de acidez o basicidad actúan los indicadores Fenolftaleína y Naranja de Metilo?



NEUTRALIZACIÓN

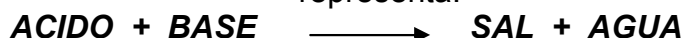
OBJETIVO:

El alumno determinará la acidez de sustancias a partir de los conceptos teóricos y observaciones experimentales sobre soluciones, neutralización y pH.

INTRODUCCIÓN:

Arrhenius propuso, al final del siglo XIX, la primera definición conceptual de ácidos y bases. Partiendo de su teoría de la ionización, dijo que al formarse soluciones ácidas, se libera el ión Hidrógeno, H^{+1} , en la solución, también propuso que, al formarse las soluciones básicas, queda libre al ión hidroxilo, OH^{-} en la solución. En 1923 J.N. Brönsted, químico danés, y T.M.Lowry, químico inglés, introdujeron la teoría de Brönsted y Lowry de transferencia de protones, la cual afirma que un ácido es un donador de protones, y una base un aceptador de protones. Si ponemos en contacto un ácido y una base en solución, ocurre lo que se llama una reacción de **Neutralización**. Los productos formados son agua y un compuesto al que se le ha dado el nombre de sal, y así decimos que sal es el compuesto formado por una reacción de neutralización; una sal esta constituida por partículas unidas entre sí mediante fuerzas eléctricas muy intensas.

La reacción de neutralización es característica de los ácidos y las bases, y en general se representa:



En esta reacción, donde una sal y agua son los productos, hay siempre desprendimiento de calor. Se ha encontrado que se liberan 13.7 kcal/mol de agua formada, siempre que un ácido fuerte cualquiera neutralice cualquier base fuerte. La reacción entre un ácido y una base para formar una sal y agua, se le llama **NEUTRALIZACIÓN**, y el proceso de medir el volumen necesario de un reactivo para que reaccione con una masa o volumen de otro reactivo, se le conoce como **Titulación**.

Cuando la Neutralización completa alcanza el llamado *Punto final de la Valoración*, se observa un cambio bien marcado de color en el indicador ácido-base. Por el volumen medido de la base de concentración conocida requerida para la neutralización completa, se puede calcular el pH de la muestra de ácido.

MATERIAL:

- 3 Matraces Erlenmeyer de 25 ml.
- 1 Pipeta con punta para microbureta y jeringa
- 1 Microagitador
- 1 Soporte Universal
- 1 Agitador magnético
- 1 Pinza para Bureta
- 1 Pipeta Volumétrica 5ml



REACTIVOS:

Ácido Clorhídrico 0.1 M (HCl)
 Ácido Sulfúrico 0.1 M (H₂SO₄)
 Ácido Acético 0.1 M (H₄C₂O₂)
 Solución Indicadora de Fenolftaleína
 Solución Indicadora Naranja de metilo
 Solución Valorada de NaOH

DESARROLLO:

1. Mide con la pipeta volumétrica, 5 ml. de cada uno de los Ácidos estandarizados, y colócalos uno por uno en su matraz correspondiente.
2. Añade 2 ml. de agua a cada uno de los matraces conteniendo ácido y un microagitador.
3. Con una varilla indicadora mide el pH de una solución ácida, y regístralo.

pH = _____ Inicial

4. Añade 3 ó 4 gotas de solución indicadora (fenolftaleína o naranja de metilo), y observa si hay cambio de coloración de la muestra en el matraz, luego colócalo sobre la placa de agitación y ajústala para que la velocidad de agitación sea moderada.
5. Llena la pipeta con punta para microbureta hasta la marca de aforo (cero) con solución valorada de NaOH auxiliándote con un vaso de precipitado. Cuida que no haya fugas.
6. Presiona el embolo de la jeringa con **MUCHO CUIDADO** y deja gotear lentamente la solución valorada en el matraz que contiene la solución, agitando en forma constante con el agitador magnético.
7. Cuando se presente un cambio de color en forma permanente, cesa la adición de solución valorada de NaOH y con otra varilla indicadora mide el pH de la solución y regístrala.

pH = _____ final.

8. Anota el volumen que utilizaste de solución valorada de

NaOH. Vol. Gastado _____ ml.

H₂SO₄ Vol. Gastado _____ ml.

HCl Vol. Gastado _____ ml.

C₂H₄O₂ Vol. Gastado _____ ml.

9. Anota todas y cada una de sus observaciones y repórtelas en su cuaderno.

CUESTIONARIO:

1. Define los términos:
 a) Neutralización b) Titulación c) pH
2. Escribe la reacción efectuada en la Neutralización de cada uno de los tres ácidos con la solución valorada.
3. ¿Qué cambios de coloración observaste al añadir la solución indicadora a cada matraz?
4. ¿Cuál es la función que realiza la solución indicadora?



