



CORPORACIÓN UNIVERSITARIA  
**RAFAEL NÚÑEZ**  
PARA QUE TU DESARROLLO CONTINÚE SU MARCHA

---

GUÍA DE LABORATORIO  
DE QUÍMICA  
I SEMESTRE

Benito Cano Acevedo

QF U de C, Esp en Bioquímica Clínica

---

Facultad de Ciencias de la Salud  
Programa de Bacteriología





© **Corporación Universitaria Rafael Núñez**  
Institución Universitaria | Vigilada Mineducación  
2018  
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 Bacteriología**

Rosana de la Torre Barboza

**Director de Biblioteca Miguel Henríquez Castañeda-Cartagena**

Luis Fernando Rodríguez L.

**Revisión técnica disciplinar**

Elayne Flórez Julio

Eliana Buelvas Pereira

**Revisión y corrección de estilo**

Zarina Durango Herazo

**Autor**

Benito Cano Acevedo



## Tabla de contenido

Presentación .....	4
Normas generales de bioseguridad en el laboratorio.....	5
Plan de trabajo.....	7
Materiales para todas las clases.....	8
Informe de laboratorio.....	9
Práctica N°1.....	11
Práctica N°2.....	15
Práctica N°3.....	18
Práctica N°4.....	20
Práctica N°5.....	24
Práctica N°6.....	28
Práctica N°7.....	33
Práctica N°8.....	36
Práctica N°9.....	38
Práctica N°10.....	42
Bibliografía	



## 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: **físicos y químicos.**

La química es una ciencia experimental, es decir a través de las experiencias las observaciones deben ser contrastada y comprobadas, solo de esta forma se pueden aceptar después como teorías y leyes que hará 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 Bacteriología.

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 el espíritu científico que les permitirá desempeñarse en un laboratorio de acuerdo a las exigencia de la sociedad.

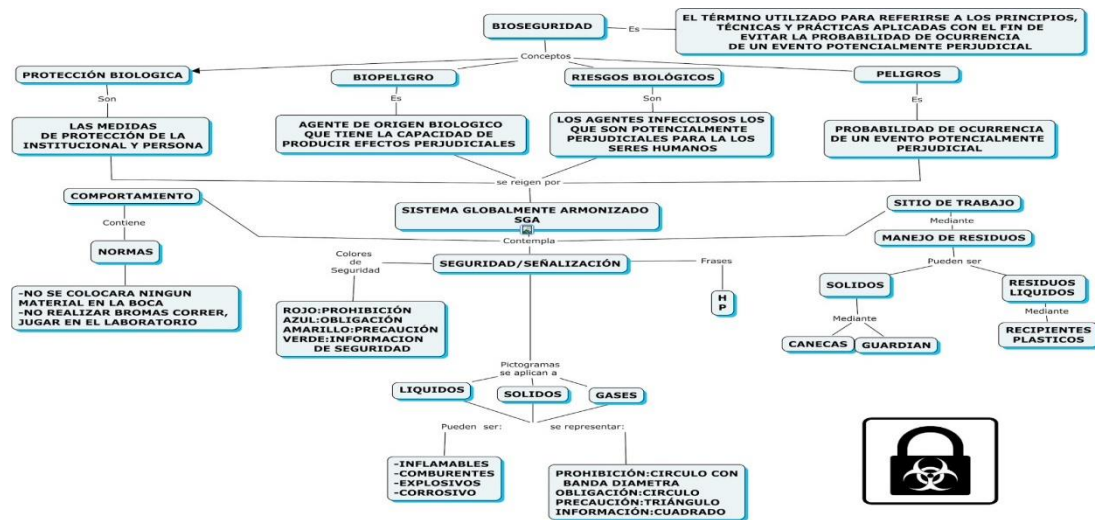


Además de los principios propios de la química también en el presente manual se revisan, como punto de partida, las normas de seguridad en el laboratorio y, algunos principios básicos relacionados con el manejo de desechos, lo que contribuye a que el estudiante adquiera además nuevas concepciones que 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.

Tomado de: <http://docencia.udea.edu.co/lms/moodle/course/info.php?id=483>



Tomado de: <http://julieth-leyton.blogspot.com.co/2012/11/mapa-conceptual-completo-de-bioseguridad.html>

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 y 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 centrifuga 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 preguntar 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 numero 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/o 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.

