

**PRÁCTICAS DE LABORATORIO**  
EN QUÍMICA GENERAL



Edgar Eduardo Vargas Aguilar  
Nidia Yaneth Torres Merchán

# PRÁCTICAS DE LABORATORIO

## EN QUÍMICA GENERAL

Universidad Pedagógica y Tecnológica de Colombia  
Facultad de Ciencias de la Educación

2020



Prácticas de laboratorio en química general.

ISBN: 978-958-660-466-6

Dewey 500/540.

1. Química general. 2. Prácticas experimentales.  
3. Enseñanza de la química. 4. Didáctica de las ciencias.



## **Prácticas de laboratorio en química general**

Primera Edición, 2020  
200 ejemplares (impresos)  
ISBN: 978-958-660-466-6

Libro No. 11 - Colección 80 años UPTC

© Universidad Pedagógica y Tecnológica de Colombia, 2020

## **Rector, UPTC**

Óscar Hernán Ramírez

## **Comité Editorial**

Manuel Humberto Restrepo Domínguez, Ph. D.  
Enrique Vera López, Ph. D.  
Yolima Bolívar Suárez, Mg.  
Sandra Gabriela Numpaque Piracoca, Mg.  
Olga Yaneth Acuña Rodríguez, Ph. D.  
María Eugenia Morales Puentes, Ph. D.  
Edgar Nelson López López, Mg.  
Zaida Zarely Ojeda Pérez, Ph. D.  
Carlos Mauricio Moreno Téllez, Ph. D.

## **Editora en Jefe**

Lida Esperanza Riscanevo Espitia, Ph. D.

## **Coordinadora Editorial**

Andrea María Numpaque Acosta, Mg.

## **Impresión**

Búhos Editores Ltda.  
Calle 57 No. 9 - 36  
Tunja - Boyacá - Colombia

Libro financiado por la Facultad de Ciencias de la Educación. Se permite la reproducción parcial o total con la autorización expresa de los titulares del derecho de autor. Este libro es registrado en Depósito Legal, según lo establecido en la Ley 44 de 1993, el Decreto 460 del 16 de marzo de 1995, el Decreto 2150 de 1995 y el Decreto 358 de 2000.

Libro académico.

Citación: Vargas Aguilar, Edgar Eduardo; Torres Merchán, Nidia Yaneth (2020). *Prácticas de laboratorio en química general*. Tunja: Editorial UPTC. Colección 80 años - Facultad de Ciencias de la Educación, No. 11.

## ***Colección 80 Años***



### **Facultad de Ciencias de la Educación**

#### **Director de la Colección**

Dr. Julio Aldemar Gómez Castañeda

Decano

#### **Sub-Comité de Publicaciones**

#### **de la Facultad de Ciencias de la Educación**

Antonio E. de Pedro - Doctor en Historia del Arte

Pedro María Argüello García - Doctor en Antropología

Rafael Enrique Buitrago Bonilla - Doctor en Educación Musical

Claudia Liliana Sánchez Sáenz - Doctora en Educación

#### **Corrector de Estilo**

Adán Alberto Ramírez Santos

#### **Diseñador de la Colección:**

Pedro Alejandro Leguizamón Páez

#### **Diseñador del Logo de la Colección:**

Pedro Alejandro Leguizamón Páez

Libro N° 11

**Autores:** Edgar Eduardo Vargas Aguilar

Nidia Yaneth Torres Merchán

**Título:** Prácticas de laboratorio en química general

**Diseño de Portada:** Karol Fernanda Ramos

Las opiniones vertidas en los textos son de entera responsabilidad del autor.



---

## CONTENIDO

|                                                               |     |
|---------------------------------------------------------------|-----|
| INTRODUCCIÓN.....                                             | 13  |
| PICTOGRAMAS DE SEGURIDAD.....                                 | 16  |
| LABORATORIO N.º 1.                                            |     |
| Introducción al trabajo en el laboratorio.....                | 19  |
| LABORATORIO N.º 2.                                            |     |
| Material de laboratorio y manejo de material volumétrico..... | 29  |
| LABORATORIO N.º 3                                             |     |
| Densidad de sólidos y líquidos .....                          | 39  |
| LABORATORIO N.º 4                                             |     |
| Mezclas y métodos de separación .....                         | 51  |
| LABORATORIO N.º 5                                             |     |
| Cambios físicos y químicos .....                              | 67  |
| LABORATORIO N.º 6                                             |     |
| Temperatura de ebullición y de fusión .....                   | 79  |
| LABORATORIO N.º 7                                             |     |
| Nomenclatura inorgánica .....                                 | 91  |
| LABORATORIO N.º 8                                             |     |
| Reacciones químicas y equilibrio químico .....                | 103 |
| LABORATORIO N.º 9                                             |     |
| Identificación de hidrógeno y oxígeno .....                   | 115 |
| LABORATORIO N.º 10                                            |     |
| Propiedades y preparación de soluciones .....                 | 127 |
| LABORATORIO N.º 11                                            |     |
| Propiedades y preparación de disoluciones .....               | 141 |
| LABORATORIO N.º 12                                            |     |
| Determinación de ph de algunos ácidos, bases y sales.....     | 147 |
| LABORATORIO N.º 13                                            |     |
| Preparación de soluciones amortiguadoras (buffer) .....       | 157 |



---

## LISTA DE TABLAS

|                                                                                          |    |
|------------------------------------------------------------------------------------------|----|
| Tabla 1. Descripción de los ítems de cada guía de laboratorio.....                       | 15 |
| Tabla 2. Registro de información de reactivos 1 .....                                    | 25 |
| Tabla 3. Registro de información de reactivos 2 .....                                    | 26 |
| Tabla 4. Consulta documental sobre equipos de laboratorio en química.....                | 33 |
| Tabla 5. Registro de información sobre instrumentos de laboratorio .....                 | 36 |
| Tabla 6. Registro de información de resultados sobre volumen .....                       | 36 |
| Tabla 7. Datos de resultados .....                                                       | 37 |
| Tabla 8. Predicciones y verificación de volumen.....                                     | 37 |
| Tabla 10. Determinación de densidades 1 .....                                            | 44 |
| Tabla 11. Determinación de densidades 2 .....                                            | 44 |
| Tabla 12. Determinación de volúmenes.....                                                | 45 |
| Tabla 13. Determinación de densidades 3.....                                             | 45 |
| Tabla 14. Densidad del alcohol en el <i>beaker</i> .....                                 | 46 |
| Tabla 15. Cálculo de densidad de alcohol en picnómetro.....                              | 48 |
| Tabla 16. Tipos de mezclas .....                                                         | 60 |
| Tabla 17. Mezclas homogéneas y heterogéneas .....                                        | 61 |
| Tabla 18. Registro de temperatura en función del tiempo .....                            | 63 |
| Tabla 19. Reconocimiento de cambios físicos y químicos.....                              | 73 |
| Tabla 20. Temperaturas de fusión (°C) de algunas sustancias .....                        | 81 |
| Tabla 21. Variación de temperatura con relación a la presión de algunas sustancias ..... | 81 |
| Tabla 22. Datos de temperatura y presión.....                                            | 87 |
| Tabla 23. Registro de resultados de fusión en diferentes escalas de temperatura.....     | 87 |
| Tabla 24. Registro de resultados de ebullición en diferentes escalas de temperatura..... | 87 |

|                                                                                                                 |     |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----|
| Tabla 25. Registro de resultados sobre corrección de los puntos de ebullición .....                             | 88  |
| Tabla 26. Registro de resultados de los elementos utilizados y el tipo de cambio producido .....                | 99  |
| Tabla 27. Formación de compuestos a partir de aniones y cationes.....                                           | 100 |
| Tabla 28. Reactivos y cantidades en mL para cada tubo de ensayo                                                 | 108 |
| Tabla 29. Reactivos y cantidades en mL para cada tubo de ensayo en condiciones diferentes de temperatura .....  | 109 |
| Tabla 30. Reactivos y cantidades en mL para cada tubo de ensayo en condiciones diferentes de tiempo .....       | 109 |
| Tabla 31. Resultados de las reacciones ocurridas en la práctica.....                                            | 121 |
| Tabla 32. Resultados sobre las reacciones ocurridas en la práctica para cada ácido.....                         | 122 |
| Tabla 33. Resultados de algunos solventes con solutos .....                                                     | 133 |
| Tabla 34. Reporte de resultados de agua y éter de petróleo con algunos compuestos.....                          | 134 |
| Tabla 35. Reporte de la relación de soluciones y cantidad de soluto para preparar soluciones.....               | 136 |
| Tabla n.º 36. Registro de datos de algunos valores para preparación de disoluciones. ....                       | 143 |
| Tabla 37. Registro de datos de algunos valores para la preparación de disoluciones en concentración % v/v ..... | 143 |
| Tabla 38. Resultados de valores para disoluciones .....                                                         | 144 |
| Tabla 39. Resultados para cálculos de disoluciones .....                                                        | 145 |
| Tabla 40. Resultados del pH de diferentes sustancias.....                                                       | 152 |
| Tabla 41. Resultados de pH para HCl y NaOH .....                                                                | 153 |
| Tabla 42. Reporte de resultados de pH en función de volumen .....                                               | 163 |

---

## LISTA DE FIGURAS

|                                                                |     |
|----------------------------------------------------------------|-----|
| Figura 1. Descripción de cada práctica de laboratorio.....     | 15  |
| Figura 2. Pictogramas de seguridad en química .....            | 16  |
| Figura 3. Pictogramas de seguridad de algunos productos .....  | 17  |
| Figura 4. Equipo de destilación simple .....                   | 56  |
| Figura 5. Montaje para la terminación de punto de fusión ..... | 85  |
| Figura 6. Tubo invertido para capturar hidrógeno .....         | 118 |
| Figura 7. Aparato generador .....                              | 119 |
| Figura 8. Sistema de electrólisis del agua .....               | 120 |



---

## INTRODUCCIÓN

El trabajo práctico experimental permite al estudiante contrastar información, visualizar procesos, comprender conceptos, desarrollar habilidades de la ciencia escolar y complementar los conocimientos adquiridos teóricamente. Desde esta mirada, el presente manual pretende desarrollar un contenido práctico, experimental y contextualizado, dada la importancia que tiene el abordaje de los trabajos prácticos de laboratorio en el campo de la educación en Ciencias Naturales al favorecer la apropiación de los conceptos científicos, además de convertirse en un espacio para mejorar la comunicación, colaboración y programación de actividades entre los docentes y los estudiantes, al tiempo que vincula más estrechamente los procesos de enseñanza entre formación docente y ejercicio.

Así pues, este manual proporciona a los estudiantes que cursan la asignatura de Química general un recurso didáctico para facilitar la comprensión de los conceptos. En el diseño de cada una de las prácticas experimentales se estipularon contenidos y actividades didácticas que susciten el aprendizaje de los conceptos químicos, favoreciendo el desarrollo de habilidades científicas a través de un aprendizaje autónomo y colaborativo.

La experimentación en este manual se convierte en un mecanismo para hacer predicciones, desarrollar hipótesis, diseñar experimentos, gestionar e interpretar datos, registrar e interpretar resultados. Sin embargo, tales representaciones conceptuales abarcan mucho más que su contenido específico, extendiéndose, por ejemplo, al desarrollo de procesos de pensamiento científicos que pueden abordar la comprensión del tipo de preguntas propuestas en las discusiones, el efectuar procesos de cuestionamiento y la necesidad de formular conclusiones fundamentadas.

A continuación se presentan las etapas necesarias para cumplir con el trabajo de prácticas de laboratorio, propuestas en este manual.

## Ítem de cada guía

En la tabla 1 se relacionan los ítems presentes en cada una de las guías de este manual.

| Ítems                  | <i>Definición</i>                                                                                                                                                                                                                                        |
|------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Título                 | Nombre de la práctica por desarrollar en el laboratorio.                                                                                                                                                                                                 |
| Objetivos              | Alcances propuestos por el docente y que deben ser aprehendidos por el estudiante.                                                                                                                                                                       |
| Compromiso             | Durante el desarrollo de la práctica los estudiantes deben consignar lo relacionado con su comportamiento, disposición para aprender y comprensión de conocimientos.                                                                                     |
| Introducción           | En la introducción se dan a conocer aspectos relevantes sobre el tema de la práctica y su importancia en los contenidos de Química general.                                                                                                              |
| Materiales y reactivos | Relación de los reactivos, materiales y equipos requeridos para el desarrollo de la práctica; los estudiantes deberán proporcionar algunos materiales de origen casero que se requieran para el desarrollo del laboratorio.                              |
| Prelaboratorio         | Trabajo previo a la práctica que deben realizar los estudiantes, adquiriendo conocimientos de consulta relacionados con el tema. Es importante la socialización anticipada de este ítem y se toma como parte introductoria a la práctica de laboratorio. |
| Procedimiento          | Procedimientos a seguir en las actividades propuestas, que los estudiantes deberán desarrollar durante la práctica de laboratorio.                                                                                                                       |
| Resultados             | Los estudiantes deben responder las preguntas que aparecen en cada experiencia, teniendo en cuenta las observaciones realizadas durante cada práctica.                                                                                                   |

|                            |                                                                                                                                                                                                                                                             |
|----------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Discusión de resultados    | Los estudiantes discutirán los resultados obtenidos, debidamente argumentados, con revisión bibliográfica, siguiendo los parámetros establecidos para lograr su buen desarrollo y pertinencia, de acuerdo con los resultados obtenidos durante su práctica. |
| Conclusiones               | Los estudiantes deben elaborar conclusiones basadas en los resultados y datos obtenidos; al igual que en el punto anterior, se presentan los parámetros para su elaboración.                                                                                |
| Referencias bibliográficas | Los estudiantes deben diligenciar los referentes teóricos que han tenido en cuenta para la elaboración del informe que deben entregar una vez desarrollada la guía de trabajo.                                                                              |

Tabla 1. Descripción de los ítems de cada guía de laboratorio

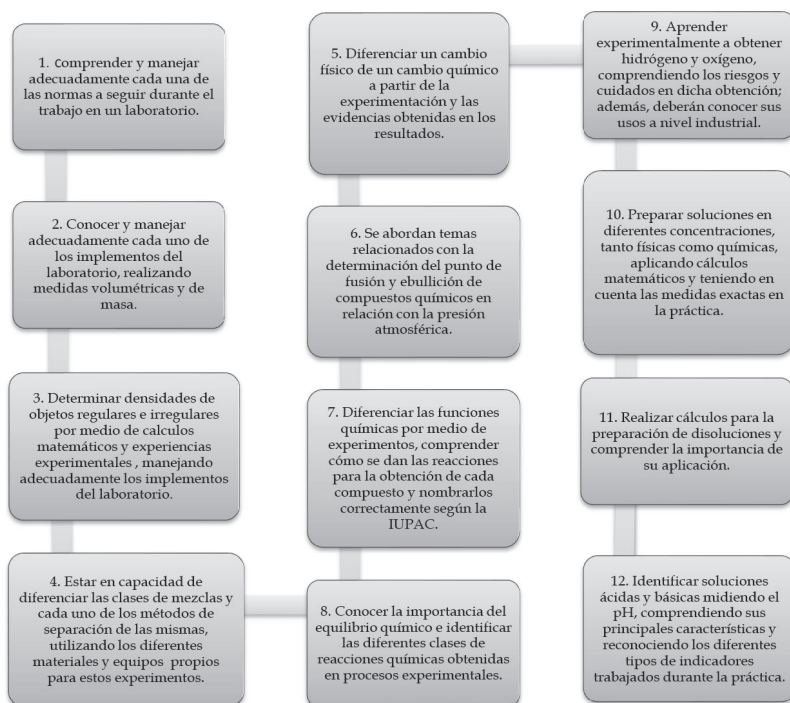


Figura 1. Descripción de cada práctica de laboratorio

## PICTOGRAMAS DE SEGURIDAD



Figura 2. Pictogramas de seguridad en química.

Fuente: <http://www.quimitube.com/pictogramas-productos-quimicos>



Figura 3. Pictogramas de seguridad de algunos productos.  
Fuente: <https://caymansseo.com/pictogramas-de-seguridad>



---

## LABORATORIO N.º 1

### Introducción al trabajo en el laboratorio

Fecha: \_\_\_\_\_

Integrantes:

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

*Objetivo:*

- Proporcionar los fundamentos de seguridad necesarios para el desarrollo eficiente de las prácticas de laboratorio en Química general.

*Mi compromiso en esta práctica es:*

---

---

---

---

## Introducción

### *Práctica. Normas y reglas para el trabajo eficiente y seguro en el laboratorio*

El laboratorio de química es un espacio en el que el estudiante tiene la posibilidad de desarrollar competencias relacionadas con la experimentación, comparando conceptos teóricos con fenómenos que ocurren en la materia en términos experimentales.

Para desarrollar el trabajo práctico en el laboratorio es importante tener en cuenta las normas de bioseguridad y su aplicación, con el fin de minimizar cualquier tipo de riesgo por la falta de su implementación. Se deben tener en cuenta los siguientes aspectos:

1. *Puntualidad.* Con el fin de no ocasionar interrupciones y afectar el buen desempeño del trabajo práctico de los demás es imprescindible ser puntuales en el inicio del trabajo práctico.
2. *Sitio de trabajo.* El estudiante que trabaja en un laboratorio de química debe mantener su sitio de trabajo limpio y despejado de cualquier objeto o material ajeno al laboratorio; por tanto, no se deben dejar maletas, morrales o cualquier otro tipo de implementos que puedan alterar el buen desarrollo de su trabajo en el laboratorio.
3. *Indumentaria y comportamientos adecuados.* Es importante que quien realice trabajo práctico en el laboratorio, tenga en cuenta:
  - Usar bata blanca de manga larga, continuamente abotonada.
  - Usar guantes de nitrilo.
  - Usar tapabocas o máscara.
  - Usar gafas de seguridad.
  - Usar pantalón sin ningún tipo de aberturas o agujeros, así como zapatos bien cubiertos.
  - Mantener el cabello bien recogido.

Lo anterior debido a que se trabaja con sustancias ácidas y reactivos altamente contaminantes, que al contacto con la piel pueden ocasionar quemaduras e irritación; de igual manera, es importante proteger las vías respiratorias dado que, en algunas experiencias, hay desprendimiento de vapores que podrían ocasionar problemas respiratorios e irritación. El llevar el pelo bien recogido evita contratiempos por trabajar cerca al fuego de los mecheros.

Se prohíbe el uso de gorras, audífonos, manillas, cadenas o cualquier objeto que pueda ocasionar distracciones y accidentes durante el trabajo práctico en el laboratorio.

Así mismo está rotundamente prohibido fumar en el laboratorio.

4. *Ingestión de alimentos.* Es importante que la persona que realiza trabajo práctico en el laboratorio comprenda el riesgo que se corre al ingerir cualquier tipo de alimento en un espacio contaminado con reactivos, al igual que beber agua o masticar chicle mientras desarrolla cualquier actividad experimental. Por lo tanto, queda prohibida la ingestión de cualquier tipo de alimento dentro del laboratorio.
5. *Uso de aparatos electrónicos.* El uso de aparatos electrónicos puede ser un importante agente provocador de cualesquier tipo de accidentes, entre ellos corto circuitos debido al empleo constante de agua en las prácticas experimentales.
6. *Uso de maquillaje.* Está rotundamente prohibido llevar a cabo actividades relacionadas con el maquillaje, manipulación de sus accesorios y su aplicación, puesto que las sustancias contaminantes del laboratorio pueden ocasionar cualquier tipo de reacción que atente contra la integridad física de quien las realiza.
7. *Uso de reactivos, material de laboratorio y equipos.* Con el fin de evitar accidentes de cualquier tipo, la manipulación de los reactivos en un laboratorio debe hacerse con cuidado y responsabilidad extremos; por esa razón los reactivos siempre se ubican en un punto fijo del laboratorio, del cual no se deben retirar, y una vez

sean utilizados se deben tapar, ya que se pueden contaminar y perder sus propiedades. Es necesario utilizar una pipeta para cada reactivo para evitar su contaminación.