Práctica N° 28

COMPUESTOS ORGÁNICOS E INORGÁNICOS**OBJETIVO:**

Establecer la diferencia existente entre los compuestos Orgánicos e Inorgánicos

INTRODUCCIÓN:

En el año 1777 el Químico Sueco Bergman, fue el primero que dividió la Química Orgánica e Inorgánica, tal división tiene las siguientes bases: las fórmulas estructurales de las sustancias orgánicas son más complejas que las inorgánicas. Las orgánicas son susceptibles a cambios físicos y químicos, en cambio las inorgánicas son más estables. La velocidad de las reacciones inorgánicas es casi instantánea, la de las orgánicas es muy lenta. Las orgánicas son por regla general insolubles en agua y fácilmente solubles en solventes orgánicos, tales como: alcohol, acetona, cloroformo, éter, benceno, etc.

MATERIAL Y EQUIPO

1 Pipeta de 10 ml
1 Espátula
5 Tubos de Ensaye medianos
1 Gradilla de Madera
2 Vasos de 50 ml
2 Cápsulas de Porcelana
1 Soporte Universal
1 Anillo Metálico
1 Tela de Asbesto
1 Mechero de Bunsen

REACTIVOS:

Cloruro de Sodio
Carbonato de Sodio
Glucosa
Parafina
Grasa
Alcohol Etílico
Ácido Salicílico
Benceno
Cloroformo.

PROCEDIMIENTO:

I. INSOLUBILIDAD DE LAS SUSTANCIAS INORGANICAS:

1. En un tubo de ensaye mediano agrega 5ml de agua de la llave medidos con la pipeta
2. Pesa 0.25 gr. de cloruro de sodio (compuesto inorgánico) y añádelo al tubo del punto anterior
3. Agita fuertemente hasta total disolución. Anota tus observaciones, tira la solución.
4. En otro tubo agrega 5 ml de agua con la pipeta.
5. Pesa 0.25 gr. de carbonato de sodio (compuesto Inorgánico) y añádelo al tubo del punto anterior
6. Agita fuertemente hasta total disolución. Anota tus observaciones y tira la solución

II. SOLUBILIDAD DE LAS SUTANCIAS ORGANICAS:

1. En un tubo de ensaye coloca 0.25 gr de glucosa (compuesto orgánico) y añade 5 ml de agua medidos con la pipeta. Agita fuertemente hasta su total disolución. Anota tus observaciones y tira la solución.
2. En otro tubo de ensaye limpio, coloca un trocito de parafina (compuesto orgánico) y añade 5ml de agua medidos con la pipeta. Agita fuertemente. Anota tus observaciones y tira el contenido del tubo.
3. En un vaso de precipitados de 250 ml coloca aproximadamente 0.5 gr de grasa (NO LA PESES) y añádale 20 ml de agua con tu pipeta, agita, anota tus observaciones y tira el contenido del vaso.
4. En otro vaso de precipitado de 250 ml coloca aproximadamente 0.5 gr de grasa y agrégale 20 ml de alcohol etílico. Agita, anota tus observaciones y tira el contenido del vaso.

III. SUCEPTIBILIDAD A LOS CAMBIOS FISICOS Y QUIMICOS:

1. En una cápsula de porcelana coloca 3 gr. de glucosa (azúcar, compuesto orgánico).
2. Monta en el soporte un anillo y sobre este la tela de asbesto. Coloca la cápsula sobre la tela de asbesto y calienta suavemente hasta su total carbonización. Anota tus observaciones.
3. En otra cápsula de porcelana añade 3 gr. de cloruro de sodio (sal, compuesto inorgánico). Calienta hasta que comience a saltar la sal o aparezcan puntos negros. Anota tus observaciones

IV. PRUEBAS DE SOLUBILIDAD:

1. Coloca 3 tubos de ensaye medianos, limpios y secos en su gradilla de madera.
2. A cada tubo añade 0.1 gr. de compuesto Orgánico Desconocido que le será entregado por su instructor.
3. En el tubo de ensaye añade 5 ml de agua medidos con la pipeta y agita.
4. En el primer tubo de ensaye añade 5 ml de benceno y agita. NO PIPETIES.
5. En el tercer tubo añade 5 ml de cloroformo y agita. NO PIPETIES.
6. De acuerdo a la siguiente tabla decide cual es la sustancia orgánica desconocida (problema):



| Compuesto | Soluble en agua | Soluble en benceno | Soluble en cloroformo |
|------------------|-----------------|--------------------|-----------------------|
| Ácido Benzoico | | | |
| Ácido Salicílico | | | |
| Naftaleno | | | |
| Glucosa | | | |

