



## LABORATORIO DE QUÍMICA GENERAL

**JOSÉ HERNANDO QUINTANA MENDOZA**  
Qco., M.Sc.

**SONIA MILENA VILLAMIZAR GOMEZ**  
Qca., M.Sc.

**Universidad de Pamplona  
Facultad de Ciencias Básicas  
Departamento de Química  
Colombia, Norte de Santander  
Pamplona 2018**



## INTRODUCCION

La química como una ciencia experimental, convoca a estudiantes y profesores a honrar todos sus esfuerzos en aprender y aplicar las herramientas pedagógicas necesarias para que los conceptos tratados en el curso teórico de Química General se evidencien en el laboratorio.

El presente manual tiene por objeto ser una guía práctica para estudiantes de primer semestre que tengan dentro del plan de estudios la realización de prácticas de laboratorio. En esta guía se darán a conocer aspectos claves sobre las normas de seguridad en el laboratorio, la importancia del uso de equipo de protección individual (EPI), el uso adecuado del cuaderno de laboratorio, la toma de datos, tratamiento e interpretación de los resultados, así como la correcta realización de un informe de laboratorio. Adquiriendo habilidades que le serán útiles no solo durante el curso, sino a lo largo de sus estudios de educación superior y a nivel profesional.

La elaboración de este manual surge de la necesidad por parte de la dirección del Departamento de Química de implementar un plan de mejoramiento continuo de las herramientas de trabajo tanto para la planta docente como para los estudiantes. Buscando la disminución de riesgos para los estudiantes y docentes, así como la disminución del impacto ambiental generado por las prácticas, lo que contribuirá de manera significativa al desarrollo eficiente de las prácticas de laboratorio y consecuentemente a un mejoramiento de las competencias adquiridas por los estudiantes.



## Práctica Número 1

### 1. Título

Socialización del Manual de Bioseguridad, Laboratorios Universidad de Pamplona.

### 2. Objetivo

Conocer las normas y procedimientos de seguridad requeridos por la Universidad de Pamplona para la ejecución exitosa de las prácticas.

Discutir el documento Manual de Bioseguridad, Laboratorios Universidad de Pamplona, con el objeto de aclarar dudas y garantizar que docentes, estudiantes y auxiliares cumplan con lo establecido en él.

### 3. Marco Teórico

“La prevención de accidentes no debe ser considerada como una cuestión de legislación, sino como un deber ante los seres humanos, y como una razón de sentido económico” (Werner von Siemens).

### 4. Materiales, Equipos e Insumos

Manual de Bioseguridad, Laboratorios Universidad de Pamplona, consultar en el link:[http://www.unipamplona.edu.co/unipamplona/portallG/home\\_13/recursos/gestion\\_laboratorios/24112011/documentos\\_asociados.jsp](http://www.unipamplona.edu.co/unipamplona/portallG/home_13/recursos/gestion_laboratorios/24112011/documentos_asociados.jsp), mediante el camino, [www.unipamplona.edu.co](http://www.unipamplona.edu.co),

### 5. Reactivos

No aplica.

### 6. Procedimiento

**Primero:** Descargar el documento “Manual de Bioseguridad, Laboratorios Universidad de Pamplona”, ingresando a la página [www.unipamplona.edu.co](http://www.unipamplona.edu.co), dar clic en el link **SIG**, luego, click en el link Mapa de procesos, click en gestión de laboratorios, seguidamente, click en documentos asociados y finalmente, se descarga el documento PDF.

**Segundo.** En el laboratorio, el auxiliar realizará una charla a los estudiantes y docente encargado de la materia, indicando los procedimientos a tener en cuenta en cada una de las prácticas que se ejecutarán en el laboratorio, durante el semestre. Lo anterior, compromete a los docentes y estudiantes a cumplir con lo reglamentado por la Universidad de Pamplona.

**Tercero.** El docente realizará actividades de socialización del documento “Manual



## Guía Unificada de Laboratorios

Código	FLA-23 v.00
Página	4 de 30

de Bioseguridad, Laboratorios Universidad de Pamplona”, enfocándose en los ítems 1. Objetivo, 2. Responsable, 3. Definiciones y 4. Contenidos que aplican para el laboratorio de Química General:

- 1.1 Lentes de Seguridad.
- 1.3 Tapa bocas.
- 1.6 Bata.
- 1.8 Guantes.
- 1.10 Calzado.
- 1.15 Prendas personales.
- 2.1 Manejo administrativo del Laboratorio.
- 2.3 Áreas de prácticas de laboratorios.
- 2.4 Áreas de almacenamiento
- 3.1 Responsabilidad de los auxiliares.
- 3.2 Responsabilidad del usuario del laboratorio
- 3.3 Responsabilidad del Docente.
- 4.1 Normas generales de bioseguridad del laboratorio.
- 10.1 Normas generales de bioseguridad en áreas de peligro Químico.
- 14. Procedimientos ante contingencias.

### 7. Nivel de Riesgo

Bajo Riesgo.

### 8. Bibliografía

Manual de Bioseguridad, Laboratorios Universidad de Pamplona. Link [http://www.unipamplona.edu.co/unipamplona/portalIG/home\\_13/recursos/gestion\\_laboratorios/24112011/documentos\\_asociados.jsp](http://www.unipamplona.edu.co/unipamplona/portalIG/home_13/recursos/gestion_laboratorios/24112011/documentos_asociados.jsp) accedido 12/02/2018.

### 9. Anexos

No aplica.



## Práctica Número 2.

### 1. Título

Cuaderno de Laboratorio e Informe de Laboratorio.

### 2. Objetivo

Brindar al estudiante las herramientas necesarias para el uso adecuado del cuaderno de laboratorio y la elaboración de informes de laboratorio, lo anterior, teniendo en cuenta la clasificación de la información, el tratamiento estadístico de datos, análisis y discusión de los resultados, la forma de escribir y las partes del informe.

### 3. Marco Teórico

Previa a la realización de la práctica de laboratorio, es necesario tener un cuaderno de laboratorio donde estén consignados los objetivos, marco teórico, materiales y reactivos, fichas de seguridad, metodología, bibliografía y un espacio donde serán consignadas las informaciones relevantes para la elaboración de informes. La realización del preinforme permite que el estudiante entre dentro del contexto de la práctica, y realice los experimentos y pruebas con mayor seguridad. Por esto es imprescindible la realización del preinforme para poder hacer parte de la práctica.

La realización de informes hace parte del trabajo cotidiano de los profesionales de áreas técnicas y científicas como las ingenierías, el área de la salud y de ciencias. En los informes, los estudiantes universitarios y profesionales de diferentes áreas deben exponer de forma clara y explícita el trabajo realizado, los resultados obtenidos, la discusión académica e implicaciones de los fenómenos observados durante el desarrollo de una práctica o actividad en particular. De lo anterior el estudiante puede escribir las conclusiones que consolidan lo ejecutado y los fenómenos estudiados que explican las observaciones generadas<sup>1</sup>.

Los informes están estructurados en secciones en el siguiente orden: título, integrantes, resumen, palabras clave, introducción, materiales y reactivos, metodología, resultados y análisis, conclusiones, referencias bibliográficas y anexos.

Durante la práctica el estudiante desarrollará habilidades en la realización de informes de laboratorio, llevando en consideración las partes del informe, la presentación de tablas, figuras y anexos<sup>2</sup>.



#### 4. Materiales, Equipos e Insumos

\*Cuaderno cocido.

\*Los materiales marcados en \*, el estudiante debe presentarlo en el momento de la práctica.

#### 5. Reactivos

No aplica

#### 6. Procedimiento

**Primero:** Socializar las partes que se deben integrar dentro de la bitácora, la cual se registra en que se denominará cuaderno de laboratorio, con las siguientes reglas básicas.

1. Cuaderno cocido.
2. Enumerar todas las páginas con lapicero.
3. No se debe rasgar, quitar o dejar en blanco ninguna página del cuaderno.
4. El cuaderno se debe diligenciar a lapicero, no se puede usar lápiz o tinta borrible.
5. No se debe hacer tachones o enmiendas usando corrector.

**Segundo:** Elaboración de Informes siguiendo el formato adjuntado en el anexo 1. El docente dará una charla magistral siguiendo un ejemplo de datos preparados por él, con el objeto de que durante la práctica el estudiante, pueda discutir y entender cada ítem del informe.

Partes del informe.

- 1. Título: SE ESCRIBE EN NEGRILLA, CENTRADO, EN MAYUSCULA Y RELACIONADO CON LA PRÁCTICA.**
- 2. Autores y afiliación:** Se digitán centrados, colocando Apellidos Nombres con un superíndice al final de cada apellido, con el objeto de aclarar debajo de todos los nombres la afiliación. Ejemplo:

Gomez Perez Salomé<sup>1</sup>, Sanchez Lopez Obrador<sup>2</sup>, Rodriguez Santos Sandro<sup>1</sup>.

<sup>1</sup>Laboratorio de Química general grupo H, Departamento de Química, Facultad de ciencias básicas, Universidad de Pamplona.

<sup>2</sup>Laboratorio de Química General grupo H. Departamento de Ingeniería Química, Facultad de Ingeniería, Universidad de Pamplona.

- 3. Resumen:** No debe superar las 150 palabras.
- 4. Palabras Claves:** No mayor a cinco palabras.
- 5. Parte experimental:** Incluye los ítem, Primero, Materiales y Reactivos, donde se describe los equipos empleados, sin mencionar la vidriería y los reactivos usados. Segundo, Procedimiento, se colocar todos los



procedimientos realizados en el laboratorio en pasado, y debe ser concordante con lo registrado en el cuaderno de laboratorio.

6. **Resultado y análisis:** Incluir todas las herramientas que le permitan mostrar lo observado, medido y su respectiva explicación científica. Puede emplear tablas, imágenes, fotografías, diagramas. Se emplea información de otros autores debe referenciar.
7. **Conclusiones:** Deben ser concisas y relacionadas con el alcance de la práctica.
8. **Referencias Bibliográficas:** Colocarlas enumeradas de acuerdo a como vayan apareciendo en el informe.
9. **Anexos:** Respuestas a preguntas de apoyo.

## 7. Nivel de Riesgo

Bajo

## 8. Bibliografía

1. Boronat González A; Busó Roger C; Chumillas Lidón S; Reche Tamayo M; Sempere García I; Climent Payá V; Feliu Martínez J.M; Orts Mateo J.M; Rodes García A. *La elaboración del informe científico: los artículos científicos como referencia para la elaboración de informes de prácticas*. Departamento de Química Física e Instituto Universitario de Electroquímica Universidad de Alicante.
2. Gabrys, B.J. & Langdale, J.A. *How to succeed as a scientist*. Cambridge: Cambridge University Press. 2012

## 9. Anexos

**Anexo 1.** Formato de Laboratorio.



## Práctica Número 3.

### 1. Título

Reconocimiento de material de laboratorio y estudio de términos de precisión y exactitud.

### 2. Objetivo

Identificar el tipo y función del material de laboratorio disponible para el desarrollo del curso de Química General.

Determinar e identificar los errores que pueden cometerse en un instrumento de medida, conociendo su apreciación y/o error instrumental.

