



CORPORACIÓN UNIVERSITARIA
RAFAEL NÚÑEZ
PARA QUE TU DESARROLLO CONTINÚE SU MARCHA

**GUÍA DE LABORATORIO
DE QUÍMICA
I Semestre**

**Alberto Cuello Sierra
Bacteriólogo – Ingeniero de Alimentos
Esp. Gestión Gerencial**

**Facultad de Ciencias de la Salud
Programa de Odontología**





© **Corporación Universitaria Rafael Núñez**
Institución Universitaria | Vigilada Mineducación
2019
Hecho en Colombia

Rector

Miguel Ángel Henríquez López

Vicerrector General

Miguel Henríquez Emiliani

Vicerrectora Académica

Patricia De Moya Carazo

Vicerrector Administrativo y Financiero

Nicolás Arrázola Merlano

Directora Institucional de la Calidad

Rosario López Guerrero

Directora de Investigación

Judith Herrera Hernández

Directora programa de Odontología

Patricia Castro Villamizar

Director de Biblioteca Miguel Henríquez Castañeda-Cartagena

Luis Fernando Rodríguez L.

Revisión técnica disciplinar

Félix Barrios Ramos

Revisión y corrección de estilo

Raúl Padrón Villafañe

Autor

Alberto Elías Cuello Sierra



TABLA DE CONTENIDO

PRESENTACIÓN.....	4
NORMAS DE BIOSEGURIDAD.....	5
PLAN DE TRABAJO.....	6
MATERIALES PARA TODAS LAS CLASES.....	7
INFORME DE LABORATORIO.....	8
PRÁCTICA Nº 1 RECONOCIMIENTO DEL MATERIAL DE LABORATORIO..	10
PRÁCTICA Nº 2 DETERMINACIÓN DE LA DENSIDAD DE SÓLIDOS Y LÍQUIDOS.....	12
PRÁCTICA Nº 3 SEPARACIÓN DE LOS COMPONENTES DE UNA MEZCLA LÍQUIDA.....	14
PRÁCTICA Nº 4 CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS.....	17
PRÁCTICA Nº 5 CONCENTRACIÓN EN PORCENTAJE DE LAS SOLUCIONES.....	20
PRÁCTICA Nº 6 CONCENTRACIÓN QUÍMICA DE LAS SOLUCIONES.....	23
PRÁCTICA Nº 7 PREPARACIÓN DE SOLUCIONES POR DILUCIÓN.....	25
PRÁCTICA Nº 8 MEDIDA DE PH DE ALGUNOS ÁCIDOS, BASES Y SALES.....	27
PRÁCTICA Nº 9 TITULACIÓN ÁCIDO-BASE DETERMINACIÓN DEL CONTENIDO DE ÁCIDO ACÉTICO EN EL VINAGRE.....	29
PRÁCTICA Nº 10: ALCOHOLES, FENOLES Y ÉTERES.....	32
PRÁCTICA Nº 11 ÁCIDOS CARBOXILICOS.....	36
BIBLIOGRAFÍA.....	39



PRESENTACIÓN

La química se encarga del estudio de la materia y sus transformaciones, entiéndase por materia todo lo que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa, es decir: todo lo que nos rodea. En la naturaleza, la materia experimenta continuas transformaciones por el hombre, que de forma general se pueden agrupar en dos grandes: **físicas y químicas**.

La química es una ciencia experimental, es decir que a través de las experiencias las observaciones deben ser contrastadas y comprobadas, solo de esta forma se pueden aceptar después como teorías y leyes que harán parte del conocimiento universal de esta disciplina.

El laboratorio de Química constituye una de las principales bases donde el estudiante desarrolla destrezas en el manejo básico de técnicas tales como el pesaje de sustancias, medición de volúmenes, preparación de soluciones y diluciones, determinaciones de pH, la titulación ácido-básica y comprobación de las propiedades físicas y químicas de las principales biomoléculas.

Para alcanzar este propósito, se plantea el siguiente manual práctico que propicia un espacio para que el estudiante tenga un provechoso encuentro con las primeras técnicas de la química, punto de partida para su desarrollo en las diversas áreas de su formación durante el escalar de conocimientos y destrezas que se concibe en el plan curricular del programa de Odontología.

Las técnicas presentes en este manual son el fruto de una rigurosa revisión bibliográfica y experiencias acumuladas a lo largo de mi rol como docente que permitirán de forma práctica y sencilla lograr un entendimiento total de las bases teóricas de esta importante disciplina. Por otro lado, su implementación contribuirá a despertar en los estudiantes un espíritu científico que les permitirá desempeñarse en un laboratorio de acuerdo a las exigencias de la sociedad.

Además de los principios propios de la química, en el presente manual también se revisan, como punto de partida, las normas de seguridad en el laboratorio y algunos principios básicos relacionados con el manejo de desechos, lo que contribuye a que el estudiante adquiera, además, nuevas concepciones que le permitan entrar en una cultura ambientalista y de bioseguridad en el desarrollo de cualquier procedimiento en el laboratorio.



NORMAS GENERALES DE BIOSEGURIDAD EN EL LABORATORIO.

Las normas básicas de bioseguridad direccionan las pautas de los elementos básicos para comprender, asumir, e implementar las medidas preventivas para controlar los factores de riesgo ocupacionales (biológico, físico, químico, ergonómico, locativo, psicosocial) que se encuentran presentes en un laboratorio y, de esta manera, lograr la prevención y reducción de impactos nocivos para la salud. Esto sumado a una toma de conciencia en relación con su seguridad como estudiante del área de la salud y en un futuro como trabajador de la misma, así como también la de los pacientes, visitantes y el cuidado del medio ambiente.

Las normas de Bioseguridad a cumplir en el laboratorio de química son:

1. Utilizar siempre los elementos de barrera de protección apropiados según las necesidades: bata, gorro, guantes, tapabocas, gafas, etc. Nunca circular con ropa de calle y/o cambiarse de ropa dentro del Laboratorio.
2. Siempre respetar las señalizaciones de bioseguridad.
3. Reportar siempre a su docente los accidentes ocurridos en el Laboratorio.
4. Lávese las manos vigorosamente antes y después de efectuar un procedimiento.
5. Los elementos corto punzantes como agujas, lancetas y otros, deben ser desechados con precauciones para evitar lesiones (utilice siempre el guardián).
6. Si padece lesiones exudativas o dermatitis debe evitar el contacto con los pacientes y con los equipos de trabajo, hasta que estas sanen.
7. Utilice siempre dispositivos de pipeteo mecánico en el manejo de líquidos y reactivos, nunca bucal.
8. Absténgase de comer, beber o fumar en el laboratorio.
9. Es responsabilidad de cada estudiante el manejo del reactivo al que tenga acceso, conozca todos los símbolos de riesgo para el manejo de las sustancias.
10. En caso de derrames neutralice, desinfecte y luego limpie el derrame con un material absorbente.
11. Nunca debe esterilizar material limpio con contaminado.
12. Utilizar adecuadamente los equipos y proporcionarles un mantenimiento conveniente y permanente, si un equipo se contamina con una muestra biológica, deberá ser descontaminado con hipoclorito de sodio al 7% y luego limpiarlo de acuerdo con las especificaciones del fabricante.
13. En caso de rompimiento de un tubo o derrame en la centrífuga, apáguela inmediatamente y espere treinta minutos antes de abrirla para evitar la formación de aerosoles.
14. Al inicio y al final de una práctica de laboratorio o después de salpicaduras con sangre u otros líquidos corporales, las superficies de las mesas deberán ser descontaminadas con una solución de hipoclorito de sodio al 7%.
15. Todo material contaminado deberá ser eliminado en bolsa roja.