Los estudiantes deben revisar que los implementos de seguridad estén en buen estado y completamente limpios. De no ser así, se debe reportar al auxiliar de laboratorio para evitar que el estudiante responda por implementos averiados que no ha utilizado.

Para el uso de equipos es importante que el docente, o quien dirige la práctica, realice la inducción sobre cómo y qué cuidados se deben tener en cuenta.

Es importante aclarar que los estudiantes no deben realizar mezclas de productos y cualquier otro tipo de actividades, sin la previa asesoría del docente, esto con el fin de evitar cualquier tipo de accidente durante el desarrollo de la práctica.

8. *Trabajo práctico.* El estudiante se debe documentar sobre la práctica que va a cumplir mediante una lectura previa de la guía de trabajo y el desarrollo del prelaboratorio; dichos conocimientos le permitirán agilizar el trabajo.

También es importante ubicar duchas y lavajos para que, en caso de accidentes, tenga acceso expedito y fácil, además de saber cómo utilizarlos.

9. *Manejo de residuos.* Existe un programa para el manejo y disposición de los residuos sólidos y líquidos que se producen en todas las prácticas realizadas en un laboratorio de química. Para ello se debe tener en cuenta no arrojar desechos sólidos, papeles, fósforos, agujas, lancetas, etc., al lavabo, al piso o a las mesas de trabajo; deséchelos en forma adecuada y en los recipientes asignados para tal fin:

- Canecas de basura.
- Recipientes de agujas y lancetas.

- Recipientes para desecho de material de vidrio.
- Recipientes para desecho de materia orgánica y material biológico.

Los reactivos químicos se deben desechar en los colectores dispuestos para tal fin; al terminar la práctica el estudiante debe diluir en agua los reactivos utilizados y verterlos en los colectores correspondientes, según la naturaleza química de estos, así:

- Colector 1A: Disolventes orgánicos y soluciones de sustancias orgánicas exentos de halógenos.
- Colector 1B: Disolventes orgánicos y disoluciones de sustancias orgánicas que contengan halógenos.
- Colector 1C: Soluciones salinas.

De esta forma se evitará el deterioro de tuberías de desagüe, la contaminación del sitio de trabajo y de los cuerpos de agua receptores.

Al finalizar la práctica, y después de disponer correctamente de los residuos, es necesario lavar el material con precaución, limpiar el sitio de trabajo y ubicar las sillas debajo de los mesones; organizar y entregar el material a la persona encargada, para recibir el visto bueno de entrega.

Es importante, una vez finalizada la práctica, que los estudiantes hagan entrega del material asignado.

En caso de pérdida, ruptura de materiales o contaminación de algún reactivo, los estudiantes responsables deberán asumir su restitución, para reestablecer el laboratorio y quedar a paz y salvo.

Antes de retirarse del laboratorio es importante revisar las llaves de gas y grifos, asegurándose de que no quede ningún tipo de fuga.

Para cualquier orientación o duda en su trabajo práctico, diríjase a su profesor o coordinador.

**LAS NORMAS DISPUESTAS EN ESTE REGLAMENTO  
SE DEBEN CUMPLIR EN SU TOTALIDAD**

Las faltas de disciplina y la negligencia darán lugar a sanciones que serán notificadas a las respectivas direcciones de carrera.

*Actividad complementaria*

- Teniendo en cuenta la lectura del reglamento, elija dos reactivos químicos propuestos en las prácticas de laboratorio, elabore la respectiva ficha técnica y tenga en cuenta: características, precauciones, transporte y almacenamiento de cada reactivo.

|                                  |  |  |  |
|----------------------------------|--|--|--|
| Nombre del producto              |  |  |  |
| Información general del producto |  |  |  |
|                                  |  |  |  |
|                                  |  |  |  |
|                                  |  |  |  |
| Datos químicos y físicos         |  |  |  |
|                                  |  |  |  |
| Información de seguridad         |  |  |  |
|                                  |  |  |  |

|                             |  |  |  |
|-----------------------------|--|--|--|
|                             |  |  |  |
| Almacenamiento y transporte |  |  |  |
|                             |  |  |  |
|                             |  |  |  |
| Especificaciones            |  |  |  |
|                             |  |  |  |

Tabla 2. Registro de información de reactivos 1

|                                  |  |  |  |
|----------------------------------|--|--|--|
| Nombre del producto              |  |  |  |
| Información general del producto |  |  |  |
|                                  |  |  |  |
|                                  |  |  |  |
|                                  |  |  |  |
| Datos químicos y físicos         |  |  |  |
|                                  |  |  |  |

| Información de seguridad    |  |  |  |
|-----------------------------|--|--|--|
|                             |  |  |  |
|                             |  |  |  |
| Almacenamiento y transporte |  |  |  |
|                             |  |  |  |
|                             |  |  |  |
| Especificaciones            |  |  |  |
|                             |  |  |  |

Tabla 3. Registro de información de reactivos 2

- Consulte algunas de las referencias bibliográficas reportadas en esta guía sobre la importancia del buen manejo de los residuos de laboratorio y explique por qué es importante conocer las medidas de prevención en el manejo de sustancias químicas.

Socialice la actividad y elabore tres conclusiones relacionadas con el manejo y compromiso de prácticas de laboratorio.

1. 

---

---
2. 

---

---
3. 

---

---

### *Bibliografía sugerida*

Cantanhede, A. “La gestión y tratamiento de los residuos generados en los centros de atención de salud”, *Repertorio científico*, vol. 5, n.<sup>os</sup> 6-7, 1999: 13-18.

Neveu, A. y P. Matus. “Residuos hospitalarios peligrosos en un centro de alta complejidad”, *Revista médica de Chile*, vol. 135, n.º 7, 2007: 885-895.

Seehusen, D. A. y J. Edwards. “Patient practices and beliefs concerning disposal of medications”, *The Journal of the American Board of Family Medicine*, vol. 19, n.º 6, 2006: 542-547.

### *Bibliografía consultada*

---

---

---

---



---

## LABORATORIO N.º 2

Material de laboratorio y manejo de material volumétrico

Fecha: \_\_\_\_\_

Integrantes:

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

*Objetivo:*

- Reconocer los implementos más utilizados en el laboratorio y experimentar la manera de emplearlos adecuadamente.

*Mi compromiso en esta práctica es:*

---

---

---

---

### *Introducción*

Los trabajos prácticos de laboratorio requieren diversos tipos de materiales que aseguran la medición de sustancias y elementos. Hacer uso eficiente de estos instrumentos garantiza llevar a feliz término la

experiencia planificada y evita accidentes. Esta práctica permite que el estudiante conozca los equipos de un laboratorio de química general, materiales dentro de los cuales se encuentra el material volumétrico y el gravimétrico. Mediante su identificación se proyecta que los estudiantes clasifiquen el material según parámetros de fabricación y su utilidad.

Para esta práctica es importante que los estudiantes desarrollen destrezas en la medición y transporte de líquidos de un recipiente a otro, identificando qué tipo de material es más eficiente en la medición; los estudiantes también deberán conocer e identificar errores de calibración que se pueden presentar en algunos implementos.

## 1. MATERIALES Y EQUIPO

- Agua.
- Distintos implementos que estén disponibles en el laboratorio.

## 2. PRELABORATORIO

- Indique cómo se pueden clasificar los materiales de laboratorio según el material de fabricación.

---

---

---

---

- En cierto experimento se pide medir 10 g de cloruro de sodio y agregar agua (de la llave) hasta la disolución completa del sólido. Explique paso a paso cómo realizaría usted este procedimiento y cuáles implementos utilizaría para ello. De ser posible, ilustre por medio de diagramas o dibujos sencillos la manera de proceder en cada una de las operaciones a efectuar.

- Se requiere calentar 25 mL de alcohol, pero las instrucciones indican que no debe variar el volumen del líquido (por evaporación) con el calentamiento. ¿Cómo procedería usted? Explique con detalle.

- Se requiere medir 7 mL de alcohol y se dispone de un cilindro graduado de 10 mL y de otro de 100 mL. ¿Cuál de los dos cilindros debe utilizarse preferentemente y por qué?
- ¿En qué propiedad se fundamenta el hecho de que el agua y muchos otros líquidos presenten un menisco cóncavo en su superficie?

- Algunos líquidos, como el mercurio, exhiben curvaturas convexas. Explique por qué.

---

---

---

- Las pipetas volumétricas se fabrican de tal forma que presentan un estrechamiento en su parte superior. ¿Cuál será la razón para esta particularidad?

- En el siguiente cuadro se debe reportar información acerca de equipo moderno importante en el campo de la química ambiental o la bioquímica. Utilice dibujos para socializar su información con los compañeros de trabajo.

Complete la siguiente tabla:

| Nombre                   | Foto | En qué consiste | Aplicaciones |
|--------------------------|------|-----------------|--------------|
| Equipo de electroforesis |      |                 |              |
| Espectrofotómetro        |      |                 |              |
| Aparato de Kipp          |      |                 |              |
| Autoclave                |      |                 |              |

|                                     |  |  |  |
|-------------------------------------|--|--|--|
| Densímetro                          |  |  |  |
| HPLC                                |  |  |  |
| Equipo de fluorescencia de Rayos X  |  |  |  |
| Espectroscopia de absorción atómica |  |  |  |
| Espectroscopia de plasma            |  |  |  |
| Contador proporcional Berthold      |  |  |  |
| Equipo de liofilización             |  |  |  |

Tabla 4. Consulta documental sobre equipos de laboratorio en química

### 3. PROCEDIMIENTO

#### *Experimento n.º 1. Reconocimiento del equipo*

Observe cuál es el material de laboratorio dispuesto para la práctica. Preste atención a la calidad del vidrio y características especiales, tales como capacidades, graduaciones, formas, etc., de los distintos implementos.

Escoja 10 materiales de laboratorio que involucren material volumétrico, gravimétrico y complete la información que aparece en la tabla n.º 5.

*Nota: Los materiales escogidos deben ser distintos en cada grupo de trabajo.*

*Experimento n.º 2. Manejo del cilindro graduado (probeta)*

- a. Examine un cilindro graduado (probeta). ¿Cuál es el volumen máximo que puede medir con él? ¿Cuál es el volumen que corresponde a dos graduaciones (líneas) consecutivas? Dicho volumen, el menor que puede medirse sin necesidad de aproximaciones, se conoce como lectura mínima. Registrar los resultados en la tabla n.º 6.
- b. Tome agua en un tubo de ensayo más o menos hasta la mitad de su capacidad.
- c. Calcule a simple vista (sin medición alguna) el volumen del agua en el tubo. Anote este valor.

*Experimento n.º 3. Manejo de la pipeta volumétrica*

En un *beaker* mediano tome agua más o menos hasta la mitad de su capacidad. Luego llene una pipeta de 10 mL. Para coger agua con la pipeta volumétrica tenga en cuenta las siguientes recomendaciones:

- Introduzca su extremo inferior o punta hasta al fondo del recipiente donde se encuentra el líquido.
- Succione el líquido con ayuda de una pera de succión. Nunca absorba con la boca ácidos o líquidos corrosivos o venenosos. En estos casos, si no se dispone de pera de succión, es preferible dejar que el líquido ascienda libremente a la pipeta. Cuando el líquido haya sobrepasado la marca de calibración grabada en el cuello de la pipeta, tape la boca de la pipeta con el dedo índice.
- Disminuya la presión del dedo suavemente para permitir que el líquido drene y su nivel descienda hasta la marca de calibración. Mantenga la punta de la pipeta dentro del frasco o recipiente original.
- Para transferir el líquido a otro recipiente, retire la pipeta mientras mantiene la presión del dedo índice. Llévela entonces

al nuevo recipiente y levante el dedo para que el líquido fluya nuevamente.

- No agite, sople ni golpee la pipeta contra la pared del recipiente. Una pequeña cantidad de líquido permanecerá en la punta de la pipeta, pero esta cantidad ya fue considerada al calibrar la pipeta en la fábrica.

#### *Experimento n.º 4. Manejo de la pipeta graduada*

- Tome agua en una pipeta graduada, succionándola desde un *beaker* en forma similar a como se indicó en el experimento anterior. Permita que el agua ascienda en la pipeta hasta más arriba de su parte media; detenga entonces la succión y tape la boca de la pipeta con el dedo índice. Disminuya la presión y deje que el nivel del agua descienda hasta una lectura exacta (6 mL, por ejemplo). Coloque ahora la punta de la pipeta en un tubo de ensayo y descargue en él exactamente 1 mL de agua ¿Cuántas gotas cree usted que equivalen a 1 mL? Anote su estimativo.
- Tome otro tubo de ensayo de las mismas dimensiones del anterior y agregue agua gota a gota utilizando un gotero común, hasta que el nivel del líquido esté a la misma altura que en el primer tubo, es decir, hasta completar 1 mL. Cuente y anote las gotas adicionadas. ¿Concuerda este valor con su pronóstico? Consulte el resultado obtenido por sus compañeros y con todos estos datos calcule el promedio de gotas que conforman 1 mL. Tenga presente esta equivalencia, ya que pequeños volúmenes pueden ser medidos por medio de goteros, cuando no se dispone de pipetas y no se requiera demasiada exactitud.

## 4. RESULTADOS

### *Experimento n.º 1*

Anotaciones acerca del equipo.

| Implemento | Características | Usos | Esquema |
|------------|-----------------|------|---------|
|            |                 |      |         |
|            |                 |      |         |
|            |                 |      |         |

Tabla 5. Registro de información sobre instrumentos de laboratorio

*Experimento n.º 2*

| Capacidad.<br>Volumen<br>del cilindro | Lectura<br>mínima | Volumen<br>calculado<br>del agua<br>en el tubo ( $V_e$ ) | Volumen medido<br>en el cilindro<br>graduado ( $V_m$ ) | Porcentaje<br>de error<br>$\left(\frac{V_e - V_m}{V_m}\right) \times 100$ |
|---------------------------------------|-------------------|----------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------|
|                                       |                   |                                                          |                                                        |                                                                           |

Tabla 6. Registro de información de resultados sobre volumen

*Experimento n.º 3*

- Represente gráficamente el procedimiento sobre el manejo de la pipeta en el siguiente recuadro:

- Transfiera el agua de la pipeta en un cilindro graduado (probeta) y haga la lectura correspondiente. Compare los volúmenes medidos con los dos implementos.

| Volumen medido con la pipeta | Volumen medido con el cilindro graduado |
|------------------------------|-----------------------------------------|
|                              |                                         |

Tabla 7. Datos de resultados

#### *Experimento n.º 4*

| Número estimado de gotas que conforman 1 mL (N) | Número de gotas necesarias para ajustar 1 mL (N <sub>e</sub> ) | Promedio de gotas obtenido entre los estudiantes, N <sub>p</sub> | Porcentaje de error en el estimativo $\left(\frac{N_e - N_p}{N_p}\right)100 \left(-\right)100 = ?$ |
|-------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------|
|                                                 |                                                                |                                                                  |                                                                                                    |

Tabla 8. Predicciones y verificación de volumen

## 5. ANÁLISIS DE RESULTADOS

En el siguiente recuadro discuta con sus compañeros: ¿cuáles de los materiales empleados en la práctica presentan una mayor exactitud en las medidas empleadas? y ¿cómo lo justifican según los resultados obtenidos? De igual manera, explique la importancia de conocer cada uno de los implementos del laboratorio, el material de fabricación y su utilización en las prácticas de laboratorio.

## 6. CONCLUSIONES

- Escriba la importancia de conocer y clasificar los diferentes implementos trabajados en el laboratorio.
- Según los datos obtenidos en los resultados podría decir ¿Cuál material es más eficaz para realizar mediciones volumétricas?
- Podría explicar la importancia del adecuado manejo del material volumétrico en las prácticas de laboratorio.

### *Bibliografía sugerida*

Chamizo, J. A. “La imagen pública de la química”, *Educación Química*, vol. 22, n.º 4, 2011: 320-331.

Portela, E., & A. Soler. “La química española del siglo XIX”, *Ayer*, n.º 7, 1992: 85-107.

San Martín, B., & H. Cañón, “Métodos de análisis para el control de residuos químicos en productos de origen animal”, *TecnoVet*, vol. 6, n.º 2, 2000.

### *Bibliografía consultada*

---

## LABORATORIO N.º 3

### Densidad de sólidos y líquidos

Fecha: \_\_\_\_\_

Integrantes:

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

*Objetivo:*

- Determinar y comparar las densidades de sólidos y líquidos de manera experimental y matemática.

*Mi compromiso en esta práctica es:*

---

---

---

---

### *Introducción*

La densidad es una propiedad específica o intrínseca de la materia, que depende de la relación entre la masa y el volumen de un objeto. Los diferentes compuestos o elementos están constituidos por sustancias

características, cuyas propiedades les confieren una densidad propia, dependiendo del material del cual está conformado.

Se puede determinar la densidad de un sólido o un líquido de manera sencilla, aplicando la ecuación:  $d = m/v$ ; donde  $d$  es densidad,  $m$  es masa y  $v$  es volumen. Para comprobar que la ecuación es confiable, se puede consultar la densidad teórica del material objeto de estudio y efectuar comparaciones con los datos experimentales.

En esta práctica se considera importante que los estudiantes comprendan y apliquen adecuadamente la ecuación de la densidad, con el fin de conocer su aplicación en los diferentes contextos.

## 1. MATERIALES Y EQUIPOS

- Bola de cristal.
- Probeta.
- Pipeta volumétrica.
- Vidrios de reloj.
- *Beaker* (150 a 250 mL).
- Varilla de vidrio.
- Alcohol etílico.
- Calibrador.
- Moneda.
- Balanza.
- Huevo.
- Cloruro de sodio (sal).

*Nota: Es necesario que cada grupo lleve las fórmulas para determinar volúmenes de esferas, cilindros, circunferencias, etc.*

## 2. PRELABORATORIO

- Consulte la definición de densidad, masa y volumen y explique la diferencia entre masa y peso.



- Explique por qué algunos sólidos como el hielo flotan en el agua y otros, como una esfera de hierro, no lo hacen.

---

---

---

---

- Teniendo en cuenta la diferencia del valor de las densidades entre líquidos, explique por qué el aceite flota en el agua y el alcohol no lo hace, si las dos sustancias presentan valores de densidad menores a las del agua.



### 3. PROCEDIMIENTO

*Experimento n.º 1. Determinación de la densidad de un sólido a partir de su masa y de sus dimensiones*

- Tome un objeto pequeño de forma regular (una bola de cristal, una porción de varilla de vidrio o de hierro, una moneda, etc.) y determine su masa.

- Determine sus dimensiones (largo, radio, según sea el caso) utilizando preferiblemente un calibrador o *vernier*. Si no dispone de este implemento, emplee una regla común. Calcule el volumen del objeto partiendo de sus dimensiones; aquí se deben utilizar las fórmulas matemáticas de figuras geométricas, según sea el caso.
- Con este dato y la masa previamente obtenida, determine la densidad del sólido.
- Compare el valor obtenido con el que se reporta en la literatura para el mismo material.

*Experimento n.º 2. Determinación de la densidad de un sólido midiendo indirectamente su volumen*

- Tome un objeto pequeño de forma irregular y determine su masa.
- Introdúzcalo en un cilindro graduado (probeta) que contenga un volumen de agua exactamente medido. Asegúrese de que el sólido quede completamente sumergido.
- Lea nuevamente el volumen del cilindro y calcule el volumen del objeto como el correspondiente al agua desplazada.
- Determine la densidad con base en los datos obtenidos y compare si el valor obtenido en la literatura para el mismo material es igual.

*Experimento n.º 3. Determinación de la densidad de un líquido*

- Mida la masa de un *beaker* pequeño completamente limpio y seco. Adiciónale 10 mL de alcohol etílico medidos en una pipeta (preferiblemente de transferencia) y vuelva a medir su masa.
- Con los datos obtenidos calcule la densidad del alcohol y compárela con el valor reportado en la literatura.

