

Manual de Prácticas de Laboratorio de Química General



Daniel Jesús Alcázar Franco
Fabio Armando Fuentes Gándara
Máximo Alfonso Gallardo Mercado
Claudia Patricia Herrera Herrera
Isabel Linares de Moreno
Sandra Margarita Villarreal Villa
Alejandra María Zambrano Arévalo



C O R P O R A C I O N
UNIVERSIDAD
DE LA COSTA
1 9 7 0

Manual de Prácticas
de Laboratorio de
Química General

Alcázar Franco, Daniel Jesús

Manual de prácticas de laboratorio de química general / Daniel Jesús

Alcázar Blanco, Fabio Armando Fuentes Gándara ... [et.-al] .

- Barranquilla: Educosta, 2016.

131 páginas (Ebook, Formato pdf)

ISBN: 978-958-8921-10-5

1. Química 2. Química – Manuales de laboratorio

540 M294

Co-BrCuC

Manual de Prácticas de Laboratorio de Química General

Daniel Jesús Alcázar Franco
Fabio Armando Fuentes Gándara
Máximo Alfonso Gallardo Mercado
Claudia Patricia Herrera Herrera
Isabel Linares de Moreno
Sandra Margarita Villarreal Villa
Alejandra María Zambrano Arévalo



UNIVERSIDAD
DE LA COSTA
1970

2015



Manual de Prácticas de Laboratorio de Química General

Autor: Daniel Jesús Alcázar Franco
Fabio Armando Fuentes Gándara
Máximo Alfonso Gallardo Mercado
Claudia Patricia Herrera Herrera
Isabel Linares de Moreno
Sandra Margarita Villarreal Villa
Alejandra María Zambrano Arévalo

CORPORACIÓN UNIVERSIDAD
DE LA COSTA CUC
Barranquilla - Colombia - Sur América

ISBN: 978-958-8921-10-5

Primera Edición
Editorial Universitaria de la Costa EDUCOSTA
Corporación Universitaria de la Costa CUC
Calle 58 No. 55-66
Teléfono: (575) 344 3 597
educosta@cuc.edu.co

Coordinación Editorial:
Clara Inés De la Roche

Diagramación y Diseño de Portada:
Dolores López

Hecho el depósito que exige la ley.

©Todos los derechos reservados, 2015

Esta obra es propiedad intelectual de sus autores y los derechos de publicación han sido legalmente transferidos al editor. Queda prohibida su reproducción parcial o total por cualquier medio sin permiso por escrito del propietario de los derechos del copyright©

Dedicatoria

Dedicamos este documento a los estudiantes que emprenden con empeño la tarea no fácil de conocer el maravilloso mundo de la química.

Autores.

Agradecimientos

A Dios por ser nuestra fuente de sabiduría.

A nuestras familias por el amor y la paciencia, además, por ceder parte de su tiempo para que se pudiese consolidar este proyecto.

Los más sinceros agradecimientos para todos los profesores de química que han tenido el gusto de conocer este trabajo y cuyos aportes fueron oportunos para llegar a consolidarlo. En especial, a los compañeros José Pizarro y Liseth Rebolledo.

Además, queremos extender estos agradecimientos a nuestro Director de Departamento, Ingeniero Dixon Salcedo, y a la Directora del grupo de investigación MATINCUC, MSc. Sonia Valbuena. En general, a toda la familia CUC en cabeza de su rector Dr.Tito Crissien Borrero.

Contenido

| | |
|--|----|
| Introducción | 15 |
| I. Competencias | 17 |
| II. Instrucciones generales para el trabajo en el laboratorio | 19 |
| III. Normas de seguridad y prevención de accidentes | 21 |
| IV. Pre-informe de laboratorio | 23 |
| V. Informe de laboratorio | 24 |
| VI. Guías de prácticas de laboratorio | 26 |
| Práctica 1: Reconocimiento de materiales del laboratorio, medidas de masa y volumen y manejo del mechero de Bunsen | 26 |
| Práctica 2: Determinación de la densidad de líquidos y sólidos (relación entre la masa y el volumen) | 44 |
| Práctica 3: Métodos de separación de mezclas (mezclas heterogéneas y homogéneas) | 50 |
| Lectura complementaria 1: Más duro que el diamante | 55 |
| Lectura complementaria 2: Crear objetos con comportamiento deseado es posible | 57 |
| Actividades complementarias 1: Elaboración de productos industriales. Fabricación de gel para cabello | 59 |
| Evaluación N°1 | 62 |
| Práctica 4: Reacciones y nomenclatura química | 64 |

| | |
|---|------------|
| Práctica 5: Preparación de soluciones con concentraciones expresadas en unidades físicas: % m/m, % m/v, % v/v y pH_____ | 72 |
| Práctica 6: Preparación de soluciones con concentraciones expresadas en unidades químicas_____ | 77 |
| Práctica 7: Propiedades coligativas de las soluciones_____ | 83 |
| Práctica 8: Comprobación de la ley de la conservación de la materia_____ | 89 |
| Lectura complementaria 3: ONU: La reconversión “verde” del planeta costará 52 billones de euros_____ | 92 |
| Lectura complementaria 4: Sentando las bases de un nuevo campo científico: La ecología sonora_____ | 95 |
| Actividad complementaria 2: Elaboración de productos industriales. Fórmula y fabricación de shampoo_____ | 97 |
| Evaluación N°2_____ | 100 |
| Práctica 9: Ley de las proporciones definidas o constantes_____ | 103 |
| Práctica 10: Determinación de la estequiometría en una reacción química_____ | 107 |
| Práctica 11: Ley de difusión de los gases o Ley de Graham_____ | 118 |
| <u>Manejo sostenible de los residuos generados: una aplicación de la química verde_____</u> | <u>123</u> |
| <u>Bibliografía_____</u> | <u>127</u> |

Lista de Figuras

| | |
|---|-----|
| Fig. 1. Gafas de seguridad. | 22 |
| Fig. 2. Guantes y máscara para vapores. | 22 |
| Fig. 3. Bata de laboratorio. | 23 |
| Fig. 4. Lectura del volumen de un líquido contenido en una probeta. | 39 |
| Fig. 5. Mechero Bunsen. | 42 |
| Fig. 6. Muestras de sólidos. | 47 |
| Fig. 7. Clavo de hierro oxidado por la acción del oxígeno del aire. | 65 |
| Fig. 8. Ignición de una cinta de magnesio. | 68 |
| Fig. 9. Residuo de la ignición de la cinta de magnesio. | 68 |
| Fig. 10. Esquema de una reacción química. | 104 |
| Fig. 11. Sulfato de cobre. | 110 |
| Fig. 12. Solución de sulfato de cobre. | 110 |
| Fig. 13. Precipitado de sulfato de cobre, color celeste verdoso. | 111 |
| Fig. 14. Precipitado de tetrahidróxido de cobre II. Cambio de color a azul intenso. | 111 |
| Fig. 15. Montaje Ley de Graham. | 121 |
| Fig. 16. Ejemplo de recipientes para almacenar los RESPEL del laboratorio de química. | 126 |

Tablas

Tabla I. Materiales de laboratorio_____28

Prólogo

El conjunto de prácticas de laboratorio que se esbozan a continuación constituyen el resultado de una cuidadosa selección que se realizó entre las muchas que se encuentran en la literatura científica disponible. Cada una de las prácticas fue verificada por los autores en su quehacer diario, quienes se enfocaron en su experiencia en docencia universitaria y en las competencias específicas que requiere el perfil profesional del ingeniero y afines a las ciencias ambientales. La intención en cada una de las prácticas es estar en consonancia con la formación por competencias para los futuros profesionales que se propone desde el proyecto Alfa-Tuning para América Latina [1], pero haciendo unas adaptaciones propias del entorno en el cual se desenvuelven los autores.

Para la elaboración de este manual se ha tenido en cuenta el hecho de subsanar algunas de las falencias formativas que en ocasiones se manifiestan en los estudiantes que por primera vez asisten a un laboratorio de química, entre ellas la manipulación inadecuada de los materiales y reactivos, toma de medidas, la dificultad para elaborar informes, y otras.

Sin embargo, a la par de las falencias que puedan existir en los estudiantes, se observa en muchos casos que las expectativas y el interés por aprender el “hacer” y corroborar los conceptos teóricos de la química van en significativo aumento. Es por ello que este manual pretende incluir el mayor número de herramientas posibles, de modo que pueda guiar a los futuros ingenieros o profesionales en áreas afines hacia una formación sólida, amena y con un alto componente científico.

Se debe mencionar que las experiencias aquí reunidas se han adaptado de diversas fuentes bibliográficas, todas ellas de muy alto nivel académico y pedagógico, y además, cuentan con el aporte original y profesional de cada uno de los docentes autores. Por otra parte, en este manual se pretende mostrar que la química, a pesar de estar ampliamente distribuida en la naturaleza y de pasar en muchas oportunidades inadvertida en casi todos los ámbitos de la vida cotidiana, se reinventa cada día. Asimismo, en este manual se quiere hacer eco de esa nueva tendencia de la química llamada química sostenible o química verde, la cual no es más que una forma de ver y hacer química de forma más amigable con el ambiente. Ésta se ha introducido en este documento en cada una de las prácticas de manera implícita, por ejemplo, en la reducción de las cantidades de los reactivos utilizados; en la toxicidad de los mismos al reemplazar, en la medida de lo posible, sustancias peligrosas por unas menos dañinas; y sobretodo, promoviendo desde el aula del laboratorio de química una política sostenible para el manejo de los residuos peligrosos o RESPEL que involucra a cada uno de los actores del proceso enseñanza-aprendizaje.

La finalidad que se ha trazado con este manual, es que sirva de vehículo y permita que el encuentro de los estudiantes con la química general sea motivador, didáctico, en lo posible correctivo y muy formativo, buscando incansablemente estimular la intuición química en los estudiantes a partir del entrenamiento experimental y con un enfoque claramente sostenible de dicha ciencia como aporte fundamental en la conservación del medio ambiente.

Finalmente, siendo ésta la primera edición, los autores de este manual están dispuestos a recibir cualquier sugerencia o recomendación que permita el fortalecimiento del documento para un mejor aprovechamiento.

Los autores

Introducción

El objetivo principal por el cual se emprendió la tarea de elaborar un *Manual de Laboratorio* es el de proporcionar al estudiante cursante de la asignatura *Química General* un conocimiento básico que le permita iniciarse en el estudio de la química de forma experimental.

El manual está concebido para la asignatura de *Laboratorio de Química General*, que corresponde al ciclo de ciencias básicas en el campo científico y metodológico de los planes de estudio de Ingeniería y Administración Ambiental y programas afines.

Las guías están diseñadas para que el estudiante pueda familiarizarse con los equipos, reactivos y materiales de uso común en los laboratorios y desarrolle habilidades y destrezas en el manejo de los mismos, asumiendo su labor con un criterio analítico y no solo con la curiosidad de comprobar fenómenos.

El manual de prácticas de laboratorio se encontrará disponible de manera impresa y/o virtual y presenta la siguiente estructura:

- Información general sobre la estructura del manual.
- Instrucciones generales para el trabajo en el laboratorio.
- Instrucciones para el pre-informe y el informe del laboratorio.
- Manejo de residuos.
- Bibliografía.
- Anexos.

La estructura del manual, en lo que respecta a cada práctica, se guiará de la siguiente manera:

- Nombre de la práctica: proviene del fenómeno o ley a comprobar o demostrar.
- Objetivos: general y específicos.
- Información básica: en este aparte de la guía, el estudiante tendrá a disposición una consulta breve del tema a trabajar con el fin de iniciar la pre-concepción del fenómeno en estudio y promover la ampliación de la información expuesta, especialmente en lo referente a las aplicaciones del proceso.
- Palabras claves: éstas marcan la pauta cognitiva en la nemotecnia y permiten ampliar un vocabulario científico propio del área de la química.
- Situaciones problémicas: son eventos planteados desde varios enfoques que le permiten al estudiante poner en consideración la fundamentación teórica del tema a trabajar.
- Materiales, equipos y reactivos: son las herramientas físicas con que cuenta el laboratorio para que el estudiante desarrolle su proceso de aprendizaje.
- Experimentación con variables abiertas: permite al estudiante plantear procedimientos lógicos y coherentes para alcanzar los objetivos trazados.
- Preguntas de evaluación: son diseñadas con el fin de comprobar la apropiación del conocimiento adquirido durante la experimentación.

En el manual se han colocado una serie de fotografías del material y montajes de laboratorio disponibles en las diferentes prácticas, así como tablas y anexos que complementan la información del mismo.

Al final se presenta información sobre el manejo de los residuos generados durante la experimentación.

I. Competencias

En esta sección se encuentran relacionadas las competencias pedagógicas propuestas que están basadas en los lineamientos del proyecto Tunning [1].

A. Competencias généricas

- Capacidad de aplicar los conocimientos de forma creativa en la práctica a través de la abstracción, el análisis y la síntesis.
- Capacidad para tomar decisiones, organizar y planificar el tiempo.
- Capacidad de trabajo en equipo y para desarrollar habilidades interpersonales.
- Habilidades investigativas para buscar, procesar y analizar información procedente de diversas fuentes.
- Compromiso con la preservación del medio ambiente, la responsabilidad social y el compromiso ciudadano.

- Capacidad de comunicación oral y escrita con calidad.
- Habilidad en el uso de las tecnologías de la información y la comunicación.
- Capacidad para formular y gestionar proyectos de investigación en el aula.

B. Competencias específicas

- Capacidad para aplicar conocimientos y la comprensión de la transformación en la estructura de la materia a la solución de problemas cualitativos y cuantitativos.
- Emprender acciones para la conservación del medio ambiente de forma sostenible desde los procesos de transformación en la estructura de la materia.
- Capacidad para planificar, desarrollar y socializar procesos de investigación.
- Habilidad en el uso de las herramientas de la informática y la comunicación aplicadas a la transformación de la estructura de la materia.
- Habilidad para aplicar técnicas analíticas en la interpretación de datos y observaciones que involucran conceptos matemáticos relacionados con la transformación de la estructura de la materia.
- Capacidad para actuar con iniciativa, responsabilidad e integralidad en el estudio de los fenómenos que involucran la transformación en la estructura de la materia.

II. Instrucciones Generales para el Trabajo en el Laboratorio

Habitualmente se trabaja simultáneamente con 5 grupos en el laboratorio. Preferiblemente, cada grupo tiene 4 miembros (mínimo 2), desempeñando cada uno alguno de los siguientes roles o funciones: el *operador* realiza los procedimientos experimentales, organiza-planifica el trabajo en el laboratorio y propone mejoras en los procedimientos; el *calculador* realiza cálculos previos a la experimentación, procesa los resultados experimentales y ayuda al operador; y el *representante* elabora un pre-informe con los resultados obtenidos y los discute y expone junto a los otros representantes.

Todos los estudiantes deben rotar durante el semestre en los diferentes roles que fueron mencionados anteriormente.

La mesa, materiales y equipos utilizados deben quedar limpios y en su lugar correspondiente antes de salir del laboratorio. Las llaves del gas y del agua deben quedar debidamente cerradas.

En el laboratorio de química es absolutamente necesario establecer ciertas reglas de conducta y normas de seguridad, de cuyo cumplimiento dependen el orden en el trabajo, la comodidad y la seguridad de todos los analistas. A continuación se enuncian algunas reglas generales que se deben leer cuidadosamente:

- Prepararse siempre para cualquier experimento leyendo las instrucciones y directrices de la guía antes de ir al laboratorio.
- Utilizar los implementos para su seguridad: bata, guantes, gafas y máscara de seguridad.
- No toque nunca los compuestos químicos con las manos a menos que se le autorice.
- Para manipularlos, use espátulas, pinzas, etc. Además, recuerde lavarse las manos antes de salir del laboratorio.
- Deje pasar suficiente tiempo para que se enfríen el vidrio y los objetos calientes antes de manipularlos.
- Todos los sólidos y papeles que sean desechados se deben arrojar a un recipiente adecuado para desechos contenedores y caneca de color rojo.
- No arroje al sifón cerillas, papel de filtro o sólidos poco solubles.
- Compruebe cuidadosamente los rótulos de los frascos de reactivos antes de usarlos.
- No devuelva nunca a los frascos de origen los sobrantes de compuestos utilizados, a menos que se le indique.