## **LABORATORIO Nº 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 de 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 a el material del cual están elaborados y usos.



## PRÁCTICA N° 2 MEDIDAS DE MASA

### I. INTRODUCCIÓN

La **masa** es una **propiedad fundamental** de la materia, esta se define como la cantidad de sustancia que tienen los cuerpos, en química medir esta propiedad es uno de los procedimientos que a diario se realizan en el laboratorio por ser la química una ciencia experimental que debe controlar con gran precisión y exactitud el desarrollo de los procesos.

La unidad básica de masa del **sistema internacional de medida** es el kilogramo (Kg), también se puede expresar en submúltiplos como son el gramo, miligramo, microgramo, etc.

Cuando se hacen varias mediciones que concuerdan mucho, se dice que tienen buena **precisión**, por otro lado, la **exactitud** se relaciona con el grado de concordancia de las mediciones con el valor verdadero.

Uno de los instrumentos más importantes en el laboratorio de química es la **balanza** con la que se pueden pesar materiales con gran **exactitud y precisión**. Hoy en día se conocen diversos tipos de balanzas. Existen balanzas cuya precisión es de orden de 0.0001 g. llamadas **balanzas de precisión o analíticas**, empleadas en química analítica; otras balanzas pesan con una precisión de solamente 0.1g.

### II.OBJETIVOS

#### OBJETIVO GENERAL

- Realizar de forma correcta el pesaje de diferentes sustancias y muestras empleando tanto la balanza digital como la balanza de plato o granatoria.

#### OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- Comprender y aplicar los conceptos de tarado, peso bruto y peso neto.
- Visualizar la importancia de la precisión y la exactitud en el pesado de sustancias.



### III. EQUIPOS, MATERIALES Y REACTIVOS

- Balanza de plato.
- Balanza digital.
- Vaso de precipitado de 250 mL
- Espátula.
- Monedas de diferentes nominaciones\*.
- Vidrio de reloj.
- Cloruro de sodio.
- Tapones de caucho.

### IV. PROCEDIMIENTO

- Antes de iniciar el proceso de pesada de sustancia tenga en cuenta las siguientes precauciones:
- Verifique que la balanza esta equilibrada, si no lo está, proceda a equilibrarla.
- Nunca coloque las sustancia químicas directamente sobre el platillo de pesada colóquelas primero sobre un papel de pesada o en un recipiente; así se evita la corrosión de los platillos.
- Limpie cualquier material que quede en la balanza o cerca de ella después de pesar.
- Antes de colocar o quitar objetos de la balanza, asegúrese de que la balanza esté en posición de descanso.
- El docente explicará a los estudiantes los pasos correctos que debe aplicar para el pesaje de diferentes sustancia y objetos, es estudiante debe anotar en su libreta el orden en que realizó el procedimiento, debe preguntar al docente sobre cualquier duda, una vez obtenidos los datos debe determinar la exactitud y precisión de sus pesadas.





Los resultados deben ser expresados en tablas donde se consignen todos los datos aplicados al procedimiento de pesada de sustancia como: tarado, peso bruto y peso neto.

Para calcular el peso neto de las sustancias utilice la siguiente formula

$$PN = PB - T$$

### MEDIDAS DE PRECISIÓN Y EXACTITUD

- Selección 5 monedas de la misma nominación (100, 200 ,500 pesos).
- Utilizando correctamente la balanza determine el peso de cada moneda.
- Tabule los resultados de acuerdo a las indicaciones del profesor.
- Determine si su balanza tiene precisión.
- Investigue el peso de la moneda según el Banco de la República.
- Determine si hubo exactitud.

### V. TALLER

1. Examine con cuidado la balanza e identifique sus diferentes partes. Lea y anote el peso total mostrado por las divisiones de cada uno de los brazos de la balanza.
2. Investigue Cuál es la diferencia entre una balanza granatorias y una balanza analítica.
3. ¿Qué sucedería si no se hace un buen tarado?
4. Cuál es la diferencia entre los conceptos de masa y peso. A partir de estos conceptos ¿Cómo cree usted que es la masa y el peso de un astronauta en la luna comparado con su masa y peso en la tierra?



## **PRÁCTICA Nº 3 MEDIDAS DE VOLUMEN**

### **I. INTRODUCCIÓN**

El volumen es una propiedad derivada de la materia y se define como el espacio que ocupan los cuerpos en el espacio.