#### *Experimento n.º 4. Uso del picnómetro*

- El picnómetro es un envase de vidrio, diseñado particularmente para la determinación de la densidad de líquidos. Su volumen viene rigurosamente calibrado de fábrica y su tapa está provista de un orificio, de manera que, al tapar el picnómetro previamente llenado con el líquido, el exceso de este saldrá por el orificio, garantizando así que el volumen del líquido sea exactamente igual al picnómetro. La masa del líquido se calcula por diferencia entre las masas del picnómetro lleno y el picnómetro vacío. Observe y realice el esquema del picnómetro.
- Determine la densidad del alcohol etílico por este método (cuide de secar las paredes externas del picnómetro después de taparlo). Compare el resultado obtenido con el hallado en el experimento anterior. Registre los datos obtenidos.

#### *Experimento n.º 5. El huevo flotante*

- Tome un *beaker* de 250 mL y llénelo con agua hasta un poco más de la mitad de su capacidad (150 mL); luego tome el huevo, póngalo en el vaso y observe lo ocurrido.
- Retire el huevo y adicione 2 gramos de cloruro de sodio (NaCl) al agua y agite hasta diluir la totalidad de la sal.
- Introduzca nuevamente el huevo en el agua y observe lo que ocurre.

## 4. RESULTADOS

#### *Experimento n.º 1*

- Descripción del objeto (material y formal).



- Dimensiones (consigne las que sean pertinentes).

|                      |                |
|----------------------|----------------|
| Largo _____ cm       | Ancho _____ cm |
| Profundidad _____ cm | Radio _____ cm |

Con estos datos calcule matemáticamente el volumen del objeto.

- Datos del objeto.

| Masa (g) | Volumen<br>mL o cm <sup>3</sup> | Densidad<br>d=m/v | Densidad en la<br>literatura |
|----------|---------------------------------|-------------------|------------------------------|
|          |                                 |                   |                              |

Tabla 10. Determinación de densidades 1

- ¿Qué pasa si cierto objeto del mismo material empleado en este experimento tiene un volumen 1,5 veces mayor?

| Masa (g) | Volumen<br>mL o cm <sup>3</sup> | Densidad<br>d=m/v | Densidad en la literatura |
|----------|---------------------------------|-------------------|---------------------------|
|          |                                 |                   |                           |

Tabla 11. Determinación de densidades 2

*Nota: De no encontrarse fácilmente este dato en la literatura, el instructor debe realizar por lo menos tres determinaciones previas de la densidad y suministrar el valor promedio a los estudiantes.*

## Experimento n.º 2

- Descripción del objeto (material y forma).

- Volumen sumergiendo el objeto.

| Volumen inicial del agua en el cilindro (mL o cm <sup>3</sup> ) | Nivel del agua después de sumergido el objeto (mL o cm <sup>3</sup> ) | Volumen del objeto (agua desplazada) (ml o cm <sup>3</sup> ) |
|-----------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------|
|                                                                 |                                                                       |                                                              |

Tabla 12. Determinación de volúmenes

- Datos del objeto.

| Masa (g) | Volumen ml o cm <sup>3</sup> | Densidad $d=m/v$ | Densidad en la literatura |
|----------|------------------------------|------------------|---------------------------|
|          |                              |                  |                           |

Tabla 13. Determinación de densidades 3

- En la parte anterior del procedimiento, el volumen del objeto se obtiene como el correspondiente al del agua desplazada. ¿En qué principio se basa esta correspondencia?

---



---

- ¿Qué modificaciones habría que introducir en el procedimiento si el sólido es de menor densidad que el agua y, por consiguiente, flota en ella?

- Suponga que una determinación similar a esta parte del sólido quedó sin sumergir, lo que no fue advertido por el operador. ¿Cómo afectaría este hecho en la densidad calculada?

### Experimento n.º 3

- Datos del alcohol y el *beaker*

| Masa del beaker vacío (g) | Masa del beaker con alcohol (g) | Masa del alcohol (g) | Volumen del alcohol (mL) | Densidad del alcohol (g/mL) | Densidad del alcohol en la literatura (g/mL) |
|---------------------------|---------------------------------|----------------------|--------------------------|-----------------------------|----------------------------------------------|
|                           |                                 |                      |                          |                             |                                              |

Tabla 14. Densidad del alcohol en el *beaker*

- Registre los cálculos

- ¿Por qué se indica en el procedimiento que el *beaker* debe estar completamente limpio y seco?

*Nota: El valor reportado en los textos para la densidad del alcohol etílico es el que corresponde al compuesto ciento por ciento puro. El alcohol que se utiliza normalmente en el laboratorio contiene agua (altas proporciones en ciertos casos), por lo que los resultados experimentales pueden variar un poco con respecto a los esperados. No obstante, las diferencias no deben ser muy considerables. Una buena comparación puede lograrse con los resultados obtenidos en el experimento siguiente.*

Con base en el valor obtenido en este experimento para la densidad del alcohol etílico, indique:

- La densidad de dicho compuesto en lb./gal \_\_\_\_\_
- El peso específico del alcohol etílico \_\_\_\_\_

*Experimento n.º 4*

- Datos del alcohol y el picnómetro

| Masa del picnómetro vacío (g) | Masa del picnómetro con alcohol (g) | Masa del alcohol (g) | Volumen del alcohol (mL) | Densidad del alcohol (g/mL) | Densidad del alcohol en la literatura (g/mL) |
|-------------------------------|-------------------------------------|----------------------|--------------------------|-----------------------------|----------------------------------------------|
|                               |                                     |                      |                          |                             |                                              |

Tabla 15. Cálculo de densidad de alcohol en picnómetro

- Registre los cálculos

- Compare este resultado con el obtenido en el experimento anterior. ¿Cuál de los dos métodos cree usted que sea más apropiado? ¿Es adecuado el picnómetro para la determinación de densidades en todo tipo de líquidos?

### Experimento n° 5

- Explique por qué inicialmente el huevo no flota al ser sumergido en el agua.

- De acuerdo con lo anterior, ¿podría afirmarse que una persona puede flotar más en el mar que en un río? Justifique su respuesta.

---

---

---

## 5. DISCUSIÓN DE RESULTADOS

Orientela discusión de resultados considerando los siguientes apartados:

- Analice con sus compañeros cómo puede influir la densidad de un objeto según sea su forma regular o irregular.
- Socialice y discuta con sus compañeros el resultado experimental con el encontrado en los textos y entre todos analicen las posibles causas de error y la manera como se pueden corregir o, al menos, minimizar. Al determinar la densidad con el *beaker* y el picnómetro, discutan cuál método es más eficiente y a qué se debe.

## 6. CONCLUSIONES

- Escriba las conclusiones con relación a:
  - ¿Cuál es la importancia de conocer la densidad de diferentes materiales en diferentes estados de la materia? ¿Cuál de los datos obtenidos sobre densidad en las experiencias es más confiable? Mencione cómo influye la densidad en los materiales según su composición.



*Bibliografía sugerida*

Bouchardat, A. *Elementos de química: aplicada a las artes, a la industria y a la medicina*. Barcelona: Imprenta de A. Gaspar, 1843.

Siebe, C. “Acumulación y disponibilidad de metales pesados en suelos regados con aguas residuales en el distrito de riego 03, Tula, Hidalgo, México”. *Revista Internacional de Contaminación Ambiental*, vol. 10, n.º 1, 1994: 15-21.

Torres, N. Y. & C. A. Montenegro. “¿Cómo interpretan los niños de primaria prácticas experimentales relacionadas con el concepto de densidad?”. *Praxis & Saber*, vol. 9, n.º 21, 2018: 21-45.

*Bibliografía consultada*

---

---

---

---

---

## LABORATORIO N.º 4

### Mezclas y métodos de separación

Fecha: \_\_\_\_\_

Integrantes:

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

*Objetivo:*

- Reconocer las diferentes clases de mezclas y poner en práctica los métodos de separación de estas.

*Mi compromiso en esta práctica es:*

---

---

---

---

### *Introducción*

Los diferentes compuestos tienen la capacidad de combinarse o mezclarse para formar otros compuestos con características diferentes en la mayoría de los casos. Estas mezclas pueden ser clasificadas en

homogéneas si no se identifican sus fases o componentes y heterogéneas cuando se pueden diferenciar cada una de las fases o componentes.

Existen diferentes métodos de separación de mezclas utilizados con el fin obtener a partir de una mezcla todos sus componentes iniciales; estos métodos se pueden clasificar según las propiedades de la materia; si se da entre sólidos, entre líquidos, entre sólido- líquido, etc.

En el desarrollo de esta práctica los estudiantes tendrán que identificar las clases de mezclas, determinando las fases y los componentes aplicando los diferentes métodos de separación por medio de la experimentación y la adecuada manipulación de cada uno de los implementos del laboratorio.

## 1. MATERIALES Y EQUIPO

- Carbonato de calcio.
- Cloruro de sodio (sal de cocina).
- Papel de filtro.
- Trozos pequeños de porcelana.
- Vidrios de reloj.
- *Beaker* (150 a 250 mL).
- Erlenmeyer de 125 mL.
- Embudo.
- Cápsula de porcelana.
- Equipo de calentamiento.
- Manta con mallas y soportes.
- Equipo de destilación (balón, termómetro, condensador, pinzas, mangueras, soporte).
- Papel de filtro.
- Etanol.
- Lupa.
- Cereal.

- Agitador magnético.

## 2. PRELABORATORIO

Consultar cuáles son los diferentes métodos de separación de mezclas. Diseñe un cuadro en el cual se indique: nombre del método de separación, explicación química y usos.

|  |
|--|
|  |
|--|

- ¿En qué consiste la cromatografía líquida o HPLC, por sus siglas en inglés?

|  |
|--|
|  |
|  |
|  |
|  |

- ¿Qué técnica se puede emplear para separar una mezcla de sólidos?

|  |
|--|
|  |
|  |
|  |
|  |

- Explique en qué consisten las pruebas de reconocimiento de ADN y en qué se relacionan con los métodos de separación de mezclas.

---

---

---

---

- Mencione varios procesos comunes que se efectúen en la industria o en las labores caseras, que tengan como base la separación de mezclas por filtración.

---

---

---

---

- Indique algunos procesos industriales (mínimo dos) en los cuales se aplique la destilación.

---

---

---

---

### 3. PROCEDIMIENTO

#### *Experimento n.º 1. Clases de mezclas*

- En un *beaker* de 100 mL reciba del docente una cucharadita de arena limpia y seca. Coloque la mitad de ella sobre una hoja de papel blanco. Con la lupa y con la espátula observe

los gránulos o cristales de arena. Conteste las preguntas de la sección de resultados. Vuelva a juntar la arena en el *beaker*.

- En otro *beaker* de 100 mL introduzca una cucharadita de sal de cocina (cloruro de sodio). Coloque la mitad de ella sobre una hoja de papel que no sea de color blanco. Con la lupa, y ayudándose con la espátula, observe los gránulos o cristales de la sal. Conteste las preguntas de la sección de resultados y vuelva a juntar la sal en el vaso.
- Al *beaker* que contiene la arena agregue la sal y con la ayuda de la espátula mezcle los dos sólidos lo mejor posible. Sobre un papel, coloque un poco de la mezcla. Observe con la lupa los distintos cristales presentes en la mezcla. Responda las preguntas de la sección de resultados. Vuelva a juntar la mezcla en el vaso.
- Pase la mezcla anterior a un vaso de 100 mL y agregue 20 mL de agua. Agite durante unos minutos para que la sal se disuelva por completo en el agua. Prepare y coloque un papel de filtro en un embudo.

Deposite la mezcla en el embudo para filtrarla. Es posible que se requiera la ayuda de la espátula y más agua para arrastrar toda la arena al filtro. Al terminar la filtración retire el papel de filtro con la arena del embudo y coloque el conjunto sobre una superficie limpia y seca. La solución recogida en el vaso de precipitados, conocida como filtrado, se coloca sobre una malla de asbesto y luego, utilizando un mechero, evapórela casi hasta la sequedad. Esta operación se debe realizar con calentamiento suave.

Del papel de filtro pase la arena a una cápsula de porcelana. A continuación, seque la arena flameando suavemente con el mechero. Por observación de la arena y la sal previamente secada, se debe comprobar que el procedimiento efectuado ha permitido separar los componentes de la mezcla original.

### Experimento n.º 2. Imantación

- Tome una muestra de cereal de 25 g (Chococrispis o Zucaritas) y tritúrela en un mortero hasta obtener un producto pulverulento.
- Agregue el contenido en un *beaker* de 250 mL y complete el contenido del recipiente con agua hasta llenarlo.
- Introduzca un agitador magnético en el *beaker* con el producto final y llévelo a una plancha poniendo el contenido a unas 1500 revoluciones por minuto.
- Después de 20 minutos extraiga el agitador magnético, observe y describa cuidadosamente el resultado obtenido.

### Experimento n.º 3. Destilación

- Arme el equipo de destilación, empleando un balón de destilación. Antes de tapar el balón, vierta en él unos 100 a 150 mL del filtrado obtenido, tal como se presenta en la figura 4:

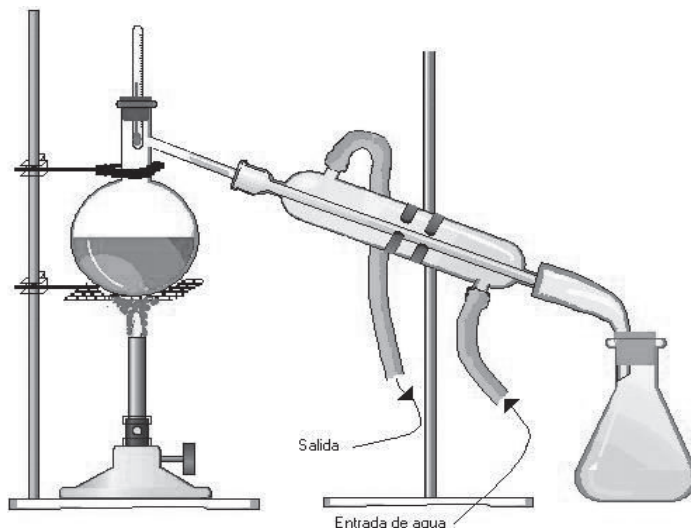


Figura 4. Equipo de destilación simple. Fuente: <https://co.pinterest.com/pin/679762137477195887/#:~:text=Guardado%20desde%20google.com.pe>

- En el balón agregue 2 o 3 piedras de ebullición para hacer más uniforme y menos violenta la ebullición.
- Tape el balón y asegúrese de que todas las uniones estén herméticamente cerradas. Abra la llave del agua que entra al condensador e inicie el calentamiento en forma suave.
- Observe el ascenso de la temperatura en el termómetro.
- Continúe la destilación hasta que se hayan recibido unos 20 ml de destilado; suspenda entonces el calentamiento.

#### *Experimento n.º 4. Cromatografía*

- Tome la hoja de papel de filtro que se le suministrará y trace a lápiz una línea suave, más o menos a unos 2 cm de uno de los bordes angostos y paralela a dicho borde. Sobre dicha línea señale cuatro puntos separados 2,5 cm entre sí e identifique cada punto como A (amarillo), R (rojo), V (verde) y Z (azul).
- Utilizando tubos capilares diferentes en cada caso, coloque una pequeña gota de colorante en el punto respectivo y deje secar durante dos o tres minutos. Haga una segunda aplicación con cada colorante en su mismo punto y deje secar completamente.
- Enrolle entonces el papel en forma de cilindro, de tal manera que pase a través del cuello de un frasco Erlenmeyer de boca ancha, de 500 mL (completamente limpio y seco).
- Con el extremo del cilindro tocando justamente el fondo del frasco, asegure el papel a la pared interior del cuello, utilizando cinta adhesiva. Los dos bordes laterales del cilindro deben quedar paralelos y no tocar las paredes del frasco.
- Tome ahora el solvente suministrado y adiciónelo al Erlenmeyer por medio de un embudo de tallo largo, procurando que no se produzcan salpicaduras. Continúe la adición hasta que el nivel

del líquido en el frasco alcance una altura aproximada de 1 cm, sin que llegue a tocar las manchas de color.

- Cubra bien la boca del frasco con papel de aluminio y deje que el solvente ascienda por lo menos 10 cm. Retire entonces el papel, o cromatograma, y déjelo secar. Observe el color y la posición de las distintas manchas obtenidas.

*Nota: Otros estudiantes pueden ensayar otros solventes, variando la proporción de sus componentes para determinar aquél que mejor separación produzca.*

#### 4. RESULTADOS

##### *Experimento n.º 1*

- ¿Cuántas fases distintas puede identificar con claridad en la arena?

---

---

---

---

- ¿Es constante la composición de la arena?

---

---

---

---

##### *Separación de los componentes de una mezcla líquida*

- ¿Cuántas fases observa en la mezcla anterior?

- ¿Es constante la composición de la sal? Justifique su respuesta.

---

---

---

---

- ¿Cuántas fases distintas y bien definidas observan en la mezcla?

---

---

---

---

- Explique en qué se fundamenta la técnica de separación utilizada en esta experiencia.

---

---

---

---

- ¿Cuál es la función de los procesos de la evaporación?

---

- Si se tiene sal impura contaminada con arena y otras impurezas insolubles en el agua, ¿qué proceso diseñaría para obtener sal pura?

- Clasifique cada uno de los siguientes materiales como mezcla homogénea, mezcla heterogénea o sustancia: agua, sal, arena, mezcla de sal y arena, mezcla de sal y agua.

|             | Agua | Sal | Arena | Sal y arena | Sal y agua |
|-------------|------|-----|-------|-------------|------------|
| Homogénea   |      |     |       |             |            |
| Heterogénea |      |     |       |             |            |
| Sustancia   |      |     |       |             |            |

Tabla 16. Tipos de mezclas

- Escriba cinco ejemplos de sustancias puras, cinco de mezclas homogéneas y cinco mezclas heterogéneas.

| Mezclas homogéneas | Mezclas heterogéneas | Sustancias puras |
|--------------------|----------------------|------------------|
|                    |                      |                  |
|                    |                      |                  |

|  |  |  |
|--|--|--|
|  |  |  |
|  |  |  |
|  |  |  |

Tabla 17. Mezclas homogéneas y heterogéneas

- Diseñe un experimento para separar los componentes de una mezcla homogénea.

---

---

---

---

### *Experimento n.º 2*

- Revise el empaquetado del producto y registre los componentes químicos presentes según la empresa productora del cereal.

---

---

---

---

- ¿Qué sustancia es la que se obtiene? ¿Este componente está registrado en la etiqueta del producto?

---

---

---

- Mida la cantidad del producto obtenido en una balanza y compárelo con el contenido establecido para consumo humano por la Organización Mundial de la Salud.

---

---

---

---

- Determine las causas y efectos que el consumo excesivo de hierro tiene para la salud humana.

---

---

---

### *Experimento n.º 3*

- Anote sus observaciones y comprobaciones conforme se indica en el procedimiento.

---

---

---

- ¿Hay alguna diferencia con respecto al producto original (antes de filtrar)?

---

---

---

- ¿Fue efectiva la filtración para separar los componentes del refresco (agua, azúcar, colorantes y sabores)?

---



---



---

- Según esto, ¿qué clase de mezcla es?

---



---



---

- Elabore una tabla de temperaturas, medidas cada 30 segundos, tal como se ilustra a continuación (complétela según lo requiera).

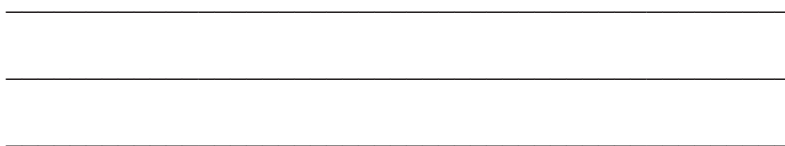
| Tiempo /min | Tiempo / °C | Tiempo /<br>min | Tiempo / °C |
|-------------|-------------|-----------------|-------------|
| 0 (Inicial) |             |                 |             |
|             |             |                 |             |
|             |             |                 |             |
|             |             |                 |             |
|             |             |                 |             |
|             |             |                 |             |

Tabla 18. Registro de temperatura en función del tiempo

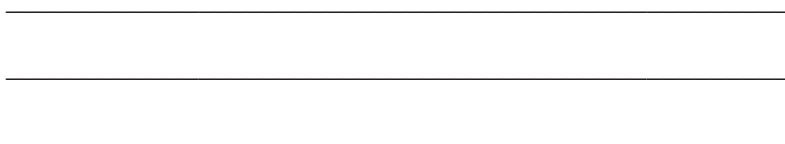
- Con los valores obtenidos construya un gráfico en papel milimetrado de temperatura en función del tiempo y describa su análisis.