III. Normas de Seguridad y Prevención de Accidentes

Los descuidos o el desconocimiento de posibles peligros en el laboratorio pueden originar accidentes de efectos irreversibles. Es importante, por lo tanto, que el estudiante cumpla todas las instrucciones que le indique el profesor(a) acerca del cuidado que debe tener en el laboratorio.

- Si alguna sustancia química le salpica o cae en la piel o en los ojos, lávelos inmediatamente con abundante agua y avise a su profesor.
- No pruebe o saboree un producto químico o solución sin la autorización del profesor.
- No cargue recipientes de reactivos para su mesa, en especial los grandes; déjelos en el sitio que le asignó el profesor.
- Si se derrama un reactivo o mezcla, límpielo inmediatamente.
- Cuando se calienta una sustancia en un tubo de ensayo, dirija el extremo abierto del tubo hacia un lugar que no pueda ocasionar daño a usted ni a sus compañeros.
- No sitúe un mechero encendido cerca de un recipiente que contenga un material volátil o inflamable.
- Los incendios pequeños se apagan con una toalla húmeda.

- No inhale los vapores de ninguna sustancia; si es necesario hacerlo, ventile suavemente hacia su nariz los vapores de la sustancia.
- Para preparar una solución acuosa de un ácido (especialmente ácido sulfúrico), vierta siempre lentamente el ácido concentrado sobre el agua. Nunca vierta agua sobre el ácido, pues puede producirse un accidente.
- Cuando trabaje con equipos de vidrio, como tubos y termómetros, preste mucha atención pues el vidrio es frágil y se rompe fácilmente; este es un accidente que, con frecuencia, produce lesiones [2].

A. Equipo de bioseguridad



Fig. 1. Gafas de seguridad.



Fig. 2. Guantes y máscara para vapores.



Fig. 3. Bata de laboratorio.

IV. Pre-Informe de Laboratorio

Este es el espacio para consignar toda la información cualitativa y cuantitativa relativa a una experiencia en una forma clara, ordenada y legible.

Para sacar el máximo provecho de los datos consignados se aconseja seguir las siguientes normas:

- Anotar todos los datos tan pronto como sea posible después de hacer las observaciones.
- El profesor ayudará a decidir qué anotaciones son las más apropiadas para cada experiencia.
- Desarrollar el hábito de hacer rótulos y diagramas claros.
- Indicar las operaciones realizadas, presentando un cálculo ordenado.

- Anotar las conclusiones y comentarios pertinentes. Cada informe contiene una serie de preguntas y ejercicios, los cuales se relacionan directamente con el experimento. Responder todas las preguntas en el informe.
- Se recomienda elaborar el informe inmediatamente después de la sesión de trabajo de laboratorio.

V. Informe de Laboratorio

La estructura a seguir para presentar un informe de laboratorio tipo artículo científico o un informe científico debe ser el siguiente:

Resumen

Es una síntesis de lo que está desarrollado en el cuerpo del informe: objetivo de la práctica, metodología utilizada, resultados obtenidos, discusión de resultados.

Palabras claves

Son aquellas palabras que, por sí, describen el motivo central de los objetivos propuestos en el trabajo que se presenta en el informe o artículo.

Abstract

Es el mismo resumen pero en inglés.

Keywords

Son las mismas palabras claves pero en inglés.

Introducción

Presenta el trabajo, incluyendo los objetivos y resaltando la importancia del mismo.

Fundamento teórico

Breve marco de referencia conceptual pertinente a la práctica.

Desarrollo experimental

Contiene una descripción concisa de los pasos realizados para llevar a cabo la práctica, y esquemas, fotos o diagramas del montaje realizado.

Cálculo y análisis de resultados

Cálculos: Desarrollo matemático en el cual se describen las ecuaciones utilizadas y los resultados obtenidos.

Análisis: Se comparan los resultados con los obtenidos en trabajos anteriores y que están relacionados en la revisión bibliográfica.

Conclusiones

Se realizan teniendo en cuenta el objetivo planteado y los análisis de los resultados. Deben escribirse en inglés también (Summary).

Referencias bibliográficas

Se recomienda utilizar la norma IEEE para trabajos escritos.

Nota: Se recomienda que las gráficas se realicen con diferentes softwares como Excel, Matlab, Derive u otro. Los cálculos deben realizarse empleando herramientas tales como el *Editor de ecuaciones*.

Vi. Guías de Prácticas

Práctica 1: Reconocimiento de materiales del laboratorio, medidas de masa y volumen y manejo del mechero de Bunsen

Objetivo general: Identificar y comprender la utilidad de los instrumentos y equipos de mayor uso en el Laboratorio de Química General .

Objetivos específicos:

- Adquirir habilidad en el manejo de los materiales y equipos de laboratorio.
- Clasificar los materiales de laboratorio de acuerdo con las distintas categorías conocidas.
- Determinar masa y volumen de algunos objetos y sustancias a través de instrumentos apropiados.

1. *Información básica: materiales de laboratorio.*

- a. *Reconocimiento de instrumentos y equipos de laboratorio:* Es importante que los materiales y equipos de uso común en el laboratorio se identifiquen por su nombre correcto y el uso específico que tiene cada uno, pero más importante es saber utilizarlos correctamente en el momento oportuno, atendiendo a los cuidados y normas especiales para el uso de aquellos que así lo requieran.

Los instrumentos de laboratorio están constituidos por materiales diversos y es necesario que antes de comenzar cualquier trabajo experimental, el estudiante conozca el material que se utilizará. La utilización inadecuada de este material da lugar a errores en las experiencias realizadas y aumenta el riesgo en el laboratorio.

Los materiales de laboratorio se clasifican en:

- Volumétricos: Dentro de este grupo se encuentran los materiales de vidrio calibrados; permiten medir volúmenes de sustancias.
- Calentamiento o sostén: Son aquellos que sirven para realizar mezclas o reacciones y que, además, pueden ser sometidos a calentamiento.
- Equipos de medición: Son instrumentos que se usan para comparar magnitudes físicas mediante un proceso de medición. Como unidades de medida se utilizan objetos y sucesos previamente establecidos como estándares o patrones. De la medición resulta un número que es la relación entre el objeto de estudio y la unidad de referencia. Los instrumentos de medición son el medio por el que se hace esta conversión.
- Equipos especiales: Son equipos auxiliares para el trabajo de laboratorio.

2. *Palabras claves: medición, exactitud, precisión y volumen.*

Tabla I. Materiales de laboratorio

| Instrumento | Nombre | Uso |
|---|------------------------------|--|
|  | Erlenmeyer | Se utiliza para calentar líquidos con poca pérdida por evaporación, hacer titulaciones y recristalización de sólido. |
|  | Matraz de succión o kitazato | Se utiliza para filtraciones al vacío con bomba de succión. |
|  | Balón | Permite contener sustancias y se puede calentar. Tiene fondo redondo o plano y se utiliza con otros materiales formando equipos. |
|  | Balón de destilación | Son balones con un tubo lateral que permiten la circulación de vapores en la destilación (donde se usa con el refrigerante). |



Vaso de precipitado o Beaker

Se utiliza para disolver sustancias, calentar líquidos y recoger filtrados.



Matraz aforado o volumétrico

Material volumétrico usado para preparar soluciones. Presentan marca o aforo en el cuello que indica el volumen del líquido contenido.

Hay de diversas medidas: 100mL; 250 mL; 500 mL; etc.



Probeta

Se utiliza para medir volúmenes aproximados de líquidos. Tiene un amplio rango de capacidades (5 mL, 100 mL, 1 L etc). Las hay de vidrio o plástico. No se pueden calentar.



Embudo de separación

Se utiliza para separar líquidos inmiscibles.



Bureta
graduada

Se emplea para titular
soluciones.



Pipetas
Volumétricas

Miden volúmenes exactos de
líquidos.



Tubos
de
ensayo

Material de contención.
Se pueden calentar para
realizar reacciones en
pequeña escala. Los hay en
varios tamaños.



Embudo

Se usa para filtrar sustancias. Puede utilizarse para trasvasar líquidos. Hay de vidrio o plástico.



Vidrio reloj

Se utiliza para pesar sólidos, cubrir vasos de precipitado y evaporar gotas de líquidos volátiles.



Tubos refrigerantes

Instrumento formado por un tubo de vidrio y un espiral interior entre los cuales circula una corriente de agua fría que provoca la condensación de los vapores.



Espátulas

Sirven para tomar cantidades pequeñas de muestras sólidas.



Embudos
Buchner

Es empleado para la filtración de succión o al vacío.



Crisol

Se emplean para calcinar sustancias.



Cápsula
de
porcelana

Se usa para calentar sustancias y evaporar líquidos. Permite el calentamiento de sustancias a alta temperatura.



Mortero
con
mazo

Se emplea para triturar sólidos con pilón y para mezclar sustancias. Se fabrican de vidrio o porcelana.



Soporte
universal

Permite sostener diversos materiales junto con nueces. Unido a pinzas, permiten el armado de diferentes equipos.



Mechero
Bunsen

Se emplea para calentar sustancias. Es necesario regular la entrada de aire para lograr una llama bien oxigenada (flama azul).



Pinza
para
crisol

Se usan para colocar y retirar crisoles que se han llevado a calentamiento intenso.



Pinzas
de
madera

Las pinzas permiten sujetar.



Trípode

Se utiliza sobre el mechero para calentar.



Cepillo
para
tubos

Se emplea para lavar tubos
de ensayo.



Aros
metálicos

Sirven para colocar
embudos y balones de
separación



Gradilla

Se utiliza para colocar tubos
de ensayo.



Desecador

Equipo provisto de una tapa esmerilada y un disco de porcelana que sirve de soporte a los recipientes que se colocan en su interior. Se usa para absorber la humedad de los precipitados, secar sólidos y mantener el medio seco.



Termómetro

Instrumento utilizado para medir las temperaturas.



Picnómetro

Permite medir el volumen y, de manera indirecta, la masa del líquido contenido en él.



Balanza analítica

Instrumento usado en el análisis cuantitativo para determinar cantidad de masa con una precisión de 0,0001 mg.



Campana de extracción

Está diseñada para extraer eficientemente vapores tóxicos, nocivos y otros materiales volátiles dañinos del área de trabajo.



Baño maría

Instrumento para realizar calentamiento indirecto.



Horno

Instrumento para secado de sólidos. Maneja temperaturas de hasta 1500°C.

3. *Situaciones problemáticas*: Observa y analiza la información presentada en la tabla. Clasifica los materiales o equipos de laboratorio según las categorías mencionadas arriba (volumétricos, calentamiento o sostén, equipo de medición y equipo especial).

| Nombre del instrumento | Categoría |
|------------------------|-----------|
| | |
| | |
| | |
| | |
| | |

- a. *Medidas de masa y volumen:* el trabajo experimental requiere comparar magnitudes; para esto se requiere utilizar los instrumentos apropiados y una unidad de medida que se tome como base de comparación entre ellas, teniendo en cuenta la precisión, posibles márgenes de error y manejo de cifras significativas.
- b. *Balanza.* El instrumento que se usa para determinar la cantidad de materia de una sustancia en el laboratorio es la balanza. La unidad en que se mide en las balanzas es el gramo o un múltiplo o submúltiplo del mismo. Existen muchos tipos de balanzas, pero en los laboratorios actualmente se usan las analíticas (electrónicas) y las granatarias. La ventaja de las balanzas electrónicas es que independientemente de su precisión, todas se utilizan de una manera sencilla y clara. Es conveniente saber que la masa del recipiente en el que se va a efectuar una medida se denomina *tara* y a la operación de ajustar a cero la lectura de la balanza con el recipiente incluido, se denomina *tarar*. La balanza analítica se usa cuando se necesita precisión en la medida, y la granataria cuando no es así.

- c. *Lectura de volúmenes.* La superficie libre de los líquidos es horizontal, sin embargo, se curva generalmente hacia arriba en contacto con las paredes del recipiente que los contiene formando un menisco cóncavo, como en el agua. Las lecturas se deben realizar en la parte inferior del menisco colocando el ojo al nivel del mismo para evitar errores de paralaje (Fig. 4). Cuando el menisco es convexo (en el caso del mercurio sobre vidrio), la lectura debe hacerse por la parte superior.

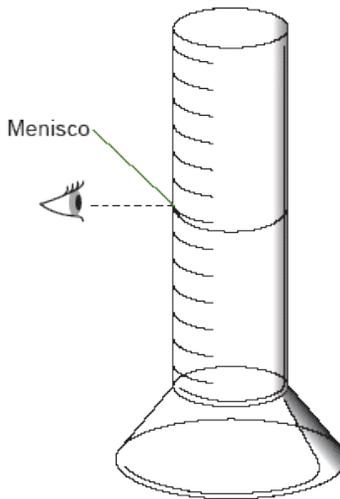


Fig. 4. Lectura del volumen de un líquido contenido en una probeta [3].

- d. *Medición con pipeta.* Las pipetas deben llenarse con un auxiliar para pipetas para evitar accidentes ocasionados al subir el líquido por encima del aforo superior. Nunca se debe succionar con la boca; tampoco se debe dejar colocado el auxiliar en la pipeta después de utilizarla, ni dejar las pipetas dentro de los frascos. Es necesario retirarlas al terminar de usarlas.

En las pipetas suele quedar un volumen pequeño de líquido en su punta, esa porción es constante y en la graduación de la misma ya ha sido calculada; no se debe sacudir ni mucho menos soplar para eliminar ese exceso. No se deben apoyar las pipetas en la mesa, deben colocarse en un soporte.

Para medir con pipetas, seguir las siguientes indicaciones:

- Observar atentamente la pipeta ubicando el volumen máximo y mínimo.
 - Introducir la pipeta en el recipiente con el líquido y colocar el auxiliar.
 - Succionar el líquido, cuidando de que no sobrepase la escala graduada.
 - Sostener verticalmente la pipeta y dejar fluir el líquido excedente hasta llegar a la marca cero.
 - Dejar caer parte del líquido leyendo sobre la escala graduada el nuevo volumen.
- e. *Medición con probeta.* Se utiliza para la medición de volúmenes mayores de líquido.

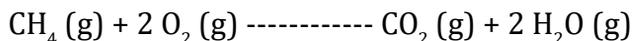
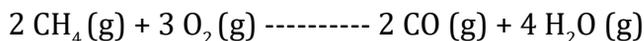
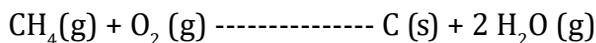
4. *Situaciones problemáticas.*

- Medir con una probeta 100 mL de agua y transferirla a un vaso de precipitados de 250 mL.
- Utilizando 3 tubos de ensayo colocados en una gradilla, trasvasar volúmenes de 5 mL, 7 mL y 10 mL usando las pipetas adecuadas.

- a. Manejo del mechero: la fuente primaria de calentamiento en el laboratorio son los mecheros, los cuales usan el gas natural como medio de combustión. De los mecheros utilizados en el laboratorio, el que más se utiliza es el de Bunsen (Fig. 5), el cual consta de un tubo para la entrada del gas por un orificio pequeño a una cámara de mezclado con aire, y mediante un anillo o collar es posible abrir o cerrar para regular el paso del aire de acuerdo con la necesidad. La cámara se prolonga en un tubo separable (cuello) de 10 – 12 cm de longitud, del cual sale una llama cónica.