La unidad fundamental de volumen en el SI es el Litro, que se define como el volumen ocupado por 1Kg de agua a la temperatura de máxima densidad y 1 atmósfera de presión. El mililitro (mL), que se puede usar indistintamente con el centímetro cúbico (cc), se define como la milésima parte del litro, y es la unidad que se suele emplear siempre que el litro representa un volumen excesivamente grande.

Para las mediciones precisas de volumen se dispone en el laboratorio de las pipetas, las buretas y los matraces aforados. Generalmente, las pipetas y las buretas están ideadas y aforadas para verter volúmenes determinados, mientras que los matraces aforados lo están para contener los volúmenes que indican.

Los vasos de precipitado, matraces y balones se utilizan para indicar solamente volúmenes aproximados. Generalmente se miden volúmenes en probetas graduadas, cuando se mida un volumen en una probeta, lea el punto sobre la escala graduada que coincide con la parte más baja de la superficie curva (llamada menisco) del líquido.

### **II. OBJETIVOS**

#### **OBJETIVO GENERAL**

- Realizar de forma correcta las medidas de volumen en diversos materiales volumétricos de laboratorio.

#### **OBJETIVOS ESPECÍFICOS**



- Seleccionar correctamente el material volumétrico de acuerdo a la exactitud deseada en la medida.
- Diferenciar un material volumétrico aforado de uno no aforado.

### **III. EQUIPOS, MATERIALES Y REACTIVOS.**

- Vaso de precipitado de 250 mL
- Erlenmeyer de 250 mL
- Probeta graduada de 250 mL
- Balones aforados de 250 ml
- Pipetas de 5 Y 10 mL graduadas y aforadas.
- Micro pipetas de 50, 500 y 1000 ul
- Tubo de ensayo.
- Pipeteadores.
- Agua destilada.

### **IV. PROCEDIMIENTO**

- Examine una probeta graduada de 250 mL y observe como está dividida. Realice un dibujo explicando el valor de cada división.
- Transfiera el agua de la probeta al Erlenmeyer de 250 ml, observe y anote lo observado.
- . Transfiera el agua del Erlenmeyer de 250 ml al balón aforado de 250 ml, observe y anote lo observado.
- Examine cómo están divididas las pipetas graduadas de 1, 5 y 10 ml. Realice un dibujo indicando el valor de cada división.
- Realice varias medidas de agua siguiendo las indicaciones del profesor.

### **MICROPIPETAS**



- Observe cuidadosamente las indicaciones del profesor, realice un dibujo de las diferentes Micropipetas.
- Identifique cada una de las partes de las Micropipetas y escriba sus funciones.
- Realice diferentes medidas con las Micropipetas, repita las experiencias varias veces.
- Anote en su libreta todo lo realizado en la práctica, aciertos, dificultades, etc.
- Realice unas conclusiones sobre lo aprendido.

## V. TALLER

1. ¿Cuál de éstos recipientes mide el volumen más exacto: a) Vaso de precipitado, b) Erlenmeyer, c) Cilindro graduado, d) Balón aforado.
2. ¿Usted puede medir 65 ml con un balón aforado? Explique.
3. ¿Por qué los recipientes aforados tienen el cuello delgado?
4. realice un cuadro comparativo de los diferentes materiales utilizados para medir volúmenes. indique su exactitud y precisión.

## PRÁCTICA Nº 4 DETERMINACIÓN DE LA DENSIDAD DE LÍQUIDOS Y SÓLIDOS IRREGULARES

### 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 ( $\text{g/cm}^3$ ).
- 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? De ejemplos. ¿Cuál de éstos, determinó usted en el experimento?
3. ¿Defina el principio que se aplica para determinar el volumen del solido irregular?
4. ¿Cuál es la aplicación del concepto de densidad para las ciencias de la salud



## **PRÁCTICA Nº 5 CAMBIOS QUÍMICOS**

### **I. INTRODUCCIÓN**

Las propiedades físicas de una sustancia, son aquellas cuya medición y observación no implica 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, la congelación, la evaporación, 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**

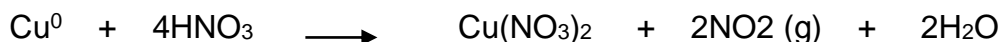
- 20 Tubos de ensayo grueso.
- 5 Pinzas de madera.
- 5 Vaso de precipitado de 50 mL
- 5 Embudo de vidrio.
- 5 aro metálico.
- 5 soporte universal.
- 5 agitador de vidrio.
- Ácido Nítrico concentrado.
- Hidróxido de sodio en escamas.
- Ácido sulfúrico concentrado.
- Ácido clorhídrico concentrado.
- Laminilla de magnesio.
- Agua destilada.