PLAN DE TRABAJO

1. Previamente a la práctica, lea los procedimientos que se va a realizar y prepare todos los aspectos teóricos correspondientes, y los materiales y/o muestras necesarios para la ejecución de la misma.
2. Anote cuidadosamente sus resultados: el examen de la práctica, no solo se limitará a la información proporcionada por el manual o el docente sino también de sus propias observaciones, investigación y deducciones.
3. Asegúrese que la superficie del mesón esté limpia y seca antes de comenzar la práctica.
4. En la mesa de trabajo solo debe estar el material necesario para la realización de la práctica. Debe estar limpio y ordenado.
5. Asegúrese de marcar adecuadamente las láminas, tubos, cajas y/o cultivos.
6. Practique varias veces el procedimiento y, en caso de dudas, pregunte a su docente.
7. Anote y/o dibuje todo los fenómenos observados y los resultados obtenidos para una mejor realización del informe de laboratorio.
8. Al terminar, limpie la zona de trabajo descartando el material que no necesite. Descarte los materiales usados en los sitios destinados para esto. No deje material contaminado en las mesas de trabajo al finalizar la práctica.
9. Siempre utilice todas las normas de bioseguridad.



MATERIALES PARA TODAS LAS CLASES

1. Lápiz de Cera o marcador cristalográfico.
2. Colores.
3. Guantes desechables.
4. Mascarilla o tapabocas.
5. Gafas de protección.
6. Toalla pequeña.
7. Muestra solicitada.
8. Papel absorbente.
9. Guías de laboratorio previamente estudiadas.
10. Folder. Tema y número de la práctica a desarrollar, objetivos, materiales, procedimiento, resultados (Dibujos), conclusión personal y desarrollo de talleres.
11. Papel logarítmico, lápiz, borrador, sacapuntas, calculadora.



INFORME DE LABORATORIO

Después de realizar un experimento, el estudiante debe presentar un informe de laboratorio. Aunque existen diferentes estilos de informes, lo cual depende de los objetivos de cada curso, se sugiere que el informe tenga el siguiente contenido:

1. Portada.
2. Objetivos.
3. Marco teórico.
4. Datos y observaciones.
5. Gráficos.
6. Cálculos y resultados.
7. Conclusiones y discusión.
8. Respuesta a las preguntas.
9. Bibliografía.

El informe se debe presentar en hojas de papel blanco tamaño carta y escrito a una sola tinta —también se puede utilizar un procesador de texto como Word ©—. A excepción de la portada, a la cual se asigna una única hoja, el resto del contenido se escribe en forma continua en las páginas interiores. Si el informe es hecho a mano, la letra debe ser perfectamente legible, sin enmendaduras y debe evitarse el uso de correctores (como Liquid Paper).

Descripción breve del contenido del informe de laboratorio

I. PORTADA

La información que se debe anotar en la portada es la siguiente:

- Nombre de la institución.
- Nombre, código y grupo del curso de laboratorio.
- Título de la práctica realizada.
- Nombre(s) y código(s) del (los) estudiante(s) que presentan el informe.
- Nombre del profesor que dirige el curso.
- Ciudad y fecha.

II. OBJETIVOS

Son las metas que se persiguen al realizar la experimentación. Normalmente se resumen en tres o cuatro.

III. MARCO TEÓRICO

Se trata de un resumen de los principios, leyes y teorías de la Química que se ilustran o aplican en la experiencia respectiva.



IV. DATOS / OBSERVACIONES

Los datos se refieren a aquellas cantidades que se derivan de mediciones y que se han de utilizar en el proceso de los cálculos.

V. GRÁFICOS

Los gráficos que hacen parte de un informe por lo general cumplen dos objetivos: (a) Proporcionan información a partir de la cual se pueden obtener datos complementarios y necesarios para los cálculos; en otras palabras, hacen parte de los datos. (b) Representan la información derivada de los cálculos; es decir: hacen parte de los resultados.

VI. CÁLCULOS Y RESULTADOS

Los resultados surgen al procesar los datos de acuerdo con principios o leyes establecidas. Deben presentarse preferiblemente en forma de tabla junto con un modelo de cálculo que exprese, mediante una ecuación matemática apropiada, la forma como se obtuvo cada resultado.

VII. CONCLUSIONES Y DISCUSIÓN

Aquí se trata del análisis de los resultados obtenidos a la luz de los comportamientos o valores esperados teóricamente. Específicamente la discusión y las conclusiones se hacen con base en la comparación entre los resultados obtenidos y los valores teóricos que muestra la literatura química, exponiendo las causas de las diferencias y el posible origen de los errores. Si hay gráficos, debe hacerse un análisis de regresión para encontrar una ecuación que muestre cuál es la relación entre las variables del gráfico.

VIII. TALLER

En cada práctica se hacen una serie de preguntas importantes que el estudiante debe responder en su informe. Debe escribirse la pregunta junto con una respuesta clara y coherente.

IX. BIBLIOGRAFÍA

Se consigna la bibliografía consultada y de utilidad en la elaboración del informe. La bibliografía de libros y/o artículos debe ajustarse a las normas establecidas internacionalmente.



PRÁCTICA N°1 RECONOCIMIENTO DEL MATERIAL DE LABORATORIO

I. INTRODUCCIÓN

Los equipos y materiales que se usan en el laboratorio de química, constituyen los elementos con los cuales se hacen experimentos y se investiga. Para trabajar con eficiencia en el laboratorio es necesario conocer los nombres de los diferentes utensilios, hacer el diagrama sencillo de cada uno y conocer sus usos.

II. OBJETIVO

Objetivo General

- Identificar y describir la utilidad de los materiales y equipos del laboratorio de Química de uso corriente como punto de partida para su manejo durante las prácticas de laboratorio y la adquisición de destrezas procedimentales necesarias en el desempeño profesional.

Objetivos Específicos

- Identificar los diferentes materiales que se utilizan para elaborar los materiales de laboratorio.
- Identificar materiales de laboratorio para medidas de masa, volumen, densidad.
- Relacionar el tipo de material con sus usos en el laboratorio.

III. EQUIPOS, MATERIALES Y REACTIVOS

- Balanza.
- Aro de hierro.
- Soporte universal.
- Pera.
- Pipeteador o pipeta automática.
- Mechero de Bunsen.
- Mechero de alcohol.
- Gradilla para tubos de ensayo.
- Tubos de ensayo.
- Pinzas para tubos de ensayo.
- Vaso de precipitado.
- Balón o Matraz aforado.
- Balón o matraz de fondo redondo y fondo plano.
- Vidrio de reloj.
- Erlenmeyer.
- Cápsula de evaporación.



- Pipeta graduada.
- Pipeta aforada.
- Bureta.
- Tubo refrigerante.
- Agitador de vidrio.
- Termómetro.
- Probeta graduada.
- Mortero y pistilo de porcelana.
- Crisol de porcelana.
- Embudo de filtración.
- Embudo de separación.
- Triángulo de porcelana.
- Pinzas de tornillo.
- Pinzas para tubo de ensayo.
- Tapones de caucho.
- Papel de filtro.
- Espátula.

IV. PROCEDIMIENTO

- Previa lectura de esta guía, el estudiante debe consultar, en cualquier medio de información disponible, la forma física, el material constituyente y el uso de la lista de equipos y materiales presentados en la lista anterior.
- En clase, se socializarán los datos investigados, donde cada estudiante de acuerdo con lo solicitado por el profesor realice sus aportes con relación a la tarea asignada.

V. TALLER

1. Elabore una tabla, con las columnas que considere necesarias para dibujar y clasificar los materiales de laboratorio, de acuerdo al material del cual están elaborados y sus usos.



PRÁCTICA Nº 2 DETERMINACION DE LA DENSIDAD DE SÓLIDOS Y LÍQUIDOS

I. INTRODUCCIÓN

La densidad es una propiedad física de la materia, propiedad muy útil en su identificación, matemáticamente la densidad se define como la relación que hay entre la masa de una sustancia y el volumen ocupado por esa masa, está dada por la ecuación:

$$DENSIDAD = \frac{Masa}{Volumen} = \frac{m}{v} = \frac{g}{ml} = \frac{g}{cm^3} = \frac{kg}{l}$$

Muchos procedimientos de clasificación y separación de sustancia están basados en la densidad de las sustancias, es así como las lipoproteínas se clasifican de acuerdo a su alta densidad, densidad intermedia y muy baja densidad, por otro lado, la decantación es una técnica de separación de mezcla que se fundamenta en la diferencia de densidades de las sustancia que forman la mezcla para su separación.