### 3. Marco Teórico

Durante las primeras clases teóricas de química, abordamos la materia y sus propiedades fisicoquímicas. Las propiedades de la materia pueden ser medidas, es decir, se expresan cuantitativamente (Por un número y una unidad). Por ejemplo, podemos decir que un día es cálido o frío, sin embargo, para saber qué tan cálido o frío puede ser un día, utilizamos un termómetro, el cual nos indica los grados de temperatura durante el día. Si un número representa una medida, dicho número debe tener una unidad asociada a la medida. Volviendo al caso de la temperatura no es suficiente decir que la temperatura durante el día está a 25, ya que 25 origina varias dudas al lector, como: ¿Qué tipo de escala se usó, °C, °F o K? así que lo correcto es decir que la temperatura medida fue de 25°C. Esta analogía puede aplicarse a diversas situaciones cotidianas y también a situaciones más técnicas, por ejemplo, la cotización del dólar (en pesos, soles, reales o euros), la medida de una distancia (en kilómetros, yardas o millas), la capacidad de un recipiente (en cm<sup>3</sup> o mililitros), etc.

#### Errores y tipos de errores.

Otro aspecto importante a tener en cuenta es que toda medida realizada tiene asociada consigo un error de medición, estos errores puedes ser sistemáticos o aleatorios. Los errores sistemáticos son aquellos que son debidos a los instrumentos de medida, pueden prevenirse o corregirse por medio de la calibración de los instrumentos de medida, una característica importante de los errores sistemáticos es que tienen una magnitud constante. Ejemplo: supongamos que una balanza no está calibrada, y que el cero que marca en realidad corresponde a 2 g, entonces, si realizamos una medida de una masa que en una

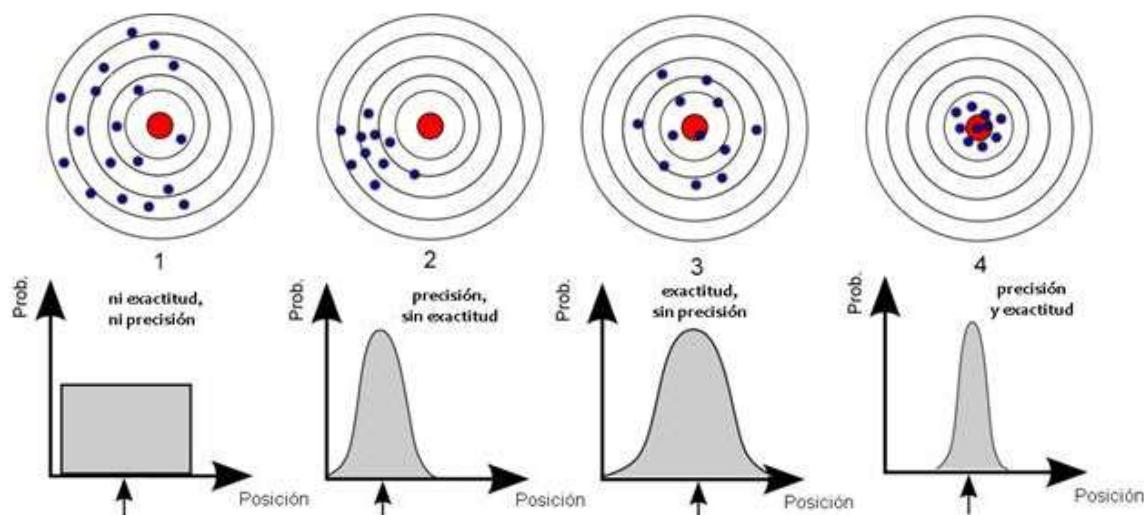


balanza correctamente calibrada pesa 5 g, en la balanza mal calibrada pesará 7 g, en todas las medidas que se realicen en la balanza mal calibrada siempre dará dos gramos de más.

En el caso de los errores aleatorios, estos son difíciles de predecir y prevenir ya que no dependen de causas conocidas y a diferencia de los errores sistemáticos, los errores aleatorios tienen magnitud aleatoria. Un ejemplo de ello son los errores humanos, los cuales dependen del usuario.

### Diferencia entre exactitud y precisión.

Los errores sistemáticos y aleatorios son relacionados fácilmente con dos términos, exactitud y precisión. La **exactitud**; nos indica que tan cerca está una medida del valor considerado verdadero, también llamado “*valor real o valor estándar*”.



**Figura 1:** Representación de los términos precisión y exactitud de una medida. 1) La distribución de los hoyos creados por los dardos, tiene baja exactitud (lejana a valor considerado real) y baja precisión (valores medidos no tan próximos entre ellos), la función de distribución de los dardos en función del blanco y los tiros realizados es un rectángulo. 2) La distribución de los hoyos creados por los dardos tiene buena precisión (dardos próximos entre ellos) y mala exactitud (dardos lejanos del blanco), la función de distribución de los dardos en función del blanco es una gaussiana desplazada a la izquierda. 3) La distribución de los hoyos creados por los dardos, tiene exactitud (dardos cercanos al blanco), y baja precisión (dardos no tan próximos entre ellos), la función de distribución de los dardos en función del blanco y los tiros realizados es una campana de gauss ancha centralizada en el blanco. 4) La distribución de los hoyos creados por los dardos tiene alta exactitud (dardos cercanos al blanco), y alta precisión (hoyos muy próximos entre ellos), la función de distribución de los dardos es una gaussiana angosta y centrada en el blanco.



La **precisión**, nos indica que tan próximos están un conjunto de valores medidos entre sí. Es importante tener clara la diferencia entre precisión y exactitud, pues podemos tener un conjunto de medias que sean precisas, pero no exactas y viceversa. La **figura 1**, representa de manera gráfica las diferencias entre precisión y exactitud; hay cuatro representaciones de dardos en un blanco, en la parte inferior de la figura hay un gráfico de distribución de probabilidad en función de los tiros realizados. Observe que los datos más exactos y precisos están representados por una gaussiana aguda (4), mientras que los datos más inexactos e imprecisos están representados por un rectángulo (1).

Una forma de identificar y disminuir los errores en el laboratorio es realizar las medidas varias veces, de esta manera se puede realizar un tratamiento estadístico de los datos y reportar resultados más confiables.

### Análisis estadístico de datos.

Es imposible realizar un análisis químico sin que los resultados estén totalmente libres de errores e incertidumbres. Sin embargo, estos errores pueden minimizarse realizando varias medidas de un mismo fenómeno y tratando los datos estadísticamente. La media aritmética o promedio ( $\bar{x}$ ) es un valor que se obtiene de dividir la sumatoria de medidas en el número de repeticiones, su fórmula está dada por la ecuación 1.

$$\bar{x} = \frac{\sum_{i=1}^N x_i}{N} = \frac{\text{Suma de todos los datos medidos}}{\text{Número de datos medidos}}$$

Ecuación. (1)

Donde  $x_i$  representa los valores individuales y  $N$  el número de mediciones. La precisión puede representarse matemáticamente como la desviación de la media, según se indica en la ecuación (2).

$$\sigma = \sqrt{\frac{1}{n-1} \sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}$$

Desviación de la media =  $d_i = |x_i - \bar{x}|$  = Una de las medidas –la media.  
Ecuación. (2)

La exactitud es una medida de qué tan cercana está una medición de su “valor



real o estándar" y es expresado en término del error. El error relativo está representado en la ecuación (3).

$$\% \text{Error} = \frac{|\text{Valor verdadero} - \text{Valor experimental}|}{|\text{Valor verdadero}|} \times 100\%$$

Ecuación. (3)

Durante la práctica el estudiante no solo estará familiarizado con algunos de los materiales más utilizados en el laboratorio, además identificará algunos instrumentos de medida, aprenderá la utilización correcta de la balanza de tres brazos y el reporte de datos en el laboratorio.

**Ejemplo:** Se pesó una roca en una balanza de tres brazos en cinco ocasiones obteniendo los siguientes datos. ¿Cuál es el peso de la roca? y si se sabe que el peso estándar es 13,8g ¿Cuál es porcentaje de error relativo?  
Pesada 1= 13,8g Pesada 2= 13,7g, Pesada 3= 13,5g, Pesada 4= 13,9g, Pesada 5 = 13,8g. Calculamos la media con la ecuación 1.

$$\bar{x} = \frac{\sum_{i=1}^N x_i}{N} = \frac{13,8g + 13,7g + 13,5g + 13,9g + 13,8g}{5,0}$$

$$\bar{x} = 13,74g \text{ por cifras significativas se coloca} = 13,7g$$

Para calcular el grado de dispersión calculamos la desviación estándar en empleando la ecuación 2:

$$\sigma = \sqrt{\frac{1}{n-1} \sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}$$

$$\sigma = \sqrt{\frac{(13,8g - 13,7g)^2 + (13,7g - 13,7g)^2 + (13,5g - 13,7g)^2 + (13,9g - 13,7g)^2 + (13,8g - 13,7g)^2}{4,0}}$$

$$\sigma = 0,1581g \text{ al aplicar cifras significativas el dato es } 0,2g$$

Lo anterior indica que el peso de la roca es de 13,7  $\pm 0,2g$ .

Para calcular el porcentaje de error relativo aplicamos la ecuación 3.

$$\% \text{Error} = \frac{|\text{Valor verdadero} - \text{Valor experimental}|}{|\text{Valor verdadero}|} \times 100\%$$



$$\%Error = \frac{13,8g - 13,7g}{13,8g} \times 100\%$$

$$\%Error = 0,7246$$

Por cifras significativas el resultado es 0,7%.

Como conclusión del ejercicio se puede indicar que la roca pesada en la balanza de tres brazos registró un peso de  $13,7 \pm 0,2g$  con un error relativo del 0,7%.

#### 4. Materiales, Equipos e Insumos

##### Por cada equipo de trabajo.

- Balanza de tres brazos (1)
  - Pinzas para bureta (1)
  - Soporte universal (1)
  - Probeta de 50 mL (1)
  - Bureta de 50 mL (1)
  - Balón aforado de 50 mL (1)
  - Vaso de precipitados de 100 mL escalado a cada 10 mL (1)
  - Erlenmeyer de 100 mL con medida para 50 mL (1)
  - Pipeta graduada de 25 mL (1)
  - Probeta graduada de 25 mL (1)
  - Pipeta aforada de 25 mL (1)
  - Vaso de precipitados de 50 mL (3)
  - Balanza de tres brazos (1)
  - Vaso de precipitados de 400 mL (1)
  - Gotero (1)
  - Embudo de vidrio pequeño (1)
  - Pipeteador de 20 mL (1)
  - Churrusco (1)
- \*Trapo, jabón en polvo y marcador.  
\*Los materiales marcados en \*, el estudiante debe presentarlo en el momento de la práctica.

#### 5. Reactivos

Agua potable.

#### 6. Procedimiento:

Se ejecutará en dos partes.

**Procedimiento A:** Evaluación de la precisión y exactitud de la probeta, balón aforado, vaso de precipitados y erlenmeyer.



1. Calibrar la balanza de tres brazos, siguiendo las instrucciones del profesor.
2. Pesar la probeta de 50 mL limpia y seca en la balanza de tres brazos, repetir este procedimiento 3 veces.  
**NOTA:** Al repetir la medida, llevar la balanza a cero.
3. Pesar el balón aforado de 50 mL con tapa, realizar las medidas en triplicado.
4. Pesar el vaso de precipitados de 100 mL, realizar las medidas en triplicado.
5. Pesar el Erlenmeyer limpio y seco, realizar las medidas en triplicado.
6. Llenar todos los recipientes con agua potable hasta completar los 50 mL en cada uno.
7. Pesar nuevamente el material volumétrico, realizar cada medida en triplicado.