### **IV. PROCEDIMIENTO**

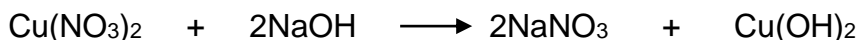
- Tome un alambrito de cobre, pésele e introdúzcalo en un tubo de ensayo grande, agregue 2 mL de  $\text{HNO}_3$  concentrado, no absorba los vapores desprendidos pues se trata de  $\text{NO}_2$  (Tóxico). Espere a que todo el cobre se haya disuelto, si la reacción se detiene agregue 0.5 mL de  $\text{HNO}_3$



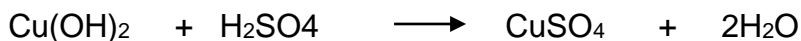
concentrado. La coloración azul verdosa indica la presencia de nitrato de cobre.



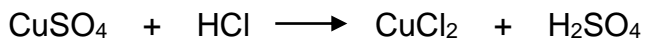
- traspase lo anterior a un vaso precipitado de 50 mL y Agregue gota a gota agitando solución 8 M de NaOH hasta que se forme un precipitado azul celeste permanente. Se trata de hidróxido de Cobre (II).



- 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  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , agregue gota a gota con agitación, solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  2 M, hasta disolver el precipitado. La solución azul es de sulfato de cobre.

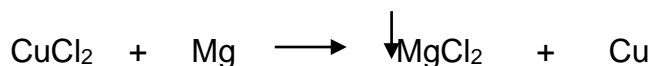


- A la solución anterior de sulfato de cobre, agregue gota a gota agitando solución de HCl 6 M, hasta el cambio de color indicativo de la formación de cloruro cúprico.





- 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 porque 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. ¿Representas 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, dar cinco ejemplos de cambios químicos y físicos.

## **PRÁCTICA Nº 6- PREPARACIÓN DE SOLUCIONES EN UNIDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS**

### **I. INTRODUCCIÓN**

Las soluciones son mezclas homogéneas de partículas de dos o más sustancias. Las soluciones pueden ser líquidas, gaseosas y 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 y 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 ESPECIFICOS**

- Identificar las principales formas de expresar la concentración en unidades físicas y químicas de las soluciones.
- Aplicar fórmulas 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.**

- Tome una probeta graduada limpia de 100 ml y pésela en una balanza(Tarado).
- Al peso anterior añádale 100 g en la escala de la balanza ( Peso bruto).
- 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.
- Preparación de 100 mL de una solución 1.5% p/v de Cloruro de sodio en agua.
- Pese en una balanza 1.5 g de NaCl, disuélvalos en una pequeña cantidad de agua destilada.
- Trasvase el contenido a un balón aforado de 100 mL con la ayuda de un embudo, procurando que todo el cloruro de sodio base al balón.



- Complete el volumen hasta el aforo con agua destilada, tape el balón y agite invirtiéndolo varias veces.

### **PREPARACIÓN DE SOLUCIONES DE CONCENTRACIÓN EXPRESADA EN UNIDADES QUÍMICAS.**

- En esta sesión el docente asignará a cada grupo un tipo de compuesto químico definido para preparar una solución cuya concentración se exprese en Molaridad y otra cuya concentración se expresa en Normalidad.
- Los estudiantes deben antes de realizar el procedimiento indicado para la preparación de solución usando el balón aforado, deben mostrar los cálculos al docente. Una vez preparada la solución esta debe rotularse.

### **PREPARACIÓN DE DILUCIONES**

- A partir de las soluciones preparadas por los estudiantes en las sesiones anteriores, el docente asignará a cada grupo la preparación de tres diluciones distintas a partir de las soluciones madres disponibles.
- Los estudiantes deben realizar los cálculos y establecer el procedimiento empleado para la preparación de un volumen definido de la dilución.