CUESTIONARIO:

1. ¿Cuales sustancias se disolvieron en el experimento 1? ¿Por que?
2. ¿Cuales sustancias se disolvieron y en que solvente en el experimento 2?
3. ¿Qué diferencia notaste en el experimento 3?
4. ¿Por que el azúcar al calcinarse se volvió negra?
5. ¿Cuál fue el compuesto Orgánico desconocido en el experimento 6?
6. ¿De qué elementos principales están formadas las sustancias orgánicas?
7. Escribe el nombre de 3 solventes orgánicos



Práctica N° 29

HIDROCARBUROS INSATURADOS OBTENCIÓN DEL ACETILENO

OBJETIVO:

Preparación de ACETILENO y estudio de algunas de sus propiedades.

INTRODUCCIÓN:

Además de los hidrocarburos saturados o Alkanos, existen diferentes familias de Hidrocarburos cuyos miembros son capaces de adicionar Hidrógeno, es decir que los compuestos de estas familias no son saturados en hidrógeno, por lo que se clasifican como hidrocarburos no-saturados. Los alkenos de fórmula general C_nH_{2n} y los alquinos de fórmula general C_nH_{2n-2} pertenecen a este tipo de compuestos.

Debido a su insaturación, los compuestos de estas familias, se caracterizan por su capacidad para adicionar diferentes moléculas, como la del hidrógeno, el agua, los halógenos, etc. Esta propiedad permite identificarlos rápidamente con pruebas sencillas.

En la industria los alkenos se obtuvieron por el proceso de Cracking del gas natural y de los hidrocarburos del petróleo. El etileno es un compuesto importante que interviene en muchos procesos industriales modernos. Se polimeriza para formar el Polietileno, y se oxida para dar el Óxido de Etileno, el cual a su vez se hidroliza para formar el Etilen-Glicol, que se utiliza como anticongelante, refrigerante, en la obtención de fibras artificiales, etc. Sirve también como materia prima para obtener el Etanol y para producir Etilbenceno, que a su vez es materia prima para la obtención de estireno.

El propileno y los butilenos son también productos de gran importancia industrial. Basta mencionar que el propileno se obtiene del alcohol Isopropílico que a su vez se transforma en Acetona, y que los butilenos sirven para obtener el Butadieno que se utiliza en la producción de hules artificiales.

Por otra parte el Acetileno se obtiene en la industria a partir del Carburo de Calcio, o a partir del metano. Debido a su inestabilidad termodinámica, al acetileno se transporta bajo presión en tanques empacados con un material poroso saturado con Acetona. El principal uso del Acetileno es para soldaduras, cortes y limpieza del hierro y el acero. El acetileno es también materia prima para un gran número de compuestos orgánicos importantes, tales como el Acetaldehído, el Acetato de Vinilo, el Acrilonitrilo, etc.

MATERIAL:

Matraz Kitazato
Embudo de separación
Pinzas para bureta
Cuba Hidroneumática
Soporte Universal
3 tubos de ensaye grandes
Tapón de hule monohoradado
Pinzas para tubo de ensaye



REACTIVOS:

Carburo de Calcio (CaC_2)

Agua

PROCEDIMIENTO:

1. En un soporte universal coloca unas pinzas para bureta. Monta sobre la base del soporte un matraz Kitazato limpio y perfectamente seco. Al tubo de desprendimiento del matraz, insértale una manguera de hule.
2. Llena la cuba hidroneumática con agua de la llave hasta su nivel, luego introduzca 3 tubos de ensaye grandes y llénalos de agua colocándolos en posición invertida y sin burbujas de aire.
3. Pesa 5 gr de Carburo de Calcio y agrégalos al matraz.
4. En el embudo de separación añade agua suficiente para que quede un poco mas de la mitad, revisa que la válvula de embudo esté cerrada. Inserta un tapón monohorado al vástago del embudo y colócalo sobre la boca del matraz, cuidando de que no haya fugas.
5. El extremo del tubo de hule conectado al matraz, introdúcelo hasta el fondo de uno de uno de los tubos de ensaye que contiene la cuba y así déjalo
6. Abre lentamente la válvula del embudo de separación para añadir gota a gota el agua al carburo de calcio. Esto provocara la reacción y el desprendimiento del ACETILENO, el cual recogerás por desplazamiento de agua en los tubos de ensaye
7. Una vez llenos de acetileno los tubos, sácalos de la cuba sin voltearlos (BOCA ABAJO) y en esa misma posición tápalos con un tapón de hule y guárdalos para pruebas posteriores, hazlo igualmente con los otros dos tubos. Al llenar los tres tubos abre totalmente la válvula del embudo para terminar la reacción
8. Antes de que termine la reacción y SIN ASIPRAR MUY PROFUNDO, define el olor del acetileno, y anótalo en tus observaciones.
9. Con mucho cuidado y RÁPIDAMENTE destapa uno de los tres tubos y agrega unas gotas de Permanganato de Potasio (KMnO_4) y también rápidamente TAPALO con el tapón de hule, a continuación agita 3 ó mas veces y observa el cambio de color del Permanganato.
10. Sostén otro de los tubos restantes llenos de acetileno, con unas pinzas para tubo de ensaye, acércale un cerillo encendido a la boca del tubo y destápalo para provocar la combustión del gas obtenido, haz lo mismo con el tercer tubo, anota tus observaciones.