**Procedimiento B:** Evaluación del a precisión y exactitud de la bureta, pipeta graduada, pipeta aforada y probeta de 25 mL.

1. Marcar los vasos de precipitados de 50 mL para cada material volumétrico, con excepción de la probeta de 25 mL. (Ya que las pipetas y buretas no pueden ser pesadas directamente en la balanza de tres brazos).
2. Pesar los vasos de precipitados y la probeta limpios y secos en la balanza de tres brazos. Realizar las medidas en triplicado.
3. Llenar todos los recipientes con agua potable hasta completar 25 mL.
4. Pesar nuevamente el material volumétrico. Realizar las medidas en triplicado.

## 7. Nivel de Riesgo

Bajo.

## 8. Bibliografía

1. Brown, Lemay, Bursten. 1998. Química la ciencia central. Séptima edición. México. Pearson. Prentice Hall.
2. Chang, Goldsby. 2016. Química. Duodécima edición en español. China. McGraw-Hill.
3. Skoog, West, Holler. 1995. Química Analítica. Sexta edición. México. McGraw-Hill/INTERAMERICANA DE MÉXICO, S.A. de C.V.

## 9. Anexos

**Para investigar y profundizar.**

1. Defina con sus palabras el concepto de cifras significativas. Explique la importancia del uso correcto de cifras significativas en las mediciones y cálculos. Cite dos ejemplos.



<b>Código</b>	FLA-23 v.00
<b>Página</b>	14 de 30

2. Un grupo de estudiantes de química realizaron una serie de medidas de una mara utilizando una balanza de tres brazos. Los valores fueron los siguientes: 3,2g; 3,3g; 3,1g; 3,0g; 3,2g. Calcule el promedio de los datos obtenidos, la desviación estadar y el error relativo. De una conclusión en cuanto a la exactitud y la precisión de la medida. Sabiendo que la mara tiene una masa de referencia de 3,16g.
3. ¿Cuál es la diferencia entre una pipeta graduada y una pipeta aforada? ¿Cuál de las dos ofrece medidas más exactas?

EN REVISIÓN



## Práctica Número 4

### 1. Título

Determinación de densidades

### 2. Objetivo

Determinar la densidad de líquidos, sólidos regulares e irregulares, haciendo uso de los diferentes métodos que pueden ser empleados. Reconocer las diferencias que presenta cada método.

### 3. Marco Teórico

La densidad se define como la masa de una muestra o cuerpo dividida por su volumen, la cual se expresa por la **Ecuación 1**, y su valor depende la temperatura y presión del ambiente en el que se determina [1,2]. Las unidades para la densidad en el sistema internacional son  $\text{kg/m}^3$ , también se puede expresar como  $\text{g/cm}^3 = \text{g/mL}$ . [2]

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa pesada de la muestra o cuerpo}}{\text{Volumen de la muestra o cuerpo ocupado por la masa pesada}}$$

Ecuación 1.

La densidad de sólidos se puede calcular de dos maneras, la primera, es para sólidos regulares, en los cuales, la masa se mide en una balanza y su volumen se calcula aplicando la fórmula de acuerdo a su forma geométrica y midiendo la variable necesaria para ello, tal como se muestra en la **tabla 1** [3].

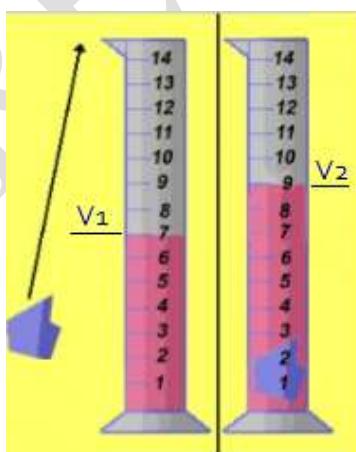
**Tabla 1.** Resumen fórmulas de sólidos regulares para calcular volumen.

Figura	Formula	Variable a medir
Cubo 	$V = a^3$	a=longitud de la arista
Prisma rectangular 	$V = h \cdot l \cdot w$	h= altura l= longitud w= ancho
Cilindro	$V = \pi * r^2 * h$	r= radio de la base circular h= altura



<b>Cono</b> 	$V = \frac{\pi * r^2 * h}{3}$	<b>r=radio de la base circular</b> <b>h=altura</b>
<b>Esfera</b> 	$V = \frac{4\pi r^3}{3}$	<b>r= radio de la esfera</b>

Para los sólidos irregulares se aplica el principio de Arquímedes, Pesando el sólido en una balanza y luego llenando una probeta u otro material graduado que permita medir el volumen del líquido, se registra el volumen de partida y luego se coloca el sólido pesado dentro de la probeta que contiene el líquido, se espera que lo cubra en totalidad y se registra el volumen desplazado del líquido, ver **Figura 1**. Para que el principio de Arquímedes pueda aplicarse, el sólido tiene que ser más denso, insoluble, no reaccionar, no presentar quimisorción o fisisorción que el líquido empleado. [4]



**Figura 1.** Cálculo de volumen de sólidos irregulares. Volumen sólido irregular es igual a  $V_2$  menos  $V_1$ . [4]

La densidad de líquidos se determina empleando un picnómetro, el cual esta calibrado para un volumen específico y con ayuda de una balanza se haya la

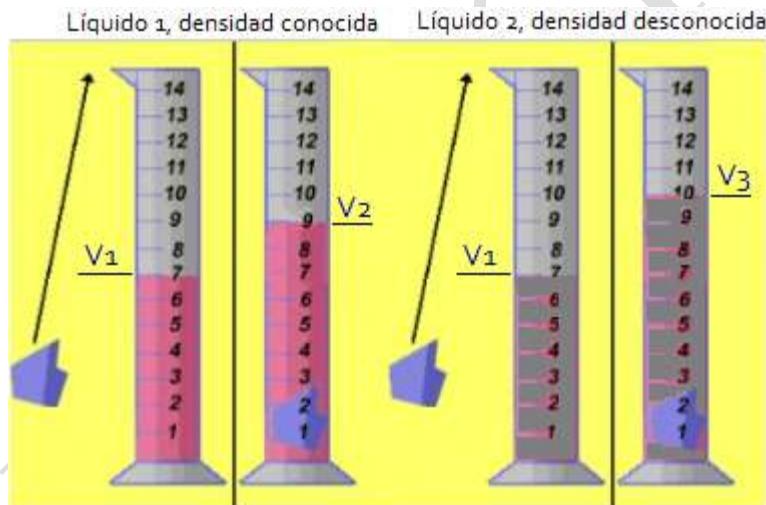


masa que tiene el picnómetro con el líquido, posteriormente se resta el peso del picnómetro solo y libre de contaminantes. Para luego, aplicar la **ecuación 3**.

$$\text{Densidad líquido} = \frac{\text{Masa del picnómetro con el líquido} - \text{Masa del picnómetro vacío}}{\text{Volumen del picnómetro}}$$

**Ecuación 2.** Densidad del líquido a partir del picnómetro.

Otro método para determinar la densidad de un líquido es aplicando el principio de Arquímedes, partiendo de un líquido que se le conoce la densidad y se mide en material volumétrico un volumen fijo de él, luego se sumerge un sólido y se registra el volumen final, posteriormente, se repite el proceso con el líquido que se le desconoce la densidad y se le agrega el mismo sólido limpio y seco ver **Figura 2**. Por último, para calcular la densidad se aplica la **ecuación 3**.



**Figura 3.** Densidad del líquido por método de Arquímedes. [3]

$$\text{Densidad desconocida del líquido 2} = \frac{(V_3 - V_1) * \text{Densidad conocida del líquido 1}}{(V_5 - V_4)}$$

**Ecuación 3.** Densidad del líquido por método de Arquímedes.

#### 4. Materiales, Equipos e Insumos

Por cada equipo de trabajo.



Balanza de tres brazos (1)  
Probeta graduada de 50 mL (2)  
Picnómetro de (2)  
Vidrio de reloj (4)  
Embudos de vidrio (1)  
Goteros (2)  
Churrusco (1)  
\*Papel absorbente, guantes, jabón, marcador, toalla.  
\*Aceite de cocina  
\*Sólido amorfo, que no flote (puede ser una piedra)  
\*Solidos simétricos (3 maras de diferente tamaño)  
\*Regla  
\*Los materiales marcados en \*, el estudiante debe presentarlo en el momento de la práctica.

## 5. Reactivos

Agua potable

**6. Procedimiento:** Se ejecutará en tres partes.

**Procedimiento A:** Determinación de densidades en sólidos regulares.

1. Medir el diámetro de las tres esferas con ayuda de la regla y las dos espátulas. Ver Figura 4.
2. Marcar los vidrios de reloj con números para cada esfera.
3. Calibrar la balanza de tres brazos.
4. Pesar los vidrios de reloj limpios y secos. Realizar las medidas en triplicado.  
**NOTA:** Al repetir la medida, llevar la balanza a cero.
5. Colocar cada mara en cada vidrio de reloj.
6. Pesar la mara mas el vidrio de reloj, realizar las medidas en triplicado.
7. Utilizar la forma del volumen de la esfera para encontrar el volumen en cada una.
8. Medir 30 mL de agua de la llave en una probeta de 50 mL.
9. Adicionar cuidadosamente la esfera uno y medir el nuevo volumen.
10. Adicionar cuidadosamente la esfera dos y medir el nuevo volumen desplazado.
11. Adicionar cuidadosamente la esfera tres y medir el nuevo volumen desplazado.

**Procedimiento B:** Determinación de densidades en sólidos asimétricos.

1. Calibrar la balanza de tres brazos.



2. Pesar el vidrio de reloj limpio y seco, realizar las medidas en triplicado.
3. Colocar el sólido amorfo en el vidrio de reloj y pesar nuevamente. Realizar las medidas en triplicado.
4. Medir 30 mL de agua de la llave en una probeta de 50 mL. Registrar la medida.
5. Adicionar cuidadosamente el sólido amorfo y medir el volumen desplazado. Registrar la medida.

**Procedimiento C:** Determinación de densidades para líquidos.

En este aparte se determinará experimentalmente la densidad del agua y el aceite de cocina.

1. Calibrar la balanza de tres brazos.
2. Pesar uno de los picnómetros vacío y seco. Realizar las medidas en triplicado.
3. Llene el picnómetro de agua y tápelo. Séquelo muy bien.
4. Pese nuevamente el picnómetro.  
NOTA: llenar el picnómetro con gotero.
5. Repetir los pasos de 1 al 3 con el aceite de cocina.
6. Medir la temperatura del agua.

**7. Nivel de Riesgo**

Bajo

**8. Bibliografía**

1. Green Book, 2nd ed., p. 12 PAC, 1996, 68, 957 (Glossary of terms in quantities and units in Clinical Chemistry (IUPAC-IFCC Recommendations 1996)) on page 968.
2. SV Gupta, Practical Density Measurement and hydrometry, editor M. Afsar 2002, British Library. Tufts University.
3. Richard A. Samsa. *J. Chem. Educ.*, **1993**, 70 (2), p 149.
4. College physics, <http://philschatz.com/physics-book/contents/m42196.html> accesado 04/12/2017.