Cuando la llama está bien regulada, como se puede visualizar en la Fig. 5, es posible distinguir dos zonas; la externa que es la zona de oxidación (O), de color Violeta pálido, y la interna que es la zona de reducción (R), de color azul pálido. El punto (P) es la parte más caliente de la llama. Los objetos que deseamos calentar se deben colocar en la parte de arriba de este punto.

Para obtener una llama excelente deje penetrar el aire, ya que el gas es una mezcla de hidrocarburos que al quemarse se combinan con el oxígeno del aire formando agua, monóxido y dióxido de carbono, desprendiendo energía calorífica. El monóxido de carbono se forma cuando la combustión es parcial.



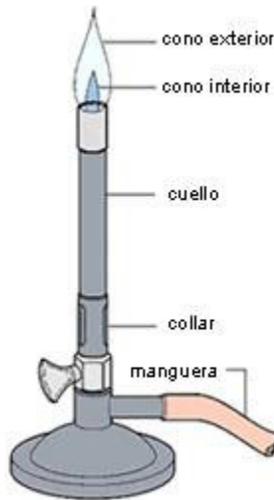


Fig. 5. Mechero de Bunsen [4].

En la Fig. 5, se muestran de manera más detallada las zonas de la llama. El cono interior azul se denomina *llama de reducción* y el cono próximo exterior violeta invisible se conoce como *llama de oxidación*. Cuando la proporción de aire no es la correcta, la llama es luminosa y no alcanza la temperatura máxima porque la combustión es deficiente y se produce un depósito de hollín sobre las superficies frías que se ponen en contacto con ella.

b. Partes del mechero.

1. Desarme el mechero y observe con cuidado sus partes.
2. Arme nuevamente el mechero y una la manguera de goma a la tubería de distribución de gas.
3. Cierre la cámara de mezclado con el anillo o collar.

4. Prenda un cerillo, abra la llave del gas y enciéndalo.
5. Con el collar, regule la entrada del aire y ajústelo hasta obtener una llama azulada. Si tenemos exceso de aire, la llama será de color amarillo pues no hay combustión completa, dejando depósitos de carbón.
6. Cuando el mechero está bien ajustado se observa una llama azul en la boca del mechero. Siguiendo las instrucciones del docente se procederá a “tomar” varios fotogramas de la llama.

Siguiendo las instrucciones del docente se procederá a “tomar” varios fotogramas de la llama para reconocer las zonas de mayor y menor temperatura. Escriba sus observaciones.

5. Preguntas de evaluación:

- a. ¿Cuál es la diferencia entre material refractario y material no refractario? (Dé ejemplos y explique sus usos y características)
- b. ¿Cuál es la diferencia entre un material aforado y uno volumétrico? (Dé ejemplos y explique sus usos y características).
- c. ¿Cuál es la diferencia entre pesar y masar? Explique claramente.
- d. Organizar los “fotogramas” de la llama y explicar el porqué de la imagen en cada uno detalladamente.
- e. ¿Cuáles son las partes de un mechero de Bunsen? Haga un dibujo

Práctica 2: Determinación de la densidad de líquidos y sólidos (relación entre la masa y el volumen)

Objetivo general: Determinar y comprobar la relación entre la masa y el volumen para sólidos y líquidos.

Objetivos específicos:

- Realizar medidas directas e indirectas para encontrar los valores de masa y volumen de sustancias.
- Comparar las densidades teóricas con base en los valores experimentales.
- Estimar los porcentajes de error.

1. *Información básica.* Existen una serie de características que sirven para distinguir una sustancia de las demás, al conjunto de aquellas que no dependen de la cantidad de materia se les llama propiedades intensivas y sus valores suelen ser específicos; así por ejemplo: la densidad es una propiedad específica de las sustancias y se determina teniendo cuantificada la masa y el volumen.

Las propiedades que dependen de la cantidad de materia se denominan extensivas. La masa y el volumen son propiedades extensivas. La masa se mide usando una balanza y su unidad de medida es el kilogramo (kg). El volumen es una magnitud escalar definida como el espacio ocupado por una determinada cantidad de materia. Su medida depende de si la sustancia es sólido, líquido o un gas y podrá ser directa o indirecta.

La unidad de medida de volumen en el Sistema Internacional de Unidades es el metro cúbico, aunque también acepta el litro (que equivale a un decímetro cúbico).

- a. *Unidades de volumen sólido*: miden el volumen de un cuerpo utilizando unidades de longitud elevadas a la tercera potencia. Se le dice volumen sólido porque en geometría se utiliza para medir el espacio que ocupan los cuerpos tridimensionales, y se da por hecho que el interior de esos cuerpos no es hueco sino que es sólido.
- b. *Unidades de volumen líquido*: estas unidades fueron creadas para medir el volumen que ocupan los líquidos dentro de un recipiente.

La expresión matemática para la densidad se muestra en la ecuación siguiente:

- c. Densidad: es la relación que existe entre la masa y su respectivo volumen. La expresión matemática

$$\text{Densidad} = \text{masa/volumen} \text{ ó } D = \frac{M}{V} \quad (1)$$

2. *Palabras claves*: masa, peso, volumen, densidad, medidas directas e indirecta.
3. *Situaciones problémicas*: Analiza la información presentada en el siguiente cuadro:

| Densidad del agua a diferentes temperaturas | Densidad (g/mL) |
|---|-----------------|
| Temperatura | |
| 4°C | 1,000 |
| 5°C | 0,9999 |
| 10°C | 0,9997 |
| 15°C | 0,9991 |
| 20°C | 0,9982 |

- a. ¿Qué concluyes acerca de la relación entre la temperatura y la densidad del agua?

- b. ¿La densidad del agua dependerá de la cantidad de sustancia?

- c. La densidad del agua a 4°C es 1 g/mL, es decir que 1 gramo de agua ocupa un volumen exacto de 1 mL. Si en lugar de 1 gramo de agua, se tienen 20 gramos de agua a la misma temperatura, ¿cuál será su volumen?

4. *Materiales, equipos y reactivos:*



**Balanza
granataria**

Beaker

Probeta

Picnómetro



Fig. 6. Muestras de sólidos.

5. *Experimentación con variables abiertas:* se tienen cinco sólidos irregulares a los cuales se les puede determinar la masa con una balanza ya que es una medida directa, plantea como obtendrías el volumen si es una medida indirecta con los materiales a su disposición.

Líquidos: el volumen de los líquidos se mide a partir de materiales calibrados como probeta, picnómetro y beakers. Establece una manera de hallar la masa de los líquidos teniendo en cuenta que es una medida indirecta.

| |
|-----------------------------|
| DATOS EXPERIMENTALES |
| Título de la práctica: |
| Docente: |
| Integrantes: |
| Fecha: |

Sólidos: _____, _____ y _____

| | | | | | |
|-------------------------|--------------|-------------------------|--------------|-------------------------|--------------|
| Masa sólido 1. | | Masa sólido 2. | | Masa sólido 3. | |
| | | | | | |
| Volumen del sólido 1 | | Volumen del sólido 2 | | Volumen del sólido 3 | |
| | | | | | |
| Densidad sólido 1 | | Densidad sólido 2 | | Densidad sólido 3 | |
| | | | | | |
| Densidad | | Densidad | | Densidad | |
| Teórica | Experimental | Teórica | Experimental | Teórica | Experimental |
| | | | | | |

Líquidos: _____, _____ y _____

| | | | | | | | | | |
|--------------------|-------|--------------|--------------------|-------|--------------|--------------------|-------|--------------|--|
| Volumen líquido 1. | | | Volumen líquido 2. | | | Volumen líquido 3. | | | Observaciones cualitativas de la práctica: |
| | | | | | | | | | |
| Masa del líquido 1 | | | Masa del líquido 2 | | | Masa del líquido 3 | | | |
| | | | | | | | | | |
| Densidad | | | Densidad | | | Densidad | | | |
| Teórica | | Experimental | Teórica | | Experimental | Teórica | | Experimental | |
| | Gran. | Dig. | | Gran. | Dig. | | Gran. | Dig. | |
| | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | |

6. Preguntas de evaluación:

- ¿La densidad de un sólido regular como una esfera o un cubo se puede hallar por un método directo? Explique cómo lo haría.
- La densidad de Au es de 19,3g/mL. ¿Cuál sería la masa de un cubo de oro de 1,0 cm de arista? ¿Qué volumen de agua desplazaría?
- ¿El peso y la masa de un cuerpo son lo mismo? Argumente su respuesta.
- ¿Cuándo un sólido no está perfectamente sumergido dentro de un líquido, el cálculo de su densidad se verá afectado?
- Se empleó el siguiente procedimiento para determinar el volumen de un matraz. El matraz seco se pesó y después se llenó con agua. La masa del matraz vacío y lleno fueron 56,12 g y 87,9 g, respectivamente, y la densidad del agua es 0,9976g / mL, calcule el volumen del matraz en mL.

Práctica 3: Métodos de separación de mezclas (mezclas heterogéneas y homogéneas)

Objetivo general: Estudiar de manera práctica métodos para la separación de los componentes de una mezcla.

Objetivos específicos:

- Separar los componentes de una mezcla binaria sólida, teniendo en cuenta la solubilidad en agua de uno de ellos.
 - Separar los componentes de una mezcla binaria de líquidos, teniendo en cuenta la diferencia de puntos de ebullición.
 - Separar los componentes de una mezcla binaria de líquidos inmiscibles.
 - Separar de una mezcla heterogénea la fase sólida de la líquida.
1. *Información básica.* Separar los componentes de una mezcla, sea ésta homogénea (solución) o heterogénea, requiere, a menudo, del conocimiento previo de algunas propiedades de las sustancias en cuestión para poder decidir el método idóneo para tal fin.

Suponga, por ejemplo, que se requiera separar la sal (NaCl) de una muestra de agua de mar. Se sabe que el agua evapora a 100°C cuando la presión externa es 1,00 atm, y que el NaCl es una sustancia sólida cristalina. Si se calienta a esa temperatura una cantidad de agua de mar, hasta que toda se haya evaporado en el contenedor, quedarán como residuo los cristales de sal. A esa técnica se le conoce como *evaporación*.

Los métodos más comunes utilizados en el laboratorio para separación de mezclas son: destilación, evaporación, filtración, decantación y cristalización.

2. *Palabras claves:* cristalización, filtración, precipitado, densidad, punto de ebullición
3. *Situaciones problémicas:* en el cuadro mostrado a continuación se dan las propiedades de algunas sustancias. Con base en esa información responder:

| Sustancia | P _{F.} °C | P _{B.} °C | Solubilidad | |
|----------------|--------------------|--------------------|-------------|-------------------|
| | | | Agua | Solvente orgánico |
| Agua | 0 | 100 | Sí | No |
| Hexano | 95 | 69 | No | Sí |
| Aceite vegetal | | >100 | No | Sí |
| NaCl | 801 | 1465 | 35,9g/100mL | |
| Etanol | | 78 | Sí | |

- a. ¿Una mezcla de aceite y hexano podría separarse por evaporación?
Sí ___ No ___
- b. El agua y el hexano son sustancias miscibles entre sí.
Sí ___ No ___
- c. Si disuelvo sal en agua, ¿puedo después separar la sal filtrando la solución?
Sí ___ No ___

4. Materiales, equipos y reactivos:

Hexano
Arena

Aceite vegetal (comercial)
Cloruro de sodio (comercial)



Beaker



Erlenmeyer



**Embudo
de decantación**



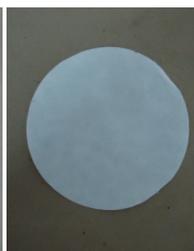
**Frasco
lavador**



Embudo



Mortero



Papel filtro

| DATOS EXPERIMENTALES |
|-------------------------------|
| Título de la práctica: |
| Docente: |
| Integrantes: |
| Fecha: |

5. *Experimentación con variables abiertas.*

Parte 1.

- a. Tomar dos Erlenmeyer y poner en cada uno 50 mL de agua destilada, agregar a uno de ellos 10 gramos de sal (NaCl) y al otro 10 g. de arena. Agitar suavemente y observar los resultados. Reservar estas dos mezclas.
- b. Tomar el otro Erlenmeyer y poner en él 20 mL de aceite vegetal y 50 mL de hexano. Agitar suavemente y observar el resultado. Anotar en cuadro de resultados y reservar la mezcla.
- c. En un mortero colocar cantidades aproximadamente iguales de sal y arena. Triturar con movimientos circulares del respectivo mazo. Reservar la mezcla en un Beaker.
- d. En el embudo de separación colocar 50 mL de agua y 20 mL de aceite vegetal. Tapar y agitar vigorosamente. Dejar el embudo en reposo por unos minutos. Observar el resultado.

Parte 2.

Para cada una de las mezclas preparadas anteriormente, proponer un método que permita separar sus componentes. Presentar su propuesta al docente y cuando éste lo avale, ponerla en práctica.

Propuestas

| Observación Acción | | Tipo de mezcla | | Método de separación |
|-----------------------|----------------|----------------|-------------|-------------------------|
| | | Homogénea | Heterogénea | |
| 1.a | Agua – sal | | | |
| 1.a | Agua – arena | | | |
| 1.b | Aceite- hexano | | | |
| 1.c | Arena – sal | | | |
| 1.d | Hexano - agua | | | |

6. Preguntas de evaluación:

- ¿Cuál es el principio utilizado en cada uno de los diferentes procedimientos realizados? Sea explícito y sustente su respuesta.
- ¿La destilación que se realizó es simple o fraccionada? Justifique su respuesta.
- Diferencie claramente y con ejemplos una mezcla homogénea y una mezcla heterogénea. Clasifique las mezclas utilizadas en la práctica.
- Cuando se mezcla el agua y el aceite o glicerina, ¿qué sustancia se separa primero en el embudo de separación? y ¿cuál de las sustancias tiene mayor densidad? Argumente su respuesta.
- ¿Por qué el hexano forma una mezcla heterogénea con el agua y no así con el aceite?
- ¿Qué propiedad del hexano y del aceite nos permite separarlos de manera eficaz en una mezcla?

- g. El cloruro de sodio (NaCl) se disuelve en agua, pero este fenómeno no es ilimitado. ¿Cuál es la máxima cantidad de esta sal que se puede disolver en 100 mL de agua a temperatura ambiente? ¿Con qué nombre se designa a esta cantidad máxima de soluto?

Lectura complementaria 1

MÁS DURO QUE EL DIAMANTE [5]

Emilio de Benito Cañizares

La depuración de nanopartículas de nitruro de boro obtiene un producto más resistente que la cristalización de carbono.

Para cortar un cristal se usan punzones de diamante. ¿Y para cortar el diamante? La respuesta pueden ser puntas con nitruro de boro, un material que se puede sintetizar a elevada presión y que ha demostrado tener una dureza y resistencia superior al de la piedra preciosa obtenida por cristalización del carbono.

El material no es nuevo, pero el estudio –que publica *Nature*– se centra en sus nanopartículas (de un tamaño de unos 3,8 nanómetros; 3,8 millonésimas de milímetro). Su cristalización cúbica le proporciona un aspecto transparente y una resistencia superior a la de la piedra preciosa.

Para los expertos, que la dureza aumente al disminuir el tamaño no es una novedad. Es lo que se conoce como el efecto Hall-Petch. Ello se debe, a grandes rasgos, a que las estructuras grandes están formadas por una

acumulación de otras menores, por lo que las zonas de unión pueden favorecer roturas. Pero el efecto no crece indefinidamente. Llega un momento en que la dureza no aumenta.

Lo novedoso del hallazgo del equipo dirigido por Yongjun Yan, de la universidad china de Yanshan, es doble. Por un lado, típicamente el efecto Hall-Petch tiene un límite y la dureza deja de aumentar cuando se llega a partículas de 100 nanómetros o menos. Y, por otro, la dureza alcanzada.