## **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:

- Fórmulas



- Cálculos.
  - Unidades.
2. La solución salina es ampliamente utilizadas en medicina, investiga cual el valor de concentración de esta solución, en que unidades se expresa y cuáles son sus principales usos.
  3. ¿Qué pasaría si a un paciente 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 Nº 7- DETERMINACIÓN DE pH (COLORIMETRICAMENTE)

### I. INTRODUCCIÓN

La forma más sencilla aunque no tan exacta de definir ácidos y bases es como la formuló 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 permita 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 sirva 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. Estos



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 a diferentes soluciones utilizando los materiales y reactivos apropiados que permitan clasificar en neutras, acidas o básicas.

### **OBJETIVOS ESPECÍFICOS**

- Clasificar las soluciones en acidas 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  $1.0 \times 10^{-8}$  M? ¿Esta muestra es ácida o básica?
6. Calcule el pH de una solución con una  $[H^+]$  de  $4.5 \times 10^{-3}$  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 Nº 8- TITULACIÓN O VALORACIÓN ACIDO-BASE**

### **I. INTRODUCCIÓN**

Una titulación acido-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.

Los sistemas orgánicos, como en 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**

- 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.

### IV. PROCEDIMIENTO.

- Llene una bureta con solución de Hidróxido de sodio 0.1 N de acuerdo con las indicaciones del profesor.
- Tome 5 mL de la muestra del jugo o vinagre y llévelos a un Erlenmeyer de 100 mL, adicione 30 mL de agua destilada y 2 gotas del indicador Fenolftaleína.
- Ajuste la posición de los materiales de acuerdo al procedimiento de la práctica y comience la titulación de la muestra dejando caer gota a gota y de forma lenta la solución básica. A su vez agite con cuidado el Erlenmeyer.
- Cuando la solución de la muestra adquiera un color rosado que dure por más de 20 segundos, cierre la llave y lea el nuevo volumen que registra la bureta.
- Para obtener el volumen de base consumida, reste el volumen inicial del final. Con este dato, con la concentración de la base y el volumen de la muestra, calcule la concentración de ácido en la muestra.
- Recuerde que el número de equivalentes de la base en el punto de equivalencia son iguales al número de equivalentes del ácido de la muestra.
- Exprese el resultado tanto en concentración en Normalidad como en %p/v ya sea de ácido cítrico o de ácido acético de acuerdo a la muestra analizada.



- Aplique los conceptos y fórmulas teóricas para calcular la cantidad de ácido acético presente en el vinagre.
- Realice las conclusiones de lo aprendido en la práctica.

## 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 Nº 9: PROPIEDADES FÍSICAS DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS

### I. INTRODUCCIÓN:

Los compuestos orgánicos poseen propiedades físicas que los diferencian fácilmente de compuestos inorgánicos, estas diferencias se deben sobre todo al tipo de enlace covalente presente en ellos (simple, doble, triple, coordinado, polar y no polar).

Las propiedades físicas presentes en los compuestos orgánicos son:

- a) Inflamables.
- b) Solubles en solventes apolares.
- c) Bajos puntos de fusión.
- d) No conducen la electricidad.
- e) Densidad menor que el agua.
- f) Insolubles en agua.



g) Bajos puntos de ebullición.

h) Existen en los tres estados físicos a temperatura ambiente.

## II. OBJETIVOS

### OBJETIVO GENERAL

- Reconocer las propiedades físicas características de los compuestos orgánicos a fin de diferenciarlos de los compuestos inorgánicos.

### OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- Comparar y Contrastar la solubilidad de compuestos orgánicos e inorgánicos, frente a diferentes solventes.
- Determinar la densidad de los hidrocarburos, en relación al agua.
- Determinar la inflamabilidad de compuestos orgánicos e inorgánicos.

## III. REACTIVOS Y MATERIALES

- Hexano.
- Hexeno.
- Acetona.
- Alcohol etílico.
- Agua.
- Éter etílico.
- Parafina.
- NaCl.
- Fósforos.
- Gasolina (1 mL por grupo).
- Cucharas de combustión.
- 8 Tubos de ensayo limpios y secos.
- 1 gradilla para tubos de ensayo.



- 5 Pipetas de 5 mL
- Pera o Pepeteador.
- Goteros.
- Frasco Lavador con agua destilada.
- Soporte universal.
- Aro metálico.
- Mechero.
- Papel Aluminio.