II. OBJETIVOS

Objetivo General

- Determinar la densidad de diversos líquidos con los datos obtenidos en el laboratorio tras el empleo de dos métodos diferentes.

Objetivo Específico

- determinar la densidad de un sólido irregular, para lo cual se aplica el principio de Arquímedes.
- Determinar la densidad de diferentes líquidos utilizando los materiales de laboratorio apropiados.

III. EQUIPOS, MATERIALES Y REACTIVOS

- Balanza de plato y digital.
- Probeta graduada de 100 ml.
- Pipetas graduadas.
- Picnómetro.
- Servilletas.
- Peras.
- Solución salina al 15%.
- Solución salina al 5%.
- Agua destilada.
- Etanol.



IV. PROCEDIMIENTO

DETERMINACIÓN DE LA DENSIDAD DE LÍQUIDOS

En esta práctica de laboratorio se utilizarán dos métodos diferentes para la determinación de la densidad de un mismo líquido. El Docente le asignará una solución de las relacionadas en el apartado anterior para calcular su densidad.

- El primero es con el uso de la probeta graduada, en el cual conociendo el peso de la probeta vacía se mide un volumen específico de la muestra del líquido. Se pesa posteriormente la probeta + el líquido y a este valor se le resta el valor del peso de la probeta vacía para obtener el peso del líquido. De esta forma conociendo la masa y el volumen del líquido adicionado se aplica la fórmula de la densidad y se realizan los cálculos.
- El segundo método, más empleado en química, es mediante el uso del picnómetro el cual tiene una capacidad de volumen exacta y fija de 10 ml. De esta manera conociendo el volumen del líquido en el picnómetro se procede a conocer su peso de manera semejante al proceso anterior; se debe conocer el peso del picnómetro vacío para luego tener el peso del picnómetro + líquido y luego hacer la resta. Finalmente se calcula la densidad aplicando la fórmula.

DETERMINACIÓN DE LA DENSIDAD DE UN SÓLIDO IRREGULAR

- A partir de la muestra dada por el docente, observe y anote sus características.
- Pese la muestra en la balanza y registre el valor obtenido.
- Tome un cilindro de 25 ml y agregue agua destilada hasta 10 ml.
- Deje caer la muestra con mucho cuidado en el cilindro.
- Mida el volumen desplazado por el metal y anótelo.
- Con base en los valores anteriormente anotados determine la densidad del sólido en sus correspondientes unidades (g/cm³).
- Tabular los resultados y generar discusión de los mismos comparándolos con los datos y métodos aceptados por la comunidad científica.

V. TALLER

1. ¿Cuál es la densidad de un cubo que tiene 45 cm de largo, 12 cm de ancho y 5 cm de alto y tiene una masa de 2.5 gramos?
2. ¿Cuál es la diferencia entre Densidad Relativa, Densidad Absoluta y Peso Específico? Dé ejemplos. ¿Cuál de éstos determinó usted en el experimento?
3. ¿Defina el principio que se aplica para determinar el volumen del sólido irregular?
4. ¿Cuál es la aplicación del concepto de densidad para las ciencias de la salud?



PRÁCTICA N°3 SEPARACIÓN DE LOS COMPONENTES DE UNA MEZCLA LÍQUIDA

I. INTRODUCCIÓN

Las **mezclas** son uniones de 2 o más sustancias, pueden ser homogéneas o heterogéneas.

- **Homogéneas:** se observan una fase. Ejemplo: Agua + alcohol .
- **Heterogénea:** Se observa más de 2 fases. Ejemplo: Agua + aceite.

Nuestro organismo tiene mezclas de muchas sustancias. Ejemplo: la sangre es una gran mezcla constituida por células y plasma; las células pueden ser obtenidas por centrifugación y separadas entre sí por una sustancia que diferencia las densidades de cada una. Y del plasma se puede obtener la concentración de algún bioelemento o biocompuesto.

Para separar una mezcla se usan los siguientes métodos:

- 1) **Tamizado:** es la técnica mediante la cual se separan sólidos de diferentes tamaños por medio de instrumentos que poseen perforaciones. Por ejemplo, cuando se separan arena y piedra a través de un cernidor.
- 2) **Filtración:** es la técnica mediante la cual se separan de los líquidos partículas pequeñas de sólidos por medio de un instrumento poroso. Este instrumento puede ser papel de filtro. Por ejemplo, cuando se prepara café, los gránulos quedan en el papel y la solución pasa a través de él.
- 3) **Decantación:** esta técnica se basa en las diferencias de densidad y se emplea para separar mezclas heterogéneas formadas por sólidos o líquidos suspendidos en líquidos, ejemplo del primero es arena mezclada con agua, del segundo caso, es agua mezclada con aceite. Para separar una mezcla sólido-líquido, se espera a que el sólido precipite y cuando se separan dos líquidos se usa el embudo de separación.
- 4) **Cromatografía:** este proceso se basa en el fenómeno de adsorción. Consiste en la adherencia de las partículas de un sólido, un líquido o un gas de superficie de un sólido, llamado sustancia adsorbente. La mezcla que se quiere separar se pone en contacto con el adsorbente, que atrae las partículas de cada componente de la mezcla con diferente fuerza. Luego se pasa un disolvente por el adsorbente, el cual arrastra los componentes de la mezcla a diferentes velocidades, permitiendo su separación. Este proceso es utilizado principalmente en los laboratorios clínicos y en las empresas farmacéuticas.
- 5) **Cristalización:** es el procedimiento más utilizado para purificar sólidos. Consiste en disolver la muestra del sólido impuro hasta conseguir una solución saturada o cantidad de soluto que admite a esa temperatura. Después se consigue la precipitación del sólido por uno de los siguientes procedimientos:



- a. Se deja la solución en reposo que se evapore la suficiente cantidad de solvente para producir la precipitación (cristalización) del soluto.
- b. La disolución del soluto con sus impurezas se efectúa a una temperatura elevada, cerca del punto de ebullición del solvente, de manera tal que al disminuir la temperatura, si disminuye también la solubilidad del soluto, este se precipita o se cristaliza.

Este es un caso ideal, las impurezas quedan disueltas, en tanto que la sustancia que se cristaliza queda pura, pero en la práctica, en la mayoría de los casos, es necesario efectuar varias recristalizaciones para purificar cada vez más el sólido.

II. OBJETIVOS

Objetivo General

- Comprender los diferentes métodos de separación de mezcla.

Objetivos Específicos

- Identificar algunas mezclas presentes en nuestro organismo.
- Conocer los componentes de una mezcla.
- Identificar los métodos adecuados para separar mezclas líquidas.

III. EQUIPOS, MATERIALES Y REACTIVOS

- | | |
|----------------------------|----------------------------|
| • Tubos de ensayo. | • Condensador. |
| • Tapón de Caucho. | • Erlenmeyer. |
| • Estufa. | • Embudo de separación. |
| • Malla metálica. | • Beaker 100 ml. |
| • Soporte universal. | • Aceite. |
| • Pinzas de sostén. | • Agua destilada. |
| • Pinzas para condensador. | • Permanganato de potasio. |
| • Mangueras. | • Centrífuga. |
| • Jeringa. | • Algodón. |
| • Torniquete. | • Alcohol antiséptico. |

IV. PROCEDIMIENTO

1. En un Beaker de 100 ml, coloque 10 ml de aceite y luego 20 ml de agua. Deje en reposo el sistema. ¿Qué observa? Agite y vierta el contenido en un embudo de separación. Observe y anote. Coloque un Erlenmeyer debajo del embudo que está sujetado a un soporte universal. Abra la llave del embudo recogiendo el líquido en el Erlenmeyer, hasta que el nivel de la interfase llegue a la altura de la llave. Cierre la llave rápidamente para evitar que pase la copa de la parte superior. Observe y anote.



2. Arme un montaje de destilación simple orientado por el profesor, y en el balón de destilación agregue 100 ml de agua y 50 ml de solución de permanganato de potasio. Tape el balón con un tapón que contiene el termómetro y conéctelo al condensador. Ponga a circular suavemente el agua y comience a calentar.