Cuestionario

1. Construya un mapa conceptual del texto.
2. ¿Cuáles son las ideas principales que contiene el texto?
3. Realice una síntesis y análisis de la información contenida en el texto.
4. ¿Qué quiere decir el autor en la oración “Ello se debe, a grandes rasgos, a que las estructuras grandes están formadas por una acumulación de otras menores, por lo que las zonas de unión pueden favorecer roturas “?
5. ¿Qué otros procesos de la ciencia tienen relación directa o indirecta con el texto anterior? Explique.
6. ¿Qué relación encuentra entre el texto y lo visto en clases?
7. Construya un mapa conceptual que explique las ideas principales del texto.

CREAR OBJETOS CON COMPORTAMIENTO DESEADO ES POSIBLE CIENCIA DE LOS MATERIALES [6]

Investigadores de la Universidad Rey Juan Carlos (URJC) junto con Disney Research Zurich presentan un método que permite replicar el comportamiento de objetos deformables de cara a simular o incluso a fabricar otros nuevos a través de modernas impresoras en 3D. Las principales aplicaciones se encuentran en la animación, videojuegos e incluso para simulaciones de entrenamiento médico.

Este trabajo introduce una serie de procesos de datos para diseñar y fabricar materiales con un comportamiento deformable elegido. El proceso comienza con la evaluación y medida de las propiedades de deformación de materiales base. Dados los materiales base o resinas, se combinan hasta conseguir un objeto con el comportamiento deseado. Además, este trabajo demuestra el proceso completo de diseño y fabricación de objetos con complejos y heterogéneos materiales, usando modernas impresoras en tres dimensiones.

“Seguimos un procedimiento distinto completamente a lo que se ha hecho hasta hoy en el mundo de la física y la mecánica y lo más interesante a nivel científico es el método particular que hemos seguido para poder lograr los modelos”, asegura Miguel Otaduy, Profesor e Investigador en el área de Arquitectura de Computadores y Ciencias de la Computación de la Universidad Rey Juan Carlos. A través de ecuaciones y fórmulas matemáticas que describen los ob-

jetos se crean modelos a los que se les asignan parámetros y a estos valores que finalmente caracterizan el comportamiento del objeto de estudio. Conseguir caracterizar todo el comportamiento no es una tarea fácil ya que los modelos existentes hasta ahora no son capaces de capturar todos los comportamientos. Entre las aplicaciones que podemos encontrar a esta técnica existe una gran variedad ya que se enfoca en aquellas para las que se necesite un objeto movable. Por tanto se pueden encontrar en animaciones, creación de videojuegos o incluso simulaciones de entrenamiento médico, puesto que se pueden llegar a crear objetos reales que simulen el comportamiento del tejido humano, es decir, si un cirujano está aprendiendo a cortar un hígado no necesita que la simulación sea exactamente igual pero sí un objeto de comportamiento similar.

Para fabricar estos objetos, los investigadores se han valido de un avance moderno. Se trata de unas impresoras que en lugar de imprimir en papel como estamos acostumbrados, imprimen materiales en 3D, a través de la deposición de unos materiales que van configurando y generando un objeto, hasta ahora rígido, que permite tener un modelo que podemos tocar, por lo que de antemano se puede dar cuenta qué objeto vamos a tener. La limitación que tienen estas impresoras es que no imprimen el objeto con el material real, sino con un sustituto que puede ser más frágil, aguantar temperatura peor, pero se puede tocar. No obstante, de un año aquí estas impresoras han evolucionado y son capaces de imprimir un objeto deformable. Pero estas impresoras no lo dan todo hecho, no dicen cómo combinar múltiples materiales para obtener un comportamiento deseado, eso ha sido resultado de este trabajo de investigación titulado “Design and Fabrication of Materials with Desired Deformation Behavior”.

Cuestionario

1. Construya un mapa conceptual del texto.
2. ¿Cuáles son las ideas principales que contiene el texto?
3. Haga una síntesis y análisis de la información contenida en el texto.

Actividades complementarias 1: Elaboración de productos industriales

Fórmula y fabricación de gel para el cabello

Objetivo general: Poner en evidencia la aplicación de los procesos químicos experimentales de uso diario en nuestra vida cotidiana.

Objetivos específicos:

- Desarrollar habilidad y destreza para determinar procesos químicos experimentales.
 - Desarrollar habilidad para fabricar productos químicos de uso diario.
1. *Información básica:* Si se hace el ejercicio de revisar cuántos productos químicos hemos comprado en el mercado cada quincena o cada mes, nos daríamos cuenta de que por lo menos hay 10 de ellos incluyendo jabones, ceras, productos cosméticos, medicamentos, insecticidas, limpiavidrios, desinfectantes multiusos, ambientadores, desmancha-

dores y blanqueadores, entre otros. La propuesta del aprendizaje de fabricación de estos productos es con el fin de comprender la aplicación de la química en nuestra vida cotidiana, pero sin olvidar un aspecto muy importante en este proceso de enseñanza-aprendizaje, que a la vez de fortalecer e interiorizar conocimientos, también contribuye a contaminar el planeta y debemos tomar conciencia del caso. Toma apuntes y por favor no olvides que todos estos efectos tienen consecuencia sobre la biosfera y, de manera automática, sobre tu propia vida y salud.

2. Reactivos:

- a. PolivinilPirrolidona P. V. P. K. 30..... 20 g
Alcohol etílico - etanol..... 50 mL
- b. Agua destilada..... 900 mL
Bromidox..... 4 mL
Color vegetal..... c.s
Perfume..... c.s.
- c. Acugel..... 50 mL
- d. Trietanolamina (T. E. A.)..... 10 mL

3. Preparación:

Preparar los materiales limpios, secos y realizar la estandarización de la fórmula para la cantidad de producto que se requiera preparar.

Luego se procede a mezclar de la siguiente forma: mezclar bien la parte A; por aparte, en otro beaker mezclar bien la parte B. Una vez se tengan bien mezcladas las dos partes, A y B, unir las y continuar mezclando hasta intentar una homogenización completa. Después, se añade la parte C y se continua mezclando, intentando siempre homogenizar. Finalmente, como último proceso, se agrega la parte D a la mezcla total con agitación suave, si es posible con un batidor suavemente, constante y por espacio de 15 minutos hasta obtener la consistencia propia del producto. Después de obtener el producto, se procede a envasarlo en un recipiente plástico y con tapa.

Nota: si se quiere preparar un gel bien transparente es importante que el perfume que se utilice no forme emulsión con la mezcla. Se recomienda un aceite que se tenga las gotas transparentes en la superficie de la parte B. También se puede usar como emulsificante del perfume Cremofor RH - 40 N o solubilizar PEG - 40; la cantidad de estos productos depende del perfume a usar. Se procede a agregar el perfume en la parte B, y luego, poco a poco, alguno de los dos emulsificantes hasta que el líquido quede transparente. Para que no queden muchas burbujas de aire en el gel al agregar la T. E. A., debe mezclarse suavemente.

El P. V. P. K. - 30 es la sustancia que le imparte la consistencia al producto, la cantidad del mismo puede variar de acuerdo con la adherencia que se requiera para el producto final.

Evaluación no. 1

Teniendo en cuenta los procesos experimentales desarrollados en el laboratorio, resuelve las siguientes incógnitas e inferencias desde tu punto de vista.

1. El tutor en el laboratorio le entrega los siguientes materiales: monedas, botellas, hoja de cuaderno y balanza.

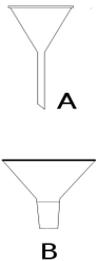
Se le solicita que cuantifique la masa de cada uno de esos materiales y haga una tabla de con los datos obtenidos.

| OBJETO | MASA |
|--------|------|
| 1. | |
| 2. | |
| 3. | |

Una vez realizado el proceso deduzca lo siguiente:

- Si la cuantificación de las masas de estos mismos objetos se realiza en la zona ecuatorial, los resultados serían:
 - ¿Por qué?
2. En un beaker con agua agregue arena, agite y deje en reposo. Luego filtre en un Erlenmeyer y responda:
 - ¿Qué se formó entre la arena y el agua?
 - ¿Qué método de separación emplearía para separar las dos sustancias?
 - ¿Cuál de los métodos de separación experimentados es más efectivo?
 - ¿Por qué?

3. Con los siguientes implementos de laboratorio, ¿qué clase de mezclas se pueden separar? Dé ejemplos:

| IMPLEMENTO |  |  |  |  |
|------------|---|---|---|---|
| MEZCLAS | | | | |
| EJEMPLOS | | | | |

4. Responda:

a. Determine la densidad de un cubo de cobre (Cu) cuya arista mide 3 cm y su masa es de 0,24192 kg.

$$R= 8,96 \text{ g/ mL}$$

a. Cuando estallan 500 g de T.N.G. la energía liberada es de $4,0 \times 10^{13}$ ergios. ¿Cuál será la masa de los productos de la reacción?

$$R= 499,999 \text{ g.}$$

Práctica 4: Reacciones y nomenclatura química

Objetivo general: Reconocer los tipos de reacciones químicas y aplicar las reglas de la (IUPAC) para nombrar los reactivos y productos.

Objetivos específicos:

- Desarrollar destrezas para hacer reacciones en el laboratorio.
- Escribir ecuaciones químicas y nombrar los compuestos según las reglas de nomenclatura.
- Desarrollar habilidades para manipular reactivos y materiales.

1. *Información básica:* Una reacción química, cambio químico o fenómeno químico es todo proceso termodinámico en el cual una o más sustancias (*llamadas reactantes*), por efecto de un factor energético, se transforma, cambiando su estructura molecular y sus enlaces, en otras sustancias llamadas productos. Esas sustancias pueden ser elementos o compuestos y derivan un nombre a partir de la nomenclatura química. Existe la IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*), que es un grupo de trabajo que tiene como miembros a las sociedades nacionales de química. Es la autoridad reconocida en el desarrollo de estándares para la denominación de compuestos químicos mediante su Comité Interdivisional de Nomenclatura y Símbolos (*Interdivisional Committee on Nomenclature and Symbols*). La IUPAC reconoce tres sistemas de nomenclatura igualmente válidos, estos son el sistema stock, el sistemático y el común.

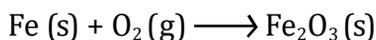
A la representación simbólica de las reacciones se les llama *ecuaciones químicas*. Los productos obtenidos a partir de ciertos tipos de reactivos dependen de las condiciones bajo las que se da la reacción química. No obstante, tras un estudio cuidadoso se comprueba que, aunque los productos pueden variar según cambien las condiciones, determinadas cantidades permanecen constantes en cualquier reacción química. Estas cantidades constantes, las magnitudes conservadas, incluyen el número de cada tipo de átomo presente, la carga eléctrica y la masa total.

Un ejemplo de reacción química es la formación de óxido de hierro producida al reaccionar el oxígeno del aire con el hierro de forma natural.



Fig. 7. Clavo de hierro oxidado por la acción del oxígeno del aire [7].

La representación de la reacción es la siguiente ecuación:



Por otra parte, las reacciones químicas de los compuestos inorgánicos se pueden clasificar en cuatro grandes grupos: 1) síntesis o unión directa; 2) descomposición; 3) desplazamiento simple y 4) doble desplazamiento o metátesis. Los siguientes son ejemplos generales de cada tipo:

1. Síntesis $A + B \longrightarrow AB$
2. Descomposición $AB \longrightarrow A + B$
3. Desplazamiento $A + BC \longrightarrow AB + C$
4. Doble desplazamiento $AB + CD \longrightarrow AD + BC$

Como estos procesos no son directamente observables, ¿cómo sabemos cuándo ocurre una reacción o cambio químico? Usted sabrá que se ha formado una nueva sustancia cuando observe la presencia de: (1) un precipitado, (2) un gas, (3) un cambio de color, (4) un cambio de temperatura.

2. *Palabras claves:* Reacción, nomenclatura, IUPAC
3. *Situación problémica.* Para la demostración de las reacciones de tipo síntesis analiza la siguiente situación problema. Si se prepara una mezcla de hierro y azufre, se introduce en un tubo de ensayo y se tapa, se observa que un imán atrae al tubo de ensayo. Si dicha mezcla se calienta durante cierto tiempo y después se deja enfriar, el tubo ya no es atraído por el imán. ¿Cómo puedes explicar esto?
4. Materiales, equipos y reactivos:



Mechero



Tubos de ensayo



Pipeta



Pinza para crisol



Pinza para tubos de ensayos



Beaker

- Sodio y potasio metálico.
- Azufre.
- Cinta de magnesio.
- Yoduro de potasio (KI) o yoduro de sodio (NaI) diluido.

- Oxido de calcio.
- Agua destilada.
- Granallas de zinc.
- Nitrato de plomo $Pb(NO)_3$ o nitrato de plata diluido ($AgNO_3$).

- Ácido fosfórico.
- Clorato de potasio ($KClO_3$).
- Ácido clorhídrico concentrado (HCl).
- Fósforos y palillos de madera.

5. *Situación problémica.* Para la demostración de las reacciones de tipo síntesis analiza la siguiente situación problema.

Si se prepara una mezcla de hierro y azufre, se introduce en un tubo de ensayo y se tapa, se observa que un imán atrae al tubo de ensayo. Si dicha mezcla se calienta durante cierto tiempo y después se deja enfriar, el tubo ya no es atraído por el imán. ¿Cómo puedes explicar esto?

Parte 1. Síntesis:

Analizar de manera detallada la secuencia de la situación experimental al poner en contacto una porción de cinta de magnesio metálico con la llama del mechero de Bunsen.



Fig. 8. Ignición de una cinta de magnesio.



Fig. 9. Residuo de la ignición de la cinta de magnesio.

Describir, con base en la fundamentación teórica, lo que está ocurriendo.

- a. ¿Lo que está ocurriendo con la cinta de magnesio es un cambio físico o químico?
- b. Si es un cambio físico, ¿será posible que varíe la masa de la cinta?
- c. Si se afirma que al momento de poner en contacto la cinta con la llama del mechero la cinta muestra una incandescencia en su llama, ¿con qué evento atómico se podría relacionar esta situación?
- d. Comprobar la experiencia con sus propios materiales del laboratorio.

Parte 2. Descomposición:

Colocar 1 gramo (aprox.) de clorato de potasio en un tubo de ensayo; sujetarlo con la pinza para tubo de ensayo (no dirija la boca del tubo hacia la cara de su compañero) y calentarlo directamente en el mechero. Cuando el clorato se funde y desprenda burbujas, se acerca a la boca un palillo con un punto de ignición. Anote sus observaciones.

Parte 3. Desplazamiento:

Se vierten CON CUIDADO 3 mL de ácido clorhídrico concentrado en un tubo de ensayo y se le agrega una granalla de zinc. El gas desprendido de la reacción se recoge en otro tubo de ensayo, que se coloca invertido sobre el que contiene el ácido y el zinc. Una vez que el tubo esté lleno de gas, CON CALMA se lleva a la llama del mechero en esa misma posición. Anote sus observaciones.

Parte 4. Doble desplazamiento:

Se colocan en un tubo de ensayo 2 mL de solución diluida de yoduro de potasio (o de yoduro de sodio) y en otro 2 mL de solución de nitrato de plomo (o de plata). Se mezcla el contenido de ambos tubos, espere 10 minutos y anote sus observaciones.