CUESTIONARIO:

1. ¿Qué es el Cracking?
2. Escribe la reacción de la obtención del acetileno a partir del carburo de calcio
3. Escribe la reacción de la combustión del acetileno
4. ¿Qué otra aplicación aparte de usarlo en la soldadura tiene el acetileno?
5. ¿Qué otro nombre recibe el acetileno?
6. ¿Por que son más reactivos los alquinos que los alquenos?
7. ¿Que olor tenía el gas obtenido?
8. ¿Cuál es la característica de los alquinos?
9. Escribe la reacción de una propiedad Química del acetileno



Práctica N° 30

APLICACIÓN DE LOS HIDROCARBUROS

OBJETIVO:

Experimentar el uso de los hidrocarburos saturados, elaborando una crema limpiadora (cosmético)

CONSIDERACIONES TEÓRICAS:

Investigar en la bibliografía correspondiente los siguientes conceptos:

- a) química orgánica
- b) hidrocarburos
- c) hidrocarburos saturados

MATERIAL y REACTIVOS:

| | |
|--|--|
| 1 soporte con anillo de hierro | 9.6 g de cera blanca |
| 1 tela de alambre con asbesto | 28 g de parafina líquida |
| 1 mechero | 400 mg de bórax |
| 2 vasos de precipitados de 250 ml | 14 g de agua de rosas |
| 1 termómetro de laboratorio | 1 ml de esencia de aceite de almendras |
| 1 agitador de vidrio | |
| 1 frasco de boca ancha con tapa para guardar la crema limpiadora | |

PROCEDIMIENTO:

1. Sujete el anillo metálico al soporte, coloque la tela de alambre con asbesto sobre el anillo y acomode el mechero en la base del soporte.
2. En un vaso de precipitados mezcle los 9.6 g de cera blanca con los 28 g de parafina líquida caliente la mezcla con una llama muy suave hasta que alcance una temperatura de 80 °C y manténgala durante dos minutos agitándola constantemente. Si la temperatura sube, retire el mechero y al bajar acérquelo de nueva cuenta..
3. En el otro vaso de precipitados vierta los 14 g de agua de rosas y caliente a 80 °C , agregue los 400 mg de bórax y agite por dos minutos.
4. Agregue lentamente y con agitación constante el contenido del vaso de agua de rosas en la mezcla de cera y parafina. (La temperatura debe ser la misma en ambos vasos, entre 70 y 80°C).
5. Retire del mechero y continúe agitando hasta alcanzar una temperatura de 50 °C y agregue una gota de esencia de almendras, agitando hasta enfriamiento total y envase.
6. Tome una muestra de la crema y frótelas en el dorso de su mano y compruebe si es asimilada por la piel; observe su color, olor, textura y estado de agregación. Registre sus datos.

RESULTADOS:

CUESTIONARIO:

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:



Práctica N° 31

APLICACIÓN DE LA QUÍMICA ORGÁNICA

OBJETIVO:

Elaborar un limpiador para vidrios y un desodorante de pino, analizar el costo de elaborarlo en relación con el costo del mercado, tomando como punto de comparación el costo de algunos de los reactivos principales para su elaboración.

CONSIDERACIONES TEÓRICAS:

Investigar en la bibliografía correspondiente los siguientes conceptos:

- Química Inorgánica
- Química Orgánica

MATERIAL y REACTIVOS:

| | |
|---|--|
| 1 vaso de precipitado de 500 ml 3 vasos de precipitado de 50 ml 1 agitador de vidrio 2 etiquetas 2 probetas, de 10 ml y 100 ml 1 pipeta de 5 ml 2 recipientes de vidrio o plástico de 1 lt | 70 ml de isopropanol 5 ml de aceite de pino 5 ml de acetona 2.5 ml de formaldehído 30 mg de color verde vegetal 0.2 g de lauril sulfato de sodio 50 mg de azul de metileno (0.05 g) agua destilada |
|---|--|

PROCEDIMIENTO:

Limpiador para vidrios

- En el vaso de precipitado de 500 ml, colocar 100 mg (0.1 g) de lauril sulfato de sodio, 62.5 ml de isopropanol y 188 ml de agua destilada, agitar constantemente hasta disolver por completo.
- Agregar al mismo recipiente, poco a poco, 50 mg de azul de metileno hasta su incorporación total.
- Colocar el limpiador para vidrios en uno de los frascos de 1 litro, cerrar el recipiente y etiquetarlo con el nombre correspondiente, anotando la fecha de elaboración.