¿Cuál es la sustancia que destila primero?

Suspenda el calentamiento cuando obtenga un volumen considerable.

3. Con la ayuda del auxiliar de laboratorio obtenga un volumen de 2 ml de sangre de un compañero, espere a que coagule, centrifugue, analice y observe cuáles son los productos que se obtienen.

RESULTADOS

- 1) Explique los fenómenos observados en el 1, 2 y 3.
- 2) Identifique las dos fases en el embudo de separación.
- 3) ¿Qué sustancia guarda en el balón de destilación?

V. TALLER

1. De los métodos de separación, ¿cuál se relaciona más con tu carrera?
2. Dé algunos ejemplos de aplicación de la destilación en las ciencias de la salud.
3. Explique la composición de tres mezclas en tu organismo.
4. Explique la cromatografía en capa final.



PRÁCTICA N° 4 CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS

I. INTRODUCCIÓN

Las propiedades físicas de una sustancia son aquellas cuya medición y observación no implican cambios en la naturaleza de las mismas. Las sustancias que experimentan un cambio físico permanecen químicamente idénticas al final del cambio; su composición no se altera y sus moléculas no cambian. Ejemplo de esto son los cambios de estado: fusión, congelación, evaporación, y condensación.

Por el contrario, los productos de un cambio químico son diferentes a los reaccionantes, su composición es diferente. En las moléculas de los productos se encuentran los mismos átomos con la diferencia que han sido reorganizados. La mayoría de las reacciones químicas van acompañadas por cambios visibles, como cambio de color, formación de un precipitado, desprendimiento de un gas, cambio de temperatura.

Por otro lado, desde el punto de vista de la absorción o pérdida de energía en un proceso químico, éstos se pueden clasificar en **endotérmicos** cuando absorben calor y **exotérmicos** cuando hay liberación de calor.

II. OBJETIVOS

Objetivo General

- Distinguir un fenómeno químico con base en algunas manifestaciones, tales como cambios de coloración, desprendimiento de olor, desprendimiento de gases, precipitación y otras.

Objetivos Específicos

- Aplicar la ley de conservación de la masa en una secuencia de reacciones químicas.
- Identificar en cada proceso las manifestaciones de un cambio químico.

III. EQUIPOS, MATERIALES Y REACTIVOS

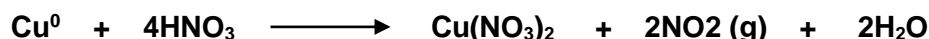
- 20 Tubos de ensayo grueso.
- 5 Pinzas de madera.
- 5 Vaso de precipitado de 50 ml.
- 5 embudo de vidrio.
- 5 aro metálico.
- 5 soporte universal.
- 5 agitadores de vidrio.



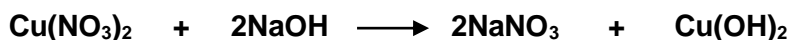
- Ácido nítrico concentrado.
- Hidróxido de sodio en escamas.
- Ácido sulfúrico concentrado.
- Ácido clorhídrico concentrado.
- Laminilla de magnesio.
- Agua destilada.

IV. PROCEDIMIENTO

Tome un alambrito de cobre, péselo e introdúzcalo en un tubo de ensayo grande, agregue 2 ml de HNO₃ concentrado, no absorba los vapores desprendidos pues se trata de NO₂ (tóxico). Espere a que todo el cobre se haya disuelto, si la reacción se detiene agregue 0.5 ml de HNO₃ concentrado. La coloración azul verdosa indica la presencia de nitrato de cobre.

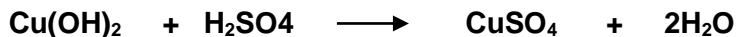


Traspase lo anterior a un vaso precipitado de 50 ml y agregue gota a gota, agitando, solución 8 M de NaOH hasta que se forme un precipitado azul celeste permanente. Se trata de hidróxido de Cobre (II).

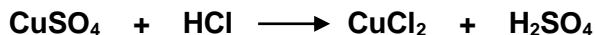


Agregue al Beaker 5 ml de agua, agite y deje reposar. Decante cuidadosamente el líquido sobrenadante y descártelo. Agregue otros 5 ml de agua para lavar el precipitado, deje reposar y decante el líquido para descartarlo nuevamente.

Al precipitado de Cu(OH)₂, agregue gota a gota con agitación, solución de H₂SO₄ 2 M hasta disolver el precipitado. La solución azul es de sulfato de cobre.



A la solución anterior de sulfato de cobre, agregue gota a gota agitando solución de HCl 6 M, hasta el cambio de color indicativo de la formación de cloruro cúprico.



Finalmente, agregue laminillas de magnesio hasta que no se deposite más cobre, filtre y seque el cobre.



Anote todas las observaciones realizadas en la práctica, explique por qué en cada una de las reacciones se dan cambios químicos. Verifique si se cumple o no la ley de conservación de la materia.



V. TALLER

1. De acuerdo con la ley de la conservación de la materia ¿qué cantidad de cobre esperaría usted obtener al final de la secuencia de reacciones?
2. Clasifique cada una de las reacciones anteriores de acuerdo a los tipos de oxidoreducción y sustitución (precipitación y neutralización).
3. ¿Representan los procesos siguientes un cambio físico o un cambio químico? ¿Por qué?
 - Un tazón de vidrio que cae al piso.
 - Una bicicleta es empujada hasta la cima de una colina.
 - Hidrógeno y oxígeno gaseoso que explotan con un fuerte sonido cuando se encienden y producen agua.
 - Una corriente eléctrica descompone agua en hidrógeno y oxígeno.
 - Evaporación del alcohol que es volátil.
 - Una muestra de sal de mesa que se disuelve en un vaso de agua.
4. En los seres vivos, dé cinco ejemplos de cambios químicos y físicos



PRÁCTICA Nº 5 CONCENTRACION EN PORCENTAJE DE LAS SOLUCIONES

I. INTRODUCCIÓN

Las soluciones son mezclas homogéneas de partículas de dos o más sustancias. Las soluciones pueden ser líquidas, gaseosas o sólidas, sin embargo las más comunes son las de sólidos en líquidos, las de líquidos en líquidos y las de gases en líquidos.

En las soluciones existe una sustancia que se disuelve y generalmente se encuentra en menor cantidad, esta se llama SOLUTO; por otro lado el medio en que se disuelve el soluto se llama SOLVENTE O DISOLVENTE.

El disolvente más común empleado es el agua, sin embargo en algunos casos también se utiliza etanol, glicerina, propilenglicol, isopropanol, cloroformo, acetona o éter sulfúrico.

El término concentración se refiere a la relación que existe entre el soluto y el solvente. La concentración de una solución nos da información acerca de la cantidad de soluto disuelto en un volumen dado de solución.

Así, la concentración es la cantidad de soluto que hay por cada determinado peso o volumen de disolvente o de solución. Esta relación se puede expresar tanto en unidades físicas como en unidades químicas. Entre las unidades químicas se encuentra la molaridad, molalidad, formalidad, normalidad, y entre las unidades físicas las más comunes son %p/p, % p/v, % v/v, g/L, ppm.

Frecuentemente es necesario “diluir una solución”, es decir, agregar un disolvente, para rebajar o disminuir su concentración. El disolvente añadido recibe el nombre de diluyente y puede ser cualquier líquido miscible con la solución. Indudablemente el diluyente más utilizado es el agua. Al efectuar la dilución se aumenta el volumen de la solución que se diluye, la cantidad de soluto se conserva, por lo tanto, se disminuye la concentración de la solución.

El plasma humano es una mezcla homogénea de nutrientes como glucosa, proteínas, lípidos y electrolitos, estos se encuentran dentro de un rango de concentraciones fisiológicas denominadas valores o concentraciones de referencia. Cuando se detectan alteraciones de estos valores puede ser un indicativo de alteraciones metabólicas y a menudo estos datos son utilizados por los médicos como ayudas diagnósticas.



II. OBJETIVOS

Objetivo General

- Aplicar los métodos más comunes para preparar soluciones y diluciones de diferentes tipos de manera que se adquieran las destrezas necesarias en el desempeño profesional en el laboratorio clínico, veterinario e industrial.