Parte 5. Obtención de hidróxidos:

Sobre un vidrio de reloj, cortar un trozo pequeño de los metales con ayuda de una espátula. Se necesitan dos beakers con 50 mL de agua; se destina uno para el sodio y otro para el potasio. Se coloca el beaker del sodio en el suelo para prevenir accidentes. Con ayuda de una espátula se introduce el sodio en el agua retirándose la persona rápidamente antes de la reacción explosiva, guarde su distancia. Una vez que haya reaccionado se agita con la espátula alejando la cara el beaker para comprobar que no quedaron residuos en las paredes. Se mide con el papel indicador universal el pH del hidróxido de sodio. Se recoge el beaker, se limpia y se hacen las observaciones finales. Repita el procedimiento con el potasio.

Parte 6. Obtención de sal:

Se realiza un montaje con tres tubos de ensayos en los que hay un tipo de ácido diferente en cada uno de ellos, a éstos se les determina el pH. Se mezclan con el KOH o el NaOH del paso anterior y se les mide nuevamente el pH. Se limpian los tres

tubos de ensayo hasta que queden totalmente secos. Se adiciona el ácido nítrico, el ácido sulfúrico y el ácido clorhídrico uno en cada tubo de ensayo. Se sostienen en la gradilla los tubos de ensayo por comodidad y seguridad. Se mide el pH con papel indicador universal para cada ácido en su tubo de ensayo. Se toman 2 mL del KOH o el NaOH de la práctica anterior y se agregan en cada tubo de ensayo. Se mide de nuevo el pH. Se desechan los residuos de forma adecuada y se toman las observaciones finales.

Parte 7. Obtención de un óxido-ácido y un ácido:

Colocar en una cuchara de combustión 0,1g de azufre y llevar a calentar al mechero hasta alcanzar el punto de fusión. Medir en un beaker 200 mL de agua. Recubrir el beaker con papel de aluminio, teniendo en cuenta dejar una ranura para introducir la cuchara de combustión con el producto del punto 1. Medir el valor del pH.

6. Preguntas de evaluación:

- a. Escriba las ecuaciones químicas balanceadas para cada una de las reacciones de los experimentos de las partes 1 a 7. Anotar las observaciones de cada reacción.
- b. Nombre todos los compuestos participantes en las reacciones.
- c. Escriba otro ejemplo para cada tipo de reacción.

Práctica 5: Preparación de soluciones con concentraciones expresadas en unidades físicas: % m/m, % m/v, % v/v y pH

Objetivo general: Desarrollar habilidades y destrezas en la preparación de soluciones con concentraciones en unidades físicas.

Objetivos específicos:

- Adquirir destrezas en la preparación de soluciones con concentraciones en unidades físicas.
 - Determinar las cantidades de soluto y solvente para preparar una solución con una concentración determinada.
1. *Información básica.* Una solución se define como la mezcla homogénea de una sustancia disuelta llamada soluto y de un medio en el que éste se dispersa de modo uniforme, llamado solvente.

Las soluciones pueden existir en cualquiera de los tres estados de la materia: gas, sólido o líquido. El aire es el ejemplo más conocido de una solución gaseosa; las soluciones sólidas son más frecuentes en las aleaciones, donde están involucrados dos metales, por ejemplo, el bronce es una aleación entre cobre y estaño; en las soluciones líquidas, el soluto puede ser gas, líquido o sólido.

La concentración de una solución brinda información de la cantidad de soluto disuelto en un volumen unitario de solución. Una solución que posee poco

soluto disuelto puede llamarse diluida, mientras que otra que posea más soluto podría denominarse concentrada. Las concentraciones relativas de las soluciones se expresan a veces mediante el uso de los términos *saturada*, *insaturada* y *sobresaturada*.

Una solución es saturada cuando contiene disuelta la máxima cantidad de soluto en un volumen determinado de disolvente a una temperatura dada. Cuando se lleva al solvente a aceptar más soluto del que normalmente puede disolver a una determinada temperatura, se dice que la solución está sobresaturada.

Las concentraciones en unidades físicas más utilizadas en el laboratorio son:

- Porcentaje masa a masa (%m/m): describe la cantidad de gramos de soluto o de solvente presentes en 100 gramos de solución.
 - Porcentaje masa a volumen (%m/v): es una forma de expresar los gramos de solutos que existen en un volumen de 100 mL de solución.
 - Porcentaje volumen a volumen (v/v): se emplea para expresar concentraciones de líquidos y expresa el volumen de un soluto en un volumen de 100 mL de solución.
2. *Palabras claves:* soluto, solvente, dilución, solubilidad.
 3. *Situaciones problémicas.* La concentración es la cantidad de soluto disuelto en una cantidad de solvente a una temperatura determinada. Una forma de expresar la concentración es el porcentaje masa a volumen (%m/v) que se expresa:

$$\%m = \frac{\text{Gramos de Soluto}}{\text{Mililitros de Solución}} \times 100 \quad (2)$$

A 20°C se preparan las siguientes soluciones (K, L, M y N) de hidróxido de sodio (NaOH) en agua (H₂O):

| Solución | K | L | M | N |
|-------------------------|--------|--------|-------|-------|
| Gramos de soluto (NaOH) | 40 g | 20 g | 200 g | 60 g |
| Volumen de solución | 500 mL | 250 mL | 1 L | 1,5 L |

- i. De acuerdo con lo anterior, ¿qué soluciones tienen la misma concentración? Justifique su respuesta.
- ii. Para igualar la concentración de la solución N a la concentración de la solución K, ¿qué se debe hacer?

4. *Materiales, equipos y reactivos:*



Beaker



Balanza digital



Matraz aforado



Varilla de agitación

5. *Experimentación con variables abiertas:*

| Grupo | Reactivo 1 | Reactivo 2 | Reactivo 3 |
|-------|------------|------------|------------|
| 1 | 0,2 %m/m | 4 %m/v | 1 %v/v |
| 2 | 0,5 %m/m | 2 %m/v | 1,5 %v/v |
| 3 | 0,3 %m/m | 3 %m/v | 2 %v/v |
| 4 | 0,7 %m/m | 2,5 %m/v | 2,5 %v/v |
| 5 | 0,9 %m/m | 1,6 %m/v | 3%v/v |

Para preparar una solución al 6% m/v de NaCl se debe utilizar una balanza y masar 6 g de NaCl, luego adicionarlo a un beaker que contenga unos 50 mL de agua destilada, disolverlo con la ayuda del agitador y trasvasarlo a un matraz aforado de 100 mL y completar su volumen con agua.

A partir de la situación anterior, seleccionar una concentración para cada unidad física dispuesta en la tabla y establecer los métodos para preparar cada una de ellas realizando los cálculos con anterioridad a la práctica de laboratorio.



DATOS EXPERIMENTALES

| |
|-------------------------------|
| Título de la práctica: |
| Docente: |
| Integrantes: |
| Fecha: |

Completar la siguiente tabla con los datos que le corresponden a cada grupo y escribir detalladamente todos los cálculos:

| # Grupo | Solución del Reactivo 1 | | Solución del Reactivo 2 | | Solución del Reactivo 3 | |
|---------|-------------------------|--------------------|-------------------------|--------------------|-------------------------|---------------------|
| | g soluto | g H ₂ O | g soluto | g H ₂ O | mL soluto | mL H ₂ O |
| | | | | | | |

6. Preguntas de evaluación:

- a. ¿Cuántos gramos de Na₂SO₄ hay en 100 mL de una solución al 18% que tiene una densidad 1,1 g/ mL?
- b. ¿Cuántos gramos de KI habrán en 200 mL de una solución al 20%*m/v*?
- c. Para preparar una solución al 15%*m/m* de KMnO₄, ¿cuántos gramos de KMnO₄ son necesarios?

Práctica 6: Preparación de soluciones con concentraciones expresadas en unidades químicas

Objetivo general: Desarrollar habilidades y destrezas en la preparación de soluciones con concentraciones en unidades químicas, molaridad (M), molalidad (m) y normalidad (N).

Objetivos específicos:

- Adquirir destrezas en la preparación de soluciones con concentraciones en unidades físicas.
 - Determinar las cantidades de soluto y solvente para preparar una solución con una concentración determinada.
1. *Información básica.* Las soluciones son mezclas físicamente homogéneas constituidas por soluto y solvente. La cantidad de soluto disuelto de una determinada cantidad de solvente se denomina *concentración*. La preparación de soluciones en el laboratorio implica la realización de cálculos numéricos para determinar en cuáles proporciones se encuentra el soluto respecto al solvente y expresar la magnitud o valor de la concentración.

El solvente es la sustancia que, por lo general, se encuentra en mayor proporción dentro de la disolución. Las soluciones más importantes son las acuosas, por lo tanto, el solvente más común es el agua.

La concentración de una solución expresa la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de solvente o de solución. Las unidades de concentración en que se expresa una solución o disolución pueden clasificarse en unidades físicas y en unidades químicas.

Unidades químicas de concentración. Para expresar la concentración de las soluciones se usan también sistemas con unidades químicas, como son:

Molaridad: indica el número de moles de soluto disuelto en un litro de solución.

$$M = \frac{n(\text{moles sto})}{Vsln(L)} \quad (3)$$

Molalidad: indica la cantidad de moles de soluto presentes en un kilogramo (1000 g) de solvente.

$$m = \frac{n(\text{moles sto})}{kg \text{ solvente}} \quad (4)$$

Normalidad: relaciona el número de equivalentes-gramo o equivalentes químicos de un soluto con la cantidad de solución en litros.

$$N = \frac{N^\circ \text{ de equivalente gramo sto}}{Vsln(L)} \quad (5)$$

Para hallar los equivalentes de soluto se debe tener en cuenta si el soluto es un ácido, una base o una sal por cuanto la cantidad de equivalente que se tienen por mol depende del tipo de sustancia.

Ácidos: la cantidad de equivalentes por mol depende del número de hidrógenos que tenga el ácido.

Bases: la cantidad de equivalentes por mol depende del número de oxhidrilos que tenga la base.

Sales: la cantidad de equivalentes por mol depende de la carga total positiva o negativa.

Es de gran interés, cuando se realizan ensayos o análisis químicos, expresar las concentraciones con precisión, ya que una concentración baja de una solución puede tener un determinado efecto, mientras que una concentración alta puede producir un resultado diferente. Normalmente, las soluciones se preparan a partir de solventes y solutos puros, o incluso a partir de otras soluciones. Es indispensable entonces, conocer cómo preparar y cómo determinar la concentración de una solución [8].

2. *Palabras claves:* soluto, solvente, dilución, solubilidad.
3. *Situaciones problemáticas.*

Se tiene la siguiente información a 25 °C, utilizando unidades de molaridad responda las preguntas:

| Solución | A | B | C | D |
|--|--------|------|--------|--------|
| Gramos de soluto (BaCl₂) | 2,5 g | 10 g | 8,6 g | 3 g |
| Volumen de solución | 500 mL | 1L | 250 mL | 100 mL |

- a. De acuerdo con lo anterior, ¿qué soluciones tienen la misma concentración? Justifique su respuesta.
- b. Se desea igualar la concentración de la solución D a la concentración de la solución A. ¿Qué se debe hacer? Justifique su respuesta.

4. *Materiales, equipos y reactivos:*



Balanza digital

Beaker

Matraz aforado



Varilla de agitación



Espátulas

5. Experimentación con variables abiertas:

- a. Preparar tres (3) soluciones con un volumen igual a cada uno de los matraces que se le entreguen y con las concentraciones que se le asignen, y completar una tabla con los datos que correspondan.

En la siguiente tabla se muestran los valores de concentración de cada solución para cada grupo:

| Grupo | Reactivo 1 | Reactivo 2 | Reactivo 3 |
|-------|------------|------------|------------|
| 1 | 0,1M | 0,8N | 0,05m |
| 2 | 0,2M | 0,6N | 0,08m |
| 3 | 0,3M | 0,4N | 0,1m |
| 4 | 0,4M | 0,3N | 0,15m |
| 5 | 0,5M | 0,1N | 0,2m |

- b. Completar la siguiente tabla con los datos que le corresponden a cada grupo, anotando explícitamente los cálculos para obtener las cantidades de soluto que se van a utilizar en cada caso.

| Grupo | Sln Molar de Ca(OH)_2 | Sln Normal de NaCl | Sln molar de NaCl |
|-------|--------------------------------|--------------------|-------------------|
| No | g Ca(OH)_2 | g NaCl | g NaCl |

- c. ¿Qué diferencias encuentras entre una solución molar y molal? En la práctica a nivel de laboratorios, ¿cuál es más utilizada y por qué?

6. Preguntas de evaluación:

- a. ¿Cuántos gramos de BaCl_2 se necesitan para preparar 2 litros de solución 0,5 M?
- b. Se disuelven 8 g de sulfato de sodio (Na_2SO_4) en agua hasta obtener 450 mL de solución. ¿Cuál es la molaridad de esta solución?
- c. ¿Cuántos gramos de ácido fosfórico (H_3PO_4) son necesarios para preparar 1,5 litros de solución 0,5 N?
- d. Se disuelven 2,2 g de sulfato de cobre (II), CuSO_4 , en agua hasta obtener 500ml de solución. ¿Cuál es la normalidad de la solución?
- e. Se disuelven 35g de H_2SO_4 en 750 mL de agua, calcular la molalidad de la solución.
- f. Determinar la molalidad de una solución si se disuelven 40g de $\text{Al}(\text{OH})_3$ en 250 mL de agua.

Práctica 7: Propiedades coligativas de las soluciones

Objetivo general: Determinar la masa molecular de un soluto no volátil haciendo uso de una de las propiedades coligativas de las soluciones como es la elevación del punto de ebullición.

Objetivos específicos:

- Comprobar la temperatura de ebullición de un solvente puro.
- Determinar la temperatura de ebullición del mismo solvente contaminado.
- Comparar los valores de las temperaturas de ebullición del solvente.
- Utilizar los cálculos teóricos para determinar el PM de la sustancia problema.
- Estimar porcentajes de error.

1. *Información básica:* Las propiedades coligativas en las soluciones son aquellas propiedades que dependen solamente del número de moléculas del soluto presente en la solución mas no de la naturaleza de dicha molécula, es decir, son aquellas que dependen de la concentración de dicha solución: cantidad de partículas soluto por partículas totales.

Están estrechamente relacionadas con la presión de vapor que es la presión que ejerce la fase de vapor sobre la fase líquida cuando el líquido se

encuentra en un recipiente cerrado. La presión de vapor depende del solvente y de la temperatura a la cual sea medida (a mayor temperatura, mayor presión de vapor). Se mide cuando el sistema llega al equilibrio dinámico, es decir, cuando la cantidad de moléculas de vapor que vuelven a la fase líquida es igual a las moléculas que se transforman en vapor.

Elevación en el punto de ebullición: el punto de ebullición está definido como la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido es igual a la de la presión atmosférica. La presencia de un soluto en una disolución aumenta el punto de ebullición. Este efecto se produce porque el soluto disminuye la presión de vapor del disolvente, por tanto, se hace necesario aumentar la temperatura para que la presión aumente y la solución comience a ebullición, es decir, se eleve el punto de ebullición del disolvente.

La diferencia entre estos dos puntos se conoce como *elevación del punto de ebullición*, el cual podemos expresar de las siguientes maneras:

$$VTb = T - T_0 \quad (6)$$

Donde VTb = Elevación del punto de ebullición

T = Temperatura de la solución

T_0 = Temperatura del solvente puro

En soluciones diluidas, la temperatura de ebullición es proporcional a la concentración del soluto. Esta relación se puede expresar de la siguiente forma:

$$k_b m = T - t_0 \quad (7)$$

Donde $K_b =$ Es la constante molal del punto de ebullición, cuyo valor depende del disolvente utilizado.

$m =$ Molalidad de la solución.

Para determinar la constante ebulloscópica se utiliza la expresión matemática siguiente:

$$k_b = \frac{RT^2}{1000 \times VH_v} \quad (8)$$

Donde $T =$ Es la temperatura absoluta

$R =$ Es la constante universal de los gases en calorías

$VH_v =$ Es calor latente de ebullición por gramo de sustancia

Los valores de las constantes ebulloscópicas para diferentes solventes se encuentran tabulados, por tanto, podemos hacer uso de las mismas.