<b>Código</b>	FLA-23 v.00
<b>Página</b>	20 de 30

## **9. Anexos**

**Para investigar y profundizar.**

1. Teniendo en cuenta las características que debe presentar un sólido para que pueda ser aplicado el principio de Arquímedes, investigue el significado de quimisorción y fisisorción.
2. Teniendo en cuenta lo visto durante la práctica, plantee una forma para medir la densidad de una esponja de lavar loza. Indique cuales son las dificultades que se presentan para abordar el problema.



## Práctica Número 5

### 1. Título

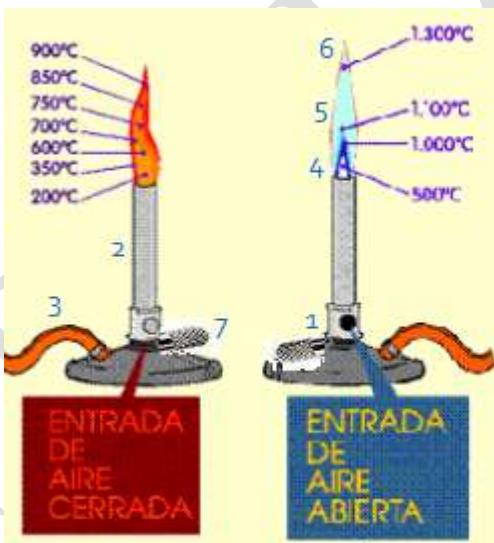
Ensayo de la llama.

### 2. Objetivo

Identificar elementos de acuerdo a su energía de emisión observable y su región en el espectro electromagnético.

### 3. Marco Teórico

El mechero de Bunsen es un instrumento que mediante procesos de combustión genera llama. La combustión se debe a un combustible (metano, propano, gas natural) y una fuente de oxidación que puede ser el oxígeno, el aire entre otros, ver **Figura 1**.



**Figura 1.** Mechero de Bunsen<sup>1</sup> (modificada por los autores). 1. Regulador de aire, 2. Cuerpo del mechero (paso de la mezcla gas-aire), 3. Manguera entrada de combustible (gas natural), 4. Zona de menor temperatura de la llama, 5. Zona intermedia de la llama, 6. Zona alta de la llama (alcanza las mayores temperaturas), 7. Regulador de la entrada de combustible.

El proceso de combustión puede ser bajo oxidación completa del combustible, que indica que el combustible reacciona de manera estequiométrica con el gas, generando como productos dióxido de carbono gaseoso y agua (Entrada del aire completamente abierta), lo cual genera una llama azul (**Figura 1.** A la derecha). Para el caso en que la entrada del aire es incompleta, se presenta una llama



amarilla, la cual indica que hay deficiencia de gas oxidante, por lo que la combustión genera como residuos hollín (carbono y derivados de combustible), agua, dióxido de carbono y monóxido de carbono entre otros (**Figura 1.** A la izquierda).<sup>2</sup>

El ensayo a la llama consiste de excitar sustancias químicas como sales o elementos en estado sólido o saturado, llevando la materia de partida a estado gaseoso, con una llama de azul (Llama lograda en cuando se presenta combustión completa) y luego observar los colores generados por su espectro de emisión, es decir, la energía generada al presentarse la relajación de los electrones excitados. El espectro de emisión es característico de cada elemento y cada catión, tal como se muestra en la **Tabla 2**<sup>3,4</sup>.

**Tabla 2.** Espectros de emisión con colores característicos de algunos elementos y cationes<sup>4</sup>.

Elemento o catión	Símbolo	Color
Arsénico	As	Azul
Boro	B	Verde brillante
Bario	Ba	Amarillo verdoso
Ca	Calcio	Naranja cercano al rojo
Cesio	Cs	Azul
Catión cobre (I)	Cu <sup>1+</sup>	Azul
Catión cobre (II)	Cu <sup>2+</sup>	Verde, sal no halogenada
Catión cobre (II)	Cu <sup>2+</sup>	Verde azulado, sal halogenada
Hierro	Fe	Amarillo dorado
Indio	In	Azul
Potasio	K	Lila a rojo
Litio	Li	Magenta a carmine
Magnesio	Mg	Blanco brillante
Catión manganeso (II)	Mn <sup>2+</sup>	Verde amarillento
Molibdeno	Mo	Verde amarillento
Sodio	Na	Amarillo intenso
Fosforo	P	Verde azulado
Plomo	Pb	Azul
Rubidio	Rb	Rojo a purpura
Antimonio	Sb	Verde
Selenio	Se	Azul celeste
Estroncio	Sr	Carmesí
Telurio	Te	Azul pálido
Zinc	Zn	Verde azulado a verde claro



## Guía Unificada de Laboratorios

Código	FLA-23 v.00
Página	23 de 30

## 4. Materiales, Equipos e Insumos

### Por cada equipo de trabajo.

Mechero de Buchner (1)

Varilla de vidrio (1)

Churrusco (1)

Espátula (1)

\*Encendedor (1), guantes, papel absorbente y demás kit de limpieza.

\*Los materiales marcados en \*, el estudiante debe presentarlo en el momento de la práctica.

## 5. Reactivos

Soluciones saturadas de las siguientes, sales, 3mL por cada cinco grupos:

LiCl

NaCl

KCl

CaCl<sub>2</sub>

SiCl<sub>2</sub>

CuCl<sub>2</sub>

CoCl<sub>2</sub>

H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>

Alambre de cobre 2 centímetros por grupo.

## 6. Procedimiento

1. Conecte el mechero de Buchner en la salida del gas.
2. Abra la llave de paso del gas y encienda la llama con ayuda del encendedor.
3. Verifique que la llama este completamente azul.
4. Impregne la varilla de vidrio con la solución saturada de LiCl.
5. Lleve la varilla de vidrio previamente impregnada con la solución salina a la llama, en la región azul de la llama.
6. Observe y registre el cambio de coloración que presenta la llama en presencia de la solución salina.
7. Cierre la salida del gas en el mechero de Buchner.  
**NOTA:** Deje enfriar la varilla de vidrio, antes de lavarla para evitar partirla.
8. Lave la varilla de vidrio con agua potable y séquela bien.
9. Repita los pasos del 2 al 8 para cada solución salina saturada.



## Guía Unificada de Laboratorios

Código	FLA-23 v.00
Página	24 de 30

10. Enrolle cuidadosamente un pedazo de alambre de cobre en la varilla de vidrio y repita los pasos del 2 al 8.
11. Repita los pasos de 2 al 3.
12. Cerrar el flujo de aire completamente, verifique que la llama es de color amarillo.
13. Lleve la varilla de vidrio a la llama amarilla por cinco segundos.
14. Retire la varilla de la llama.
15. Observe y registre los cambios presentados en la varilla de vidrio.
16. Lave la varilla de vidrio con agua potable y séquela bien.
17. Abra el flujo de aire completamente, verifique que la llama es de color azul.
18. Lleve la varilla de vidrio a la llama por cinco segundos.
19. Retire la varilla de la llama.
20. Cierre la llave de paso del gas.
21. Observe y registre los cambios presentados en la varilla de vidrio.

**NOTA:** En el cuaderno de preinforme realice una tabla que contenga el nombre del compuesto, la fórmula química, el color y longitud de onda. Con el fin de reportar adecuadamente los resultados observados.

### 7. Nivel de Riesgo:

Medio, tener cuidado con las quemaduras y el contacto con reactivos, seguir recomendaciones de las fichas de seguridad y docente.

### 8. Bibliografía

1. Ingrid Ramirez, "Desarrollo y producción de material didáctico para Química", 22 de Junio del 2013. <http://mecherodebunsen.blogspot.com.co/> accesado 12/12 del 2017.
2. John Holman and Phil Stone, "Chemistry", Nelson Thornes; 2nd edition (December 1, 2001). Princeton University.
3. College physics, <http://philschatz.com/physics-book/contents/m42196.html> accesado 04/12/2017.
4. Jullian Meri Emmerson, "New and Improved-flame test demonstration", ACS, chemistry fr life, committe on chemical safety, University of California, Davis. 2014.
5. Brown, Lemay, Bursten. 1998. Química la ciencia central. Séptima edición. México. Pearson. Prentice Hall.
6. Chang, Goldsby. 2016. Química. Duodécima edición en español. China. McGraw-Hill.



## **9. Anexos**

### **Para investigar y profundizar**

1. Dibuje una onda e identifique la longitud de onda, amplitud y frecuencia.
2. Realice una figura del espectro electromagnético, indicando las regiones del espectro, las longitudes de onda y las frecuencias.
3. Ordene las sales que fueron usadas durante el ensayo de la llama de mayor a menor energía, en función de los colores que presentó la llama para cada sal.
4. ¿Cuál es la diferencia entre radiación policromática y radiación monocromática?



## Práctica Número 6

### 1. Título

Mezclas y técnicas de separación

### 2. Objetivo

Identificar y diferenciar entre una mezcla homogénea y heterogénea.

Conocer e identificar los principios en los que se basan las diferentes técnicas de separación de mezclas, así como los criterios que deben tenerse en cuenta para la aplicación de cada técnica de separación.

### 3. Marco Teórico

La combinación de elementos, compuestos, moléculas, sales covalentes e iónicas, constituyen la mayoría de lo que consumimos para dormir, correr, caminar, cocinar y demás actividades de los otros seres vivos. Las mezclas pueden dividirse en dos grupos: **homogéneas**, en las que se observa una sola fase, es decir, no se puede distinguir ninguna diferencia en cualquier fracción de la mezcla, y **heterogéneas**, en las que es fácilmente observable más de una fase, es decir, no todas las partes de la mezcla son iguales. Históricamente los seres humanos han venido desarrollando método o técnicas de separación de mezclas que pueden ser simples o complejas. Aunque la ciencia y la tecnología avanzan muy de prisa, los principios físicos en los que se fundamentan las técnicas de separación se conservan y es posible aplicarlos en la clase de laboratorio.