Objetivos Específicos

- Identificar las principales formas de expresar la concentración en unidades físicas y Químicas de las soluciones.
- Aplicar formulas y realizar cálculos para preparar soluciones a diferentes concentraciones.

III. EQUIPOS, MATERIALES Y REACTIVOS

- Vaso precipitado de 250ml.
- Probeta de 250 ml.
- Balón aforado de 250 ml.
- Espátula.
- Frasco lavador.
- Balanza.
- Vidrio de reloj.
- NaCl comercial y otras sales disponibles en el laboratorio.
- Agua destilada.

IV. PROCEDIMIENTO

PREPARACIÓN DE UNA SOLUCIÓN CLORURO DE SODIO EN UNIDADES FÍSICAS:

1. Tome una probeta graduada limpia de 100 ml y pésela en una balanza (tarado).
2. Al peso anterior añádale 100 g en la escala de la balanza (peso bruto).
3. Coloque nuevamente la probeta en la balanza, añada 14 g de NaCl; agréguele agua hasta 80 ml y agite hasta que se disuelva la sal. Complete el volumen hasta que la balanza quede equilibrada. Ya está preparada la solución.
4. Preparación de 100 ml de una solución 1.5% p/v de Cloruro de sodio en agua.
5. Pese en una balanza 1.5 g de NaCl, disuélvalos en una pequeña cantidad de agua destilada.
6. Trasvase el contenido a un balón aforado de 100 ml con la ayuda de un embudo, procurando que todo el cloruro de sodio pase al balón.
7. Complete el volumen hasta el aforo con agua destilada, tape el balón y agite invirtiéndolo varias veces.



V. TALLER

1. Realizar un cuadro comparativo de los diferentes procedimientos para preparar las soluciones en unidades físicas y químicas teniendo en cuenta los siguientes aspectos:
 - Formulas.
 - Cálculos.
 - Unidades.
2. La solución salina es ampliamente utilizadas en medicina, investiga cual el valor de concentración de esta solución, en qué unidades se expresa y cuáles son sus principales usos.
3. ¿Qué pasaría si a un paciente se le aplicara un medicamento con agua destilada en vez de solución salina?
4. Investiga los valores normales en sangre de las siguientes sustancias y exprésalas en submúltiplos de las mismas.
 - Glucosa.
 - Proteínas.
 - Colesterol.
 - Sodio.
 - Potasio.
 - Urea.
 - Triglicéridos.
5. ¿Qué pasaría si las sustancias anteriores se encontraran fuera de su rango normal de concentraciones?



PRÁCTICA N° 6 CONCENTRACIÓN QUÍMICA DE LAS SOLUCIONES

I. INTRODUCCIÓN

La concentración de las soluciones también se puede expresar indicando la cantidad del soluto en unidades químicas como moles y número de equivalentes – gramos. Así tenemos: Molaridad (M), Molalidad (m), Normalidad (N), Osmolalidad (Osm).

$$\text{Molaridad: } \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de moles de soluto: } \frac{\text{Gramos}}{\text{PM}}$$

$$\text{Molalidad: } \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{Kg de solvente}}$$

$$\text{Normalidad: } \frac{\text{N}^\circ \text{ equivalente en gr de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

II. OBJETIVOS

Objetivo General

- Aplicar los conceptos de molaridad y normalidad en la preparación de soluciones.

Objetivos Específicos

- Identificar las principales formas de expresar la concentración en unidades Químicas de las soluciones.
- Aplicar formulas y realizar cálculos para preparar soluciones a diferentes concentraciones.

III. EQUIPOS, MATERIALES Y REACTIVOS

- Vaso precipitado de 250ml.
- Probeta de 250 ml.
- Balón aforado de 250 ml.
- Espátula.
- Frasco lavador.
- Balanza.
- Vidrio de reloj.
- NaCl comercial y otras sales disponibles en el laboratorio.
- Agua destilada.

IV. PROCEDIMIENTO.

Preparación de 100 ml de una solución 2,0 M de cloruro de sodio. Primero se determinan los gramos utilizando la fórmula: $W = M \cdot V \cdot PM$ y luego esta masa de NaCl se disuelve en un Beaker con 40 ml de agua. Posteriormente, con la ayuda del embudo, se agrega en el matraz y se completa con agua hasta el aforo.



Preparar 250ml de H_2SO_4 , 0,09M, describa en detalle el procedimiento que utilizaría.

V. TALLER

1. ¿Por qué las soluciones preparadas de una concentración conocida se deben guardar en un frasco tapado?
2. ¿Cuál es el porcentaje en peso de hidróxido de sodio en una solución que se prepara disolviendo 8.00 gramos de NaOH en 50.0g de agua?
3. ¿Qué peso de NaOH se necesita para preparar 500ml de solución 0.1 M?
4. ¿Qué cuidado se debe tener en la preparación y conservación de una solución de NaOH de concentración conocida?
5. Describa el procedimiento que utilizaría en la preparación de una solución, 1 normal de ácido sulfúrico.



PRÁCTICA N° 7 PREPARACIÓN DE SOLUCIONES POR DILUCIÓN

I. INTRODUCCIÓN

Frecuentemente es necesario diluir una solución, es decir, agregar un solvente para disminuir su concentración. Al efectuar una dilución, aumenta el volumen de solución que se diluye y se conserva la misma cantidad de soluto, por consiguiente, disminuye la concentración de la solución. Por ejemplo, al diluir 100ml de solución al 10% hasta 500ml, si no hay concentración de volumen debemos añadir 400ml de agua. Con respecto al nuevo volumen de solución, la concentración es ahora 10gr de soluto en 500ml de solución, es decir, 2%. La conclusión importante es que la concentración disminuye inversamente proporcional al aumento de volumen.

Las diluciones son indispensables en muchos casos y se realizan en los laboratorios para diluir soluciones reactiva; en la industria para diluir algunos productos o materias primas y en las clínicas u hospitales para diluir algunos medicamentos.

FÓRMULA

$$Cc \cdot Vc = Cd \cdot Vd.$$

Cc = Concentración de la solución concentrada.

Vc = Volumen de la solución concentrada.

Cd = Concentración de la solución diluida.

Vd = Volumen de la solución diluida

II. OBJETIVOS

Objetivo General

- Preparar soluciones mediante el método de dilución.

Objetivos Específicos

- Analizar los pasos requeridos para preparar soluciones por dilución.
- Reconocer la importancia de las disoluciones en el campo de las ciencias de la salud.



III. EQUIPOS, MATERIALES Y REACTIVOS

- Vaso precipitado de 250ml.
- Probeta de 250 ml.
- Balón aforado de 250 ml.
- Espátula.
- Frasco lavador.
- Balanza.
- Vidrio de reloj.
- NaCl comercial y otras sales disponibles en el laboratorio.
- Agua destilada.

IV. PROCEDIMIENTO.

Preparar 250ml de una solución 4% p/v de Hipoclorito de Sodio a partir de una solución previamente preparada al 13% p/v.

Preparar 100 ml de una solución al 5% p/v de Cloruro de Sodio y a partir de ésta preparar 250 ml de una solución 0,5% p/v de este soluto.

V. TALLER

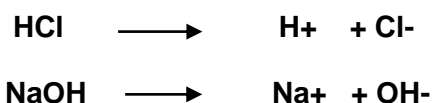
1. ¿Qué aplicación tiene esta práctica en el área de la salud?
2. Cite ejemplos de cálculo de dosis en los que se puede emplear la concentración de soluciones por dilución.
3. Prepara 400 ml de una solución de KOH al 0,5 Normal a partir de una solución al 2 Normal.



PRÁCTICA N° 8 MEDIDA DEL PH DE ALGUNOS ÁCIDOS, BASES Y SALES

I. INTRODUCCIÓN

La forma más sencilla, aunque no tan exacta de definir ácidos y bases es la formulada por el químico sueco Arrhenius: los ácidos son sustancias que se ionizan en agua para formar iones H^+ ; las bases son sustancias que se ionizan en agua para formar iones OH^- . Ionización significa separación de iones. Los ejemplos clásicos que muestran lo anterior son el HCl y el $NaOH$, estas dos sustancias en agua sufren la siguiente ionización:



En ambas sustancias se cumple con precisión la definición de Arrhenius.