En esta experiencia se propone determinar el peso molecular de un soluto no volátil, el cual forma soluciones diluidas. Para esto se disuelve una cantidad dada de dicho soluto en una cantidad determinada de solvente a la que se le ha determinado el punto de ebullición [2].

2. *Palabras claves:* solución diluida, presión de vapor, solución concentrada, presión osmótica, solución saturada

3. *Situaciones problemáticas.* Una de las características más importantes de los líquidos es su capacidad para evaporarse, es decir, la tendencia de las partículas de la superficie del líquido a salir de la fase líquida en forma de vapor.

En la evaporación de líquidos hay ciertas moléculas próximas a la superficie con suficiente energía como para vencer las fuerzas de atracción del resto (moléculas vecinas) y así formar la fase gaseosa.

Las moléculas de la fase gaseosa que chocan contra la fase líquida ejercen una fuerza contra la superficie del líquido. Esta fuerza que actúa sobre un área determinada de la superficie del líquido se denomina *presión de vapor*. La presión de vapor se define como la presión ejercida por un vapor puro sobre su fase líquida cuando ambos se encuentran en equilibrio dinámico.

Cuanto más débiles son las fuerzas intermoleculares en el líquido, mayor cantidad de moléculas podrán escapar a la fase gaseosa.

- a. ¿Qué sucede si en lugar de un líquido puro se tiene una solución cuyo soluto es no volátil?
- b. Además de la interacción entre las partículas del solvente puro, se deben considerar también las interacciones entre soluto y solvente. Estas últimas dificultan la capacidad de las moléculas del solvente de pasar al estado gaseoso. En consecuencia, la presión de vapor será menor que la observada en el solvente puro. Suponer ¿qué sucedería si el soluto utilizado para la solución tiene una presión de vapor mayor que 0? Justificar la respuesta.

4. Materiales, equipos y reactivos:



Beaker



Balanza digital



Matraz aforado



Varilla de agitación



Espátulas



Probeta



Soporte universal



Trípode



Termómetro

Además, tapón de caucho con dos orificios y carbo-rundo.

- a. Teóricamente se ha demostrado que la temperatura de ebullición del agua pura es 100°C , comprueba experimentalmente esta hipótesis y sustenta por qué al realizar la experimentación el punto de ebullición que encontraste no fue de 100°C .
- b. Agrega a una cantidad de agua un soluto cualquiera y determina ahora el punto de ebullición de esa solución. Sustenta porqué al realizar la experimentación el punto de ebullición que encontraste no fue de 100°C . ¿Cuánto fue la temperatura encontrada y qué factores pudieron influir para ello? Justificar la respuesta.
- c. Según las propiedades coligativas de las soluciones, la presencia de un soluto en una disolución aumenta el punto de ebullición. Este efecto se produce porque el soluto disminuye la presión de vapor del disolvente, por tanto, se hace necesario aumentar la temperatura para que la presión aumente y la solución alcance el punto de ebullición, es decir, se eleve el punto de ebullición del disolvente. Comprobar experimentalmente que esta teoría es verdadera realizando una mezcla de agua pura con etilenglicol que es un soluto no volátil. Justificar la respuesta.

5. Preguntas de evaluación:

- a. ¿Cómo influye la adición de un soluto en el punto de ebullición de un líquido?
- b. ¿La concentración de ese soluto tiene alguna influencia en el punto de ebullición?
- c. ¿Cómo se comporta el punto de fusión de un líquido al disolver en él un soluto?

Práctica 8: Comprobación de la ley de la conservación de la materia

Objetivo general: Comprobar experimentalmente la ley de la conservación de la materia.

Objetivos específicos:

- Determinar la masa de los compuestos presentes en las reacciones químicas
 - Observar el comportamiento de la materia durante las reacciones.
1. *Información básica:* El químico Antonio Lavoisier (1747-1793) comprobó que la masa de un sistema cerrado que contenía estaño y aire, antes y después de ser calcinado, no varía; es decir, el sistema no gana ni pierde masa después de producirse en él un cambio químico.

Debido a que esta regularidad se presentó en otras transformaciones químicas, cuyos componentes eran diferentes concluyó, generalizando: “La masa total de las sustancias (reactivos) que intervienen en un cambio, es igual a la masa total de las sustancias después del cambio” [8].

2. *Palabras claves:* masa, reactivos, productos, reacción química, conservación de la materia.
3. *Situaciones problémicas.*

- a. Se disuelve una sal efervescente en agua produciéndose una reacción química. Los datos registrados durante el experimento fueron los siguientes:

| Sistema | Masa (g) |
|---|----------|
| Frasco + tapa | 15.3 |
| Frasco + tapa + H ₂ O | 17.9 |
| Frasco + tapa + H ₂ O + Sal efervescente | 19 |
| Frasco + tapa + producto de la reacción | X |

- ¿Cuál es la masa de agua utilizada?
- ¿Cuál es la masa de la sal efervescente agregada?
- ¿Cuál es la masa final del sistema?
- ¿En qué ley fundamentas tus respuestas? Enúnciala.

4. *Materiales, equipos y reactivos:*



Espátula

Beakers

Pipeta



Erlenmeyer

Gradilla

Balanza digital



Tubos de ensayo

5. *Experimentación con variables abiertas:* Se tiene un Erlenmeyer con 20 mL de solución diluida de cloruro de bario y un tubo de ensayo pequeño lleno hasta la mitad de ácido sulfúrico; proponga un mecanismo para demostrar la ley de la conservación de la materia teniendo en cuenta las unidades de medida de los reactivos mencionados anteriormente.

| DATOS EXPERIMENTALES |
|------------------------|
| Título de la práctica: |
| Docente: |
| Integrantes: |
| Fecha: |

6. Preguntas de evaluación:

- a. ¿Se cumplió o no la ley de la conservación de la materia? Demuéstrelo con sus datos comparando los pesos de las mezclas antes y después de hacerlas.
- b. ¿Qué factores pudieron afectar sus resultados en caso de no obtener una comprobación de la Ley?
- c. Escriba las ecuaciones y haga los balances estequiométricos respectivos.

Lectura complementaria 3:

ONU: LA RECONVERSIÓN “VERDE” DEL PLANETA COSTARÁ 52 BILLONES DE EUROS [9]

5 de julio de 2011

En los próximos 40 años, algo más de la mitad de esa cifra, equivalente a 1,1 billones de dólares o 700.000 millones de euros anuales, habrá que invertirlos en los países en

desarrollo para cumplir con su creciente demanda de alimentos y energía, de acuerdo con el informe presentado en Ginebra, donde esta semana se celebra la reunión anual del Ecosoc. El subsecretario general de Asuntos Económicos y Sociales de la ONU, Sha Zukang, subrayó la necesidad de llevar a cabo este cambio “lo antes posible” para “poner fin a la pobreza y revertir los efectos catastróficos del cambio climático”. Zukang admitió que la tarea es “ardua”, ya que en la actualidad se invierten al año tan sólo 100.000 millones de dólares en tecnologías ecológicas, y recordó que 30 ó 40 años es muy poco tiempo para lograr una transformación tecnológica de tal envergadura, dado que las principales transiciones anteriores en esta materia ocurrieron en un plazo de 70 o 100 años.

“El cambio tendría el mismo impacto socioeconómico que la primera revolución industrial”, afirmó. En el informe se recuerda que desde la primera revolución industrial la renta mundial y la población se han incrementado exponencialmente, lo que ha conducido a una demanda de energía y a una producción de desechos sin precedentes, que ha llevado al límite la capacidad del planeta de soportar tal carga. Actualmente el 90 por ciento de la energía se genera mediante combustibles fósiles, responsables del 60 por ciento de las emisiones de dióxido de carbono (CO₂). Sin embargo, el 40 por ciento de la humanidad (unos 2.700 millones de personas) depende de combustibles tradicionales de biomasa, como madera, estiércol y carbón, para cubrir sus necesidades energéticas y el 20 por ciento no tiene acceso a la electricidad, principalmente en el África subsahariana.

Según el informe, el cambio hacia energías verdes es “fundamental” para lograr unos niveles de vida decentes en los países en desarrollo, especialmente entre los 1.400 millones de personas que viven en extrema pobreza y los 2.000 millones de personas adicionales que se espera que habiten el planeta para 2050. Para conseguir la seguridad alimentaria de una población mundial en continuo crecimiento, la producción de alimentos debería incrementarse a su vez entre un 70 y un 100 por cien de aquí a 2050, por lo que Zukang destacó la urgencia de elevar la producción agrícola de manera sostenible desde un punto de vista ecológico. Zukang explicó que la agricultura moderna representa alrededor de un 14 por ciento de las emisiones de gases de efecto invernadero y ha causado el 17 por ciento de la deforestación mundial. Según el responsable de la ONU, la revolución de la tecnología ecológica deberá basarse en la cooperación internacional, debido a que la mayoría de las nuevas tecnologías verdes son propiedad de los países avanzados y, por tanto, más costosas para los países en desarrollo. Por ello, abogó por la adaptación de los acuerdos ambientales multilaterales, las normas sobre comercio, las facilidades para la financiación y los derechos de propiedad intelectual para que los países en desarrollo puedan acometer la transformación tecnológica. Zukang consideró que la cumbre de Rio+20, que tendrá lugar en Brasil en junio de 2012, será una oportunidad para llegar a acuerdos en esta materia y para que los países se comprometan a desarrollar políticas en el ámbito nacional que allanen el camino en la reconversión hacia tecnologías verdes.

Cuestionario

- a. ¿Qué conclusiones y qué reflexión le deja el texto?
- b. ¿Estas ideas pueden ser útiles para interpretar otros fenómenos? Explícite cuáles.
- c. ¿Cuáles son las ideas más importantes del texto?
- d. ¿Qué sabe acerca de las emisiones de dióxido de carbono y el impacto que produce en la vida animal?
- e. Construya un mapa mental que describa las ideas más importantes de este texto.

Lectura complementaria 4

SENTANDO LAS BASES DE UN NUEVO CAMPO CIENTÍFICO, LA ECOLOGÍA SONORA [10].

Viernes, 1 abril de 2011

Una iniciativa dentro de la comunidad científica busca establecer un nuevo campo científico que utilice el sonido como una manera de entender los aspectos ecológicos de un paisaje y volver a conectar a las personas con la importancia de los sonidos naturales. Bryan Pijanowski de la Universidad Purdue en Estados Unidos lidera esta iniciativa. La ecología de los paisajes sonoros, como se le ha llamado a ese nuevo campo científico, se centraría en lo que los sonidos pueden decirnos acerca de un área. Los sonidos naturales podrían ser utilizados como un ca-

nario en una mina de carbón. En ese sentido, el “paisaje sonoro” podría ser un primer y fundamental indicador de cambios ambientales no deseados. Dicho paisaje sonoro podría utilizarse para detectar los primeros síntomas de cambios anómalos en el clima de un lugar o en patrones meteorológicos específicos, la presencia de contaminación u otras alteraciones de un entorno.

Por ejemplo, los trinos de conjuntos de aves en el amanecer y el atardecer son muy característicos de cada lugar. Si la intensidad o los patrones de estos coros aviares cambian, existe probablemente algo que causa ese cambio, tal como señala Pijanowski. Los ecólogos, en general, no han sido muy conscientes de hasta qué punto el conjunto de sonidos procedentes de una zona puede ayudar a determinar lo que está sucediendo en su ecosistema. Una parte de la investigación que Pijanowski planea llevar a cabo será capturar los sonidos naturales que se están perdiendo en zonas pobladas por el ser humano y tratar de restaurar su valor para la gente. Tal como él advierte, los sonidos naturales, como el canto de los pájaros, el murmullo de las hojas mecidas por el viento, e incluso la ausencia de ruido, no sólo tienen un significado estético, sino que también pueden darnos información valiosa sobre lo que está sucediendo a nuestro alrededor.

Cuestionario

- a. ¿Qué análisis le supone a ustedes este texto?
- b. ¿Está de acuerdo o no con lo que se propone en este artículo? Justifique y argumente su respuesta

- c. Explique qué quiere decir el autor con la frase “los trinos de conjuntos de aves en el amanecer y el atardecer son muy característicos de cada lugar”.
- d. ¿Qué dice el texto?
- e. ¿Estas ideas pueden ser útiles para interpretar otros fenómenos? Explícite cuáles.
- f. ¿Cuáles son las ideas más importantes?
- g. ¿Para qué le sirve este texto?
- h. Construya un mapa mental que describa las ideas más importantes de este texto.

Actividades complementarias 2: Elaboración de productos industriales

Fórmula y fabricación de shampoo

Objetivo general: Poner en evidencia la aplicación de los procesos químicos experimentales de uso diario en nuestra vida cotidiana.

Objetivos específicos:

- Desarrollar habilidad y destreza para determinar procesos químicos experimentales.
- Desarrollar habilidad para fabricar productos químicos de uso diario.

1. *Información básica.* Si hiciéramos el ejercicio de revisar cuántos productos químicos hemos comprado en el mercado cada quincena o cada mes, nos daríamos cuenta de que por lo menos hay 10 de ellos incluyendo jabones, ceras, productos cosméticos, medicamentos, insecticidas, limpiavidrios, desinfectantes multiusos, ambientadores, desmanchadores y blanqueadores, entre otros. La propuesta del aprendizaje de fabricación de estos productos es con el fin de comprender la aplicación de la química en nuestra vida cotidiana, pero sin olvidar un aspecto muy importante en este proceso de enseñanza - aprendizaje, que a la vez de fortalecer e interiorizar conocimientos, también contribuye a contaminar el planeta y debemos tomar conciencia del caso. Toma apuntes y por favor no olvides que todos estos efectos tienen consecuencia sobre la biosfera y, de manera automática, sobre tu propia vida y salud.

2. *Reactivos:*

| | |
|-------------------------------------|---------|
| Texapon corriente | 1,00 kg |
| Agua destilada | 3,00 L |
| Cloruro de sodio..... | 60 g |
| Bromidox | 4,00 mL |
| Genamid | 4,00 oz |
| Betaina | 2,00 oz |
| Aroma | 5 mL |
| Solución de ácido cítrico 20% | 5,00 mL |
| Color vegetal | 0,1 g |

3. Preparación:

Preparar los materiales limpios, secos y realizar la estandarización de la fórmula para la cantidad de producto que se requiera preparar.

Luego proceda a mezclar de la siguiente forma: mezclar el texapon con 2,00 L de agua destilada, lentamente. Acto seguido, agregar el bromidox, el genamid y la betaina, disolviendo constantemente y suave para evitar la formación de espuma.

En un beaker aparte, se disuelven los 60 g de cloruro de sodio en un 1 L de agua destilada y se agrega a la mezcla anterior poco a poco con agitación constante.

Ajustar el pH con 5,00 mL de la solución del ácido cítrico preparada previamente; se mezcla correctamente.

Agregar el perfume y el color vegetal en la cantidad suficiente para obtener un excelente producto. Dejar reposar y envasar.

| Perfumes sugeridos | Color |
|---------------------------|--------------|
| Fresa shampoo | rojo |
| Herbalis | verde |
| Carnaval | rojo |
| Manzana | verde |
| Manzanilla | amarillo |
| Miel | amarillo |
| Prado verde | verde |
| Durazno | rojo |

Evaluación no.2

Antes de que inicie su evaluación, es recomendable que lea los siguientes artículos científicos publicados en diferentes revistas indexadas y a los que puede acceder a partir de la bases de datos disponibles, con esto buscamos, como autores, que puedas alcanzar una aproximación conceptual completa sobre la aplicación de las técnicas de laboratorio en el campo de investigación dentro de la industria.