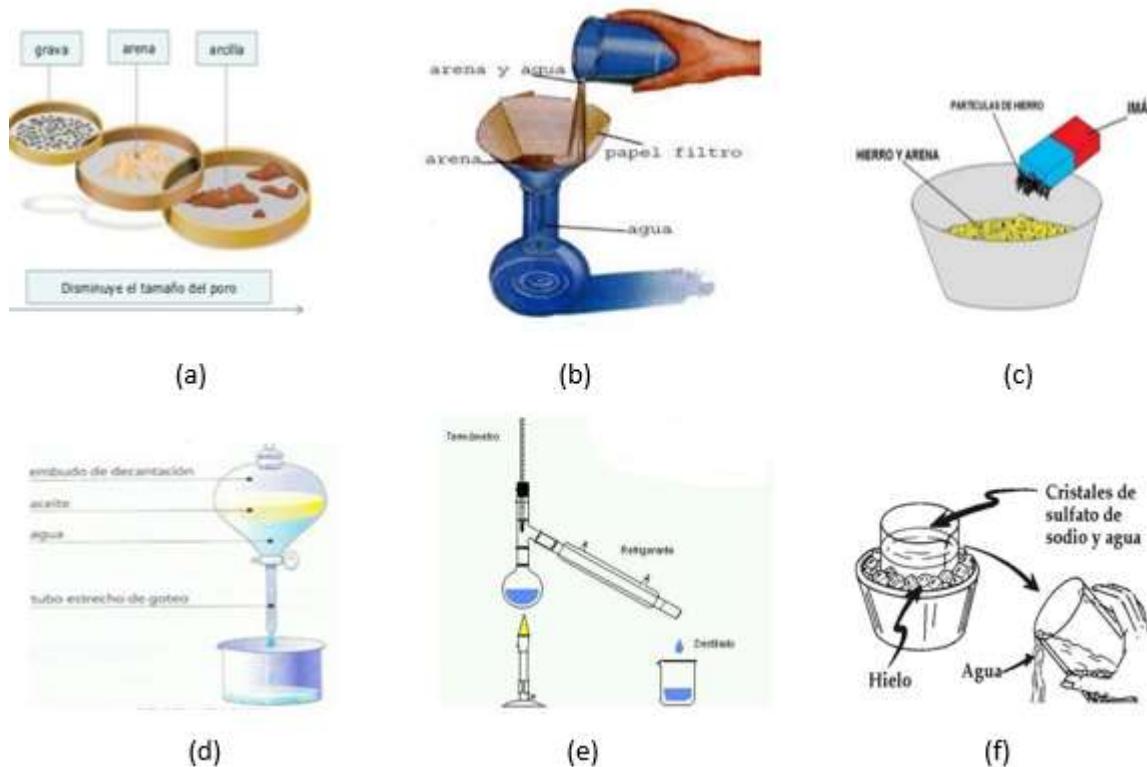
A continuación, enunciaremos algunos métodos de separación de mezclas. El **tamizado** se basa en la separación del material por el tamaño de partícula de los componentes de la mezcla, ver figura 1 (a). La **filtración**, ilustrada en la figura 1 (b), se fundamenta en la insolubilidad de uno o más componentes de la mezcla, en otro componente que por lo general es líquido, y para separarlos se emplea una membrana (filtro, papel filtro) con tamaño de poro menor al tamaño de los granos de la fase insoluble, lo cual, permite que el sólido se quede en la membrana y la solución homogénea o la fase líquida pase.

La **imantación**, figura 1 (c), se basa en las propiedades magnéticas de algunos materiales. Un ejemplo, de ello es cuando acercamos un imán a una muestra de arena de río, la magnetita que contiene la mezcla de arena se acerca al imán, y el óxido de silicio y de más minerales que contiene la arena se quedan en su sitio.

La **decantación**, figura 1 (d), se emplea para mezclas heterogéneas, y se fundamenta en la diferencia de densidad de los componentes de la mezcla, la parte de la mezcla que tenga mayor densidad siempre se organizará en la parte baja del recipiente, y la menos densa en la parte superior, esta técnica de



separación puede emplearse para mezclas tipo líquido-líquido, sólido-líquido, gas-gas, etc. La única condición es que sus componentes no sean miscibles entre sí. La **destilación**, figura 1 (e), se usa para separar soluciones homogéneas entre dos líquidos por su punto de ebullición, para ello la mezcla se calienta a una temperatura que sea igual al punto de ebullición del componente que tenga el menor punto de ebullición, con el objeto de que este se evapore y con ayuda de condensador, recuperar el líquido de la mezcla. La **cristalización**, figura 1 (f), se fundamenta en la capacidad de un líquido o gas en llegar al estado sólido, es común cuando al hacer reacciones químicas y se busca separar el producto de interés de los demás derivados de la reacción, o los reactivos de partida que no hayan reaccionado. Una manera de promover la cristalización es evaporando el solvente, ya sea por cambios de temperatura o de presión.



**Figura 1:** Esquemas representativos de algunos métodos de separación. (a) Tamizado, (b) Filtración, (c) Imantación, (d) Decantación, (e) Destilación, (f) Cristalización. Fuente: <https://www.pinterest.es/pin/400538960594882596/> Accedido 30/03/2018, modificada e integrada por lo autores.

Durante el laboratorio realizaremos distintas metodologías para la separación de mezclas homogéneas y heterogéneas. Con la intención de entender desde el



punto de vista práctico como suceden estas separaciones, cuales son las propiedades de la materia que se deben tener en cuenta y cuales son las características que debe cumplir una muestra para cada caso.

#### 4. Materiales, Equipos e Insumos

**Por cada equipo de trabajo.**

Vaso de precipitados de 50 mL (1)

Vaso de precipitados de 400 mL (1)

Vidrio reloj pequeño (1)

Varilla de vidrio (1)

Balanza de tres brazos (1)

Mechero de Bunsen (1)

Soporte universal (2)

Pinzas para tubo de ensayo (1)

Malla (1)

Aro con nuez (1)

Tubo de ensayo (5)

Termómetro (1)

Embudo de vidrio (1)

Papel de filtro (1)

Perlas de ebullición (3)

Equipo de destilación simple (1)

Pinzas con nuez (2)

Erlenmeyer de 150 mL (1)

Probeta de 100 mL (1)

Gradilla (1)

Pinzas (1)

Encendedor (1)

Hoja de papel bond (1)

Hojas recicladas tamaño carta (6)

\*Un paquete de 45 g de maní la especial, mezcla de frutos secos.

\* Bolsa de leche entera pequeña.

\* 100mL de Vinagre

\*Lapicero negro.

\*Los materiales marcados en \*, el estudiante debe presentarlo en el momento de la práctica.



## 5. Reactivos

20mL Alcohol etílico

20mL Acetona

Agua potable

**6. Procedimiento:** Se recomienda realizar la práctica en dos secciones, para abordar todos los ensayos, que se dividen en cuatro secciones.

**Procedimiento 1:** Separación de mezclas heterogéneas.

1. Con las hojas de papel recicladas, realizar cajitas de papel, donde serán depositados los diferentes componentes de la mezcla de maní.
  2. Calibrar la balanza de tres brazos, numerar las cajas y pesarlas vacías.
  3. Vaciar todo el contenido de la mezcla de maní la especial en una cajita vacía. Pesarlo.
  4. Con ayuda de las pinzas seleccionar cuidadosamente uno de los componentes del maní, ejemplo: todas las uvas pasas.
  5. Realizar el punto 4 con todos los componentes de la mezcla de maní.
  6. Pesar todas las cajitas con los materiales previamente seleccionados.
  7. Los residuos que no se puedan clasificar también deben ser pesados.
- NOTA: Todas las medidas realizadas en la balanza deben ser en triplicado y en el informe debe ser presentado su correspondiente análisis estadístico.

**Procedimiento 2:** Separación de mezclas homogéneas por cromatografía en papel.

1. Con la hoja de papel bond, completamente blanco y sin líneas, recortar una tira de 2 cm de ancho por 4 de largo.
2. Con un lapicero negro Faber Castell, sembrar un punto a medio centímetro de uno de los bordes mas angostos.
3. En un vaso de precipitados de 50 mL adicionar aproximadamente 5 mL de etanol.
4. Colocar dentro del vaso de precipitados el papel con la marca de lapicero en la base, cuidando de que el solvente no toque la marca de lapicero.
5. Tapar el recipiente con un vidrio de reloj pequeño.
6. Realizar los pasos del 1 al 5 del procedimiento 2 con acetona como solvente.
7. Escribir las observaciones pertinentes.

**Procedimiento 3:** Separación de mezclas homogéneas por destilación simple.

1. Realizar el montaje de destilación simple y el termómetro con previo acompañamiento de las indicaciones del profesor.



## Guía Unificada de Laboratorios

Código	FLA-23 v.00
Página	30 de 30

2. En el balón de destilación adicionar 60 mL de la mezcla alcohol-agua y adicionar 3 perlas de ebullición.
3. Verificar que el sistema está conectado correctamente, esperar la revisión del profesor antes de encender el mechero.
4. Encender el mechero para dar inicio al calentamiento del balón donde se encuentra la mezcla alcohol-agua.
5. Esperar hasta llegar a la temperatura de ebullición del alcohol.
6. Colectar el alcohol en un Erlenmeyer de 150 mL.
7. Medir el volumen de alcohol colectado y determinar el porcentaje de alcohol en la mezcla.

### Procedimiento 4: Separación de los componentes de la leche.

1. En el soporte universal colocar el aro con nuez, y sobre la nuez la malla para calentamiento.
2. En un vaso de precipitado de 400 mL adicionar agua a la mitad de la capacidad del vaso de precipitados y adicionar las perlas de ebullición.
3. Conectar el mechero en la salida de gas y verificar la conexión.
4. En un tubo de ensayo adicionar una cantidad de leche aproximadamente a la mitad de la capacidad del tubo de ensayo y 3 gotas de vinagre.
5. Asegurar el tubo de ensayo al soporte universal con ayuda de unas pinzas para tubo.
6. Sumergir el tubo en el vaso de precipitados de 400 mL.
7. Calentar el sistema con ayuda del mechero, hasta observar la formación de grumos correspondientes a las fases de la mezcla.
8. En un embudo de vidrio colocar el papel filtro y filtrar la mezcla en otro tubo de ensayo limpio y seco. Escribir las observaciones.
9. Calentar el filtrado anterior utilizando el montaje del vaso de precipitados de 400 mL.
10. Anotar las observaciones.

### 7. Nivel de Riesgo

Medio, tener cuidado con las quemaduras y el contacto con reactivos, seguir recomendaciones de las fichas de seguridad y docente.

### 8. Bibliografía

<https://www.pinterest.es/pin/400538960594882596/> Accedido 30/03/2018



## **9. Anexos**

### **Para investigar**

1. ¿Qué otro tipo de técnicas cromatográficas existen en la actualidad? Enumere algunas de sus aplicaciones.
2. ¿Qué otros tipos de destilación hay y en qué casos se usa?



## Práctica Número 7

### 1. Título

Nomenclatura, identificación de sustancias y reacciones químicas.

### 2. Objetivo

Utilizar la nomenclatura para identificar las sustancias que serán utilizadas en el laboratorio.

Observar las reacciones químicas que serán realizadas en el laboratorio y plantear ecuaciones para cada caso.

### 3. Marco Teórico

Las reacciones químicas permiten generar materiales como medicamentos, textiles, aceros especializados, computadores, carros, nutrientes, entre otras, aplicaciones. Las reacciones químicas tienen diversas características que las puede llevar a clasificarlas tal como se muestra en la **Figura 1**.