Siempre que una sustancia al disolverse en agua, desprende iones de hidronio (H^+), crea soluciones ácidas debido a la aparición de tales iones en el medio; de igual forma, siempre en una sustancia al disolverse en agua, libera o permite la aparición de iones hidroxilos (OH^-) en el medio, genera una solución básica.

El grado de acidez o basicidad de una solución, se expresa en términos de pH, que es una forma sencilla de representar la concentración molar de los iones de hidronio en solución, matemáticamente pH se define como el logaritmo negativo de la concentración molar de iones de hidronio; el instrumento que se utiliza para realizar la medición de pH se denomina potenciómetro, éste se puede utilizar para determinar el pH de la sangre, orina y otras mezclas coloridas o complejas.

El procedimiento más sencillo y fácil para medir el pH de un líquido consiste en el uso de los papeles indicadores. En el comercio se encuentran muchas variedades de papeles. El papel Tornasol sirve únicamente para determinar si un líquido es alcalino (Se vuelve Azul) o si es ácido (Se vuelve rojo). Los demás papeles miden el pH con aproximaciones de 0.5 unidad y los hay especiales que miden cada 0.2 unidades.

Los papeles indicadores generalmente se suministran en estuches de plástico en forma de tiras o rollos que contienen una carta cromática que muestra los colores típicos que pueden tomar a los distintos valores de pH. Muchos de estos papeles se preparan usando indicadores tales como el Bromocresol verde, clorofenol rojo, timol azul, etc.

II. OBJETIVOS

Objetivo General

- Aprender a determinar el pH de diferentes soluciones utilizando los materiales y reactivos apropiados que permitan clasificar en neutras, ácidas o básicas.



Objetivos Específicos

- Clasificar las soluciones en ácidas o básicas de acuerdo a su reacción con papel tornasol.
- Determinar el valor de pH aproximado utilizando papel indicador universal.
- Comprender la importancia de pH en los sistemas biológicos

III. EQUIPOS, MATERIALES Y REACTIVOS

- Vaso de precipitado de 250 ml.
- Agitador.
- Erlenmeyer de 250 ml.
- Pipetas de 5 ml.
- Pipeteadores.
- Indicador Universal.
- Papel tornasol rojo.
- Papel tornasol azul.
- Solución de hidróxido de sodio 0,5M.
- Solución de ácido acético 0.5N.
- Coca-Cola*.
- Leche*.
- Jugo de limón*.
- Frutiño*.
- Agua destilada.

Nota: Los que tiene el asterisco deben ser traídos por los estudiantes.

IV. PROCEDIMIENTO.

- Mediante el papel tornasol rojo y azul clasificará las diferentes soluciones.
- Mediante soluciones indicadoras de pH, los estudiantes clasifican las sustancias en ácidas o básicas.
- Utilizando el Papel indicador Universal los estudiantes deben determinar el pH de las diferentes soluciones entregadas por el docente.
- Utilizando un pH metro se determinara el valor de pH de las diferentes soluciones

V. TALLER

1. Realice un esquema que representa lo realizado en la práctica para la identificación de las sustancias y el valor aproximado y exacto del pH, analice cada uno de los resultados obtenidos y plantee discusiones sobre los mismos.
2. Investigue la utilidad e importancia de la determinación del pH en el análisis en el laboratorio clínico.
3. Describa el otro método existente para la determinación del pH.



4. Escriba la fórmula matemática para la determinación del pH de una solución y resuelva los siguientes ejercicios:
5. ¿Cuál es el pH de una muestra de bilis que tiene una $[H^+]$ de 1.0×10^{-8} M? ¿Esta muestra es ácida o básica?
6. Calcule el pH de una solución con una $[H^+]$ de 4.5×10^{-3} M.
7. ¿Cuál es el pH fisiológico de: sangre, líquido cefalorraquídeo, orina, estomago?
8. Investigue qué relación existe entre los estados de acidosis y alcalosis en el ser humano con el pH.



PRÁCTICA N°9 TITULACIÓN ÁCIDO-BASE. DETERMINACIÓN DEL CONTENIDO DE ÁCIDO ACÉTICO EN EL VINAGRE.

I. INTRODUCCIÓN

Una titulación ácido-base es una técnica en la cual la cantidad de ácido o de base de una muestra es determinada mediante un proceso de neutralización. Si la muestra es de carácter ácido, se neutraliza con una base, o viceversa, si la muestra es una base se neutraliza con un ácido.

En teoría, cuando la cantidad de base y ácido se hacen iguales, se dice que la muestra ha sido neutralizada, y es conocido como punto de equivalencia. Para detectar esta situación en química se utilizan las soluciones indicadoras. Una vez efectuada la titulación, se emplean los volúmenes de ácido y base requeridos para la neutralización, junto con la concentración conocida de la base estándar, para calcular la concentración desconocida de ácido.

En los sistemas orgánicos, como los seres humanos, controlar las variaciones de pH es vital para el normal funcionamiento de las células, dado que el metabolismo genera sustancias de carácter ácido y básico es necesario que se disponga de unos mecanismos biológicos para evitar variaciones bruscas de pH a corto y largo plazo. Es decir en nuestro organismo ocurren reacciones de neutralización natural que ayudan a preservar la vida.

II. OBJETIVOS

Objetivo General

- Aplicar los fundamentos teóricos de la titulación ácido base en el laboratorio de química para cuantificar la cantidad de ácido acético presente en una muestra de vinagre.

Objetivos Específicos

- Aplicar procedimientos de laboratorio para determinar la cantidad de base o ácido de una muestra.
- Visualizar la importancia de las reacciones de neutralización en los seres vivos.

III. EQUIPOS, MATERIALES Y REACTIVOS

- Soporte Universal.
- Pinza para bureta.
- Erlenmeyer de 100 ml.
- Pipeta de 5 ml.
- Vaso precipitado.
- Solución de hidróxido de sodio 0.1 N y 1 N.
- Fenolftaleína.



- Muestra de jugo cítrico o vinagre.
- Agua destilada.
- Ácido acético.

IV. PROCEDIMIENTO.

Parte I. Cálculo de la normalidad de una solución de NaOH

Arme el conjunto para titulación, vierta en un Erlenmeyer 10 ml de ácido clorhídrico 0.1 normal y agréguele dos gotas de fenolftaleína; agregue 25 ml de hidróxido de sodio en la bureta.

Abra la llave de la bureta lentamente y deje caer el hidróxido en el Erlenmeyer hasta que ocurra el cambio de coloración total de incoloro a violeta. Determine la concentración de hidróxido de sodio.

Parte II. Cálculo de la concentración de ácido acético presente en el vinagre.

Arme el conjunto para titulación. Vierta en el Erlenmeyer 5 ml de vinagre y dos gotas de fenolftaleína, deje caer gota a gota el hidróxido de sodio hasta que se dé el cambio de coloración. Determine la concentración del ácido teniendo en cuenta la concentración de la base obtenida en el procedimiento anterior.

V. TALLER

1. Averigüe sobre la importancia y aplicación de esta práctica sobre titulación o valoración en su práctica profesional.
2. Calcule la Normalidad de la solución de ácido sulfúrico de un acumulador de automóvil si 42.11 ml de NaOH 1.923 M. neutralizan 22.53 ml del ácido.
3. ¿Qué son soluciones amortiguadoras?
4. ¿Cuáles son y cómo funcionan los principales amortiguadores biológicos?



PRÁCTICA N°10 ALCOHOLES, FENOLES Y ÉTERES

I. INTRODUCCIÓN

Acciones farmacológicas del alcohol.

- Lesiona las células al deshidratar y precipitar su protoplasma, por lo cual obra como astringente.
- Causa enfriamiento de la piel por evaporación y en ocasiones se utiliza para calmar la fiebre. Si se fricciona sobre la piel causa ardor y enrojecimiento.
- Es irritante de las mucosas.
- Tiene acción bacteriana (es antiséptico y desinfectante).
- Cuando se aplica el alcohol a heridas graves no solo aumenta la lesión sino que forma un coagulo debajo del cual pueden proliferar las bacterias. En consecuencia, no se debe emplear para desinfectar heridas abiertas.