Desodorante de pino

- En un vaso de precipitados de 50 ml, mezclar 5 ml de acetona y 2.5 ml de formaldehído, agitar hasta su disolución completa.
- En otro vaso de precipitados, mezclar 5 ml de isopropanol y 3.75 ml de aceite de pino, agitar hasta su total disolución.
- En un tercer vaso, disolver 100 mg de lauril sulfato de sodio y el color verde vegetal con un poco de agua destilada.
- En el frasco de 1 litro, verter el contenido de los vasos 1 y 2 en dicho orden, mezclar bien y agitar perfectamente.
- Agregar el contenido del vaso 3 y agitar perfectamente.
- Agregar agua destilada hasta completar un litro, cerrar el frasco del desodorante de pino, etiquetarlo y anotar la fecha de elaboración.

RESULTADOS:

CUESTIONARIO:

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:



COMPUESTOS AROMÁTICOS

OBJETIVO:

Obtener un compuesto aromático natural por arrastre de vapor.

CONSIDERACIONES TEÓRICAS:

Investigar en la bibliografía correspondiente los siguientes conceptos:

- a) Que son los hidrocarburos aromáticos
- b) Cual es el compuesto más representativo de los hidrocarburos aromáticos
- c) Donde se encuentran los hidrocarburos aromáticos naturales

MATERIAL y REACTIVOS:

| | | |
|--|--|---|
| 2 matraces Erlenmeyer de 250 ml | 1 soporte con anillo de hierro | 100 g de cáscara de mandarina o de naranja 150 ml de agua destilada |
| 1 vaso de precipitados de 250 ml | 1 tela de alambre con asbesto | |
| 1 tapón de hule monohoradado | 1 mechero | |
| 1 tapón de hule bihoradado | 1 pinzas para bureta | |
| 3 conexiones de vidrio en ángulos de 90° | 1 recipiente pequeño con tapa para coleccionar el compuesto aromático producido | |
| 2 tubos de látex | | |

PROCEDIMIENTO:

1. Sujete el anillo metálico al soporte universal, coloque la tela de alambre sobre el anillo y el mechero en la base del soporte.
2. Vierta el agua en uno de los matraces, adapte la conexión de vidrio al tapón monohoradado y ajústelo en la boca del matraz. Coloque el matraz sobre la tela de alambre y sujételo a la varilla del soporte con las pinzas para bureta.
3. Coloque las cáscaras de la fruta en el segundo matraz. Introduzca las conexiones de vidrio en el tapón bihoradado y ajústelo en la boca del matraz.
4. Acople un tubo látex a la conexión del matraz con agua y a una de las conexiones del otro matraz.
5. Ajuste el segundo tubo látex a la conexión libre del matraz con las cáscaras. Coloque en el vaso de precipitados el otro extremo del tubo látex.
6. Encienda el mechero y caliente el agua del matraz. Observe el desplazamiento del vapor de agua y preste atención a lo que sucede en el segundo matraz.
7. Reciba en el vaso de precipitados el vapor que sale del tubo látex conectado con el matraz que tiene las cáscaras de fruta.
8. Espere a que se condensen los vapores y observe la sustancia obtenida. Identifique su color, olor, textura y estado de agregación y registre sus observaciones.

RESULTADOS:

CUESTIONARIO:

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:



ÁCIDOS ORGÁNICOS Y ÉSTERES

OBJETIVO:

El alumno preparará algunos compuestos representativos de los principales grupos funcionales

CONSIDERACIONES TEÓRICAS:

Investigar en la bibliografía correspondiente los siguientes conceptos:

- Obtención y nomenclatura de ácidos orgánicos
- Obtención y nomenclatura de ésteres

MATERIAL:

2 tubos de ensayo de 20 x 200 mm
2 pipetas Pasteur con sus bulbos
1 soporte y 1 pinzas para bureta
1 mechero
Papel tornasol azul

REACTIVOS:

5 ml de alcohol etílico
1 ml dicromato de potasio
1 ml ácido sulfúrico concentrado
1 ml de ácido acético
1 ml de alcohol etílico