- Observe las características del destilado. ¿A qué corresponde?

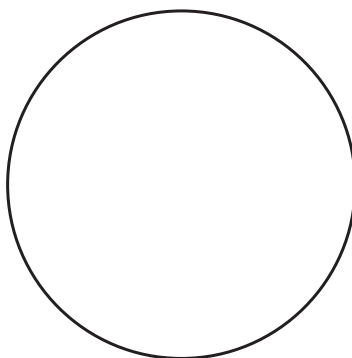


- ¿Qué quedó en el balón de destilación? ¿Qué sustancia se destiló?



#### *Experimento n.º 4*

- Dibuje una réplica del cromatograma obtenido.



- ¿Qué se puede deducir del cromatograma, en relación con la composición de los colorantes utilizados?

---

---

---

- La fase estacionaria está constituida comúnmente por un material adsorbente. ¿Qué diferencia hay entre adsorción y absorción?

---

---

---

## 5. DISCUSIÓN DE RESULTADOS

Discuta con sus compañeros la importancia de identificar las diferencias entre una mezcla homogénea y una mezcla heterogénea. ¿De los métodos de separación trabajados en la práctica, cuál considera es el de mayor utilidad? O si encuentra que todos son importantes, explique dicha importancia. ¿Estima que en la cromatografía en papel la separación se da dependiendo del tipo de solvente que se utilice? Justifique su respuesta.

## 6. CONCLUSIONES

- Redacte sus conclusiones en razón a la importancia de conocer los métodos de separación de mezclas.
- Considera importante aplicar métodos de separación de mezclas para dividir o separar los componentes de una mezcla.



### *Bibliografía sugerida*

López Fandiño, R. “Fraccionamiento de caseínas de leche de vaca por cromatografía de intercambio iónico”. *Revista de agroquímica y tecnología de alimentos*, vol. 30, n.º 3, 1990: 303-314.

Montoya, P. & J. G. Castaño. “Validación de un método cromatográfico y determinación de sulfatos en productos de corrosión atmosférica del zinc expuesto en ambientes de SO<sub>2</sub> y NO<sub>2</sub>”. *Revista Facultad de Ingeniería*, n.º 33, 2005: 84-96.

### *Bibliografía consultada*

---

---

---

---

---

## LABORATORIO N.º 5

### Cambios físicos y químicos

Fecha: \_\_\_\_\_

Integrantes:

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

*Objetivo:*

- Identificar las características de los cambios físicos y químicos.

*Mi compromiso en esta práctica es:*

---

---

---

---

### *Introducción*

Los componentes de los materiales presentan un gran número de propiedades, las cuales se pueden clasificar en propiedades físicas, cuando los cambios que se presentan no alteran la composición; sin embargo, también ocurren los cambios químicos, que se dan cuando la sustancia básica y la estructura molecular se reorganizan dando origen

a otros componentes con características y propiedades totalmente diferentes a las iniciales.

La combustión lenta de los alimentos que se lleva a cabo en el organismo es un ejemplo de reacción química que produce dióxido de carbono, que se expulsa en la respiración.

En esta práctica se pretende que los estudiantes consigan evidenciar procesos en los que objetos fabricados con diferentes materiales producen cambios físicos y químicos que se pueden diferenciar por medio de la observación y la experimentación.

## 1. MATERIALES Y EQUIPOS

- Mechero de Bunsen.
- Pinza para crisol.
- Cápsula de porcelana.
- Papel tornasol rojo y azul.
- 3 tubos de ensayo.
- Vidrio de reloj.
- Papel de filtro.
- Espátula.
- Varilla de vidrio.
- Cinta de magnesio.
- Solución de sulfato de cobre.
- 1 clavo limpio de hierro.
- Granalla de Zinc.
- Ácido clorhídrico.
- Pañales desechables de diferentes marcas.
- *Beaker* de 250 mL.

## 2. PRELABORATORIO

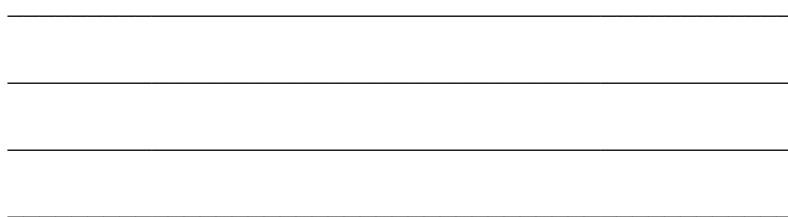
- Consulte los conceptos de cambio físico y cambio químico. Señale cinco ejemplos para cada uno.



- ¿Qué clase de energía se requiere para los cambios de estado de la materia? Ilustre con un diagrama.



- Escriba ejemplos de fenómenos físicos y químicos observados en actividades diarias.



- Consulte el siguiente artículo científico: Alma Centurión Yah; Sara Solís Pereira; Crescenciano Saucedo Veloz; Reginaldo Báez Sañudo y Enrique Sauri Duch, “Cambios físicos, químicos y sensoriales en frutos de pitahaya (*Hylocereus undatus*) durante su desarrollo”, *Revista Fitotecnia Mexicana*, 31,1, 2008. Socialice con sus compañeros lo establecido en el artículo.

- Describa en qué consiste la primera ley de la termodinámica.

---

---

---

---

- Consulte el significado de los siguientes términos: paredes (diatérmicas, adiabáticas), sistema (abierto, cerrado, aislado), energía interna.

---

---

---

---

- Consulte información sobre las características y aplicaciones del HCl, sulfato de cobre, ácido sulfúrico.

---

---

---

---

- ¿Cuál es el proceso de producción del vidrio y del hierro?

---

---

---

### 3. PROCEDIMIENTO

#### *Experimento n.º 1. Combustión del magnesio*

- Observe la apariencia de un fragmento de cinta de magnesio y ensaye su solubilidad en agua. Sujételo por un extremo con las pinzas y caliente el otro extremo directamente en una llama. Tenga cuidado de no mirar directamente la llama. Recoja el producto de la combustión en una cápsula de porcelana.
- Agregue unas pocas gotas de agua al producto y compruebe el pH con papel tornasol rojo o con solución de fenolftaleína.

#### *Experimento n.º 2. Reacción de desplazamiento*

- Coloque en un tubo de ensayo unos 5 mL de solución de sulfato de cobre; incline el tubo y deje deslizar con cuidado un clavo de hierro, limpio, hasta ponerlo en contacto con la solución. Deje así en reposo por 10 minutos. Luego retire con cuidado el clavo y examínelo meticulosamente.
- Evapore unas pocas gotas de esta solución sobre un vidrio de reloj y examine el residuo sobre una porción de papel de filtro.

#### *Experimento n.º 3. Calentamiento del vidrio*

- Tome una varilla pequeña de vidrio; sujétela con las pinzas por un extremo y caliéntela al mechero.

#### *Experimento n.º 4. Reacción de Zn con HCl*

- Introduzca dentro de un tubo de ensayo una granalla de Zinc con la ayuda de una espátula limpia; agregue luego unas gotas de ácido clorhídrico concentrado.

#### *Experimento n.º 5. Nieve artificial*

- Tome dos pañales desechables y córtelo de modo que pueda extraer el producto que se encuentra en su interior. Obsérvelo cuidadosamente.

- Ponga el contenido en un *beaker* de 250 mL, agregue agua y observe lo ocurrido.

#### 4. RESULTADOS

##### *Experimento n.º 1*

- Describa el cambio y el producto.

---

---

---

---

- ¿El cambio fue exotérmico? ¿Por qué?

---

---

---

---

- ¿Se formó un nuevo compuesto?

---

---

---

---

- Clasifique cada uno de los cambios observados en los experimentos 1 a 4 como cambio físico o cambio químico.

| Experimento | Físico | Químico |
|-------------|--------|---------|
| 1           |        |         |
| 2           |        |         |
| 3           |        |         |
| 4           |        |         |

Tabla 19. Reconocimiento de cambios físicos y químicos

- ¿Qué propiedades han cambiado?

---

---

---

---

- ¿Qué prueba existe para afirmar que ha ocurrido un cambio químico?

---

---

---

---

### *Experimento n.º 2*

- Describa sus observaciones.

---

---

---

---

- ¿El residuo es sulfato de cobre? Justifique su respuesta.

---

---

---

---

- ¿Qué evidencia tiene para asegurar que ha ocurrido un cambio químico?

---

---

---

---

### *Experimento n.º 3*

- Anote sus observaciones.

---

---

---

---

- ¿Qué clase de cambio ha ocurrido?

---

---

---

*Experimento n.º 4*

- ¿Qué observa?

---

---

---

---

- ¿Qué tipo de cambio ha ocurrido?

---

---

---

---

- ¿Qué sustancias se obtuvieron?

---

---

---

---

- Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a los cambios químicos observados.

*Experimento n.º 5.*

- Consulte el nombre del producto principal de los pañales desechables.

---

---

---

---

- ¿El cambio ocurrido en el componente principal de los pañales desechables al agregar agua es un cambio químico o un cambio físico? Justifique su respuesta.

---

---

---

---

- Según los resultados obtenidos, proponga una aplicación ambiental que se le podría dar al producto principal de los pañales desechables.

---

---

---

---

## 5. DISCUSIÓN DE RESULTADOS

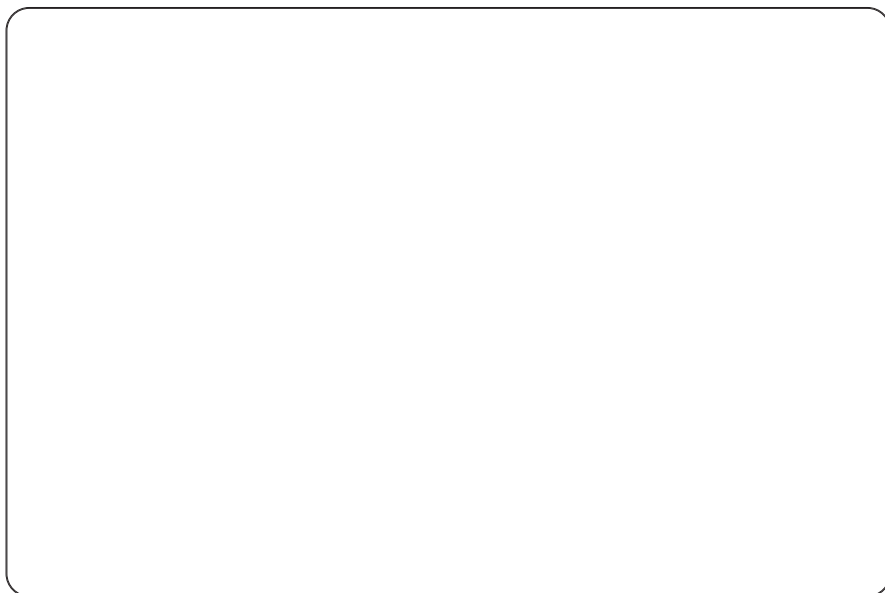
Discuta con sus compañeros a qué se debe que la lámina de magnesio cambie cuando se pone directamente en la llama y con el agua no lo

hace; de igual manera, explique por qué el papel tornasol cambia con el magnesio fundido y no con la lámina sin fundir.

Al exponer el clavo con el ácido sulfúrico este cambia, pero sigue siendo, aparentemente, hierro; compare estos resultados con el magnesio y la varilla de vidrio; ¿a qué se debe que se presentan cambios diferentes supuestamente?

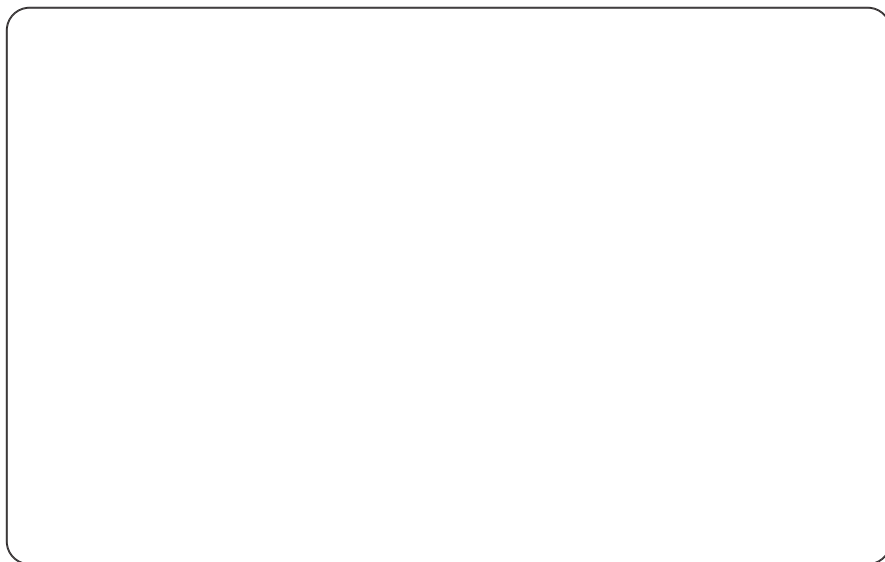
Explique por qué al exponer la varilla de vidrio a la llama cambia de forma pero sigue siendo vidrio y el magnesio cambia totalmente de forma y apariencia.

Argumente si el experimento del clavo con el ácido sulfúrico y el zinc con el ácido clorhídrico son iguales o diferentes y a qué se debe la diferencia.



## 6. CONCLUSIONES

- Redacte tres conclusiones teniendo en cuenta los resultados obtenidos en la práctica y considere las diferencias entre cambios físicos y cambios químicos.



### *Bibliografía sugerida*

Álvarez-Herrera, J. G., J. A. Galvis & H. E. Balaguera-López. “Determinación de cambios físicos y químicos durante la maduración de frutos de champa (*Campomanesia lineatifolia* R. & P.)”. *Agronomía Colombiana*, vol. 27, n.º 2, 2009: 253-259.

Marín, S. M., J. Arcila, E. C. Montoya & C. E. Oliveros. “Cambios físicos y químicos durante la maduración del fruto de café (*Coffea Arabica* L var Colombia)”. *Cenicafé*, vol. 54, n.º 3, 2003: 208-225.

Romo de Vivar, A. *Química, Universo, Tierra y vida*. México: Fondo de Cultura Económica, 2011.

### *Bibliografía consultada*

---

---

---

---

---

## LABORATORIO N.º 6

### Temperaturas de ebullición y de fusión

Fecha: \_\_\_\_\_

Integrantes:

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

*Objetivo:*

- Determinar experimentalmente los puntos de fusión y de ebullición de algunas sustancias y explicar cómo estas características se usan como criterio de pureza de las sustancias.

*Mi compromiso en esta práctica es:*

---

---

---

### *Introducción*

Cuando un sólido cristalino se calienta, sus átomos vibran con más energía, lo cual implica una alteración en el orden de la estructura cristalina del sólido, los átomos pueden deslizarse unos sobre otros, el sólido pierde su forma y se convierte en un líquido. Este proceso se llama fusión y la temperatura a la que sucede es la temperatura

de fusión. En caso contrario, cuando algunas moléculas adquieren la suficiente energía para superar las fuerzas atractivas y escapan a una fase gaseosa, ocurre la evaporación, que aumenta a medida que sube la temperatura del líquido; por ejemplo, la temperatura de ebullición es aquella en la cual la presión de vapor del líquido es igual a la presión externa.

Las temperaturas de referencia más comunes empleadas para fijar las escalas de temperatura son las del punto de congelación y de ebullición del agua. Estas se seleccionan por razones prácticas para todo líquido puro (como el agua). Solo hay una temperatura característica en la cual pueden coexistir en equilibrio el líquido y el sólido: el punto de congelación o punto de fusión.

*Factores de corrección de la temperatura de ebullición por cambios de presión*

En el caso de los líquidos, la temperatura de ebullición se ve afectada por los cambios en la presión atmosférica debidos a las variaciones en la altura. A medida que un sitio se encuentra más elevado sobre el nivel del mar, la temperatura de ebullición se hace menor. A una altura de 1500 m o 0,84 atmósferas (atm) (Medellín, por ejemplo), el agua ebulle a 95 °C, mientras que al nivel del mar el agua hierve a 100 °C.

La temperatura normal de ebullición del agua es de 100 °C. ¿Cuál será el punto de ebullición del agua en Medellín ( $p = 640$  torr)?

En el siguiente ejemplo se muestra cómo se puede hallar la temperatura de ebullición en la ciudad de Medellín:

Para Medellín:  $\Delta p = 760 \text{ torr} - 640 \text{ torr} = 120 \text{ torr} = 120 \text{ mm Hg}$

Si 10 mm Hg                      0,37 °C

120 mm Hg                      X

$X = 120 \text{ mm Hg} \times 0,370 \text{ }^{\circ}\text{C}^{\ast} / 10 \text{ mm Hg} = 4,4 \text{ }^{\circ}\text{C}$

$T_e = 100 \text{ }^{\circ}\text{C} - 4,4 \text{ }^{\circ}\text{C} = 95,6 \text{ }^{\circ}\text{C}$

---

\* El valor 0,37 corresponde al valor de la tabla 21, líquidos no polares por el punto de ebullición del agua.

**Ejercicio.** Con el ejemplo anterior determine la temperatura de ebullición del agua en Bogotá ( $p = 560$  torr), y en la Luna ( $p_{\text{atm}} = 20$  torr).

|                       |
|-----------------------|
| Ácido salicílico: 159 |
| Ácido oxálico: 102    |
| Ácido benzoico: 128   |
| Ácido succínico: 190  |

Tabla 20. Temperaturas de fusión ( $^{\circ}\text{C}$ ) de algunas sustancias

|                                   | Variación en T por $\Delta p = 10$ mm Hg |                  |
|-----------------------------------|------------------------------------------|------------------|
| Teb normal ( $^{\circ}\text{C}$ ) | Líquidos no polares                      | Líquidos polares |
| 50                                | 0,380                                    | 0,320            |
| 60                                | 0,392                                    | 0,330            |
| 70                                | 0,404                                    | 0,340            |
| 80                                | 0,416                                    | 0,350            |
| 90                                | 0,428                                    | 0,360            |
| 100                               | 0,440                                    | 0,370            |
| 110                               | 0,452                                    | 0,380            |
| 120                               | 0,464                                    | 0,390            |
| 130                               | 0,476                                    | 0,400            |

Tabla 21. Variación de temperatura con relación a la presión de algunas sustancias

# 1. MATERIALES Y EQUIPO-Glicerina.

- Ácido oxálico.
- Ácido benzoico.
- Ácido salicílico.
- Ácido succínico.

- Etanol.
- Metanol.
- Termómetro.
- Tapón de caucho.
- Capilar.
- Tubo de Thiele.
- Mechero.
- Bandas de caucho pequeñas.

## 2. PRELABORATORIO

- Consulte los tipos de termómetros existentes.

---

---

---

- A qué temperatura de fusión coexisten, en equilibrio, el líquido y el sólido? Describa en qué consiste dicho equilibrio.

---

---

---

- ¿Cómo son, comparativamente, las temperaturas de fusión de sólidos iónicos, covalentes, polares y no polares?

---

---

---

- ¿Cómo influye la presencia de impurezas solubles en el punto de fusión y ebullición?

---

---

---

- ¿Por qué la presión atmosférica influye sobre el punto de ebullición?

---

---

---

- ¿Qué son las fuerzas intermoleculares y cómo se clasifican?

---

---

---

- ¿Qué relación tiene la polaridad con el punto de ebullición?

---

---

---

- ¿Por qué los alimentos se cocinan más fácilmente en una olla a presión?

---

---

---

- ¿Qué es la entalpía?

---

---

---

- ¿Cuál es la diferencia entre calor y temperatura?