#### **IV. PROCEDIMIENTOS PARA CADA PRUEBA SOLUBILIDAD Y DENSIDAD**

- En una gradilla para tubos de ensayo coloque 8 tubos y proceda como se indica a continuación:
- Adicione un ml de alcanos, alquenos y aromáticos, adicione 1 ml de agua y observe, anote sus observaciones, repita la experiencia con 1 ml de éter etílico, observe y anote.
- Analice la densidad del hidrocarburo en relación a la del agua y reporte si es mayor o menor:

#### **PUNTOS DE FUSIÓN**

- Forre con papel aluminio, DOS tapitas de gaseosa. Coloque en una de ellas un Compuesto inorgánico, (sal) y en la otra, un compuesto orgánico (parafina).
- Coloque las dos tapitas en una rejilla de asbesto. Cuidado de no confundir el orden en que las coloco.
- Coloque la rejilla sobre la estufa eléctrica. Tome el tiempo en que se funden los compuestos orgánicos y los inorgánicos y compare.

#### **COMBUSTIÓN**





- Los compuestos orgánicos pueden entrar en combustión. Forre otras cuatro tapitas de agua gaseosas con papel aluminio. Coloque en cada una, 10 gotas de lo que se indica en el cuadro. Acerque un fósforo a cada una de ellas **CON CUIDADO**. Anote tipo de llama (color), si despiden residuos carbonosos, el tiempo que tarda en "quemarse" cada sustancia. Anote los resultados.

**NOTA:** La gasolina es una mezcla de hidrocarburos extraídos del petróleo.

## **V. TALLER**

1. ¿Cuál es el tipo de enlace presente en los compuestos orgánicos?
2. Explique ¿por qué la mayoría de compuestos orgánicos son inmiscibles en agua?
3. Mencione 4 solventes en los cuales se disuelven los compuestos orgánicos (sin mencionar los utilizados en la práctica)
4. Según experiencia en el laboratorio, ¿Cómo es la densidad de los hidrocarburos respecto al agua?
5. De la prueba de inflamabilidad, indique, en que tapita se realizó una combustión incompleta y en qué tapita se realizó una combustión completa.



## **PRÁCTICA Nº 10: IDENTIFICACIÓN Y CUANTIFICACIÓN DE BIOMOLÉCULAS EN SUERO HUMANO**

### **I. INTRODUCCIÓN**

Las moléculas que forman parte de los seres vivos son sorprendentemente similares entre sí en estructura y función, de hecho todos los organismos que conocemos contienen proteínas, ácidos nucleicos, y todos dependen de agua para sobrevivir. Nuestro parentesco con plantas y bacterias se puede verificar si observamos que sus moléculas y las muestras tienen mucho en común.

Los carbohidratos o hidratos de carbono (azúcares o sacáridos) se definen como polihidroaldehydos o polihidroxiacetonas, o sustancias que por hidrólisis originan éstos compuestos. Constituyen el mayor porcentaje de materia alimenticia consumida por el hombre y proporcionan más de la mitad de la energía que utilizamos para nuestro mantenimiento y actividades diarias.

Los lípidos se conocen también como grasas, son insolubles en agua y solubles en solventes orgánicos no polares como el éter, el cloroformo o el benceno. Están formados por carbono, hidrógeno y oxígeno, funcionan como reservas energéticas de la que se obtiene más energía que de los carbohidratos (un gr. de carbohidratos proporciona 3.79 kcal, un gr. de grasa 9.3 kcal), aíslan del frío, forman parte de las membranas biológicas, etc.

Las proteínas son moléculas muy grandes formadas por la unión de monómeros llamados aminoácidos. Un aminoácido contiene un carbono central al que se une un grupo amino, un grupo carboxilo, un hidrogeno y un grupo radical. Hay veinte aminoácidos diferentes que forman parte de los seres vivos. Cada organismo produce varios cientos de proteínas características de su especie. Las proteínas cumplen funciones como la formación de tejidos, son formadoras de enzimas, antígenos, inmunoglobulinas, etc.

### **II. OBJETIVOS**



## **OBJETIVO GENERAL**

- Aplicar los procedimientos de laboratorio basados en las propiedades químicas de las biomoléculas para su identificación y cuantificación.

## **OBJETIVOS ESPECÍFICOS**

- Establecer diferencias y semejanzas entre las diferentes biomoléculas identificadas de acuerdo a las reacciones químicas presentadas.
- Aplicar reacciones químicas para identificar Biomoléculas.