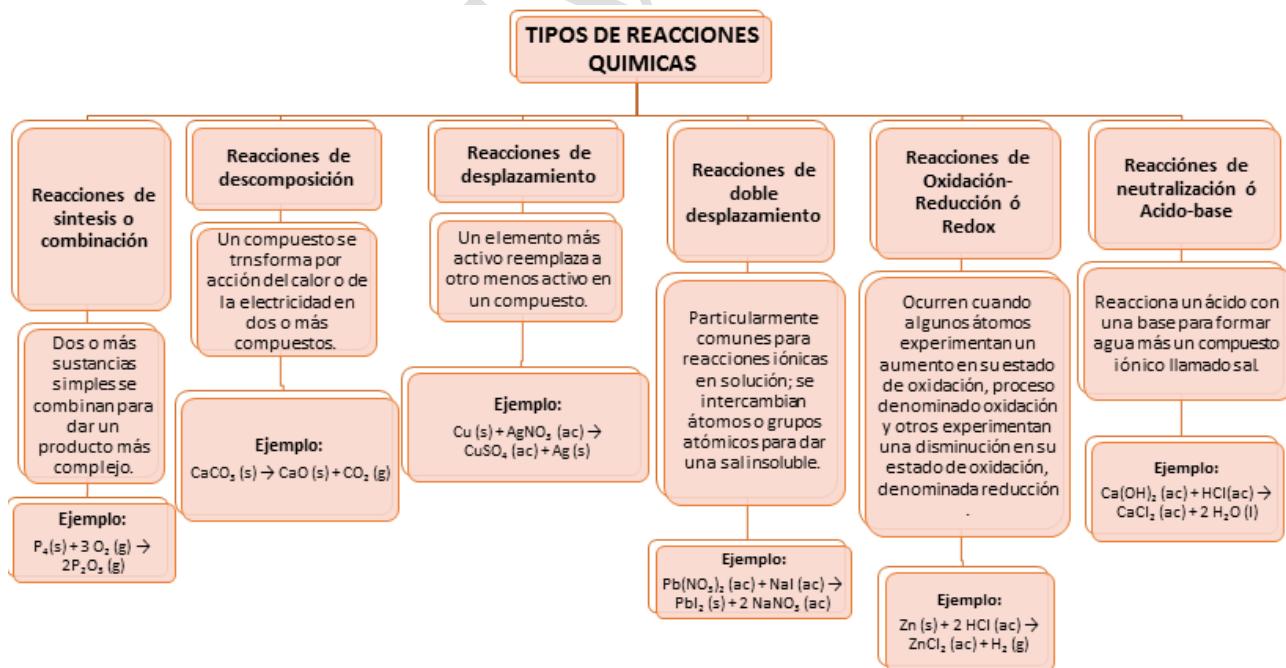


Figura 1. Tipo de reacciones químicas.



<b>Código</b>	FLA-23 v.00
<b>Página</b>	33 de 30

**4. Materiales, Equipos e Insumos**

Por cada equipo de trabajo.

Tubo de ensayo (4)  
Pipeta de 2 mL (1)  
Capsula de porcelana (1)  
Pinzas para tubo (1)  
Pinzas para capsula (1)  
Churrusco (1)  
Mechero  
Pipeteador  
Toallas de papel  
Guantes  
Gafas de seguridad  
Encendedor

**5. Reactivos**

NaOH 0,1 M  
Fenolfaleína  
HCL 0,1 M  
CaCl<sub>2</sub> 0,5 M  
NaOH 0,5 M  
Bicarbonato de sodio  
Papel alumínio  
Azufre sólido  
NaOH 2 M

**6. Procedimiento**

Para estudiar las diversas reacciones presentes en la naturaleza, se llevará a cabo el siguiente procedimiento:

**1. Reacción de Neutralización.**

Adicionar 1mL de NaOH 0,1M en un tubo de ensayo, luego agregar una gota de fenolftaleína, observar y registrar los cambios. Posteriormente, agregar 1mL de HCl 0,1M. Observar y registrar los cambios observados.

**2. Reacción de desplazamiento.**

Adicionar 0,5mL de CaCl<sub>2</sub> 0,5M, registrar el color, luego, agregar 1mL de NaOH 0,5M, agitar, dejar reposar 1minuto, observar y registrar los cambios.



<b>Código</b>	FLA-23 v.00
<b>Página</b>	34 de 30

### **3. Reacción de descomposición.**

Pesar una capsula de porcelana limpia y seca, luego, agregar 1g de bicarbonato de sodio, seguidamente, llevar la capsula de porcelana a la llama azul del mechero sobre el aro, por 15minutos, posteriormente, apagar el mechero y dejar enfriar la capsula, posteriormente, pesar la capsula con el sólido. Registrar los cambios y realizar análisis de lo evidenciado con la masa, teniendo en cuenta que la masa no se crea ni se destruye.

### **4. Reacción de combinación.**

En un tubo de ensayo limpio y seco agregar un trozo de papel aluminio de 0,5cmx0,5cm asegurándose que quede en el fondo del tubo, posteriormente agregar una pequeña porción de azufre sólido, por último, calentar hasta que el azufre inicie a fundirse, retirar el tubo de la llama y colocarlo en la gradilla de madera, esperar por 5minutos, observar y registrar los cambios.

### **5. Reacción de óxido-reducción.**

En tubo de ensayo agregue 1mL de NaOH 2M, posteriormente agregue un trozo de aluminio de papel aluminio de 0,5cmx0,5cm, observar y registrar cada uno de los cambios presentes, desde el momento que el aluminio cae a la solución de NaOH 2M.

6. Balancear cada una de las reacciones realizadas en los pasos del 1 al 5 y nombrar los compuestos de partida y sus productos.

### **7. Nivel de Riesgo**

Medio, tener cuidado con las quemaduras y el contacto con reactivos, seguir recomendaciones de las fichas de seguridad y docente.

### **8. Bibliografía**

1. <http://aprendeenlinea.udea.edu.co/lms/ocw/mod/page/view.php?id=246>. Accedido 31/03/2018

### **9. Anexos**

#### **Para investigar:**

1. Investigue dos ejemplos de cada uno de los tipos de reacciones que se exponen en la metodología.



## Práctica Número 8

### 1. Título

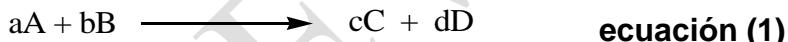
Ley de conservación de la masa.

### 2. Objetivo

Durante la práctica se verificará la ley de conservación de la masa experimentalmente, también serán realizados cálculos estequiométricos para corroborar las observaciones experimentales.

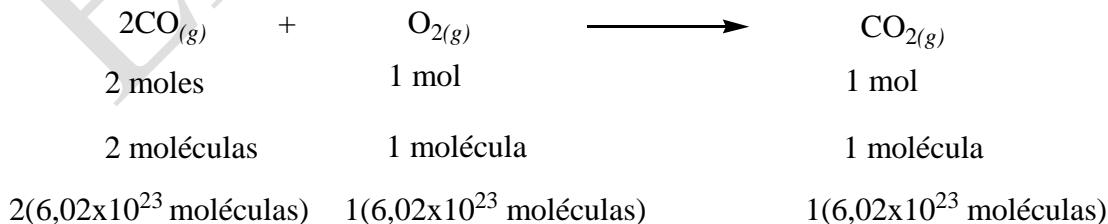
### 3. Marco Teórico

En 1785 fue propuesto por el Biólogo y Químico francés Antoine Lavoisier uno de los postulados más importantes de la ciencia, denominado ley de conservación de la masa. En su enunciado indica que todas las reacciones químicas que ocurren en la naturaleza la cantidad de materia que participa permanece constante, es decir que no cambia durante el proceso. Dicho en otras palabras, los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química, únicamente ocurre un reordenamiento de ellos. Para poder evidenciar las transformaciones de la materia sin la pérdida de masa, es necesario expresar las reacciones mediante ecuaciones químicas, **ecuación (1)**.



Donde **A** y **B** son los reactivos y **C** y **D** son los productos de la reacción. El signo (+) significa reacciona con y la flecha nos indica que **formará** los productos. Las letras en minúscula son denominadas coeficientes estequiométricos, que indican las proporciones en las cuales los reactivos deben mezclarse para obtener una determinada cantidad de producto. La **ecuación (2)** presenta un ejemplo particular del uso de los coeficientes estequiométricos.

#### ecuación (2)



A partir de una ecuación química balanceada, puede obtenerse información



cuantitativa que indique la cantidad de reactivos que deben mezclarse para formar un producto. Estas cantidades pueden expresarse en moles, moléculas y numero de Avogadro. Sin embargo, estas cantidades no pueden ser medidas en un laboratorio, así que es necesario hacer uso de los factores de conversión para determinar estas cantidades en términos medibles como unidades de masa y volumen.

La **ecuación (2)** podemos leerla como:

2 moles de CO reaccionan con 1 mol de O<sub>2</sub> para formar 1 mol de CO<sub>2</sub>.

O bien como:

2 moléculas de CO reaccionan con 1 molécula de O<sub>2</sub> para formar 1 molécula de CO<sub>2</sub>.

Durante la práctica, serán realizados cálculos estequiométricos haciendo uso de ecuaciones balanceadas para corroborar la ley de conservación de la masa.

#### 4. Materiales, Equipos e Insumos

##### Por equipo de trabajo

Gradilla (1)

Vaso de precipitados de 100 mL (1)

Tubos de ensayo (3)

Espátula (1)

Balanza de tres brazos (1)

Pipeta de 10 mL (1)

Pipeteador (1)

Churrusco (1)

#### 5. Reactivos

CaCO<sub>3</sub>

HCl 2M

NaOH 2M

Azúcar de mesa.

#### 6. Procedimiento

##### Procedimiento A:

1. Calibrar la balanza de tres brazos.
2. Colocar un tubo de ensayo dentro del vaso de precipitados limpios y secos.  
Pesar el conjunto, realizar las medidas en triplicado.
3. Sin bajar el conjunto (vaso de precipitados + tubo de ensayo), adicionar 0,3 gramos de CaCO<sub>3</sub> en el tubo de ensayo.
4. Nivelar la balanza.
5. Con ayuda de la pipeta y el pipeteador medir 1 mL de HCl 2,0 M.
6. Adicional el HCl al CaCO<sub>3</sub>, esperar 1 min.



## Guía Unificada de Laboratorios

Código	FLA-23 v.00
Página	37 de 30

7. Sacar el tubo del sistema para agitarlo cuidadosamente, colocar el tubo nuevamente en el vaso de precipitados.
8. Nivelar la balanza y registrar el peso.
9. Repetir los pasos 4, 5, 6 y 7.  
NOTA: agitar hasta observar una solución translúcida.
10. Con ayuda de la pipeta y el pipeteador medir 2 mL de NaOH 2,0 M.
11. Adicionar el NaOH al tubo de ensayo, equilibrar la balanza. Observar y registrar los cambios del sistema.
12. Agitar cuidadosamente el tubo de ensayo.
13. Pesar nuevamente el tubo de ensayo y verificar que no pierda ni gane masa.
14. Desmontar el sistema.

**NOTA:** No olvide descartar los residuos en el lugar indicado por su profesor.

### Procedimiento B:

1. Repetir los pasos 1 y 2 del procedimiento anterior.
2. Adicionar una pequeña porción de azúcar al tubo de ensayo (1,0 g).
3. Con ayuda de la pipeta y el pipeteador medir 2 mL de agua potable.
4. Adicionar el agua al sistema y nivelar la balanza.
5. Agitar hasta observar una solución homogénea.
6. Pesar nuevamente y verificar que no se pierda masa.
7. Desmontar el sistema.

### 7. Nivel de Riesgo

Medio, tener cuidado con las quemaduras y el contacto con reactivos, seguir recomendaciones de las fichas de seguridad y docente.

### 8. Bibliografía

- Brown, Lemay, Bursten. 1998. Química la ciencia central. Séptima edición. México. Pearson. Prentice Hall.
- Chang, Goldsby. 2016. Química. Duodécima edición en español. China. McGraw-Hill.
- Skoog, West, Holler. 1995. Química Analítica. Sexta edición. México. McGraw-Hill/INTERAMERICANA DE MÉXICO, S.A. de C.V.