---

---

---

- ¿Dónde se cocinará más rápido un huevo: en el Himalaya ( $p = 300$  torr), en la Luna ( $p_{\text{atm}} = 20$  torr) o en Bogotá ( $p_{\text{atm}} = 560$  torr)? Explique su respuesta.

---

---

---

- ¿Qué es una sustancia polar y no polar? ¿Cómo se determina que un líquido es polar o apolar?

---

---

---

### 3. PROCEDIMIENTO

#### *Experimento n.º 1*

- Con los datos anteriores, determine el punto de ebullición aproximado del agua en Bucaramanga, donde la presión atmosférica es 683 mm Hg y en Cali que es 670 mm Hg.

- Realice la calibración de termómetro:

Hielo: \_\_\_\_\_

Agua hervida: \_\_\_\_\_

- En esta práctica se utilizará el tubo Thiele (véase la figura 5) para determinar los puntos de fusión y de ebullición.
- Llenado de capilares: Tome los capilares y séllelos por uno de sus extremos. Luego introduzca una pequeña cantidad de sustancia seca y pulverizada (ácido oxálico), llene el capilar hasta 2 mm.
- Sujete el capilar al termómetro con una banda de caucho, asegurándose de que la muestra quede a la misma altura del bulbo del termómetro (como lo muestra la figura 5). Luego sumerja el termómetro junto con la muestra en el tubo Thiele que contiene la glicerina o aceite mineral. Realice el montaje como se muestra en la figura 5.

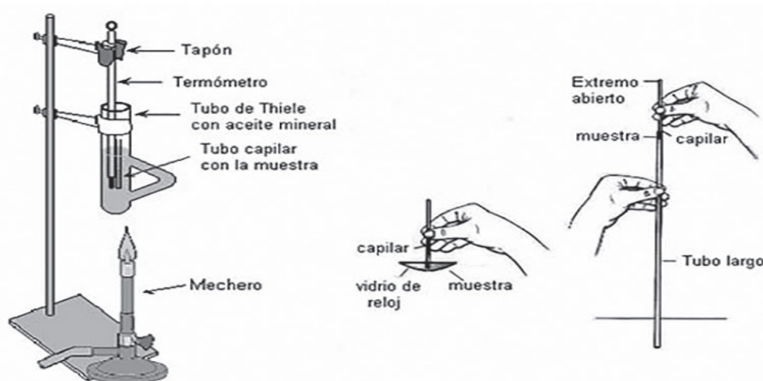


Figura 5. Montaje para la terminación de punto de fusión.

Fuente: <http://blogqmik.blogspot.com/>

Luego empiece a calentar lentamente, cuidando que la glicerina no bulla. Cuando aparezca la primera gota de líquido en el capilar (fusión) lea y registre esta temperatura, enfríe la glicerina y repita la experiencia con otras sustancias.

### *Experimento n.º 2. Punto de ebullición*

- Emplee el mismo montaje de la figura 5 pero reemplace el capilar por un tubo de ensayo delgado (bujía). Llene ese tubo a la altura media con el líquido y ubique un pedazo de capilar en el tubo de ensayo.

Comience a calentar lentamente, cuidando que la glicerina no bulla. Cuando aparezcan una serie de burbujas a la salida del capilar (ebullición) retire el mechero, lea y registre esta temperatura.

### *Experimento n.º 3. Congelar agua en un segundo*

- Tome una botella de agua con gas comercial e introdúzcala en un congelador por 2 horas y 30 minutos.
- Saque la botella, dele un golpe y observe lo que ocurre.
- Luego tome un cubo de hielo en un vidrio de reloj y agregue agua de la botella. Observe lo ocurrido y explique.

## 4. RESULTADOS

### *Experimento n.º 1*

- En el siguiente recuadro registre los cálculos de los ejercicios del experimento n.º 1 en su primer apartado.

Compare los valores obtenidos en el ejercicio anterior, con los datos de la siguiente tabla. Registre sus observaciones en el apartado de la discusión.

| TEMPERATURA(grados Centígrados) | Presión (mmHg) |
|---------------------------------|----------------|
| 0                               | 4,6            |
| 20                              | 17,6           |
| 40                              | 55,3           |
| 60                              | 149,4          |
| 80                              | 355,1          |
| 100                             | 760            |
| 120                             | 1488,9         |

Tabla 22. Datos de temperatura y presión

- Registre la temperatura de fusión de los compuestos utilizados en grados centígrados, Fahrenheit, y kelvin.

| Compuesto | C | K | F |  |
|-----------|---|---|---|--|
|           |   |   |   |  |
|           |   |   |   |  |

Tabla 23. Registro de resultados de fusión en diferentes escalas de temperatura

### *Experimento n° 2.*

- Registre la temperatura de ebullición ( $T_{eb}$ ) de los compuestos utilizados en grados centígrados, Fahrenheit y kelvin.

| Compuesto | C | K | F |
|-----------|---|---|---|
|           |   |   |   |
|           |   |   |   |

Tabla 24. Registro de resultados de ebullición en diferentes escalas de temperatura

- Con las sustancias utilizadas en la determinación del punto de ebullición complete la tabla 25.

*Nota: La temperatura corregida se obtiene de manera similar a la efectuada en los ejercicios desarrollados en la introducción de este laboratorio, en el apartado “Factores de corrección de la temperatura de ebullición por cambios de presión”; tenga en cuenta que debe utilizar los valores presentes en la tabla 22 de acuerdo con el valor de ebullición que reporte la sustancia en la literatura. El porcentaje de error se obtiene con la siguiente fórmula:*

$$\text{Error} = \frac{T_{eb}(\text{Lab}) - T_{eb}(\text{Corr})}{T_{eb}(\text{Corr})} \times 100$$

Compare sus valores obtenidos con los datos de la tabla 25.

| Sustancia | Polaridad | T normal | T corregida | T en el laboratorio | % Error |
|-----------|-----------|----------|-------------|---------------------|---------|
|           |           |          |             |                     |         |
|           |           |          |             |                     |         |
|           |           |          |             |                     |         |
|           |           |          |             |                     |         |
|           |           |          |             |                     |         |

Tabla 25. Registro de resultados sobre corrección de los puntos de ebullición

### *Experimento n.º 3.*

- ¿A qué cree que se debe el fenómeno del agua que se congela al darle un golpe después de ser sometida a bajas temperaturas?
- ¿Cómo puede influir la presión atmosférica en este fenómeno?
- ¿Cómo explica que la botella de agua con gas se congele y la que contiene agua normal no lo haga?

## 5. ANÁLISIS DE RESULTADOS

Orienta su discusión de resultados basándose en los datos obtenidos y comparados con los datos de la literatura. ¿Qué importancia tiene la pureza de la sustancia con la determinación de puntos de ebullición y fusión?



## 6. CONCLUSIONES

- La presión atmosférica puede afectar los puntos de fusión y ebullición de un compuesto.
- La polaridad de los compuestos influye en sus puntos de fusión y ebullición.
- Es importante conocer los puntos de fusión y ebullición de algunos compuestos.



*Bibliografía sugerida*

Castañeda, R. *Cambios en los puntos de fusión y ebullición del agua debido a una variación en la presión*. Ciudad de México: Secretaría de Educación Pública, 2016. Disponible en: <http://www.sems.gob.mx/work/models/sems/Resource/12179/8/images/cambios-fusion-ebullicion-agua.pdf>

Chang, R. *Fundamentos de Química*. Ciudad de México: Mc Graw Hill, 2002 (signatura en UPTC, GE 540 C456f ej.1).

*Bibliografía consultada*

---

---

---

---

---

## LABORATORIO N.º 7

### Nomenclatura inorgánica

Fecha: \_\_\_\_\_

Integrantes:

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

*Objetivo:*

- Identificar y denominar diferentes sustancias que correspondan a funciones químicas inorgánicas.

*Mi compromiso en esta práctica es:*

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

### *Introducción*

En química inorgánica existen cuatro funciones básicas: óxidos, hidróxidos o bases, ácidos y sales. Los óxidos son compuestos que resultan de la unión o combinación entre el oxígeno y un elemento cualquiera de la tabla periódica. Los óxidos se pueden clasificar en ácidos, cuando el oxígeno se combina con un elemento no metálico,

y básicos, cuando el oxígeno se combina o reacciona con un elemento metálico. Conociendo la clasificación de los óxidos, se tiene que, a partir de los óxidos ácidos, se pueden obtener ácidos oxácidos, y de la combinación o reacción del hidrógeno con un halógeno se consiguen los ácidos hidrácidos.

De igual manera, los óxidos básicos en reacción con el agua permiten obtener los hidróxidos o bases y, a su vez, la unión de un ácido con una base produce las sales. A partir de las diferentes funciones químicas la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) ha planteado diferentes sistemas de nomenclatura con el fin de nombrar de manera adecuada cada uno de los diferentes compuestos de los cuales se hizo referencia.

En esta práctica se pretende lograr que, por medio de la experimentación, los estudiantes comprendan la formación de cada una de las funciones químicas y las puedan nombrar según lo establecido por la IUPAC de una manera adecuada.

## 1. MATERIALES Y EQUIPOS

- Equipo de calentamiento.
- Pinza para crisol.
- *Beaker* de 250 mL.
- Probeta de 100 mL.
- Tubos de ensayo 15x15.
- Gradilla.
- Agitador de vidrio.
- Cápsula de porcelana.
- Pipeta.
- Probeta graduada.
- Cucharilla de combustión.
- Erlenmeyer de 250 mL.
- Mechero.

- Balanza.
- Espátula, tapón.
- Azufre en polvo.
- Cinta de magnesio.
- Iodo.
- Sodio.
- Potasio.
- Calcio.
- Fenolftaleína.
- Papel indicador rojo.
- Papel indicador azul.

## 2. PRELABORATORIO

En una hoja adicional efectúe las siguientes actividades:

- Consulte los conceptos de: sustancias anfóteras, soluciones *buffer*, hidruros, sales neutras, ion, catión, anión, alcalinidad, ácido fuerte, ácido débil.
- Realice un cuadro comparativo entre: óxidos básicos y óxidos ácidos; bases y ácidos; sales básicas y sales ácidas; hidrácidos y oxácidos.
- Consulte el proceso de obtención de: agua oxigenada; amoníaco, ácido sulfúrico, soda cáustica.
- Consulte la fórmula de la fenolftaleína y explique químicamente por qué se utiliza como indicador de ácidos y bases.
- Represente tres ecuaciones de neutralización.
- Consulte las aplicaciones de las siguientes sustancias: soda cáustica, hidróxido de magnesio, acetato de sodio.
- Describa en qué consiste el modelo corpuscular basado en las proporciones definidas, múltiples y equivalentes y cuál es su relación con denominación de grupos funcionales en química.

- Explique en qué consiste la acidosis metabólica y respiratoria.
- ¿Cuáles son los principales grupos funcionales en química inorgánica?

---

---

---

- Explique la diferencia entre un ácido oxácido y un ácido hidrácido.

---

---

---

- Nombre las diferentes clases de sales en química inorgánica y explique en qué radica su diferencia.

---

---

---

- Defina ion, anión y catión.

---

---

---

### 3. PROCEDIMIENTO

#### *Experimento n.º 1. Preparación de oxácidos*

- Tome aproximadamente un gramo de azufre (S) en polvo en una cucharilla de combustión y expóngalo a una llama. Una vez inicie la combustión introduzca la cuchara en un erlenmeyer de 250 mL para recoger el gas desprendido, tape el erlenmeyer y agítelo para que se disuelva el gas en el agua. Introduzca en la solución un trocito de papel tornasol azul y escriba el cambio de color.

*Experimento n.º 2. Preparación de óxidos e hidróxidos*

- Con una pinza tome una cinta pequeña de magnesio metálico. Llévela a la llama y enciéndala; coloque el residuo del metal dentro de un *beaker* de 250 mL. Escriba la ecuación. ¿A qué corresponde este compuesto? Al compuesto formado en el vaso agregue 10 mL de agua, luego divida esta solución en partes iguales en dos tubos de ensayo. A un tubo agréguele una gota de fenolftaleína y en el otro introduzca un trozo de papel tornasol rojo. (Guarde la solución).

*Experimento n.º 3. Preparación de hidróxidos*

- Tome un gramo de óxido de calcio, colóquelo en un vaso de 250 mL y agregue 10 mL de agua. Divida esta solución en dos tubos de ensayo, procurando que las partes sean iguales; a uno de los tubos de ensayo agregue una gota de fenolftaleína y al otro introduzca un trozo de papel tornasol rojo.

*Experimento n.º 4. Preparación de sales*

- Utilizando una pipeta, agregue gota a gota ácido sulfúrico a la solución obtenida en la experiencia anterior, hasta que cambie de color. Tome 5 mL de esta solución, páselos a una cápsula de porcelana y caliente hasta obtener evaporación completa.

*Experimento n.º 5. Medidor de pH*

- Tome unas hojas de repollo morado y, con la ayuda de un mortero y agua, macérelas hasta obtener un producto líquido.

- Luego agregue un poco de alcohol etílico y continúe con el proceso de maceración.
- Después fíltrelo hasta obtener un producto líquido.
- Una vez tenga el producto, ponga 5 mL de la solución obtenida en un *beaker* de 50 mL hasta diluir completamente con agua. En seguida adicione ácido acético y observe lo ocurrido.
- Repita el procedimiento anterior pero, en esta ocasión, agregue bicarbonato de sodio y observe lo sucedido.

#### 4. RESULTADOS

##### *Experimento n.º 1*

- ¿Qué sustancia se formó? Escriba el nombre de la sustancia, utilizando los métodos de nomenclatura aprendidos.

---

---

---

- Escriba las ecuaciones respectivas, indicando nombres de reactivos y productos.

- ¿A qué se debe el cambio de color del papel tornasol azul?

---

---

---

*Experimento n.º 2*

- Escriba la ecuación correspondiente, indicando los nombres de los reactivos y productos.

*Experimento n.º 3*

- Escriba la ecuación correspondiente, indicando los nombres de los reactivos y productos.

- Explique a qué se debe la coloración que toma la solución al agregar la fenolftaleína.

*Experimento n.º 4*

- Escriba la ecuación correspondiente, indicando los nombres de los reactivos y productos.

- ¿Qué sustancia se obtuvo?

---

---

---

### *Experimento n.º 5*

- Consulte la composición química de las hojas de repollo morado.

---

---

---

- ¿A qué propiedades se puede atribuir el cambio de color que genera el extracto de repollo morado para la identificación de ácidos y bases?

---

---

---

- ¿Cree que el alcohol adicionado ejerce alguna propiedad en dicha identificación? ¿Por qué?

---

---

---

## 5. RESULTADOS COMPLEMENTARIOS

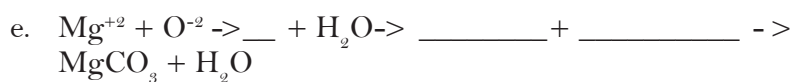
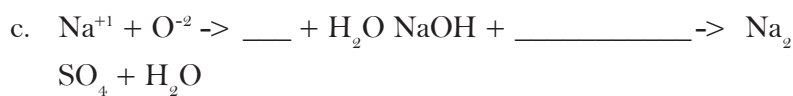
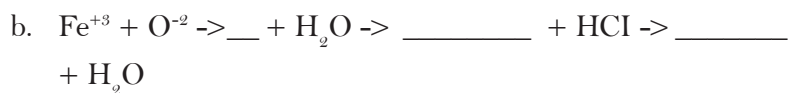
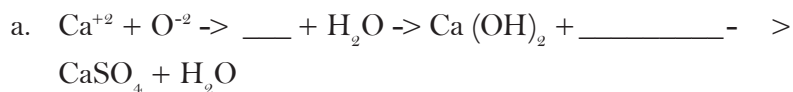
Complete la tabla 26 de acuerdo con los cambios observados en la formación de las funciones inorgánicas.

| Experiencias                       | Elementos | Cambios físicos | Cambios químicos |
|------------------------------------|-----------|-----------------|------------------|
| Preparación de oxácidos            |           |                 |                  |
|                                    |           |                 |                  |
| Preparación de óxidos e hidróxidos |           |                 |                  |
|                                    |           |                 |                  |
| Preparación de hidróxidos          |           |                 |                  |
|                                    |           |                 |                  |
| Preparación de sales               |           |                 |                  |
|                                    |           |                 |                  |

Tabla 26. Registro de resultados de los elementos utilizados y el tipo de cambio producido

### Recorridos funcionales

1. Complete los siguientes recorridos funcionales:



## 2. Cuadro de anión y catión

| Anión / Catión   | $\text{OH}^{-1}$ | $\text{SO}_4^{-2}$ | $\text{NO}_3^{-1}$ | $\text{CO}_3^{-2}$ | $\text{Cl}^{-1}$ |
|------------------|------------------|--------------------|--------------------|--------------------|------------------|
| $\text{Ca}^{+2}$ |                  |                    |                    |                    |                  |
| $\text{Au}^{+1}$ |                  |                    |                    |                    |                  |
| $\text{Pb}^{+4}$ |                  |                    |                    |                    |                  |
| $\text{Fe}^{+3}$ |                  |                    |                    |                    |                  |
| $\text{Cu}^{+2}$ |                  |                    |                    |                    |                  |

Tabla 27. Formación de compuestos a partir de aniones y cationes

## 6. DISCUSIÓN DE RESULTADOS

Discuta con sus compañeros las diferencias y características de las distintas funciones químicas trabajadas en el laboratorio. Argumente cuál es la función principal de los indicadores como la fenolftaleína y el papel tornasol rojo y azul, y explique si afecta o no la composición del compuesto al ser analizado.

Explique la importancia de conocer los grupos funcionales en la química y saberlos nombrar según las normas establecidas por la IUPAC.

## 7. CONCLUSIONES

- Redacte 3 conclusiones indicando la importancia de las funciones químicas y los sistemas de nomenclatura propuestos por la IUPAC.
- Tenga en cuenta los indicadores de pH y su importancia en la identificación de las diferentes funciones químicas.



### *Bibliografía sugerida*

Alcañiz, E. *Nomenclatura de Química Inorgánica*. España: Universidad de Alcalá, 2002. Disponible en: <http://www3.uah.es/edejesus/resumenes/IEQTE/nomeninorg.pdf>

Clúa, S. “Nomenclatura Química Inorgánica, según recomendaciones IUPAC 2005”. Disponible en: <http://chopo.pntic.mec.es/jmillan/forinoryago.pdf>

### *Bibliografía consultada*

---

---

---

---



---

## LABORATORIO N.º 8

### Reacciones químicas y equilibrio químico

Fecha: \_\_\_\_\_

Integrantes:

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

*Objetivo:*

- Reconocer diferentes reacciones químicas teniendo en cuenta el principio de equilibrio químico.
- Contrarrestar el principio de Le Chatelier con la dirección del desplazamiento de una reacción en equilibrio.

*Mi compromiso en esta práctica es:*

---

---

---

#### *Introducción*

La reactividad de elementos y compuestos químicos depende de las propiedades físicas y químicas que poseen y de la forma como participan en una reacción determinada, presentando facilidad o

dificultad de transformarse en nuevos compuestos. Las reacciones químicas pueden ocurrir en los estados gaseoso, líquido y sólido en forma decreciente en su rendimiento, dependiendo de la facilidad de transformación de átomos y moléculas.

Las reacciones químicas generalmente van acompañadas de desprendimiento o absorción de energía (calor); de formación o dilución de precipitados; cambio de coloración y, algunas veces, de desprendimiento de gases.

### *Efecto de un cambio dependiendo de las condiciones de equilibrio*

Existen diversos factores capaces de modificar el estado de equilibrio en un proceso químico, como son la temperatura, la presión y el efecto de la concentración. La influencia de estos tres factores se puede predecir de una manera cualitativa por el “Principio de Le Chatelier”, que indica que si en un sistema en equilibrio se modifica alguno de los factores que influyen en el mismo (temperatura, presión o concentración), el sistema evoluciona de forma que se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación.

## 1. MATERIALES Y EQUIPO

- Equipo de calentamiento.
- Pinza para crisol.
- 10 tubos de ensayo.
- 1 *beaker*.
- Gradilla.
- Agitador de vidrio.
- Cápsula de porcelana.
- Pipeta de 10 mL.
- Balanza.
- Espátula.
- Vaso de precipitado.
- Palillos de madera.
- Dióxido de manganeso.