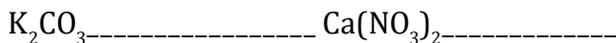
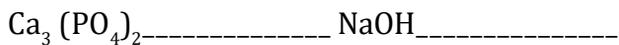
Artículos:

1. C.A. Uthurry, J.A. Suarez Lepe, J. Lombardero, J.R. García Del Hierro, "Ethyl carbamate production by selected yeasts and lactic acid bacteria in red wine", *Food Chemistry*, vol. 94, pp. 262–270, 2006
2. G. Castellar, E. Angulo, A. Zambrano, D. Charris, "Equilibrio de adsorción del colorante azul de metileno sobre carbón activado, Adsorption Equilibrium of Methylene Blue Dye on Activated Carbon", *Revista U.D.C.A., Actualidad & Divulgación Científica*, vol.16, fasc.1, pp. 263-271, 2013. Ed. Educa. ISSN: 0123-4226.

Ahora sí, teniendo en cuenta los procesos experimentales desarrollados en el laboratorio, resuelva las siguientes incógnitas y ejercicios desde su punto de vista.

1. Ejercicios:

Los equivalentes – gramo en 1000 g de las siguientes sustancias son:



2. Completa el siguiente cuadro teniendo como base 2 litros de solución:

| Compuesto | Masa en gramos | Equivalente - gramo | Normalidad | Molaridad |
|------------------------------|----------------|---------------------|------------|-----------|
| H_2SO_4 | 150 | | | |
| Ca(OH)_2 | 200 | | | |
| HCl | 500 | | | |
| NaCl | 1000 | | | |
| KOH | 100 | | | |
| K_2CO_3 | 500 | | | |
| $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ | 300 | | | |
| HClO | 800 | | | |
| HNO_3 | 700 | | | |
| $\text{Ca(NO}_3)_2$ | 600 | | | |
| Al(OH)_3 | 250 | | | |

3. Desarrolla habilidad y destreza en la solución de problemas:
- ¿Cuál será la masa de $\text{Al}(\text{OH})_3$ que se necesita para preparar 900 mL de solución 2,5 normal?
 - Se tienen 3 moles de NaCl para preparar una solución 0,5 molar. ¿Cuántos litros de solución se pueden preparar finalmente?
 - Se requiere preparar 75 mL de una solución 2,5 M de cloruro de amonio (NH_4Cl). ¿Qué cantidad de soluto se requiere?
 - Determine la concentración molal de una solución preparada de con 2,5 moles de un ácido disuelto en 250 mL de agua.
 - Se tienen 5,2 moles de sulfato de calcio en 1,5 litros de solución. ¿Cuál será su concentración molar? ¿Cuál será su normalidad?
 - Se disolvieron 60,0 g de un compuesto no ionizable en 1000 g de agua. El punto de congelación del disolvente disminuyó en $1,02^\circ\text{C}$. Calcule el peso molecular de la sustancia no ionizable. (Dato. $K_c = 1,86$).
 - Cuando se disolvieron 5,17 g de naftaleno (C_{10}H_8), sustancia que no es un electrolito, en 100 g de tetracloruro de carbono (CCl_4), el punto de ebullición del CCl_4 aumentó 2°C . ¿Cuál es la constante ebulloscópica, K_e , del C?

Práctica 9: Ley de las proporciones definidas o constantes

Objetivo general: Comprobar la ley de las proporciones definidas o constantes.

Objetivo específico:

Encontrar la relación matemática como coeficiente en la proporción de los reactivos y productos en la reacción.

1. *Información básica:* La estequiometría es la parte de la química que estudia las relaciones entre las cantidades de las sustancias, las que son determinadas tanto por sus fórmulas como por las ecuaciones que representan sus transformaciones. Para establecer dichas relaciones se utilizan varios principios. Dos de los principales principios son: la ley de la conservación de la materia enunciada por Lavossier, la cual se podría concluir como *“la masa total de las sustancias (reactivos) que intervienen en un cambio, es igual a la masa total de las sustancias después del cambio (productos)”* [11]; y la ley de las proporciones constantes establecida por Proust en 1797, que puede enunciarse como sigue: *“La proporción en que reaccionan dos sustancias es siempre constante para un proceso dado”* [12].
2. *Palabras claves:* masa, reactivos, productos, coeficiente, proporción.
3. Situaciones problemáticas.

Observe detenidamente el siguiente esquema:

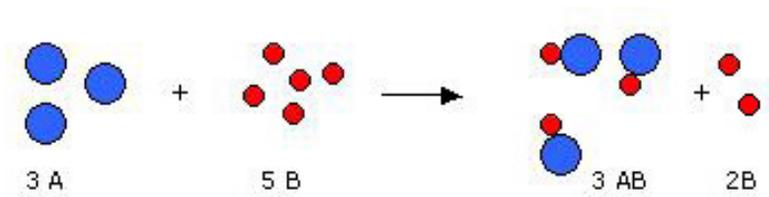


Fig. 10. Esquema de una reacción química.

Con finalidad de comprender el postulado de la ley de Proust, imagine que las esferas de color azul son **átomos de sodio** y los rojos son **cloro**. Teniendo en cuenta lo anterior responda:

- Escribir la ecuación química del proceso.
- La unión entre las partículas azules y las rojas forman un compuesto. Nombre según la nomenclatura I.U.P.A.C.
- ¿Cuál es el porcentaje de átomos de cloro que no reacciona?

1. *Materiales, equipos y reactivos:*



Espátula



Beakers



Pipeta



Tubos de ensayo



Frasco lavador



Gradilla

Reactivos:

Solución de permanganato de potasio al 0.1N, solución de tiosulfato de sodio 0.1N, y ácido sulfúrico concentrado.

2. *Experimentación con variables abiertas:* Coloque en cada uno de los tubos de ensayo de 10 a 50 gotas de la solución acuosa del permanganato de potasio, así: 10 gotas en el primer tubo, 20 gotas en el segundo, 30 en el tercero, 40 en el cuarto y 50 en el último. Rotule y anote dichos números.

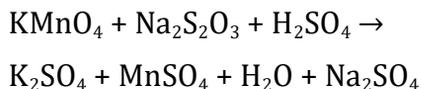
Luego, agregue agua destilada hasta llenar la mitad del tubo y 3 gotas de ácido sulfúrico concentrado. Repita para cada tubo.

Añada después, gota a gota, solución de tiosulfato de sodio, agitando tras agregar cada gota y esperando un tiempo suficiente para ver si desaparece o no el color debido al permanganato. Repita el goteo hasta que la coloración desaparezca definitivamente, anote el número de gotas de tiosulfato de sodio utilizadas. Repita para cada tubo.

| DATOS EXPERIMENTALES |
|-------------------------------|
| Título de la práctica: |
| Docente: |
| Integrantes: |
| Fecha: |

3. Preguntas de evaluación:

En este experimento se puso a reaccionar permanganato de potasio con tiosulfato de sodio en presencia de ácido sulfúrico según la ecuación:



- ¿De qué tipo es la reacción del experimento?
- Balancee la ecuación con base a su fundamentación teórica.
- Complete la siguiente tabla con los datos obtenidos:

| Tubo | No. de gotas de KMnO₄ | No. de gotas de Na₂S₂O₃ | Cociente |
|-------------|---|---|-----------------|
| 1 | | | |
| 2 | | | |
| 3 | | | |
| 4 | | | |
| 5 | | | |

- d. ¿Considera comprobada la ley de las proporciones constantes?
- e. ¿En caso de que no haya obtenido una corroboración de dicha ley para el caso particular estudiado, a qué le atribuye esto?

Práctica 10: Determinación de la estequiometría en una reacción química

Objetivo general: Demostrar y comprobar experimentalmente las leyes ponderales de la materia.

Objetivos específicos:

- Determinar la importancia de los cálculos estequiométricos.
 - Interpretar y aplicar la ley de la conservación de la masa en la realización de cálculos.
 - Comparar las diferentes unidades estequiométricas del Sistema Internacional de Unidades.
1. *Información básica.* La estequiometría se define como el cálculo masa - mol de las cantidades de reactivos y productos en una reacción química, se fundamenta en las leyes ponderales de la materia.

Las ecuaciones químicas se emplean como primer elemento para describir la reacción química, pero antes se debe verificar que la ecuación que se utilice esté correctamente balanceada.

Los coeficientes obtenidos al balancear la ecuación son cantidades que definen y permiten conocer las equivalencias expresadas en átomos; las moléculas o moles entre productos y reactivos; y también por medio de cálculos, posibilitan relacionar la masa de las sustancias que participan en la reacción.

Estos cálculos son fundamentales para la mayor parte del trabajo cuantitativo en química. Una reacción química se detiene cuando se consume totalmente cualquiera de los reactivos, dejando los reactivos en exceso como sobrantes, lo que significa que los moles de producto siempre son determinados mediante los moles presentes del reactivo limitante. Se define como *reactivo límite* al reactivo que es consumido completamente cuando se efectúa una reacción hasta ser completada. Con frecuencia se denomina al reactivo que no es consumido completamente como *reactivo en exceso*.

Cálculo del reactivo límite. Una forma de identificar el reactivo limitante es con el cálculo de la cantidad de producto que se obtiene a partir de la cantidad inicial de cada uno de los reactivos. Los reactivos limitantes producirán menos productos que los reactivos en exceso. Para hacer cálculos estequiométricos cuando hay reactivo limitante, se hace necesario determinar cuál y se recomienda seguir los siguientes pasos:

- a. Escribir las fórmulas correctas de reactivos y productos, y balancear la ecuación química.
- b. Cuando sea necesario, calcular la cantidad de sustancia a partir de la masa o moles de las sustancias cuyos datos estén interpretados en la reacción y determinados en la ecuación.

- c. Identificar al reactivo limitante. Todos los cálculos se realizan con base en la cantidad inicial del reactivo limitante.
- d. Utilizar las razones estequiométricas para calcular la cantidad de sustancia de las sustancias que se desea conocer.
- e. Con la cantidad de sustancia y las masas molares se puede calcular la masa de las sustancias.
- f. El rendimiento teórico de un producto se define como la cantidad máxima de producto que se puede obtener por una reacción a partir de cantidades dadas de reactivos. Cuando una reacción se lleva a cabo en el laboratorio, la masa obtenida, por lo general, no es igual al rendimiento teórico del producto ya que intervienen muchos errores que alteran los resultados; por lo tanto, este producto obtenido es llamado *rendimiento experimental*. Para determinar la eficiencia de una determinada reacción, usualmente se utiliza el porcentaje de rendimiento, el cual describe la proporción del rendimiento experimental con respecto al rendimiento teórico. Para calcularlo se utiliza la razón correspondiente como se indica a continuación:

$$\% \text{Rendimiento} = \frac{(\text{Rendimiento experimental})}{(\text{Rendimiento teórico})} \times 100 \quad (9)$$

El porcentaje de rendimiento puede ser cualquier valor entre 1 y 100. Mientras más cercano a 100 sea, más óptimo será el proceso.

2. *Palabras claves:* mol, masa, ley de conservación de la masa, ley de las proporciones definidas, ley de las proporciones múltiples y reacción química, ecuación química, porcentaje de rendimiento, rendimiento teórico, rendimiento experimental, reactivo límite.
3. *Situaciones problemáticas.*

Analiza la información presentada:

Se procede a mezclar 2 g de sulfato de cobre con 10 mL de agua destilada para obtener una solución acuosa indicada. La solución producida se presenta de un color calipso suave transparente. Siguiendo a esto se procede a separar en dos vasos la solución.



Fig. 11. Sulfato de cobre.



Fig. 12. Solución de sulfato de cobre.

Preparación de una solución:

En un vaso precipitado se vertieron 5 mL de la solución obtenida anteriormente y se agregaron dos gotas de hidróxido de amonio; todo esto de forma

paulatina y agitando. Mientras se agitó la mezcla, ésta empezó a cambiar de color levemente a blanquecino y se dejó reposar por cuatro minutos. Al final de este tiempo, la mezcla empezó a cambiar de color a un celeste y se separó en dos fases, una que precipitó una sal granular de color celeste verdoso y otra que quedó en solución de color celeste claro, desprendiendo un olor típico a amoníaco.



Fig. 13. Precipitado de sulfato de cobre, color celeste verdoso.

Lo siguiente fue agregarle unas gotas más de amoníaco a la solución, provocando una reacción que de nuevo desprendió el característico olor a amoníaco. La nueva solución empieza a cambiar a un color azul más intenso, homogenizándose el contenido.



**Fig. 14. Precipitado de tetramindihidroxido de cobre II.
Cambio de color a azul intenso.**

Interpreta los resultados obtenidos según el análisis realizado.

| | Sustancia Inicial | Sustancia Intermedia | Sustancia Final |
|------------------------------|--|---------------------------------------|---|
| Nombre | Sulfato de cobre | Hidróxido de cobre | Tetramindihidróxido de cobre II |
| Símbolo o fórmula | CuCO_4 | $\text{Cu}(\text{OH})_2$ | $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{OH})_2$ |
| Propiedades físicas 1 | En sólidos cristales de sal de color celeste | Precipitado de color celeste granular | Solución de color azul violáceo intenso |
| Propiedades físicas 2 | En solución acuosa de color celeste homogenizado | | |
| Propiedades físicas 3 | | | |

- Escribe las ecuaciones balanceadas de cada una de las reacciones que ocurren durante el procedimiento.
- Indica los colores de cada uno de los compuestos formados en las reacciones que ocurren durante el procedimiento.
- ¿Cuáles de las sustancias formadas son elementos y cuáles son compuestos?
- Indica el tipo de enlace que forman los compuestos formados en cada una de las reacciones que ocurren durante el procedimiento.

4. Materiales, equipos y reactivos:



Balanza



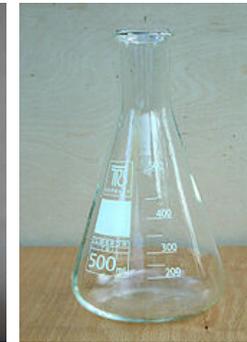
Gradilla



Mechero



Tubos de ensayos



Erlenmeyer



Vidrio reloj



Matraz aforado



Pipetas graduadas



Papel filtro



Trípode



Espátula



Beaker



Horno



Embudo

Reactivos: Nitrato de plomo, yoduro de sodio y agua destilada.

5. *Experimentación con variables abiertas:*

Para el desarrollo de esta experiencia se requiere estandarizar dos soluciones:

- 100 mL de solución de yoduro de potasio 0,50 M
- 100 mL de solución de nitrato de plomo 0,50 M

- a. Averiguar con cuál otro yoduro y con cuál otro nitrato metálico se puede realizar la misma experiencia.

Marcar cinco tubos de ensayo del 1 al 5. Con las pipetas graduadas de 5 mL, transfiera a cada tubo los volúmenes indicados en la tabla.

| TUBO | NaI 0,5 M mL | Pb(NO ₃) ₂ 0,5 M mL |
|------|--------------------|--|
| 1 | 4,0 | 0,5 |
| 2 | 4,0 | 1.0 |
| 3 | 4,0 | 2.0 |
| 4 | 4,0 | 3.0 |
| 5 | 4,0 | 4.0 |

- b. ¿Cuáles cambios significativos se observan al realizar la mezcla? Explique.
- c. Describir cada una de las reacciones que se producen en los 5 tubos de ensayo y deducir por qué las diferencias de moles y cantidades. Sustentar todas tus respuestas.
- d. Una vez analizadas las reacciones en cada tubo de ensayo se procede a filtrar con papel filtro, previamente pesado en seco, con el fin de recoger todo el precipitado que se ha formado en la reacción. ¿Qué sustancia cree que se precipita y por qué? Una vez recogido todo el precipitado en cada tubo de ensayo, abrir con cuidado cada papel filtro y llevarlo a secar en el horno.
- e. Una vez seco el papel filtro, verificar la masa del mismo, anotar y deducir las diferencias realizando los cálculos mol- masa o masa - mol obtenido.