## **III. REACTIVOS Y MATERIALES**

- Solución reactiva de Biuret.
- Solución reactiva de glucosa.
- Solución reactiva de colesterol.
- Estándar de glucosa.
- Estándar de colesterol.
- Estándar de proteínas.
- Agua destilada.

## **IV. PROCEDIMIENTO**

- En los laboratorios clínicos, la identificación y cuantificación de biomoléculas en suero humano se realiza aplicando técnicas analíticas preestablecidas por casa comerciales que son avaladas por la comunidad científica.
- El estudiante guiado por el docente debe: leer, interpretar y aplicar estos procedimientos utilizando los reactivos, materiales e instrumento adecuados de acorde a las especificaciones de cada análisis en particular.



## V. TALLER

1. ¿A qué llamamos grupo funcional?
2. ¿Cita y escribe la estructura química de los más relevantes entre las biomoléculas?
3. ¿Cuáles son los monosacáridos fisiológicamente importantes para los seres vivos?
4. ¿Cuál es el monosacárido más importante para la producción de energía en los seres vivos?
5. ¿Qué otros carbohidratos pueden ser utilizados para la producción de energía?
6. ¿Qué diferencia estructural hay entre el glucógeno y la amilopectina?
7. ¿Qué diferencia estructural hay entre el almidón y la celulosa?
8. ¿Qué característica química común a todos los lípidos es la responsable de su escasa solubilidad en agua?
9. ¿Cuál es la principal función del colesterol en las células vivas?
10. ¿Qué bioelementos se encuentran presentes siempre en las proteínas y sólo ocasionalmente en los azúcares y los lípidos?
11. Escribe las fórmulas de dos aminoácidos cualesquiera y la reacción de formación de un enlace peptídico entre ellos.
12. ¿Por qué las proteínas pierden su función biológica cuando se desnaturalizan?
13. Describe la estructura de un nucleótido, mediante qué tipos de enlace están unidos sus componentes y cuáles son los átomos implicados en dichos enlaces.
14. ¿Qué otras funciones pueden desempeñar los nucleótidos en la célula además de ser los sillares estructurales de los ácidos nucleicos?



## BIBLIOGRAFÍA

1. CHANG, Química. Séptima edición, McGrawHill. 2003
2. HEIN-ARENA. Fundamentos de Química. Décima Edición. Editorial Thomson Learning. 2001.
3. PETRUCCI, Ralph y HARWOOD, William. Química General, Principios y Aplicaciones Modernas, 8. Edición. Editorial Prentice Hall, Madrid, 2002.
4. PHILLIPS, John; STROZAK, Victor y WISTROM, Cerril. Química, Conceptos y Aplicaciones, 1° edición editorial Mc Graw Hill Interamericana México, 2000.
5. UMLAD BELLAMA. Química general. Internacional Thomson Editores. Tercera Edición. 2001
6. AUBAD LOPEZ, Aquilino Yamil. LOPEZ OSORIO, José Roberto. Texto Guía de Laboratorio de Química Orgánica. Primera Edición. Medellín: Universidad de Antioquia 2002.
7. BROWN, William. Introducción a la Química Orgánica. Segunda Edición. México: Continental, 2002.
8. FESEENDEN R. Química Orgánica. Iberoamericana Belmont, California, 2000.
9. FRANCIS A. Carey. Química Orgánica. Mc Graw Hill. Tercera Edición. 2001.
10. Mc MURRY. Jhon. Química Orgánica. Internacional Thomson Editores. 2001.
11. L.G WADL JR. Química Orgánica. Segunda Edición. Editorial Pearson México 2000.



12. Problemas selectos y soluciones. Editorial Mc Graw Hill 2000.
13. WILLIAM. C. GROUTAS. Mecanismos de Reacciones en Química Orgánica.
14. MC MURRY, Jhon. Química Orgánica. Quinta edición. Internacional Thomson Editores. 2001.
15. MORRISON y BOYD. Química Orgánica. Editorial Pearson, México, 1998.
16. FESEENDEN, Realph J. y Joan S. Química Orgánica. Grupo Editorial Iberoamericana, México, 2000.



CORPORACIÓN UNIVERSITARIA  
**RAFAEL NÚÑEZ**  
PARA QUE TU DESARROLLO CONTINÚE SU MARCHA

**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 1319

[www.curn.edu.co](http://www.curn.edu.co)

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