- Clorato de potasio.
- Óxido de calcio.
- Ácido sulfúrico 2 mL.
- Zinc en granallas.
- Acetato de plomo en solución.
- Sacarosa.
- Yoduro de potasio en solución.
- Dicromato de potasio.
- Hidróxido de sodio 3 M.
- Ácido clorhídrico.
- Cloruro de bario.
- Buffer 7.
- Cloruro de potasio.
- Almidón.
- Agua destilada.
- Lugol.
- Ácido tricloroacético.
- Tiosulfato.
- HCl 1 M.

## 2. PRELABORATORIO

- Realice una breve revisión histórica sobre el concepto de equilibrio químico y explique en qué consiste el Principio de Le Chatelier.
- Señale qué factores pueden afectar la eficiencia de una reacción química y cómo lo hacen.

---

---

---

---

- Escriba y explique en qué consiste la ecuación de equilibrio químico.

---

---

---

- Nombre las clases de reacciones químicas y diga en qué consiste cada una de ellas.

---

---

---

- Defina los siguientes conceptos: equilibrio químico, disociación, solubilidad, formación de complejos estables, reacciones reversibles e irreversibles.

---

---

---

- ¿Qué relación existe entre las constantes de equilibrio y el grado de disociación?

---

---

---

- ¿Qué importancia tiene la ley de Chatelier en la vida de los alpinistas?

---

---

---

### 3. PROCEDIMIENTO

#### *Experimento n.º 1. Reacción por combinación*

- En un vaso de precipitado de 50 mL, vierta agua hasta una cuarta parte ( $1/4$ ) de su capacidad y adicione 0,5 g de CaO (óxido de calcio), agite con cuidado y observe lo ocurrido.

#### *Experimento n.º 2. Reacción por descomposición*

- Con una pinza tome un pequeño trozo de sodio, agréguelo cuidadosamente a un vaso de agua. Escriba la ecuación. ¿A qué corresponde este compuesto?

#### *Experimento n.º 3. Reacción por desplazamiento*

- Vierta el compuesto del experimento n.º 1 en un vaso de 250 mL y divídalo en dos tubos de ensayo, procurando que las partes sean iguales; agregue a uno de los tubos de ensayo una gota de fenolftaleína y al otro un trozo de papel tornasol rojo.

#### *Experimento n.º 4. Efecto de la concentración sobre el equilibrio*

- Disuelva una pequeña cantidad de dicromato potásico en 10 mL de agua. Introduzca unos 3 mL de dicha disolución en un tubo de ensayo y añada gota a gota, agitando el tubo; luego agregue hidróxido sódico 3 M hasta observar un cambio de color. A continuación, añada ácido clorhídrico 3 M hasta recuperar el color inicial. Interprete los cambios observados.
- En un tubo de ensayo vierta unos tres mililitros de la disolución de dicromato potásico preparada en el apartado anterior y añádale, gota a gota, hidróxido sódico 3 M hasta que cambie de color (amarillo por la presencia de iones  $\text{CrO}_4^{2-}$ ). Agregue luego unos tres mililitros de una disolución de cloruro bórico 0,2 M y observe lo que ocurre.
- Posteriormente añada, gota a gota, HCl 3 M hasta que desaparezca completamente el precipitado y, a continuación,

vuelva a introducir gota a gota hidróxido sódico 3 M. Repita esta última operación cuantas veces desee. Describa lo que sucede.

*Experimento n.º 5. Factores que afectan la velocidad de la reacción*

*a. Efecto de la concentración de la solución en la velocidad de la reacción*

- Enjuáguese la boca varias veces con agua corriente y en un vaso de precipitado de 50 mL recoja aproximadamente 2 mL de saliva. Adicione 10 mL de agua destilada y mezcle. Esta solución se conoce como solución de enzima.

Prepare 4 tubos de ensayo como se muestra a continuación:

| Tubo           | 1   | 2   | 3   | 4   |
|----------------|-----|-----|-----|-----|
| Buffer pH 7,0  | 0,5 | 0,5 | 0,5 | 0,1 |
| KCl            | 1   | 1   | 1   | 1   |
| Almidón        | 1,2 | 1,2 | 1,2 | 1,2 |
| Agua destilada | 2   | 2   | 2   | 2   |
| Enzima         | 0,5 | 0,6 | 0,7 | 0,8 |

Tabla 28. Reactivos y cantidades en mL para cada tubo de ensayo

Agregue de forma secuencial a cada tubo de ensayo, con un intervalo de 30 segundos, la cantidad de enzima requerida y permita que cada uno reaccione durante un tiempo de 5 minutos; al cabo de ese tiempo detenga la reacción con 0,2 mL de ácido tricloroacético, adicione una gota de lugol a cada tubo y agite.

*b. Efecto de la temperatura sobre la velocidad de la reacción*

Prepare 3 tubos de ensayo como se muestra a continuación:

| Tubo                      | 1                  | 2             | 3                    |
|---------------------------|--------------------|---------------|----------------------|
| Buffer pH 6,9             | 0,1                | 0,1           | 0,1                  |
| KCl                       | 0,2                | 0,2           | 0,2                  |
| Almidón                   | 1                  | 1             | 1                    |
| Agua destilada            | 1                  | 1             | 1                    |
| Tratamiento por 5 minutos | Baño de ebullición | Baño de hielo | Temperatura ambiente |
| Enzima                    | 0,5                | 0,5           | 0,5                  |

Tabla 29. Reactivos y cantidades en mL para cada tubo de ensayo en condiciones diferentes de temperatura

Una vez adicionada la enzima, comience a controlar el tiempo de reacción (4 minutos); transcurrido ese periodo detenga la reacción con 0,2 mL de ácido tricloroacético. Adicione una gota de lugol a cada tubo y agite.

*c. Efecto del tiempo en la velocidad de la reacción*

-Medir 1 g de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Disuélvalos en 20 ml de agua.

-Tome 5 tubos de ensayo, como se muestra a continuación:

| Tubo               | 1 | 2  | 3  | 4  | 5  |
|--------------------|---|----|----|----|----|
| Tiosulfato         | 1 | 2  | 3  | 4  | 5  |
| Agua               | 5 | 4  | 3  | 2  | 1  |
| HCl 1M             | 1 | 1  | 1  | 1  | 1  |
| Tiempo en segundos | 5 | 10 | 15 | 20 | 25 |

Tabla 30. Reactivos y cantidades en mL para cada tubo de ensayo en condiciones diferentes de tiempo

## 4. RESULTADOS

*Experimento n.º 1*

- ¿Qué sustancia se formó?

---

---

---

- Escriba las ecuaciones respectivas, indicando nombre de reactivos y productos.

### *Experimento n.º 2*

- Escriba la ecuación correspondiente indicando los nombres de los reactivos y productos.

### *Experimento n.º 3*

- ¿Qué sustancia se obtuvo?

---

---

---

- Escriba la ecuación correspondiente indicando los nombres de los reactivos y productos.

*Experimento n.º 4*

- Escriba la ecuación correspondiente indicando los nombres de los reactivos y productos.
- ¿Qué sustancia se obtuvo?

*Experimento n.º 5*

- Escriba sus observaciones.

*Experimento n.º 6.*

- Escriba sus observaciones.

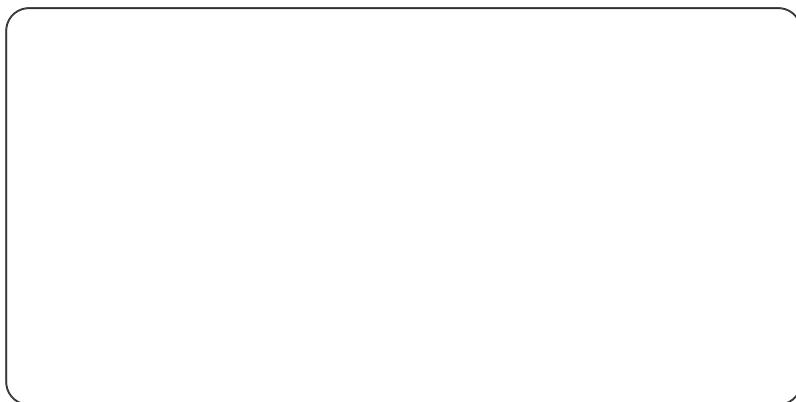
- Escriba sus observaciones.



## 5. DISCUSIÓN DE RESULTADOS

Según los resultados obtenidos en las experiencias anteriores, ¿cómo podría justificar que cada experimento corresponde a las reacciones que se nombran en el procedimiento? Justifique si las reacciones obtenidas son de equilibrio químico. ¿Cómo lo puede demostrar?

Diga por qué algunas reacciones pueden ser reversibles y otras irreversibles y demuéstrelas con un ejemplo de la cotidianidad.



## 6. CONCLUSIONES

- Concluya cómo puede la experimentación contribuir en el reconocimiento de las diferentes reacciones químicas.
- ¿En qué se basa el principio de equilibrio químico y cómo contribuye en el proceso de las reacciones químicas?



### *Bibliografía sugerida*

Moreno, Julio. “Reacciones de compuestos organometálicos de Pt (iv) mononucleares y de Rh (ii) dinucleares. Aspectos cinéticos y termodinámicos”. Tesis de doctorado en Química, Universidad de Valencia, España, 2006.

Disponible en: <https://www.tdx.cat/bitstream/handle/10803/10278/esteban.pdf;jsessionid=85CB1CA73FEBDE2E280918E3D0F39A8B?sequence=1>

Pérez, José. “Reacciones químicas”. 2009. Consultado en: <https://blocs.xtec.cat/debianita/files/2014/03/REACCIONES-QU%C3%8DMICAS-rev2013-copia.pdf>

### *Bibliografía consultada*

---

---

---

---



---

## LABORATORIO N.º 9

### Identificación de hidrógeno y oxígeno

Fecha: \_\_\_\_\_

Integrantes:

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

*Objetivo:*

- Obtener hidrógeno y oxígeno, como ejemplos de métodos de preparación de elementos en el laboratorio.

*Mi compromiso en esta práctica es:*

---

---

---

### *Introducción*

Para la obtención industrial de los elementos se siguen procesos de mayor o menor complejidad, que dependen fundamentalmente de la manera como dichos elementos se presentan en la naturaleza: si se hallan libres o combinados; si contienen o no impurezas; si se presentan como óxidos, sulfuros, carbonatos, etc. Por ejemplo, el oxígeno se

obtiene por destilación fraccionada del aire líquido, y el hidrógeno por descomposición de compuestos que lo contengan, tales como los hidrocarburos y el agua.

Ahora bien, diversos elementos pueden ser también preparados en el laboratorio por métodos relativamente sencillos, como son los que se ilustran en los experimentos siguientes para hidrógeno y oxígeno.

## 1. MATERIALES Y EQUIPO

- Cinta de magnesio metálico.
- Zinc en granallas.
- Hierro en limaduras.
- Cobre (limaduras, láminas o alambre).
- Ácido sulfúrico (Soln. 0,5 M, aprox.).
- Ácido clorhídrico (Soln. 1 M, aprox.).
- Clorato de potasio (0,4 g).
- Dióxido de manganeso (0,2 g).
- Astillas de madera.
- Tubos de ensayo medianos.
- Pipetas.
- Generador de gas (fig. 20).
- Tubo de ensayo grande (18 x 150 mm) provisto de tubo de desprendimiento.
- Mechero de gas o de alcohol.
- Taza plástica.
- Bicarbonato de sodio.
- Chinchas.
- Alambre de cobre.
- Pila de 9 voltios.

## 2. PRELABORATORIO

- Consulte algunos usos o aplicaciones que se den a escala industrial del oxígeno y el hidrógeno.
- ¿Cuáles son los isótopos del hidrógeno y explique en qué radica su diferencia?
- Nombre las propiedades físicas y químicas del hidrógeno y el oxígeno.
- Consulte las características y funciones de los siguientes compuestos: metano, etano, propano, pentano, hexano, eteno.
- ¿Qué es la criogenia y cuáles son sus usos?

## 3. PROCEDIMIENTO

### *Experimento 1. Preparación de hidrógeno*

- Tome cuatro tubos de ensayo y coloque en cada uno de ellos varios trocitos (granallas, limaduras, etc.) de los siguientes metales, así: en el primero, magnesio; en el segundo, zinc; en el tercero, hierro y en el último, cobre. Agregue al primer tubo unos 5 mL de solución de ácido sulfúrico y observe qué sucede. Anote sus observaciones.
- Mientras se está realizando la reacción anterior, invierta otro tubo de ensayo vacío y seco sobre el primero, tal como se ilustra en la figura 6.
- Sostenga el tubo en esta posición de 10 a 15 segundos. Retírelo entonces a no menos de medio metro del tubo de reacción e introduzca en él una astilla encendida.
- Mantenga siempre el tubo en posición invertida

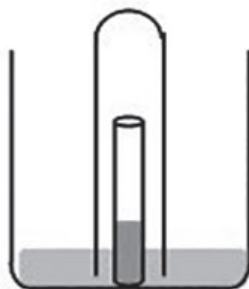


Figura 6. Tubo invertido para capturar hidrógeno.

Fuente: <https://rodas5.us.es/>

- Repita todo el experimento con los mismos metales en otro conjunto de tubos, pero esta vez utilice solución de ácido clorhídrico. Observe, anote y compare.

*Precaución: Nunca acerque una llama directamente a un tubo de ensayo o cualquier otro recipiente en donde supuestamente se esté produciendo hidrógeno.*

### *Experimento 2. Preparación y propiedades del hidrógeno (demostración)*

- Arme el instrumento generador (véase figura 7). Introduzca en el frasco (antes de insertar el tapón) 5 o 6 granallas de zinc o varios trocitos de cinta de magnesio metálico. Coloque firmemente el tapón con el embudo y asegúrese de que todas las uniones estén bien ajustadas. Cuide además que el extremo del tubo del embudo no quede en contacto con el fondo del frasco. Llene un tubo de ensayo con agua y colóquelo invertido en la cubeta.
- Agregue cuidadosamente solución de ácido sulfúrico a través del embudo, hasta que su extremo quede sumergido en el líquido. Descarte las primeras burbujas que se forman en la cubeta (pues son simplemente el aire contenido en el aparato, que está siendo desalojado). Luego coloque el extremo del tubo de desprendimiento bajo la boca del tubo de ensayo y empiece a recoger el gas.

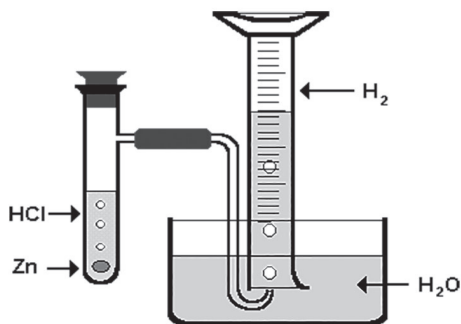


Figura 7. Aparato generador.

Fuente: <http://laquimicadelnitrogenoudea.blogspot.com>

*Recuerde: No acerque ninguna llama al generador mientras esté en operación.*

- Cuando se haya desalojado toda el agua del tubo de ensayo, retírelo de la cubeta y sosténgalo en posición invertida. Introduzca entonces una astilla de madera con un punto en ignición (un cigarrillo puede servir) y observe. Repita esta prueba con una astilla encendida (con llama).

#### *Experimento n.º 3. Preparación del oxígeno*

- Prepare una mezcla de cinco partes de clorato de potasio ( $\text{KClO}_3$ ) y una parte de dióxido de manganeso ( $\text{MnO}_2$ ). Coloque parte de esta mezcla en un tubo de ensayo grande (16 x 150 mm), en cantidad suficiente para que alcance una altura de unos 3 cm. Tape el tubo con un tapón provisto de tubo de desprendimiento y caliente con llama no demasiado fuerte.
- Coloque cerca de la boca del tubo de desprendimiento una astilla de madera con un punto en ignición o un cigarrillo encendido.

#### *Experimento n.º 4. Electrólisis del agua*

- Arme el aparato de electrólisis del agua (véase figura 8). Tome la taza plástica y abra en el fondo 2 agujeros a una distancia de 2 cm entre cada uno. En cada agujero ponga un chinche

atando a cada uno de ellos un alambre de cobre. Una vez estén atados los cables de alambre, tome la pila y una cada uno de los extremos a un polo de la pila o batería.

- Posteriormente tome un *beaker* y prepare una solución de bicarbonato de sodio. Una vez preparada la solución viértala en la taza de plástico, cuidando que no se derrame. Seguidamente, tome 2 tubos de ensayo medianos y llénelos con la misma solución, vigilando que no queden burbujas, y ponga cada tubo de manera invertida en cada uno de los chinchas, tratando de perder la mínima cantidad de solución posible.

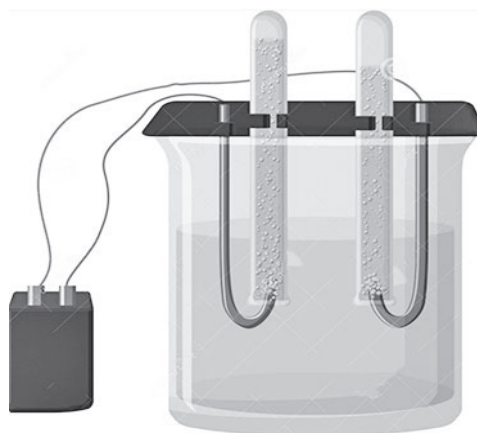


Figura 8. Sistema de electrólisis del agua.

Fuente: <https://thumbs.dreamstime.com/z/proceso-de-la-electr%C3%B3lisis-del-agua-93920632.jpg>.

#### 4. RESULTADOS

##### *Experimento n.º 1*

- Anote sus observaciones.

- Al poner el tubo invertido, ¿qué sucede?

---



---



---

- ¿A qué se debe este resultado?

---



---



---

- Anote los resultados obtenidos al adicionar las soluciones ácidas a cada metal y lo que sucedió en cada caso al acercar la astilla encendida.

|                                     |                          |
|-------------------------------------|--------------------------|
| $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4$ | $\text{Mg} + \text{HCl}$ |
| $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ | $\text{Zn} + \text{HCl}$ |
| $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4$ | $\text{Fe} + \text{HCl}$ |
| $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$ | $\text{Cu} + \text{HCl}$ |

Tabla 31. Resultados de las reacciones ocurridas en la práctica

- Analice los resultados anteriores y de ellos deduzca si se produjo o no hidrógeno en cada caso. Anote + o -, según corresponda.

|                                | Metales                                      | Mg | Zn | Fe | Cu |
|--------------------------------|----------------------------------------------|----|----|----|----|
| Ácidos                         | Se produjo (+) o no se produjo (-) hidrógeno |    |    |    |    |
| H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> |                                              |    |    |    |    |
| HCl                            |                                              |    |    |    |    |

Tabla 32. Resultados sobre las reacciones ocurridas en la práctica para cada ácido

- ¿Cuál es la propiedad específica del hidrógeno en la que se basan las pruebas de reconocimiento efectuadas?

---



---



---

### Experimento n.º 2

- ¿Qué relación existe entre el comportamiento que se acaba de observar para este gas y su empleo discontinuado para inflar globos aerostáticos?

---



---



---

- ¿Qué gas se utiliza en su reemplazo?

---



---



---

- ¿Qué sucede al poner la astilla encendida en el generador?

---

---

---

- Registre todas sus observaciones y conclusiones a continuación.

---

---

---

### *Experimento n.º 3*

- ¿Qué ocurre al acercar la astilla encendida?

---

---

---

- ¿Es similar este comportamiento al del hidrógeno?

---

---

---

- ¿Cómo se llama esta propiedad del oxígeno?

---

---

---

- Consulte y anote la ecuación para la reacción de obtención del oxígeno efectuada. ¿Qué papel desempeña el  $\text{MnO}_2$ ?

---

---

---

- ¿Cuántos gramos de oxígeno se obtienen?

---

---

---

- ¿Cuál será el volumen ocupado por esta cantidad de gas a 0,8 atm y  $23^\circ\text{C}$ . (Para responder únicamente si se han estudiado ya las leyes de los gases).