PROCEDIMIENTO:

Oxidación del alcohol etílico:

- En un tubo de ensayo vierta 5 ml de alcohol etílico, posteriormente coloque el tubo en el soporte fijándolo con las pinzas y dejarlo ligeramente inclinado.
- Agregue con precaución, con una pipeta Pasteur, 10 gotas de dicromato de potasio y con otra pipeta Pasteur agregue 10 gotas de ácido sulfúrico.
- Coloque en la boca del tubo el papel tornasol azul humedecido, caliente el tubo suavemente hasta que ocurra un cambio en el papel tornasol, el cual indicará la obtención del ácido orgánico.
- Observe y perciba el aroma que se desprende, registre sus observaciones

Esterificación:

- Coloque 1 ml de ácido acético en un tubo de ensayo, agregue 1 ml de alcohol etílico y cinco gotas de ácido sulfúrico concentrado, con la pipeta Pasteur empleada anteriormente.
- Calentar suavemente y percibir el aroma del producto formado, el cual será un éster, registre sus observaciones.

RESULTADOS:

CUESTIONARIO:

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:



OBTENCIÓN DE ÉSTERES

OBJETIVO:

Obtener acetato de etilo y salicilato de metilo.

INTRODUCCIÓN:

Los ésteres son compuestos orgánicos que generalmente se caracterizan por su agradable olor, se encuentran en la naturaleza en las esencias de las frutas y se pueden preparar en el laboratorio con relativa facilidad.

Éster, compuesto formado por la reacción de un ácido y un alcohol. Puesto que este proceso es análogo a la neutralización de un ácido por una base en la formación de una sal, antiguamente los ésteres eran denominados sales etéreas. Este término es incorrecto porque los ésteres, a diferencia de las sales, no se ionizan en disolución.

Estos compuestos se pueden obtener a partir de ácidos orgánicos y de ácidos inorgánicos. Por ejemplo, un éster simple, el nitrato de etilo, se puede preparar a partir de etanol y ácido nítrico (un ácido inorgánico), y el etanoato de etilo haciendo reaccionar etanol y ácido etanoico (un ácido orgánico). Otro método de preparar ésteres es emplear no el ácido en sí, sino su cloruro. Por ejemplo, el etanoato de etilo se puede obtener por la acción del alcohol sobre el cloruro del ácido etanoico. Otro método importante de obtención consiste en hacer reaccionar las sales de plata de los ácidos con un halogenuro de alquilo, normalmente de yodo. Por ejemplo, el etanoato de etilo se puede preparar a partir de etanoato de plata y yoduro de etilo.

Los ésteres se descomponen por la acción del agua en sus correspondientes ácidos y alcoholes, una reacción que es catalizada por la presencia de los ácidos. Por ejemplo, el etanoato de etilo se descompone en ácido etanoico y etanol. La conversión de un ácido en un éster se denomina esterificación. La reacción entre un éster y una base se conoce como saponificación. Cuando se produce la descomposición de un éster por su reacción con agua, se dice que el éster ha sido hidrolizado.

En general, los ésteres de los ácidos orgánicos son líquidos neutros, incoloros, de olor agradable e insolubles en agua, aunque se disuelven con facilidad en disolventes orgánicos. Muchos ésteres tienen un olor afrutado y se preparan sintéticamente en grandes cantidades para utilizarlos como esencias frutales artificiales, como condimentos y como ingredientes de los perfumes.

Todas las grasas y aceites naturales, exceptuando los aceites minerales y la mayoría de las ceras son mezclas de ésteres. Por ejemplo, los ésteres son los componentes principales de la grasa de res, de la grasa de cerdo, de los aceites de pescado, incluyendo el aceite de hígado de bacalao y del aceite de linaza. Los ésteres de alcohol cetílico se encuentran en el espermaceti, una cera que se obtiene del esperma de ballena, y los ésteres de alcohol miricílico en la cera de abeja. La nitroglicerina, un explosivo importante, es el éster del ácido nítrico y la glicerina.

Los ésteres como el etanoato de isoamilo o aceite de banana, el etanoato de etilo y el etanoato de ciclohexanol, son los principales disolventes en las preparaciones de lacas. Otros ésteres, como el ftalato de dibutilo y el fosfato de tricresilo se usan como plastificadores en las lacas. El etanoato de amilo se emplea como cebo odorífero en



venenos para la langosta, y algunos de los metanoatos son buenos fumigantes. Los ésteres tienen también importancia en síntesis orgánica.