<b>Código</b>	FLA-23 v.00
<b>Página</b>	38 de 30

## **9. Anexos**

1. Investigar la reacción entre el carbonato de calcio y el ácido clorhídrico.  
Escribir y balancear la ecuación química.
2. Investigar la reacción entre el carbonato de calcio y el hidróxido de sodio.  
Escribir y balancear la ecuación química.

EN REVISIÓN



## Práctica Número 9

### 1. Título

Gases

### 2. Objetivo

Obtener algunos gases en laboratorio a partir de reacciones sencillas, para posteriormente utilizar las ecuaciones de los gases para obtener la cantidad obtenida de los mismos.

### 3. Marco Teórico

Los gases son un componente importante de nuestro planeta. Su mayor presencia se encuentra en la atmósfera terrestre, que se compone principalmente de una mezcla de gases entre los que se encuentra el nitrógeno, oxígeno, ozono, dióxido de carbono, que hacen parte importante de los procesos biológicos y también podemos encontrar otros tipos de gases causados principalmente por la actividad humana.

Las sustancias que en condiciones normales de temperatura y presión son sólidas o líquidas, en principio también pueden existir en estado gaseoso. Las sustancias en estado gaseoso tienen comportamientos diferentes que, si se encuentran en estados sólido o líquido, así, por ejemplo, un gas puede expandirse espontáneamente hasta ocupar el volumen que lo contiene es decir que tienen un volumen variable, sin embargo, los sólidos y líquidos ocupan un volumen fijo es decir no se expanden hasta ocupar todo el volumen que los contiene ni pueden ser comprimidos.

En experimentos realizados con un número variado de gases se encontró que hay cuatro variables que es necesario tener en cuenta para definir el comportamiento de un gas, estas variables son denominadas variables de estado y son: temperatura  $T$ , presión  $P$ , volumen  $V$ , cantidad de materia expresada en número de moles  $n$ . Las ecuaciones que relacionan estas cuatro variables son conocidas como leyes de los gases. Antes de hablar de ellas definiremos brevemente las variables de estado. La presión es la fuerza o empuje que actúa por unidad de área y está definida por la **ecuación 1**.

$$P = \frac{F}{A} \quad \text{ecuación 1.}$$

Donde a su vez la fuerza se define como la masa de cualquier cuerpo multiplicada



por su aceleración, ver **ecuación 2.**

$$F = ma \quad \text{ecuación 2.}$$

La temperatura puede relacionarse con la energía cinética promedio de las partículas, y sus unidades en el SI son Kelvin (K). El volumen puede ser definido de una forma sencilla como el espacio que ocupa una masa o un cuerpo, la unidad SI es el m<sup>3</sup>, para efectos prácticos en química utilizamos comúnmente unidades más pequeñas como el decímetro cubico dm<sup>3</sup> o litro L otra unidad utilizada en química es el mililitro mL equivalente a un centímetro cubico cm<sup>3</sup>. Por último, la cantidad de materia o de sustancia cuya unidad SI es el mol.

**La relación entre la presión-volumen** está dada por la ley de Boyle, Robert Boyle fue el primer investigador en establecer la relación entre la presión de un gas y su volumen. Donde encontró que el volumen ocupado por un gas que se encuentra a temperatura constante es inversamente proporcional a la presión. Esta relación se puede expresar mediante la **ecuación 3.**

$$V = \text{constante} \times \frac{1}{P} \quad \text{o} \quad PV = \text{constante} \quad \text{ecuación 3.}$$

**La relación entre la temperatura-volumen** está dada por la ley de Charles, el científico francés Jacques Charles en sus observaciones encontró que a una presión constante y a una cantidad fija de gas el volumen del gas aumentaba proporcionalmente con la temperatura. Esta relación se expresa con la **ecuación 4.**

$$V = \text{constante} \times T \quad \text{o} \quad \frac{V}{T} = \text{constante} \quad \text{ecuación 4.}$$

Por último, **la relación entre la cantidad de sustancia-volumen** está dada por la ley de Avogadro. La ley de Avogadro se obtuvo a partir de la hipótesis de Avogadro y de las observaciones de Gay-Lussac. De una forma sencilla la ley de Avogadro indica que a temperatura y presión constantes el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas. La **ecuación 5** expresa esta relación.

$$V = \text{constante} \times n \quad \text{ecuación 5.}$$

Las tres leyes anteriores se obtuvieron manteniendo constantes dos de las cuatro variables de estado. A partir de estas leyes se puede llegar a una expresión general que relaciona todas las variables de estado en una única ecuación, conocida como **ecuación del gas ideal**. Ver **ecuación 6.**



<b>Código</b>	FLA-23 v.00
<b>Página</b>	41 de 30

$$PV = nRT \quad \text{ecuación 6.}$$

Donde:

P es la presión y está dada en atmosferas (atm)

V es el volumen y esta dado en litros (L)

n es la cantidad de gas en número de moles

T es la temperatura del sistema (K)

R es la constante de proporcionalidad de los gases = 0,08206 atm\*L/mol\*K

Durante la práctica utilizaremos las ecuaciones de los gases para determinar el número de moles producido a partir de reacciones simples, teniendo en cuenta los conocimientos obtenidos en las prácticas anteriores.

#### **4. Materiales, Equipos e Insumos**

##### **Por equipo de trabajo**

Cubeta de vidrio (1)

Probeta de 50 mL (1)

Tubo de ensayo con salida lateral (1)

Tapón para tubo de ensayo, sin agujeros (1)

Vaso de precipitados de 100 mL (1)

Soporte universal (2)

Pinzas para tubo (1)

Pinzas adicionales para sujetar la probeta (1)

Pipeta de 10 mL (2)

Pipeteador (1)

Termómetro (1)

Manguera para tubo (1)

Teflón

Encendedor (1)

Churrusco (1)

#### **5. Reactivos**

HCl 2M

NaOH 3M

CaCO<sub>3</sub>

Papel aluminio

Agua potable



## 6. Procedimiento

### Procedimiento A: Reacción del HCl con aluminio.

1. Llenar la cubeta con agua de la llave hasta completar  $\frac{3}{4}$  partes.
2. En un soporte universal, fijar el tubo con desprendimiento lateral a 10 cm de altura, utilizando las pinzas para tubo.
3. Colocar la cubeta de vidrio en la base del otro soporte universal.
4. Llenar la probeta con agua potable hasta el tope, cuidadosamente colocarla dentro de la cubeta en forma invertida.  
NOTA: evite dejar burbujas al interior de la probeta.
5. Fijar la probeta en forma invertida al soporte universal con ayuda de la pinza. Dejándola aproximadamente a 3 cm de la base de la cubeta.
6. Sumergir la manguera en el agua para eliminar el aire.
7. Introducir cuidadosamente la manguera dentro de la probeta.
8. Fijar el otro extremo de la manguera a la salida lateral del tubo de ensayo.
9. Pipetear 1,5 mL de HCl 2M y adicionarlos en el tubo de ensayo con salida.
10. Cortar 3 tiras de papel aluminio de aproximadamente 0,5 cm x 1 cm.
11. Adicionar las tiras de papel aluminio al tubo de ensayo, tapar el sistema con el tapón.
12. Sellar el sistema con teflón.
13. Calentar la base del tubo con el encendedor hasta observar las primeras burbujas.
14. Una vez terminada la reacción, medir la temperatura del agua con el termómetro.
15. Tomar nota del volumen desplazado en la reacción.
16. Desmontar el tubo con los residuos de la reacción.  
NOTA: No olvide descartar los residuos en el lugar indicado por su profesor.
17. Lavar el sistema y dejarlo listo para la siguiente reacción.

### Procedimiento B: Reacción de NaOH con aluminio.

1. Repetir los pasos del 2 al 8 del procedimiento A.
2. Pipetear 1,5 mL de NaOH 3M y adicionarlos en el tubo de ensayo.
3. Repetir los pasos del 10 al 17 del procedimiento A.

### Procedimiento C: Reacción de HCl con CaCO<sub>3</sub>.

1. Repetir los pasos del 2 al 9 del procedimiento A.
2. Adicionar con ayuda de una espátula pequeña, una pequeña cantidad de CaCO<sub>3</sub>.  
NOTA: Sellar e sistema rápidamente una vez adicionado el CaCO<sub>3</sub>, pues esta reacción es espontánea.



3. Repetir los pasos del 14 al 16 del procedimiento A.

## **7. Nivel de Riesgo**

Medio, tener cuidado con las quemaduras y el contacto con reactivos, seguir recomendaciones de las fichas de seguridad y docente.

## **8. Bibliografía**

1. <http://quimicainteractiva11.blogspot.com.co/2016/04/soluciones-quimicas-las-son-sistemas.html> .Accedida 31/03/2018
2. <http://eduard-quimica.blogspot.com.co/2012/05/soluciones-unidades-de-concentracion.html> Accedida 31/03/2018
3. Chang, Raymond. Química. 7ma ed. México: McGraw-Hill, 2002. p. 128, 472. ISBN 0-07-365601-1.
4. Brown, Lemay, Bursten. 1998. Química la ciencia central. Séptima edición. México. Pearson. Prentice Hall.
5. Chang, Goldsby. 2016. Química. Duodécima edición en español. China. McGraw-Hill.

## **9. Anexos**

### **Para investigar**

1. Investigue cual fue el experimento que realizo Robert Boyle para llegar a la ley que lleva su nombre.
2. Investigue las observaciones y experimentos de Joseph Louis Gay-Lussac y la consecuente hipótesis de Avogadro.



## Práctica Número 10

### 1. Título

Soluciones básicas, ácidas y neutras.

### 2. Objetivo

Reconocer el concepto de acidez y basicidad desde el punto de vista práctico por medio de la identificación de sustancias ácidas, básicas y neutras de uso cotidiano con el empleo de indicadores.

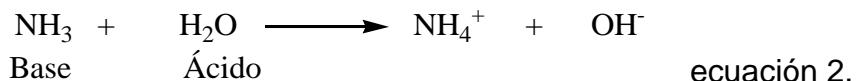
### 3. Marco Teórico

Las soluciones homogéneas pueden ser gaseosas, líquidas o sólidas y su concentración expresa la relación del soluto y solvente en diversas unidades como molaridad, molalidad, normalidad, partes por millón, porcentaje peso-peso y peso-volumen, entre otras unidades.

Una solución puede ser ácida, básica o neutra. La definición de ácido y base tiene diversos postulados desde donde se puede analizar sus conceptos, el primer concepto aceptado por la comunidad científica fue propuesto por S.A. Arrhenius, en el cual los ácidos y bases pueden ser considerados como electrolitos fuertes o débiles. Un electrolito fuerte según su definición es una sustancia que en disolución acuosa de disocia completamente, es decir solo existe en forma iónica. Por otra parte, un electrolito débil es una sustancia que en disolución acuosa se disocia parcialmente es decir que existe como ion y como molécula. Así, al disolverse el HCl en agua forma iones  $H^+$  y  $Cl^-$ , conforme se muestra en la **ecuación 1**.



Otra definición de ácidos y base fue dada de manera independiente en 1923 por J.N Bronsted y T.M Lowry los cuales afirmaron que los ácidos son sustancias donadoras de protones y las bases son sustancia aceptoras de protones. Conforme se presenta en la **ecuación 2**.