#### *Experimento n.º4*

- Teniendo en cuenta la experiencia, ¿cómo puedes definir la electrólisis?

---

---

---

- ¿La cantidad de gas desprendida en cada uno de los tubos es la misma? Justifique su respuesta.

- Según sus observaciones y análisis, ¿podría deducir qué gas es el que se ha desprendido en cada uno de los tubos? Justifique su respuesta.

- Con la experiencia realizada se puede demostrar la composición de la molécula, ¿por qué?

## 5. DISCUSIÓN DE RESULTADOS

Discuta con sus compañeros cuál de los dos ácidos y cuáles metales proporcionan mayor desprendimiento de hidrógeno y a qué se debe.

Explique por qué al agregar la astilla de madera con una leve chispa esta se apaga o se enciende, según el caso.

Argumente por qué razón la mezcla de clorato de potasio con óxido de manganeso provoca que la astilla de madera se encienda o se apague, según sea el caso.



## 6. CONCLUSIONES

- Redacte las conclusiones teniendo en cuenta las diferencias evidenciadas en el método de obtención del hidrógeno y el oxígeno, teniendo en cuenta su comportamiento con el fuego.
- Tenga en cuenta también los métodos de obtención del hidrógeno por medio de los ácidos empleados con los diferentes metales.

### *Bibliografía sugerida*

Nieto, E. “Obtención y aplicaciones del hidrógeno”. Madrid: Fenercom, 2018. Disponible en: [https://www.fenercom.com/pdf/formacion/18-01-17%20Jornada%20sobre%20Hidr%C3%B3geno%20y%20Pila%20de%20combustible/2\\_Obtencion\\_y\\_aplicaciones\\_del\\_hidrogeno\\_CENTRO\\_NACIONAL\\_DEL\\_HIDROGENO\\_fenercom\\_2018](https://www.fenercom.com/pdf/formacion/18-01-17%20Jornada%20sobre%20Hidr%C3%B3geno%20y%20Pila%20de%20combustible/2_Obtencion_y_aplicaciones_del_hidrogeno_CENTRO_NACIONAL_DEL_HIDROGENO_fenercom_2018)

### *Bibliografía consultada*

---

## LABORATORIO N.º 10

### Propiedades y preparación de soluciones

Fecha: \_\_\_\_\_

Integrantes:

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

*Objetivo:*

- Obtener hidrógeno y oxígeno, como ejemplos de métodos de preparación de elementos en el laboratorio.

*Mi compromiso en esta práctica es:*

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

### *Introducción*

Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. La sustancia disuelta se denomina *solute* y por lo general está presente en proporciones pequeñas en comparación con la sustancia donde se disuelve, denominada *solvente*. En cualquier discusión de soluciones el primer requisito consiste en poder especificar sus composiciones, esto es, las cantidades relativas de los diversos componentes. La concentración de una solución expresa la relación de la cantidad de

soluta a la cantidad de solvente. Las soluciones poseen una serie de propiedades que las caracterizan:

- Su composición química es variable.
- Las propiedades químicas de los componentes de una solución no se alteran.
- Las propiedades físicas de la solución son diferentes a las del solvente puro: la adición de un soluto a un solvente aumenta su punto de ebullición y disminuye su punto de congelación; la adición de un soluto a un solvente disminuye la presión de vapor de este.

### *Principales clases de soluciones*

La solubilidad es la cantidad máxima de un soluto que puede disolverse en una cantidad dada de solvente, a una determinada temperatura.

Factores que afectan la solubilidad:

- Superficie de contacto:* La interacción soluto-solvente aumenta cuando hay mayor superficie de contacto y el cuerpo se disuelve con más rapidez (pulverizando el soluto).
- Agitación:* Al agitar la solución se van separando las capas de disolución que se forman del soluto y nuevas moléculas del solvente continúan la disolución.
- Temperatura:* Al aumentar la temperatura se favorece el movimiento de las moléculas y hace que la energía de las partículas del sólido sea alta y puedan abandonar su superficie, disolviéndose.
- Presión:* Esta influye en la solubilidad de gases y es directamente proporcional.

## 1. MATERIALES Y EQUIPOS

- Éter de petróleo.
- Gasolina.

- Cloruro de sodio (sal). Azúcar (sacarosa)  $C_{12}H_{22}O_{11}$
- Naftalina en escamas.
- Papel parafinado.
- Ácido oxálico,  $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ .
- 10 tubos de ensayo.
- 2 beaker de 100 mL.
- Gradilla.
- Balanza.
- Frascos volumétricos de 100 mL y 250 mL.
- Cilindro graduado o pipeta de 25 mL.
- Cápsula de porcelana.
- Equipo de calentamiento.
- Azufre, yoduro de potasio, benceno, sulfato de cobre.

## 2. PRELABORATORIO

- Busque los conceptos de solución química, disolución, dilución, solución patrón, compuestos iónicos, covalentes, polaridad de las sustancias.
- Consulte las clases de soluciones químicas.
- Escriba las fórmulas que se tienen en cuenta para la preparación de soluciones, según sea en unidades físicas o químicas de concentración.
- Consulte las aplicaciones de los siguientes productos: hidróxido de sodio, éter, ácido oxálico, benceno.



- Nombre los componentes de una solución y explique cómo los factores de solubilidad pueden afectar la concentración de una solución.

---

---

---

- Clasifique las siguientes sustancias de menor a mayor, según su polaridad:

Cloroformo ( $\text{CHCl}_3$ ), dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ); carburo de silicio ( $\text{SiC}$ ) y agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

---

---

---

---

### 3. PROCEDIMIENTO

*Experimento n.º 1. Influencia de la naturaleza de los componentes de una solución en la solubilidad*

En este experimento se hace énfasis en la comparación de las solubilidades de un mismo compuesto en agua y en un solvente apolar.

- Tome seis tubos de ensayo y adicione de a 1 mL de agua en los tres primeros y de a 1 mL de éter de petróleo en los otros tres (también puede emplearse gasolina o petróleo).
- Agregue a cada clase de solvente la cantidad que tome en la punta de una espátula de cada uno de los siguientes sólidos: cloruro de sodio, azúcar y naftalina. Agite fuertemente los tubos y anote los resultados. Indique si tales compuestos son o no solubles en

agua y en éter de petróleo. Relacione los resultados obtenidos con la naturaleza o las características del soluto y del solvente.

*Experimento n.º 2. Preparación de soluciones. Porcentajes*

- Calcule la masa del NaCl requerido para preparar 50 mL de una solución al 2 % m/v.
- Determine la masa de dicha cantidad y llévela a un frasco volumétrico de 250 mL, cuidando de no perder nada del sólido.
- Agregue agua hasta un poco más de la mitad del frasco y agite fuertemente para propiciar la disolución del soluto.
- Adicione más agua, hasta alcanzar la señal indicada en el cuello del frasco, tápelo con el dedo e inviértalo varias veces para homogenizar la solución.

*Precaución. En el caso de sustancias corrosivas o que en cualquier forma sean nocivas para la piel, no debe taparse el frasco con el dedo sino con una tapa de vidrio, corcho o caucho.*

- Mida 5 mL de la solución con una pipeta o un cilindro graduado y transfíralos a una cápsula de porcelana completamente limpia y seca, que haya sido pesada previamente.
- Calcule y anote cuántos gramos de NaCl deben estar presentes en los 20 mL de solución.
- Caliente la alícuota hasta evaporar totalmente el solvente. Proceda muy suavemente al calentar, con el fin de evitar que se pierda soluto por salpicaduras.
- Terminada la evaporación, deje enfriar la cápsula y vuelva a pesarla.

- Determine la masa del soluto que quedó en la cápsula y compárela con la masa calculada en la parte anterior.

*Experimento n.º 3. Preparación de soluciones. Ácidos*

- Calcule la masa del ácido oxálico necesario para preparar 20 mL de solución 0,1 N.
- Pese dicha cantidad y transfírela con cuidado a un frasco volumétrico de 100 mL.
- Agregue agua, agite, complete a volumen y homogenice, tal como se indicó en el experimento anterior.
- Rotule esta solución como ácido oxálico 0,1 N y guárdela para utilizarla en los experimentos siguientes.

*Experimento n.º 4. Preparación de soluciones. Bases*

- Mida aproximadamente 1 g de NaOH (recuerde que el vidrio de reloj o el papel en donde se coloca el reactivo debe pesarse previamente para descontar su peso). Anote la cantidad exacta que haya pesado.
- Lleve esta cantidad a un frasco volumétrico de 100 mL y prepare la solución como se ha indicado en los experimentos anteriores.
- Calcule y anote la normalidad aproximada de la solución.

*Nota. Se habla de normalidad aproximada porque el NaOH absorbe agua de la atmósfera y, por tanto, el peso obtenido no corresponde enteramente a NaOH.*

*Experimento n.º 5. Práctica experimental virtual. Clases de soluciones según su concentración*

- Siguiendo el enlace que aparece a continuación, realice la práctica de laboratorio sobre concentración de soluciones:  
<http://phet.colorado.edu/en/simulation/concentration>

- Comente sobre los tipos de soluciones según su concentración.

Realice el experimento y recolecte datos que permitan mostrar y analizar resultados.

- Compare los resultados obtenidos con los de otros grupos, señalando a qué conclusiones han llegado.
- Elabore un informe del trabajo práctico realizado según el diagrama Heurístico.

#### 4. RESULTADOS

##### *Experimento n.º 1*

Señale si corresponde a “soluble” o “insoluble”, según el resultado obtenido

| Reactivos | Solventes |                  |          |                 |
|-----------|-----------|------------------|----------|-----------------|
|           | Agua      | Éter de petróleo | Gasolina | Alcohol etílico |
| Sacarosa  |           |                  |          |                 |
| NaCl      |           |                  |          |                 |
| Naftalina |           |                  |          |                 |

Tabla 33. Resultados de algunos solventes con solutos

- ¿Cómo es la polaridad de los dos solventes?

---



---



---

- ¿Qué tipo de sólidos (iónico, covalente, etc.) son los solutos?

---



---



---

- ¿Cómo es su polaridad?

---

---

---

- En cuál solvente, agua o éter de petróleo, se disolverá más fácilmente cada una de las siguientes sustancias.

| Solución          | Agua | Éter de petróleo | Justifique |
|-------------------|------|------------------|------------|
| Azufre            |      |                  |            |
| Yoduro de potasio |      |                  |            |
| Benceno           |      |                  |            |
| Sulfato de cobre  |      |                  |            |

Tabla 34. Reporte de resultados de agua y éter de petróleo con algunos compuestos

*Experimento n.º 2*

- Cantidad de NaCl requerida para preparar 50 mL de solución al 2 % m/v\_\_\_\_\_ g. Presente sus cálculos.

- Cantidad de NaCl que debe estar presente en la alícuota de 5 mL de la solución \_\_\_\_\_ anterior. Presente sus cálculos.

- Masa de la cápsula vacía: \_\_\_\_\_g.
- Masa de la cápsula con el residuo: \_\_\_\_\_g.
- Masa del residuo (soluta): \_\_\_\_\_g.
- ¿Hay concordancia entre el valor calculado en el paso del experimento 2 y el resultado obtenido en este experimento?

---



---



---

- Tomando como base el valor calculado, ¿cuál es el porcentaje de error del valor experimental?

---



---



---

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

Error = |

- Calcule la masa de soluto que quedaría al evaporar cada uno de los siguientes volúmenes de la solución preparada: 10 mL, 20 mL (ya calculado), 30 mL, 40 mL y 50 mL. Ordene los datos a manera de tabla.

| Vol. de solución al 20 % m/v, mL | Masa del soluto en g |
|----------------------------------|----------------------|
|                                  |                      |
|                                  |                      |

|  |  |
|--|--|
|  |  |
|  |  |
|  |  |

Tabla 35. Reporte de la relación de soluciones y cantidad de soluto para preparar soluciones

- Con estos datos construya un gráfico en papel milimetrado de masa en función de volumen.



- Calcule la cantidad de soluto requerido para preparar las siguientes soluciones:

200 mL de  $\text{KNO}_3$  0,1 M y 1 litro de sulfato de hierro (II),  $\text{FeSO}_4$  que contenga 3 ppm de soluto.



### Experimento n.º 3

- Masa de ácido oxálico necesaria para preparar los 20 mL de solución 0,1 N.
- Indique sus cálculos.



- Si se toman 50 mL de la solución anterior, ¿cuál será su normalidad?

---

---

---

- ¿Cuántos gramos de soluto hay en este volumen?

---

---

---

- ¿Cuál es la molaridad de la solución?

---

---

---

- Consulte acerca del ácido oxálico. ¿Cuál es su fórmula estructural? ¿Qué propiedades y aplicaciones tiene?

---

---

---

#### *Experimento n.º 4*

- Rotule esta solución como “NaOH - 0,25 N” y consérvela para los experimentos siguientes.

### *Propiedades de ácidos y bases. Resultados*

- Cantidad de NaOH: \_\_\_\_\_ g
- Normalidad aproximada de la solución. Presente sus cálculos.

- Calcule la cantidad de soluto necesaria para preparar cada una de las siguientes soluciones:
  - a. 250 mL de KOH 0,1 M.
  - b. 120 mL de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  0,05 N.
  - c. 500 mL de NaOH 0,2 M.

### 5. DISCUSIÓN DE RESULTADOS

Discuta con sus compañeros, según los resultados obtenidos, si la polaridad de un soluto o de un solvente influye en su solubilidad y en qué forma. Según los resultados del experimento 2, explique si los valores experimentales y los valores verdaderos guardan relación entre sí; de no tenerla, a qué se debe.

Cómo considera que pueden influir las unidades de concentración, ya sean físicas o químicas, en la preparación de una solución. ¿Qué diferencia puede encontrar en las diferentes unidades de concentración químicas?

¿Cómo cree que influye la práctica de cálculos matemáticos en la eficiencia y eficacia de la preparación de soluciones químicas?



## 6. CONCLUSIONES

- Redacte tres conclusiones teniendo en cuenta los diferentes resultados obtenidos según las diferentes concentraciones de las soluciones trabajadas en la práctica.



### *Bibliografía sugerida*

León, G., E. Vargas y L. Martínez. “Argumentación a partir del diseño e implementación de trabajos de laboratorio contextualizados en química. Enseñanza de las Ciencias”. Conferencia presentada en el X Congreso Internacional sobre Investigación en Didáctica de las Ciencias, Sevilla, España, 5-8 de septiembre de 2017. Pp. 4599-4604. Disponible en: <https://ddd.uab.cat/pub/edlc/edlca2017n>

extra/45\_argumentacion\_a\_partir\_del\_diseno\_e\_implementacion\_de\_trabajos\_de\_laboratorio.Pdf

Galeano, J. “Propuesta para el aprendizaje del concepto de solubilidad en soluciones acuosas en el grado undécimo”. Tesis de maestría en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales, Universidad Nacional de Colombia, sede Medellín, 2015. Disponible en: <http://bdigital.unal.edu.co/50834/1/71762688.2015.pdf>

Sherman, A., S. Sherman y L. Russikoff. *Conceptos Básicos de Química*. México: CECSA, 2007.

*Bibliografía consultada*

---

---

---

---

---

## LABORATORIO N.º 11

### Propiedades y preparación de disoluciones

Fecha: \_\_\_\_\_

Integrantes:

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

*Objetivo:*

- Adquirir habilidades en el manejo del material específico para la preparación de disoluciones y aplicar los conceptos teóricos necesarios para la realización de cálculos empleados en la dilución de soluciones.

*Mi compromiso en esta práctica es:*

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

#### *Introducción*

Las disoluciones son preparadas a partir de una solución de mayor concentración, por tanto el resultado de la concentración de esta nueva solución será menor. De ahí el nombre de disoluciones. Estas disoluciones son de gran importancia en la aplicación de pequeñas cantidades en un organismo.

En los campos de la medicina, la microbiología, la bioquímica y muchas otras disciplinas de la ciencia, se aplica la preparación de disoluciones para múltiples funcionalidades a nivel micro y macroscópico. Por esta razón es de vital importancia que quien estudia la ciencia tenga en cuenta la importancia de conocer los procedimientos para la preparación de disoluciones.

## 1. MATERIALES Y EQUIPOS

- KOH, etanol, alcohol.
- 12 tubos de ensayo.
- 3 *beaker*.
- 2 pipetas.
- Papel milimetrado.

## 2. PRELABORATORIO

- Consulta las aplicaciones de las disoluciones en el campo de la salud y distintas ramas de la Química.

---

---

---

- Consulta el concepto de: solución ideal, ley de Raoult, propiedades coligativas, presión osmótica, disociación de electrolitos.

---

---

---

## 3. PROCEDIMIENTO

*Experimento n.º 1. Preparación de diluciones a partir de solutos sólidos*

- Realice los cálculos necesarios para preparar la solución stock o patrón de KOH a una concentración 2 M y regístrelos en el informe final.
- A partir de esta solución prepare 5 disoluciones, teniendo en cuenta la siguiente información:

| Disolución | Volumen final ml | Concentración final |
|------------|------------------|---------------------|
| 1          | 5                | 0,1                 |
| 2          | 10               | 0,2                 |
| 3          | 25               | 0,3                 |
| 4          | 50               | 0,4                 |
| 5          | 100              | 0,5                 |

Tabla n.º 36. Registro de datos de algunos valores para preparación de disoluciones.

*Experimento n.º 2. Preparación de diluciones a partir de solutos líquidos*

- Realice los cálculos necesarios para preparar la solución stock o patrón de 50 % v/v de etanol en agua y regístrelos en el informe final.
- A partir de esta solución, prepare 5 disoluciones, teniendo en cuenta la siguiente información:

| Disolución | Volumen final ml | Concentración final (%) |
|------------|------------------|-------------------------|
| 1          | 1                | 5                       |
| 2          | 3                | 10                      |
| 3          | 5                | 25                      |
| 4          | 10               | 30                      |
| 5          | 15               | 40                      |

Tabla 37. Registro de datos de algunos valores para la preparación de disoluciones en concentración % v/v

#### 4. RESULTADOS

*Experimento n.º 1*

- Cálculos necesarios para preparar la solución stock o patrón de 2 M KOH.

- Cálculos para determinar el volumen inicial.

- Complete la siguiente tabla.

| Disolución | Vi Sln Patrón | Vf Disolución | Concentración inicial | Concentración final |
|------------|---------------|---------------|-----------------------|---------------------|
| 1          |               | 5             |                       |                     |
| 2          |               | 10            |                       |                     |
| 3          |               | 25            |                       |                     |
| 4          |               | 50            |                       |                     |
| 5          |               | 100           |                       |                     |

Tabla 38. Resultados de valores para disoluciones

*Experimento n.º 2*

- Realice los cálculos necesarios para preparar la solución stock o patrón de \_\_\_\_\_

- Cálculos para determinar el volumen inicial.

- Complete la siguiente tabla.

| Disolución | Vi Sln Patrón | Vf<br>Disolución | Ci | Cf |
|------------|---------------|------------------|----|----|
| 1          | 1             | 5                |    |    |
| 2          | 3             | 10               |    |    |
| 3          | 5             | 25               |    |    |
| 4          | 10            | 30               |    |    |
| 5          | 15            | 40               |    |    |

Tabla 39. Resultados para cálculos de disoluciones

- Realice en papel milimetrado una gráfica tomando en el eje x la concentración final de las diluciones y en el eje y, los respectivos volúmenes iniciales de la solución patrón.

## 5. ANÁLISIS DE RESULTADOS

De acuerdo con los resultados obtenidos explique la relación entre el volumen inicial y la concentración final.

## 6. CONCLUSIONES

- Redacte tres conclusiones en las que se dé a conocer la importancia que tienen el uso y conocimiento en la preparación de disoluciones.

### *Bibliografía sugerida*

Chang, R. *Fundamentos de Química*. Ciudad de México: McGraw-Hill, 2002 (signatura en UPTC, GE 540 C456f ej.1).