Además, estos compuestos tienen aplicaciones médicas importantes. El nitrito de etilo es diurético y antipirético. El nitrito de amilo se usa en el tratamiento del asma bronquial y de las convulsiones epilépticas, y como antiespasmódico. La nitroglicerina y el nitrito de amilo producen la dilatación de los vasos sanguíneos, disminuyendo por tanto la presión sanguínea. El chaulmugrato de etilo se ha empleado en el tratamiento de la enfermedad de Hansen. El sulfato de dimetilo, (utilizado con frecuencia en síntesis orgánica como agente desnaturizador y el sulfato de dietilo son extremadamente peligrosos en forma de vapor, y deben ser manejados con cuidado.

MATERIAL:

Agua
Vasos de precipitados
Gotero
Mechero de Bunsen
Baño maría
Soporte universal con anillo de hierro
Tela de alambre con asbestos.

REACTIVOS:

Acetato de sodio
Alcohol etílico
Ácido sulfúrico concentrado
Ácido salicílico
Alcohol metílico

DESARROLLO:

A.- INTRODUCCIÓN:

En esta práctica vamos a obtener dos de los más usuales y conocidos ÉSTERES, mismos que seguramente identificarás por el aroma propio. El primero de los ésteres que vas a obtener es el acetato de etilo y para ello procede de la siguiente manera:

1. Toma uno de los vasos de precipitado y agrégale alcohol etílico (Este alcohol es el normal llamado también alcohol de caña) hasta la mitad del vaso, añade después dos cucharadas de acetato de sodio y agita la mezcla. Agrega con mucho cuidado 10 gotas de ácido sulfúrico concentrado agitando la mezcla.

Hecho lo anterior, toma el vaso y caliéntalo a baño maría.

¿Qué observas? _____

El olor corresponde al acetato de etilo, ¿qué te recuerda? _____



Retira el vaso del baño maría y déjalo en la mesa de trabajo para su posterior aseo.

2. Toma ahora otro vaso de precipitado y pon en él una cucharada de ácido salicílico. Añade 10 ml de alcohol metílico (alcohol de madera) y agita la mezcla.
3. Añade después 4 gotas de ácido sulfúrico concentrado, agita un poco la mezcla y lleva el vaso a calentar a baño maría ¿Qué notas? _____
4. El olor corresponde ahora al salicilato de metilo ¿Te es conocido? _____ en caso afirmativo ¿qué te recuerda? _____



PREPARACIÓN DE UN JABÓN

OBJETIVO:

Obtener un jabón mediante la saponificación de un lípido vegetal.

CONSIDERACIONES TEÓRICAS:

Investigar en la bibliografía correspondiente lo siguiente:

- a) que es un lípido
- b) a que se llama saponificación
- c) cual es el comportamiento del jabón ante el agua y las grasas

MATERIAL:

- 1 soporte con anillo de hierro y 1 mechero
- 1 tela de alambre con asbesto
- 2 pipetas Pasteur con sus bulbos
- 1 baño maría y 1 agitador de vidrio
- 1 vaso de precipitados de 250 ml
- 1 probeta de 100 ml
- 1 termómetro de laboratorio
- 1 bandeja de plástico y 1 molde de plástico para cubos de hielo

REACTIVOS:

- 30 ml de aceite de oliva
- 20 ml de solución de sosa al 30% en etanol
- 12 ml de solución saturada de NaCl en agua
- Fenolftaleína
- Ácido clorhídrico al 50%
- 0.5 ml de aromatizante
- Ácido clorhídrico al 50%

PROCEDIMIENTO:

1. Sujete el anillo de hierro al soporte universal, coloque la tela de alambre sobre el anillo y sobre ella coloque el baño maría y encienda el mechero para iniciar el calentamiento del agua.
2. Coloque el aceite de oliva en el vaso de precipitados de 250 ml y caliente en el baño maría hasta una temperatura de 75 °C. Procure mantener dicha temperatura durante el cocimiento del jabón, de lo contrario puede quemarse.
3. Agregue poco a poco 20 ml de solución de sosa al 30%, agitando constantemente con la varilla de vidrio. Cuando haya terminado la adición continúe el calentamiento y la agitación; hasta observar cómo se forma una pasta espesa de color claro.
4. Continúe agitando la mezcla y añada poco a poco la solución saturada de cloruro de sodio y mantenga el cocimiento durante cinco minutos más.
5. Retire el mechero y sin dejar de agitar agregue, con una pipeta Pasteur, 4 gotas de fenolftaleína y observe lo que sucede. Con otra pipeta Pasteur, agregue unas gotas del ácido clorhídrico hasta que desaparezca el color azul.
6. Separe con cuidado los grumos de jabón que quedan en la superficie. Con las manos limpias, tome la pasta y oprímala para extraer el exceso de agua y colóquela en la bandeja de plástico.