En el laboratorio podemos identificar si las sustancias son ácidas, básicas o neutras por medio de indicadores de pH. El pH es una medida de la concentración



de protones presentes en una muestra. Estos indicadores se adicionan a la muestra y se caracterizan por cambiar de color dependiendo del pH de la muestra. Así, por el ejemplo, el indicador Naranja de metilo cambia de color Rojo a naranja-amarillo en pH de 3,1 a 4,4. Como este, hay indicadores en el mercado que trabajan en escalas de pH diferentes. Como son el azul de bromo timol, fenolftaleína, papel tornasol, papel indicador universal.

Durante la práctica identificaremos el carácter ácido, básico o neutro de algunas sustancias cotidianas con ayuda de papel indicador e sustancias indicadoras de pH.

#### **4. Materiales, Equipos e Insumos**

##### **Por equipo de trabajo**

Vidrios de reloj pequeño (6).  
Churrusco (1)  
Pipeta de 5 mL (2)  
Pipeteador (1)  
Papel indicador universal  
Papel tornasol  
Papel toalla  
Marcadores  
Guantes

#### **5. Reactivos**

HCl 0,1M  
NaOH 0,1M  
Fenolftaleína  
Azul de bromo timol  
Vinagre  
Solución de Fenolftaleína  
Un limón.  
10 mL de límpido.  
10 mL de alcohol escéptico  
2 g de jabón.  
Agua potable  
Aspirina efervescente  
Un sobre de azúcar de 5 g  
5 g de sal de mesa.



## 6. Procedimiento

### Registro del pH de soluciones comunes del hogar.

1. Colocar los vidrios de reloj, limpios y secos, sobre una hoja blanca.
2. Marcar cada uno de los vidrios de reloj con los nombres de las sustancias que serán analizadas.
3. Agregar 1 mL de cada una de las muestras mencionadas en los reactivos (HCl, NaOH, vinagre, jugo de limón, límpido, alcohol, agua jabonosa, agua potable, solución de aspirina, solución azucarada, solución de sal).
4. Recortar seis trozos de 0,5 cm de papel indicador.
5. Registrar el pH de cada una de las sustancias presentes en los vidrios de reloj, con ayuda de la escala mostrada en el empaque del papel indicador. Consultar al docente para instrucciones.
6. Realizar una tabla donde serán reportados los valores de pH de acuerdo con la escala del papel indicador y los cambios de color de los demás indicadores.

## 7. Nivel de Riesgo

Bajo, tener cuidado con las quemaduras y el contacto con reactivos, seguir recomendaciones de las fichas de seguridad y docente.

## 8. Bibliografía

1. <http://eduard-quimica.blogspot.com.co/2012/05/soluciones-unidades-de-concentracion.html> Accedida 31/03/2018
2. Chang, Raymond. Química. 7ma ed. México: McGraw-Hill, 2002. p. 128, 472. ISBN 0-07-365601-1.
3. Brown, Lemay, Bursten. 1998. Química la ciencia central. Séptima edición. México. Pearson. Prentice Hall.
4. Chang, Goldsby. 2016. Química. Duodécima edición en español. China. McGraw-Hill.

## 9. Anexos

### Para investigar

1. Realice una tabla donde indique las escalas de pH en las que trabaja el azul de bromo timo y la fenolftaleína.
2. Plantee tres ecuaciones químicas e indique cuales son ácidos o bases según la definición de Arrhenius, y la definición de Bronsted-Lowry.
3. Investigue la definición de ácidos y bases de Lewis.



## Práctica Número 11

### 1. Título

Soluciones y titulaciones

### 2. Objetivo

Preparar en el laboratorio soluciones y familiarizarse con las formas de expresar la concentración. Determinar la concentración de una solución mediante la titulación ácido-base.

### 3. Marco Teórico

#### SOLUCIONES

Las soluciones homogéneas pueden ser gaseosas, líquidas o sólidas y su concentración expresa la relación del soluto y solvente en diversas unidades. Ver **figura 1**.



Figura 1: Esquema representativo de una solución.

Las **soluciones** se definen como una mezcla homogénea de dos o más sustancias en las que el **solvente** es el componente de la solución que se encuentra en mayor proporción y el **sólido** es aquella sustancia que está en menor proporción, es decir que esta disuelta en el solvente. Entonces, si mezclamos una pequeña cantidad de sal de mesa o azúcar en 1 litro de agua y agitamos hasta disolver estaríamos preparando una solución en la que el agua sería el solvente y el azúcar o la sal en cada caso sería el sólido.

Hay varias formas de expresar la **concentración** en una solución, es decir las proporciones en las que se encuentran los solutos y el solvente. Se dice que una



solución está más concentrada cuando más soluto es disuelto en una misma cantidad de solvente. La manera más comúnmente utilizada para medir la concentración es a través de la **molaridad (M)** y se define como el número de moles de soluto sobre litro de solución según la **ecuación 1**.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Litro de solución}} \quad \text{ecuación (1)}$$

Así, por ejemplo, si nos dicen que una solución de HCl 0,1 M significa que contiene 0,1 moles de HCl por cada litro de solución.

Cuando utilizamos soluciones concentradas también llamadas **soluciones stock** para preparar soluciones menos concentradas estamos realizando una **dilución**. Para realizar el proceso de dilución utilizamos la **ecuación 2**.

$$C_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = C_{\text{final}} \times V_{\text{final}} \quad \text{ecuación (2)}$$

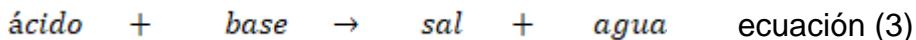
Donde C es la concentración que está dada en molaridad y V es el volumen inicial y final.

## ACIDOS Y BASES

Los **ácidos** podemos definirlos como sustancias que se ionizan para liberar H<sup>+</sup> son sustancias que reaccionan con metales para formar hidrógeno gaseoso, por otra parte, las disoluciones acuosas de ácidos conducen la electricidad y su pH se encuentra por debajo de 7.

Las **bases** pueden definirse como sustancias que al disolverse en agua también conducen la electricidad y se ionizan para liberar iones OH<sup>-</sup>. Su pH se encuentra por encima de 7.

En la práctica anterior identificamos sustancias ácidas y básicas comunes y los indicadores que pueden utilizarse en cada caso. Sin embargo, las sustancias ácidas y básicas pueden neutralizarse. Generalmente una reacción de neutralización es una reacción entre un ácido y una base como se presenta en la **ecuación 3**.



La **tabla 1** presenta las principales unidades de concentración en química.

**Tabla 1:** Unidades de concentraciones químicas

MOLARIDAD	MOLALIDAD	NORMALIDAD
$M = n_{sto}/V_{soln} \text{ (L)}$	$m = n_{sto}/Kg_{sue}$	$N = eq_{sto}/V_{soln}$ $N = equ * M$
Moles /litros	Moles /Kg	Equ/litro
FRACTÍON MOLAR	PORCENTAJE EN MOL	PORCENTAJE EN PESO
$X = n_{sto}/n_{totales}$	%mol=X*100	%p/p= (W_{sto}/W_{soln}) * 100
PORCENTAJE EN VOLUMEN	RELACIÓN % PESO/VOLUMEN	PARTES POR MILLÓN
$\%V/V = (V_{sto}/V_{soln}) * 100$	$\%P/V = (W_{sto}/V_{soln}) * 100$	ppm= $mg_{sto}/Kg_{soln}$

## TITULACIONES

La valoración o titulación ácido-base es una forma de determinar cuantitativamente el grado de acidez o basicidad de una muestra. En esta técnica se utiliza una disolución de concentración conocida llamada solución estándar o solución patrón, esta solución se agrega en una bureta graduada. En otro recipiente generalmente un Erlenmeyer, se adiciona una muestra de concentración desconocida con un indicador, y lentamente se va adicionando solución patrón hasta que la solución de muestra desconocida cambie de color con presencia del indicador. Durante esta práctica aprenderemos a preparar patrones y utilizarlos para realizar la titulación de muestras desconocidas.

### 4. Materiales, Equipos e Insumos

#### Por equipo de trabajo

- Probetas de 25 mL (2)
- Soporte universal (1)
- Pinzas para bureta (1)
- Bureta de 50 mL (1)
- Balón aforado de 50 mL (2)
- Vaso de precipitados de 100 mL (3)
- Embudo pequeño (1)



Erlenmeyer de 100 mL (2)

Goteros (3)

Churrusco (1)

Sharpie

## 5. Reactivos

NaOH 0,1M

HCl 0,1 M

Fenolftaleína

Agua destilada

## 6. Procedimiento

### Procedimiento A: preparación de la dilución de HCl a partir de una solución concentrada.

1. Lavar el balón aforado de 50 mL.
2. Purgar con agua destilada el balón aforado.
3. Purgar la probeta de 25 mL y el embudo con agua destilada, dos veces.
4. Purgar la probeta de 25 mL con HCl al 0,1 M.
5. Medir el volumen calculado de HCl 0,1 M en la probeta de 25 mL ayudándose del gotero para ajustar el menisco.
6. Agregar una porción pequeña de agua destilada al balón aforado.
7. Transvasar el volumen medido de HCl 0,1M al balón aforado.
8. Realizar lavados a la probeta con agua destilada.
9. Aforar con ayuda del gotero.
10. Tapar el balón aforado con su respectiva tapa.
11. Homogenizar la solución, siguiendo indicaciones del profesor.

### Procedimiento B: Preparación de la solución de NaOH a partir de una solución concentrada.

1. Repetir el paso del 1 al 3 del procedimiento A.
2. Purgar con NaOH 0,1 M la probeta de 25 mL.
3. Medir en la probeta de 25 mL el volumen de NaOH 0,1 M y llegar al menisco con ayuda del gotero.
4. Repetir los pasos del 6 al 11 del procedimiento A.

**Procedimiento C: Titulación.**

1. Realizar el montaje para la titulación, fijando la bureta en el soporte universal con ayuda de las pinzas.
2. Purgar la bureta agregando una pequeña cantidad de NaOH 0,01 M preparada en el procedimiento B.
3. Llenar la bureta con ayuda del embudo pequeño, hasta una escala de referencia.
4. Abrir la llave de la bureta para retirar las burbujas presentes en el sistema.
5. Medir con la probeta 10 mL de HCl al 0,01M preparado en el procedimiento A.
6. Llevar a un erlenmeyer los 10 mL de HCl medidos.
7. Agregar 2 gotas de indicador de fenolftaleína y agitar por 10 segundos.
8. Colocar el erlenmeyer debajo de la bureta, siguiendo indicaciones del profesor.
9. Abrir la llave de la bureta para iniciar titulación.  
**NOTA:** Tenga cuidado de que la base no toque las paredes del erlenmeyer para evitar errores en la titulación. Mantenga agitación constante y realice el goteo lentamente.
10. Repetir el paso 9 hasta observar que el erlenmeyer cambie a una coloración Rosa pálida.

**7. Nivel de Riesgo**

Medio, tener cuidado con las quemaduras y el contacto con reactivos, seguir recomendaciones de las fichas de seguridad y docente.

**8. Bibliografía**

- Brown, Lemay, Bursten. 1998. Química la ciencia central. Séptima edición. México. Pearson. Prentice Hall.
- Chang, Goldsby. 2016. Química. Duodécima edición en español. China. McGraw-Hill.
- Skoog, West, Holler. 1995. Química Analítica. Sexta edición. México. McGraw-Hill/INTERAMERICANA DE MÉXICO, S.A. de C.V.