USOS DE LOS ALCOHOLES

- **Metanol:** como disolvente de barnices, lacas, etc., en síntesis de formaldehído y colorantes. En perfumería.
- **Etanol:** en la fabricación de bebidas alcohólicas. En la síntesis de ácido acético y acetaldehído. En la fabricación de barnices y resinas. Como anticongelante en automóviles. En farmacia como vehículo (solvente) en soluciones, jarabes, etc. Para extraer principio activos e plantas. En perfumería.
- **Isopropílico:** como disolvente. En la fabricación de geles y otros productos farmacéuticos, como lociones y cremas.
- **Alílico:** en síntesis orgánica de ácido acrílico y acroleína
- **Bencílico:** en perfumería y como disolvente de productos derivados de la celulosa.
- **Cinámico y heptílico:** en perfumería.
- **Butílico:** como disolvente y en la fabricación de plásticos, pinturas y barnices.
- **Etanodiol:** como anticoagulante y en la fabricación de polímeros.
- **Linalol:** en perfumería.
- **Propilenglicol:** muy utilizado en farmacia como solvente para la fabricación de jarabes, suspensiones y emulsiones.
- **Mentol:** en perfumería y tratamiento de la tos.
- **Glicerina:** en la fabricación e adhesivos y pinturas. En alimentos, medicamentos y cosméticos. En la fabricación de explosivos como la nitroglicerina.



USOS DE ALGUNOS FENOLES

- **Fenol:** en la fabricación de insecticidas, colorantes. En la fabricación de resinas y plásticos fenólicos. Como desinfectante para limpiar mesones y material de microbiología.
- **Pentaclorofenol:** como herbicida, fungicida y preservativo de la madera.
- **Butil hidroxianisol y butil hidroxitolueno:** tienen uso muy generalizado como antioxidante en gasolina, aceites lubricantes. Antioxidante en alimentos y medicamentos.
- **Cresoles:** como desinfectante y en síntesis de otros compuestos orgánicos.
- **Pirogalol:** Como revelador fotográfico.

Son muchos los alcoholes y fenoles presentes en las plantas. Entre los fenoles más conocidos está el eugenol que se extrae de la planta de clavo (*Eugenia caryophyllat*). El olor de los clavos usados para condimentar en la cocina es muy parecido al de los consultorios odontológicos. Esto se debe a que el eugenol, responsable de ese aroma, es muy usado en odontología por su acción antiséptica y cáustica y, mezclado con el óxido de zinc, se usa para obturar o tapar cavidades producidas por las caries en los dientes.

OTROS ALCOHOLES Y FENOLES EN LA NATURALEZA

El mentol se extrae de la planta *Menta piperita* y se usa mucho en ungüentos y linimentos para tratar dolores musculares; además, para fabricar los cigarrillos mentolados, en perfumería y en inhaladores para combatir la tos.

Algunos alcoholes, como el linalol obtenido de la planta de albahaca, el geraniol y el borneol de una planta herbácea llamada coriandro, se utilizan en perfumería por su agradable aroma. Por su parte, el carvaerol, un fenol, es extraído del orégano y tiene amplio uso como desinfectante y en síntesis de otros componentes orgánicos.

Otro fenol, el timol, se encuentra en el aceite volátil de *Thymus vulgaris* y se usa en odontología como desinfectante. Los cresoles (fenoles) se obtienen del alquitrán de hulla; existen tres isómeros: los orto, meta y para cresoles; de acuerdo con las posiciones de los sustituyentes del anillo bencénico.

Antibióticos poliéteres: una forma en que las compañías farmacéuticas investigan nuevos fármacos es cultivando colonias de microorganismos en medios nutrientes y ensayando la actividad biológica de las sustancias producidas. Este método ha producido miles de antibióticos de los cuales han salido fármacos eficaces. Los antibióticos son por definición, tóxicos (anti="contra" y bios="vida"). Y la meta es encontrar sustancias que sean más tóxicas para los organismos infecciosos y menos para el huésped humano. Desde 1950 se han encontrado numerosos antibióticos poliéter por medio de la tecnología de la fermentación.



ÉTERES EN LA NATURALEZA.

Muchos éteres son apreciados por la industria de la perfumería debido a su agradable aroma. Se extraen de algunas plantas, como es el caso del eucalipto, obtenido de las hojas de árbol de eucalipto (*Eucalyptus globulus*). La vaporización de este material vegetal ha sido utilizada desde hace mucho tiempo para tratar afecciones bronquiales, tos y resfriados.

El anetol se extrae del anís, planta de la familia y se utiliza en perfumería, como saborizante en cremas dentales, en fotografía y también por su acción expectorante.

II. OBJETIVOS

Objetivo general

- Conocer algunas propiedades físicas de alcoholes, fenol ordinario y éter etílico.

Objetivos específicos

- Comprobar experimentalmente algunas propiedades químicas de los alcoholes, del fenol y del éter etílico.
- Identificar las utilidades clínicas del alcohol.

III. MATERIALES Y REACTIVOS

- Tubos de ensayo.
- Pera.
- Lámpara de alcohol.
- Pipeta graduada.
- Gradilla de madera.
- Tapones de caucho para tubos de ensayo.
- Agitador de vidrio.
- Cápsula de porcelana.
- Espátula.
- Pinzas de madera.
- Ácido acético.
- Etanol.
- Sodio.
- Éter etílico.
- Dicromato de potasio.
- 2 Propanol.
- Ácido sulfúrico concentrado.
- Terbutanol.
- Reactivo de Lucas.
- Cloruro férrico.
- Fenol.

IV. PROCEDIMIENTO

1. a) **Reacción con sodio:** disponga de tres tubos de ensayo y agregue al tubo No. 1 dos ml de etanol, al 2 dos ml de dos propanol y al 3 dos ml de terbutanol, a cada uno vierta un trocito de sodio del tamaño de un grano de arroz observe y anote.



b) En un tubo de ensayo coloque 5 ml de solución saturada de dicromato de potasio, añada medio ml de ácido sulfúrico concentrado y 1 ml de etanol; caliente suavemente con la lámpara de alcohol. Perciba el olor del producto (primer grado de oxidación del etanol) y observe el cambio de color. Anote.

c) **Prueba de Lucas:** Disponga en la gradilla 3 tubos de ensayo limpios y secos; al primero agregue 5-6 gotas de etanol, al segundo la misma cantidad de 2 propanol y al tercero igual cantidad de terbutanol, tápelos con tapón de caucho inmediatamente después de la adición. Añada a cada tubo 2 ml. de reactivo Lucas, tape el tubo y agite fuertemente. Deje en reposo y observe atentamente el enturbamiento de alguna de las soluciones y la aparición de gotas oleosas en la superficie por formación del haluro de alquilo. Anote el tiempo necesario para la formación en un lapso de 10 minutos.

El reactivo Lucas (solución saturada de cloruro de zinc anhidro en ácido clorhídrico concentrado) debe prepararse en el momento de su empleo. Si existe duda entre alcoholes terciarios y secundarios, mezcle 3 gotas del alcohol con 2 ml de HCl concentrado. En esas condiciones no reaccionan los alcoholes secundarios, en cambio los terciarios producen el haluro antes de 10 minutos.

d) **Esterificación:** en un tubo de ensayo mezcle 1 ml de ácido acético, 1 ml. de alcohol etílico y 1 ml H₂ SO₄. Caliente suavemente por 2 minutos y vierta en un vaso de precipitados con 100 ml de agua. Observe y perciba el olor.

2. En un tubo de ensayo con 2 ml de agua, agregue 2 cristallitos de fenol; añada 3 gotas de solución acuosa de cloruro férrico al 2,5%. Observe cualquier cambio de coloración o la formación de un precipitado.