7. Agregue el aromatizante a la pasta y mézclela perfectamente con las manos, deposítela en el molde para hielo. Prese la pasta con los dedos y déjela enfriar. Cuando hayan adquirido una consistencia adecuada, sacarlos del molde.

RESULTADOS:

CUESTIONARIO:

CONCLUSIONES:

BIBLIOGRAFÍA:



Práctica N° 36

**ESTERES
(SAPONIFICACIÓN)****OBJETIVO:**

Realizar una de las reacciones Químicas Orgánicas de gran aplicación industrial:
LA OBTENCIÓN DEL JABÓN

INTRODUCCIÓN:

Los ésteres son compuestos orgánicos que resultan de la reacción de un ácido orgánico con un alcohol. Los ésteres formados de un ácido orgánico y alcoholes de cadena abierta y bajo peso molecular, son de olor agradable y se les conoce como aceites esenciales. Tienen muchas importantes aplicaciones en perfumería y como disolventes.

JABONES: Son las sales metálicas, generalmente de sodio y/o potasio, de ácidos orgánicos que contienen de 8 a 18 átomos de carbón, y se obtienen mediante la saponificación o aceites con hidróxidos fuertes.

MATERIAL:

- 1 Parrilla eléctrica
- 1 Baño María
- 1 Agitador
- 1 Vaso de 250 ml.
- 1 Termómetro

REACTIVOS:

- Aceite de Coco o de comer
- Solución alcohólica de NaOH al 4 %
- Ácido Sulfúrico 1M

DESARROLLO:

1. Enciende tu parrilla eléctrica.
2. En un baño maría agrega agua hasta su nivel, y ponla a calentar sobre la parrilla.
3. En un vaso de 250 ml agrega 4 ml de aceite de coco (o de comer), medidos con la probeta.
4. Con la misma probeta mide 20 ml de solución alcohólica de NaOH al 4% y añádelos al vaso donde está el aceite y agítalo.
5. Una vez que haya comenzado a hervir el agua, en el baño María, introduce al vaso con la mezcla y caliéntala por espacio de 15 minutos, agitando



constantemente con tu varilla de vidrio, y procurando que la temperatura de la mezcla no varíe fuera de 80 a 90 para lo cual también hay que introducir de vez en cuando un termómetro a la mezcla en reacción.

6. Agrega un poco de agua (1 ml si es necesario) a la mezcla para evitar que se queme, cuando la mezcla sea solo espuma.
7. Transcurridos los 15 minutos quita el vaso del baño María, y deja enfriar el jabón, pero sin dejar de agitar.
8. Agrega 4 ó 5 gotas de ácido sulfúrico al producto para acidificar, y sigue agitando.
9. Comprueba si el jabón obtenido funciona lavándote las manos con él.

CUESTIONARIO:

1. ¿Qué significa el concepto de Saponificación?
2. ¿Qué características tenía el jabón que obtuviste?
3. Haz una investigación amplia de que son los jabones
4. Investiga sobre la historia del jabón.



BIBLIOGRAFÍA:

Fritz, J. S.: Schenk, G. H. Jr. Quantitative Analytical Chemistry. 2nd. Ed. Allyn and Bacon: Boston. 1969 Chapter 13.

Mattson, Bruce. Microscale Gas Chemistry. 2a. Edición. Educational Innovations, Norwalk, Connecticut. 2001

Obendrauf, V. Taller de Química Instantánea. Centro Mexicano de Química en Microescala. Universidad Iberoamericana. Mayo, 2002.

Pauling, L. Química General..Aguilar S.A. de Ediciones España, 1977, Pp 663-665.

Ramette, R. W. Equilibrio y Análisis Químico. Fondo Educativo Interamericano. México: 1983. Chapter 12.

Z. Szafran, R.M. Pike, J. C. Foster. "Microscale General Chemistry Laboratory". Ed. John Wiley & Sons, 1993. Pp 267-275.

De la Cruz, Arcadio, **Química Orgánica vivencial**, Mc Graw-Hill. México, 2004
Garriz, A., Chamizo, J.A. **Química**. Addison Wesley Iberoamericana. México, 1994.

Philip S. Bailey Jr., Christina A. Bailey. **Química Orgánica** Prentice Hall. México, 1998.

Recio del Bosque Francisco, **Química Orgánica**, Mc Graw-Hill. México, 2004
Seese, W.S., Daub, G.W. **Química**. Prentice Hall Hispanoamerica. México, 1997.
Zumdhal, S. **Fundamentos de Química**. Mc Graw-Hill. México, 1992.

<http://www.wellwsley.edu/Chemistry/Chem&Art/Topics/Photography/photography01.pdf>
visitada el 19/X/03.