García, J. “Concentraciones en soluciones clínicas: teoría e interconversiones”. *Revista Costarricense de Ciencias Médicas*, vol. 23, n.º 1, 2002: 81-88. Disponible en: <https://www.scielo.sa.cr/scielo.php?script=sciarttext&pid=S0253-29482002000100008>

### *Bibliografía consultada*

---

---

---

---

---

## LABORATORIO N.º 12

Determinación del pH de algunos ácidos, bases y sales

Fecha: \_\_\_\_\_

Integrantes:

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

*Objetivo:*

- Determinar el pH de una solución teniendo en cuenta la acidez o la basicidad de una sustancia mediante el uso de indicadores.

*Mi compromiso en esta práctica es:*

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

### *Introducción*

El pH de una sustancia refleja su grado de acidez o de basicidad. En este experimento mediremos el pH de varias sustancias. La escala de pH se numera de 0 a 14. Existen varios métodos para determinar el pH de una solución. Un método simple consiste en colocar unas pocas gotas de un colorante químico (llamado también indicador químico) en la solución que se quiere ensayar. El indicador cambia a un color específico, que depende del pH de la solución. Así, los ácidos

enrojecen el papel tornasol azul; las bases azulean el papel tornasol rojo y enrojecen a la fenolftaleína. Otro método para determinar el pH comprende el uso de un instrumento llamado “peachímetro”, que mide electrónicamente el pH de una solución. En este experimento usaremos el primer método. El uso del peachímetro se dejará como opcional, dependiendo del tiempo y de la disponibilidad del instrumento.

## 1. MATERIALES Y EQUIPO

- Gradilla.
- 12 tubos de ensayo.
- 12 rótulos.
- *Beaker* de 100 mL.
- Agitador de vidrio.
- Papel indicador universal.
- Papel tornasol azul.
- Papel tornasol rojo.
- Solución de fenolftaleína.
- Solución de anaranjado de metilo.
- Cloruro de amonio, 1 M.
- Cloruro de potasio, 1 M.
- Carbonato de sodio, 0,1 M.
- Ácido clorhídrico, 0,1 M.
- Hidróxido de sodio, 0,1 M.
- Hidróxido de amonio, 0,1 M.
- Vinagre.
- Jugo de naranja.
- Leche.
- Gaseosa carbonatada.
- Agua.

## 2. PRELABORATORIO

- La escala de pH es una escala logarítmica. Esto significa que la diferencia entre cada unidad de pH es realmente un factor de 10. Si el pH de un jugo de toronja es 3 ( $\text{pH} = 3$ ) y el pH de la cerveza es 5 ( $\text{pH} = 5$ ), ¿cuántas veces es más ácido el jugo de toronja que la cerveza?

---

---

---

- ¿Cuál es el pH esperado de las siguientes concentraciones de ácido?
  - 0,001 M
  - 0,01 M
  - 1,0 M

- ¿Cuál es el pH esperado de las siguientes concentraciones de base?
  - 0,001 M
  - 0,01 M
  - 1,0 M

- Describa algunos procesos industriales en los cuales se utilizan soluciones con pH determinado.

---

---

---

- Indique la importancia del pH en los procesos biológicos.

---

---

---

- Consulte las clases de indicadores de pH y en qué se diferencian unos de otros.

---

---

---

### 3. PROCEDIMIENTO

#### *Experimento n.º 1*

- Escoja una gradilla y nueve tubos de ensayo secos y limpios.
- Rotule cada uno de los tubos de ensayo como sigue:
  - Cloruro de amonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  1 M
  - Cloruro de potasio,  $\text{KCl}$  1 M
  - Carbonato de sodio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  0,1 M
  - Hidróxido de amonio,  $\text{NH}_4\text{OH}$  0,1 M

- Vinagre
- Jugo de naranja
- Leche
- Gaseosa carbonatada
- Agua corriente
- Obtenga cerca de 2 mL de cada sustancia y viértalos en los correspondientes tubos de ensayo rotulados.
- Para el uso del papel indicador de pH (bien sea indicador universal, tornasol azul o tornasol rojo), siga el siguiente procedimiento:
  - Obtenga del profesor una pequeña tira de 1 cm de papel indicador.
  - Con la ayuda de un agitador de vidrio, se toca por un extremo la solución en el tubo de ensayo que se quiere ensayar y se transfiere una gota de la solución a la tira de papel indicador. Asegúrese de que solamente se humedece el papel con la solución. Si se humedece demasiado, simplemente se retira todo el colorante del papel.
  - Para determinar el pH de la solución compare el color del papel humedecido con la escala de colores suministrada con el papel indicador. Anote el cambio de color.
  - Para ensayar cualquier solución tenga la precaución de enjuagar el agitador en el vaso que contiene agua destilada antes de introducirlo entre un tubo y otro.
- Anote en la tabla 40 (*Datos I*) los cambios de color producidos.

Usando el método descrito, complete los siguientes pasos y anote los resultados en la tabla 41 (*Datos II*):

- En un tubo de ensayo seco y limpio vierta 2 mL de ácido clorhídrico 0,1 M y mida su pH.
- En otro tubo de ensayo seco y limpio vierta 2 mL de hidróxido de sodio 0,1 M y determine su pH.
- En un tubo de ensayo limpio vierta 1 ml del ácido de (6a) y 1 mL de la base de (6b); agite para mezclar los contenidos y determine el pH de la solución resultante.

Vierta dos gotas de anaranjado de metilo en el tubo que contiene el ácido clorhídrico 0,1 M; anote el cambio de color. Vierta dos gotas de fenolftaleína en el tubo que contiene el hidróxido de sodio 0,1 M; anote el cambio de color.

#### *Experimento n.º 2. Parte II opcional*

Si se dispone de un “peachímetro”, el profesor podrá hacer una demostración de cómo usarlo para determinar el pH de una solución. Anote los valores obtenidos.

## 4. RESULTADOS

### *Experimento n.º 1*

- Resultados del pH de cada una de las sustancias utilizadas.

| Datos I                        |   |   |   |   |   |   |   |   |   |
|--------------------------------|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Solución                       | A | B | C | D | E | G | F | H | I |
| pH aproximado de cada solución |   |   |   |   |   |   |   |   |   |
| Papel indicador universal      |   |   |   |   |   |   |   |   |   |
| Papel tornasol azul            |   |   |   |   |   |   |   |   |   |
| Papel tornasol rojo            |   |   |   |   |   |   |   |   |   |

Tabla 40. Resultados del pH de diferentes sustancias

- Datos del pH del HCl y el NaOH con diferentes indicadores.

| Datos II                       |           |            |                                   |
|--------------------------------|-----------|------------|-----------------------------------|
| Sustancias                     | HCl 0,1 M | NaOH 0,1 M | Combinación de ácido + base (sal) |
| pH aproximado de cada solución |           |            |                                   |
| Papel indicador universal      |           |            |                                   |
| Papel tornasol azul            |           |            |                                   |
| Papel tornasol rojo            |           |            |                                   |
| Fenolftaleína                  |           |            |                                   |
| Anaranjado de metilo           |           |            |                                   |

Tabla 41. Resultados de pH para HCl y NaOH

- En las tablas 40 y 41 anote los cambios de color para las diferentes sustancias

---



---



---

- De acuerdo con la escala de colores, ¿cuál es el pH de cada una de las sustancias empleadas?

---



---



---

- Describa la reacción que ocurre cuando se mezclan las dos soluciones.

---

---

---

- Si se usó “el peachímetro”, compare los valores de pH observados con los obtenidos a partir de los indicadores.

---

---

---

## 5. DISCUSIÓN DE RESULTADOS

Discuta con sus compañeros por qué en los resultados obtenidos hay algunas sustancias que presentan un pH ácido y otras un pH básico, argumentando su respuesta.

Explique por qué existen algunos indicadores que se utilizan para determinar solo sustancias ácidas y otras solo sustancias básicas. Al comparar los resultados obtenidos con el peachímetro con los de los indicadores, ¿se presentan diferencias o son iguales? Justifique a qué se debe.

## 6. CONCLUSIONES

- Redacte las conclusiones teniendo en cuenta la importancia de los indicadores de pH para la determinación del pH en diferentes soluciones.
- Tenga en cuenta los valores de pH obtenidos y concluya el por qué la diferencia de pH de cada una de las muestras utilizadas.
- En qué radica la importancia del pH en un contexto químico y biológico.



### *Bibliografía sugerida*

Sherman, A., S. Sherman y L. Russikoff. *Conceptos Básicos de Química*. México: CECSA, 2007.

Zavala, G. “Una visión universitaria: el pH, sustento en el equilibrio químico para la vida celular”. *Ciencia UAT*, vol. 2, n.º 4, 2008: 62-66. Disponible en: <https://www.redalyc.org/pdf/4419/441942912004.pdf>

### *Bibliografía consultada*

---

---

---

---



---

## LABORATORIO N.º 13

### Preparación de soluciones amortiguadoras (buffer)

Fecha: \_\_\_\_\_

Integrantes:

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ Cód.: \_\_\_\_\_

*Objetivo:*

- Conocer la constitución, funcionamiento y elaboración de soluciones amortiguadoras (buffer) de pH, empleando una visión sistemática del equilibrio iónico sobre soluciones acuosas.

*Mi compromiso en esta práctica es:*

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

### *Introducción*

Las soluciones amortiguadoras (*buffers*), son soluciones que resisten cambios bruscos de su pH. Estas soluciones mantienen constante el pH cuando se adicionan pequeñas cantidades de ácidos o bases. El control del pH es importante en numerosas reacciones químicas, en los sistemas biológicos y en muchas otras aplicaciones. El cambio del pH de la sangre en 0,5 unidades puede resultar fatal, pero la sangre es

una solución *buffer*. El agua no es un *buffer* y la simple adición de una gota de HCl 1M a un litro de agua cambia el pH de 7 a 4,3. Así pues, un buen control del pH es esencial.

Una solución *buffer* debe contener un ácido débil y una sal de este ácido; por ejemplo, ácido acético/acetato de sodio, donde el  $\text{CH}_3\text{COOH}$  es el ácido y el ion  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  es la base, o una base débil, y una sal de esta base; por ejemplo, amoníaco/cloruro de amonio, donde el  $\text{NH}_3$  es la base y el ion  $\text{NH}_4^+$  es el ácido. Las soluciones *buffers* trabajan removiendo los iones  $\text{H}^+$  o los iones  $\text{OH}^-$  de la solución.

El intervalo de pH para el cual un sistema *buffer* regula adecuadamente es:  $\text{pKa} - 1 < \text{pH} < \text{pKa} + 1$

El sistema *buffer* más adecuado es aquel cuyo valor de pKa está lo más cerca posible del pH que se desea regular.

La capacidad reguladora de una solución es una medida de la resistencia al cambio del pH que se produciría por el agregado de pequeñas cantidades de ácidos y/o bases fuertes, y es máxima cuando  $\text{Ca} = \text{Cb}$ . Una solución contiene concentraciones equimolares de un ácido débil y su base conjugada tendrá un  $\text{pH} = \text{pKa}$  y en esa situación la variación del pH por el agregado de una pequeña cantidad de ácido o base fuerte es mínima.

*pH*: Es una medida de la acidez o basicidad de una solución. Es la concentración de iones o cationes hidrógeno  $[\text{H}^+]$  presentes en determinada sustancia.

*Escala de pH*: Va desde 0 a 14. El punto medio de la escala del pH es 7, es decir, donde hay un equilibrio entre la acidez y alcalinidad. Dicha solución sería neutral. De 0 a 7 sería ácido y de 7 a 14 es base.

## 1. MATERIALES DE LABORATORIO Y REACTIVOS

- *Beaker*.
- Matraz aforado.
- Gotero.
- Frasco lavador.

- pH-metro.
- Agitador magnético.
- $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$ .
- HCl.
- NaOH.
- Agua des-ionizada (destilada).

## 2. PRELABORATORIO

- Consulte los principales sistemas *buffer* de nuestro organismo.

---

---

---

- ¿Qué es una solución amortiguadora (*buffer*) y qué aplicaciones tiene?

---

---

---

- ¿Qué debe contener una solución amortiguadora (*buffer*)?

---

---

---

- ¿Qué es una curva de titulación?

---

---

---

- ¿A qué se le llama el “punto de equivalencia o estequiométricos” en una curva de titulación?

---

---

---

### 3. PROCEDIMIENTO

*Experimento n.º 1. Preparación de 250 mL de solución amortiguadora (buffer) de  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$  de pH 4,75*

- Se vierten en un matraz aforado 100 mL de agua des-ionizada (destilada) y previamente se agrega acetato de sodio (2,05 g) medidos en la balanza y luego se echa en un pequeño vaso de precipitado, con un poco de agua des-ionizada, ácido acético y luego se junta con la otra solución en el matraz y luego se afora a 250 mL.
- Luego se mide el pH con el pH-metro para mayor precisión (200 mL de la solución *buffer* preparada, otorgando un pH = 4,55.

Cálculos matemáticos:

*Experimento n.º 2. Preparación de 250 mL de solución buffer  $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$  de  $\text{pH}=9,25$*

En otro balón aforado se colocan 100 mL de agua des-ionizada y luego se miden en la balanza 1,34 g de cloruro de amonio y luego se disuelven en un poco de agua en un *beaker* con un agitador. El hidróxido de amonio 1,8 mL, es agregado en los 100 mL de agua des-ionizada.

Se unen las 2 soluciones y se afora el matraz con la ayuda de un frasco lavador (agua des-ionizada).

*Experimento n.º 3. Titulación ácido débil / base fuerte*

- Mida 10 mL de solución acuosa de ácido acético 0,2 mol/L y adicione en un vaso de precipitado de 100 mL, agregue al vaso de precipitado, tres gotas del indicador fenolftaleína y un magneto.
- Ubique el vaso de precipitado encima de una plancha de agitación.
- Llene una bureta con solución acuosa de hidróxido de sodio 0,2 mol/L y titule hasta obtener el punto final, continúe adicionando titulante hasta obtener otros valores de pH. Anote los resultados obtenidos en la tabla de resultados.

#### 4. RESULTADOS

*Experimento n.º 1*

- ¿Cómo puede estandarizar las soluciones para obtener el pH deseado?

---

---

---

- ¿Qué función cumple el ácido para que dé una solución *buffer*?

---

---

---

- Explique la razón por la cual se debe utilizar agua destilada o desionizada en el procedimiento.

---

---

---

### *Experimento n.º 2*

- ¿Qué sucede al agregar el hidróxido de amonio a la solución?

---

---

---

- Explique cómo cambia la solución inicial al agregar el hidróxido de amonio.

---

---

---

- ¿Al observar el pH de las soluciones se podría afirmar que la preparación de soluciones *buffer* se hacen con base en un ácido y una base?

### Experimento n.º 3

- Reporte los valores de pH y volumen en la siguiente tabla.

|         |  |  |  |  |  |  |  |
|---------|--|--|--|--|--|--|--|
| pH      |  |  |  |  |  |  |  |
| mL NaOH |  |  |  |  |  |  |  |

Tabla 42. Reporte de resultados de pH en función de volumen

- Escriba la reacción producida con la titulación.
- ¿Cuál fue el volumen de NaOH, para llegar al punto estequiométrico?

---



---



---

- ¿Qué volumen de NaOH se empleó para llegar al punto final?

---



---



---

## 5. ANÁLISIS DE RESULTADOS

Según los resultados obtenidos explique cómo se forma una solución *buffer*. Argumente el porqué a este tipo de soluciones se les llama soluciones *buffer*.

Explique cuál es la importancia de las soluciones *buffer* en un organismo biológico. Cómo se pueden interpretar los volúmenes utilizados de NaOH en la titulación.



## 6. CONCLUSIONES

Redacte tres conclusiones teniendo en cuenta los resultados obtenidos sobre las soluciones *buffer* y su importancia como sustancias amortiguadoras en un sistema biológico.



### *Bibliografía sugerida*

Granados, J. “Soluciones Buffer-Amortiguadoras”. Universidad Nacional Abierta y a Distancia (UNAD), 2014. Disponible en: <https://repository.unad.edu.co/bitstream/10596/4810/1/334001-%20Soluciones%20Buffer-Amortiguadoras.pdf>

Acosta, C., C. Hernández y A. Rendón . “Estudio comparativa del pH y la capacidad amortiguadora de la saliva en clases socio-económicas

alta y baja". *CES Odontología*, vol. 5, n.º 2, 1992: 183-185. Disponible en: [www.bioquimica.dogsleep.net/Laboratorio/Plummer/Chp02.pdf](http://www.bioquimica.dogsleep.net/Laboratorio/Plummer/Chp02.pdf)

*Bibliografía para consultar*

Allier Cruz, Rosalía y Sandra Castillo. *Química general*. México, D. F.: McGraw-Hill, 2011 (signatura en UPTC, GE 540 A436 ej.1).

American Chemical Society. *QuimCom. Química de la Comunidad*. México: Addison-Wesley, 1998 (signatura en UPTC, GE 540 A512 2a ed. ej.1).

Barrow, Gordon M. *Química general*. Barcelona: Editorial Reverté, 1975 (signatura en UPTC: GE 540 B279 t.1 ej.3).

Becker, Ralph y Wayne E. Wentworth. *Química general*. Barcelona: Editorial Reverté, 1977 (signatura en UPTC, GE 540 B396 v.1 ej.1).

Brady, James E. y Gerard Humiston. *Química Básica. Principios y estructura*. México, D. F.: Editorial Limusa, 2000 (signatura en UPTC GE 540 B812 2a ed. ej.1).

Chang, Raymond. *Fundamentos de Química*. Ciudad de México: McGraw Hill, 2002 (signatura en UPTC, GE 540 C456f ej.1).

Christen, Hans. *Química general*. Barcelona: Reverte, 1975 (signatura en UPTC, GE 540 Ch462q ej.1).

Daub, William y William S. Seese. *Química*. México: Pearson, 1996 (signatura en UPTC, RE 540 D235 2a ed. ej.1).

Dawson, John. *Manual de laboratorio de química*. México: Interamericana, 1971 (signatura en UPTC, GE 540 D325m ej.2).

De la Granja, Manuel. *Química general*. Barcelona: Reverté, 1969 (signatura en UPTC, GE 540 G766t v.1 ej.1).

Garritz, Andoni y José A. Chamizo. *Tú y la química*. México: Pearson Educación, 2001 (signatura en UPTC, GE 540.7 G241 ej.1).

Garric, Maurice. *Química general*. Barcelona: Reverté, 1979 (signatura en UPTC, GE 540 G241 ej.1).

Gray, Harry B. y Gilbert P. Haight. *Principios básicos de química*. Barcelona: Reverté, 1972 (signatura en UPTC, GE 540 G792).

Masterton, W. L. y C. N. Hurley. *Química. Principios y reacciones*. España: Thomson editores, 2003 (GE 540 M423 4a ed. ej.1).

Moore, John, Conrad Stanitski, John C. Kotz, James Wood. *El mundo de la química, Conceptos y aplicaciones*. México: Pearson Educación, 1998 (signatura en UPTC, GE 540 M965 2a ed. ej.2).

Mora, William, Diana Parga y Javier Rodríguez. *Molécula I. Química*. Bogotá: Voluntad, 2004 (signatura en UPTC, GE 540 M827 v.1 ej.1).

Mosquera, Carlos. *Química mega*. Santa Fe de Bogotá: Terranova editores, 2000 (signatura en UPTC, GE 540 M912 v.1 ej.1 ).

Padilla, Kira y Andoni Garritz. "ACS, Química: Un proyecto de la American Chemical Society". *Educación Química*, vol. 17, n.º 4, 2018.

Romo de Vivar, Alfonso. *Química, Universo, Tierra y vida*. México: Fondo de Cultura Económica, 2011.

Timberlake, Karen C. *Study Guide: General, Organic and Biological Chemistry: Structures of Life*. Los Angeles: Prentice Hall, 2013 (signatura en UPTC RE 540 T583 4th ed)

Zumdahl, Steven y Susan Zumdahl. *Chemistry*. Belmont: Brooks / Cole, 2000 (signatura en UPTC CR 540 Z94 8a.ed. ej.1).



Esta edición se imprimió en el mes de diciembre de 2020, en los talleres gráficos de Búhos Editores Ltda., con una edición de 200 ejemplares.