3. a. Coloque en el dorso de la mano 2 gotas de Éter, observe su rápida evaporación y el frío producido.
- b. En una cápsula de porcelana 1 ml de éter, enciéndalo. Observe.

V. TALLER DE PREGUNTAS

1. Escriba las ecuaciones correspondientes a las reacciones ocurridas en 1-b y 1-c.
2. Consulte qué limitaciones tiene la prueba de Lucas para alcoholes.
3. Cuáles son los efectos que produce el consumo del alcohol en el hombre.



PRÁCTICA Nº 11 ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

I. INTRODUCCIÓN

Los ácidos carboxílicos ocupan un lugar central entre los derivados de acilo. Algunos ejemplos importantes son el ácido cólico uno de los componentes de la bilis humana y los ácidos salifáticos de cadena larga, como el oleico y el linoleico, precursores biológicos de algunos lípidos.

También se encuentran en la naturaleza muchos ácidos carboxílicos simples como el ácido acético, principal componente del vinagre, el ácido butanoico que le da el olor a la mantequilla, el fórmico que tienen las hormigas.

Una de las clases de compuestos que se usan biológicamente son las prostaglandinas. Estas familias de ácidos se presentan en cantidades pequeñas en los tejidos y líquidos fisiológicos del hombre y los animales. Las prostaglandinas desempeñan múltiples funciones. Entre ellas tenemos: reducen la presión arterial, influyen en la agregación plaquetaria durante la coagulación, reducen las secreciones gástricas, controlan la inflamación, participan en el funcionamiento renal, influyen en los aparatos reproductores, estimulan las contracciones uterinas durante el parto.

USOS MÁS COMUNES DE LOS ÁCIDOS CARBOXILICOS

- *Fórmico*: se emplea como agente para precipitar el látex del caucho.
- *Acético*: se usa en la elaboración a nivel de perfumes, plásticos y productos farmacéuticos. Es el principio activo del vinagre.
- *Cítrico*: es empleado en la elaboración de bebidas refrescantes, como aditivo en alimentos, para ajustar el pH de jarabes, suspensiones, champús, en farmacia. Se usa para tintorería.
- *Propiónico*: sus sales del calcio y cesio (propionatos) se emplean como preservativos (los que evitan el ataque de microorganismos) de alimentos como el queso.
- *Esteárico*: se usa en la fabricación de velas, cosméticos, cremas y otros.
- *Láurico*: es empleado para fabricar plastificadores y detergentes.
- *Tartárico*: es usado en el estampado de tejidos, para hacer caramelos y bebidas.
- *Gálico*: se emplea en la fabricación de tintas.
- *Benzoico*: usado para la conversión de alimentos, como mermeladas (protege contra hongos). También en síntesis de colorantes, como anilinas.
- *Caprílico*: se emplea como fungicida, en la elaboración de cremas y champús.
- *Butírico*: permite esterificar la celulosa.
- *Para-aminobenzoico*: es muy empleado para bloquear los rayos ultravioleta del sol, en lociones y cremas, entre ellas algunas bronceadoras.



- *Malónico*: al reaccionar con urea forman barbitúricos, fármacos usados en el tratamiento de la epilepsia.
- *Mirísitico*: para producir jabones cosméticos
- *Adípico*: forma el nilón al reaccionar con la hexametilendiamina
- *Undecilénico*: se usa en la fabricación de perfumes y resinas sintéticas.
- *Pícrico*: permite preparar explosivos como la pólvora y es usado en el tratamiento de heridas.
- *Tánico*: para la fabricación de tintas.
- *Fórmico*: se usa como conservador de alimentos, en el teñido de telas y en la industria textil y de cueros.
- *Fumárico* e *itaconico*: es un agente humectante y para manufactura de resinas alquídicas.
- *Glucónico*: en la industria textil, curtido de cueros. En la fotografía y en la industria farmacéutica.
- *Láctico*: se usa en productos farmacéuticos y alimentos
- *Ácido acrílico*: en la manufactura de plásticos.
- *Ácido linoleico*: para fabricar pinturas, vitaminas y agentes emulsificantes.
- *Ricinoleico*: se usa en la industria textil.
- *Ácido nicotínico (niacina)*: vitamina, constituyente de la dieta evita la enfermedad llamada pelagra (piel áspera)

II. OBJETIVOS

Objetivo general

- Comprobar experimentalmente algunas propiedades físicas de los ácidos carboxílicos más comunes y de sus derivados funcionales más importantes.

Objetivos específicos

- Caracterizar ácidos carboxílicos y sus derivados funcionales mediante reacciones típicas.
- Describir las propiedades químicas y físicas de los ácidos carboxílicos.

III. MATERIALES Y REACTIVOS

MATERIALES

Vidrio de reloj.
Pipeta graduada.
Tubos de ensayo.
Lámpara de alcohol.
Mechero de gas.
Agitador de vidrio.
Espátula.

REACTIVOS

Papel tornasol azul.
Ácido fórmico.
Ácido acético.
Hidróxido de amonio.
Nitrato de plata.
Permanganato de potasio.
Ácido sulfúrico concentrado.



Bicarbonato de sodio.

Acetato de sodio.

Cloruro férrico.

Etanol.

Alcohol amílico.

IV. PROCEDIMIENTO.

1. a) Acción sobre el tornasol: en un vidrio de reloj coloque 2 tirillas de papel tornasol azul; deje caer sobre una de ellas una gota de ácido fórmico, y sobre la otra, una gota de ácido acético. ¿Qué observa?
 - b) Poder reductor: en un tubo de ensayo vierta medio ml de ácido fórmico, neutralice agregando cuidadosamente gotas de hidróxido de amonio diluido; añada unas gotas de nitrato de plata, caliente suavemente. ¿Qué sucede? Repita el ensayo con ácido acético. Compare los resultados. ¿Conclusión?
 - c) En un tubo de ensayo coloque medio ml de solución diluida de permanganato de potasio acidulada con H_2SO_4 ; agregue gotas de ácido metanoico. Observe y explique.
2. a) En un vidrio de reloj coloque un mililitro de solución al 5% de bicarbonato de sodio, añada una o dos gotas de ácido acético. ¿qué sucede?
 - b) En un tubo de ensayo coloque un gramo de acetato de sodio y cinco mililitros de agua, agite hasta disolución y agregue tres gotas de solución de cloruro férrico. ¿Qué observa? Caliente la solución. ¿Qué cambio ocurre?
 - c) En un tubo de ensayo vierta un gramo de acetato de sodio, un mililitro de alcohol amílico y un mililitro de ácido sulfúrico. Caliente suavemente y perciba el olor del éster formado.

V. TALLER DE PREGUNTAS

- 1) ¿Qué gas se desprende en el inciso 2 a?
- 2) Escriba las ecuaciones de las reacciones que ocurren en 2-b y 2-c.
- 3) Explique la importancia de los ácidos ascórbico y lácteo en una página para cada uno.



BIBLIOGRAFÍA

1. Alvear Sedan CC. Bioquímica humana de las bases a la ciencia. Cartagena: Universidad de Cartagena. 2007.
2. Garzón G. Fundamentos de Química General Serie Schaw. 2ª ed. México: Editorial Mc. Graw-Hill. 2004.
3. Hill JW, Kolb DK. Química para el nuevo milenio. México: Editorial Prentice May Hispanoamericana. 1999.
4. Atkins P, Jones L. Principios de Química. 3ª ed. México. Editorial médica Panamericana. 2010.
5. Mathews C, Holde KE, Ahern K. Bioquímica. 3ª ed. Madrid: Pearson Addison Wesley. 2002.
6. Salway JG. Medical Biochemistry at a Glance. 3 ed. Editorial Wiley Blackwell. 2012.



CORPORACIÓN UNIVERSITARIA RAFAEL NÚÑEZ

Campus Cartagena
Centro Comercial Pasaje de la Moneda
Cra. 8B #8-56
Tel. 6517088 Ext 1202

Campus Barranquilla
Cra 54 #66-54
Tel. (5) 3602197 Ext 110

www.curn.edu.co

Institución Universitaria | Vigilada Mineducación
Reconocimiento personería jurídica: Resolución 6644 del 5 de junio de 1985 Mineducación.