6. Preguntas de evaluación

- a. Calcular el número de moles de nitrato de plomo y yoduro de sodio utilizados en cada uno de los tubos. Haga una tabla.
- b. Hacer un gráfico colocando en el eje de la Y los gramos de yoduro de plomo y en el eje X los mililitros de nitrato de plomo adicionados.
- c. De la gráfica, deducir en cuál de estos tubos hay la cantidad justamente requerida de solución de nitrato de plomo que reacciona con todo el yoduro de sodio.
- d. Utilizando la tabla anterior, determinar la relación de moles de nitrato de plomo a moles de yoduro de sodio. Con base en esta relación, deducir la estequiometría de la reacción y la fórmula del yoduro de plomo.
- e. De acuerdo con la respuesta del punto anterior, ¿cuál es la naturaleza del filtrado? Si a éste se le evapora todo el agua, ¿queda algún residuo? ¿De qué? ¿Cuánto de él? Responder las mismas preguntas para el tubo trabajado.
- f. Se requiere saber cuánta sal, NaCl, hay en una muestra de agua marina, para lo cual se trataron 50 g del agua con un exceso de solución de nitrato de plata, AgNO_3 . El precipitado de AgCl formado se filtra, se lava con agua destilada y luego se seca. Su peso fue de 1,23 g. Calcular el porcentaje (peso a peso) de NaCl presente en el agua marina.

| DATOS EXPERIMENTALES | |
|-------------------------------|--|
| Título de la práctica: | |
| Docente: | |
| Integrantes: | |
| Fecha: | |

Datos:

| Ensayo Número | Volumen NaI ó KI, mL | Volumen Pb(NO ₃) ₂ mL | Moles Pb(NO ₃) ₂ | | Moles NaI (KI) | | Relación: moles NO ₃ ⁻ /moles I ⁻ | Peso de PbI ₂ |
|------------------|----------------------------|--|---|---------|----------------|---------|--|--------------------------------|
| | | | Iniciales | Finales | Iniciales | Finales | | |
| | | | | | | | | |
| 2 | 4 | 1.0 | | | | | | |
| 3 | 4 | 2.0 | | | | | | |
| 4 | 4 | 3.0 | | | | | | |
| 5 | 4 | 4.0 | | | | | | |

Reacciones:

| Tubo N° 1 | Tubo N° 2 | Tubo N° 3 | Tubo N° 4 | Tubo N° 5 |
|---------------------------------|--------------|--------------|--------------|--------------|
| Masa del papel filtro seco | | | | |
| Masa papel filtro + precipitado | | | | |
| Masa del precipitado | | | | |

Análisis cualitativo de las reacciones.

Práctica 11: Ley de difusión de los gases o Ley de Graham

Objetivo general: Comprobar la ley de difusión de los gases establecida por Thomas Graham.

Objetivo específico:

Comparar las velocidades de difusión de dos sustancias.

1. *Información básica.* La teoría cinética de los gases propone que un gas está compuesto de moléculas que están separadas por distancias mucho mayores que sus propias dimensiones. Las moléculas pueden considerarse como puntos, es decir, poseen masa pero tienen un volumen insignificante. Las moléculas de los gases están en continuo movimiento en dirección aleatoria y con frecuencia chocan unas con otras, además, las moléculas de los gases no ejercen entre sí fuerzas de atracción o de repulsión. La energía cinética promedio de las moléculas es proporcional a la temperatura del gas en Kelvin.

La teoría cinética de los gases propone que dos sustancias gaseosas de masas

moleculares m_1 y m_2 poseen velocidades moleculares v_1 y v_2 , tales que, en las mismas

condiciones de presión, temperatura y volumen:

$$\frac{1}{2}m_1v_1^2 = \frac{1}{2}m_2v_2^2 \quad (10)$$

Donde se deduce que:

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{m_2}{m_1}} \quad (11)$$

La relación entre las velocidades de dos moléculas es igual a la raíz cuadrada de la relación inversa de sus masas. Graham observó que la velocidad de difusión de los gases era inversamente proporcional a la raíz cuadrada de la densidad del gas. Si la velocidad de difusión es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de la masa molecular, entonces la Ley de Graham está de acuerdo con la deducción que se ha hecho a partir de la teoría cinética de los gases.

2. *Palabras claves:* molécula, difusión, densidad, masa, energía cinética.
3. *Situaciones problémicas.*

Durante un experimento se utilizaron globos de un material poroso que se llenaron bajo las mismas condiciones, uno de ellos con gas hilarante (N_2O) y el otro con un gas tóxico, que es lacrimógeno al ser inhalado. Cada globo tenía un volumen de 5,00 L al comenzar el experimento. El globo con el gas hilarante se desinfló en 130,0 segundos y el otro se desinfló en 215,6 segundos.

- a. Determine la masa molar del gas tóxico.

- b. Una persona que estaba en la puerta del laboratorio al comenzar el experimento, presenta cierto malestar después de cierto tiempo. ¿Qué se sentirá primero: un lagrimeo o ganas de reírse sin motivo? Justifique su respuesta.

4. *Materiales, equipos y reactivos:*



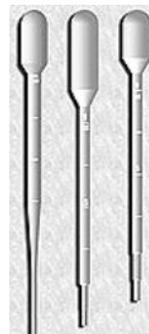
Tubo de vidrio



Soporte universal



Cinta métrica



Goteros

5. Experimentación con variables abiertas

Primero se debe limpiar cuidadosamente el interior del tubo con agua destilada y el exterior con papel absorbente. Luego se debe medir con precisión la longitud del tubo de vidrio y armar el sistema como se muestra en la Fig. 15.



Fig. 15. Montaje Ley de Graham

Se colocan dos motas de algodón del mismo tamaño en los extremos opuestos del tubo. Con un gotero, se agregan 2 mL de solución concentrada de NH_3 al algodón de un extremo y simultáneamente la misma cantidad de HCl concentrado en el otro extremo. Posteriormente se ubican los corchos en cada extremo del tubo. En este punto se inicia el registro del tiempo hasta la aparición de un anillo que indica el punto de contacto de ambas sustancias. Con una cinta métrica se mide la distancia desde el centro del anillo hasta los extremos del tubo. De acuerdo con lo establecido anteriormente, proponga dos sustancias con las cuales trabajará para comprobar la ley de difusión de los gases.

| DATOS EXPERIMENTALES | |
|------------------------|--|
| Título de la práctica: | |
| Docente: | |
| Integrantes: | |
| Fecha: | |

Longitud del tubo: _____

Diámetro del tubo: _____

| | HCl | NH ₃ | Sustancia X | Sustancia Y |
|------------------------------|-----|-----------------|-------------|-------------|
| Distancia recorrida (cm) | | | | |
| Tiempo (s) | | | | |
| Velocidad de difusión (cm/s) | | | | |
| Masa molecular | | | | |

6. Preguntas de evaluación:

- a. De acuerdo con las relaciones entre velocidad, masa y densidad, ¿concedan los resultados obtenidos con lo que predice la Ley de Graham? Argumente su respuesta.
- b. Escribir la reacción que ocurre al momento en que los gases reaccionan.

- c. ¿Cómo se aplica la Ley de Graham a los líquidos?
- d. Un gas inflamable compuesto sólo por carbono e hidrógeno se efunde a través de una barrera porosa en 1,50 min. En las mismas condiciones de temperatura y presión, un volumen igual de vapor de bromo tarda 4,73 minutos en efundirse a través de la misma barrera. Calcule la masa molar del gas desconocido y sugiera que gas podría ser.
- e. Un gas de masa molar desconocida y una muestra de O_2 se encuentran en recipientes separados mantenidos en las mismas condiciones. Se dejan efundir ambos gases y se observa que la efusión de 1,00 litro del gas demora 72 segundos, mientras que la efusión de 1,00 litro de oxígeno demora 28 segundos. Determine la masa molar del gas.

Manejo sostenible de los residuos generados: una aplicación de la química verde

El manejo de los residuos peligrosos que se generan durante las prácticas habituales en un laboratorio de química debe ser revisado y tenido en cuenta por ser éste un aspecto importante en el compromiso social y académico con el desarrollo sostenible.

Como referente de este manual, la legislación colombiana en el Decreto 1713 de 2013 define *residuo*:

Es cualquier objeto, material, sustancia o elemento sólido, semisólido, líquido o gaseoso resultante del consumo o uso de un bien en actividades domésticas, industriales, comerciales, institucionales o de servicios, que el generador abandona, rechaza o entrega y que es susceptible de aprovechamiento o transformación en un nuevo bien, con valor económico o de disposición final [13].

En un laboratorio de química es normal generar varios tipos de residuos, la mayoría de los cuales tienen características especiales. Éstos se pueden clasificar según su grado de descomposición en aprovechables (reciclables y reutilizables) y no aprovechables (basura). Todo laboratorio debe contar con canecas o recipientes adecuados para los residuos sólidos comunes y para residuos sólidos peligrosos.

Pero como no todos los residuos que se generan son sólidos, la mayoría en realidad son soluciones acuosas o mezclas con solventes orgánicos, los cuales teniendo en cuenta sus características, se clasifican como residuos peligrosos o RESPEL.

La legislación ambiental colombiana en el Art.3 de la Ley 1252 de 2008 define *residuo peligroso* como:

Aquel residuo o desecho que por sus características corrosivas, reactivas, explosivas, tóxicas, inflamables, infecciosas o radiactivas, puede causar riesgos, daños o efectos no deseados, directos e indirectos a la salud humana y el ambiente.

La legislación ambiental colombiana en el Art. 3 de la Ley 1252 de 2008 define *residuo peligroso* como:

Aquel residuo o desecho que por sus características corrosivas, reactivas, explosivas, tóxicas, inflamables, infecciosas o radiactivas, puede causar riesgos, daños o efectos no deseados, directos e indirectos a la salud humana y el ambiente. Así mismo, se considerarán residuos peligrosos los empaques, envases y embalajes que estuvieron en contacto con ellos [14].

Los RESPEL no deben disponerse de forma convencional (por el desagüe o en canecas de residuos comunes) porque se constituyen en contaminantes del medio ambiente. Por esta razón es importante adoptar buenas prácticas de laboratorio que incluyan la correcta disposición y clasificación de los residuos generados durante las mismas. No hay un único método para tratar dichos residuos, no obstante, pueden diseñarse estrategias puntuales, según las necesidades, en las cuales se aplican los principios de la química y el sentido común.

En el marco de la transformación de la institución hacia una universidad sostenible, se propone una estrategia para el manejo “in situ” de algunos de los residuos peligrosos generados al realizar prácticas académicas en el laboratorio de química. En principio, lo que debe hacerse es tratar de minimizar los desechos, lo cual se logra reduciendo la cantidad de reactivos utilizados en los experimentos, sin que se pierda el carácter científico y creativo de la práctica.

No todos los desechos son igualmente peligrosos o se tratan de la misma manera, por lo tanto, es importante enseñarle al estudiante a poner los desechos en el sitio previamente determinado por el profesor o el auxiliar a cargo del laboratorio. No es correcto arrojar los residuos por el desagüe a menos que se especifique de esta manera. Es necesario almacenarlos en frascos o recipientes debidamente rotulados y en un lugar dispuesto para ello en el laboratorio hasta que se determine el curso de acción, tal como se observa en la figura 16.



Fig. 16. Ejemplo de recipientes para almacenar los RES-PEL del laboratorio de química.

Al finalizar cada una de las prácticas de este manual se propone que se separen y dispongan los residuos teniendo en cuenta las características de los mismos y las siguientes recomendaciones:

- **Ácidos y bases.** Se refiere a residuos de ácidos y bases inorgánicas y sus sales. Éstos se deben separar en unos contenedores debidamente rotulados según el pH, ácidos (<7) en un recipiente y básicos (>7) en otro. Se deben cuantificar, neutralizar y diluir antes de ser agregados al desagüe. Como agentes neutralizantes se pueden utilizar el carbonato de calcio, soluciones diluidas de hidróxido de sodio y de ácido clorhídrico, según el caso.
- *Metales pesados y agentes oxidantes.* Considerando la peligrosidad de éstos y su difícil manipulación, en estas prácticas de laboratorio se limita al mínimo posible el uso de sustancias que los contenga. Los compuestos de cromo (cromato de potasio, dicromato de potasio), manganeso (permanganato de potasio) y plomo (nitrate de plomo) son cancerígenos. La estrategia en este caso consiste en separar los residuos que los contengan en recipientes adecuados y rotularlos para ser entregados a una empresa debidamente certificada en el manejo de los RESPEL.
- *Compuestos orgánicos.* Teniendo en cuenta que las cantidades de solventes que se utilizan en el laboratorio son pequeñas, se recomienda almacenarlos en recipientes debidamente rotulados hasta disponer de la cantidad suficiente para su recuperación o disposición final. Los solventes orgánicos se deben recuperar por destilación a reflujo en la medida de lo posible. Los demás productos de reacciones de caracterización serán entregados a una empresa debidamente certificada en el manejo de los RESPEL.

Estas recomendaciones generales serán modificadas o ampliadas según el criterio del docente encargado de la práctica, pero siempre contando con la participación del auxiliar del laboratorio y de los estudiantes como actores importantes en una acción local con efecto global en el proceso de convertir a la Universidad de la Costa en una universidad sostenible o en un “green campus” [15].

Bibliografía

- [1] Tuning América Latina, *Competencias genéricas y específicas*, 2014. [En línea]. Disponible en: <http://tuning.unideusto.org/tuningal/index.php?option=content&task=view&id=216&Itemid=245>
- [2] C.E. Garrido P, *Manual de Laboratorio Química General*, 1 Ed. Universidad del Atlántico, Vol. 1, p. 150, 1985. [En línea]. Disponible: <http://www.uniatlantico.edu.co/uatlantico/>
- [3] Lectura del volumen de un líquido contenido en una probeta. Tomado de: http://www.conevyt.org.mx/cursos/cursos/cnaturales_v2/interface/main/recursos/antologia/cnant_3_03.htm
- [4] Mechero de Bunsen. Tomado de: <https://www.tplaboratorioquimico.com/laboratorio-quimico/materiales-e-instrumentos-de-un-laboratorio-quimico/mechero-bunsen.html>
- [5] Emilio de Benito Cañizares, *Más duro que el diamante*. [Entrada de blog]. Blog SIENCYA©, enero 18, 2013. Disponible en: http://sociedad.elpais.com/sociedad/2013/01/18/actualidad/1358524083_564086.html
- [6] Universidad Rey Juan Carlos, *Crear objetos con comportamiento deseado es posible*. Vicerrectorado de investigación. Unidad de Cultura Científica y de la Innovación, UCCI. [En línea]. Disponible en: <http://www.ucci.urjc.es/crear-objetos-con-comportamiento-deseado-es-posible/>

- [7] Clavo oxidado. Tomado de <http://www.masoportunidades.com.ar/aviso/3586272-clavo-oxidado-desgaste-de-intemperie-disponible-en-buenos-aires>
- [8] G. Garzón, *Fundamentos de química general con manual de laboratorio*. México: Editorial McGraw-Hill, 2001.
- [9] Organización de las Naciones Unidas -ONU, *La reconversión "verde" del planeta costará 52 billones de euros*, 5 de julio de 2011. [En línea]. Disponible en: <http://www.caracol.com.co/noticias/ecologia/onu-la-reconversion-verde-del-planeta-costara-52-billon-de-euros/20110705/nota/1500006.aspx>.
- [10] *Sentando las Bases de un Nuevo Campo Científico: La Ecología Sonora*, 1 abril de 2011. [En línea] Disponible en: <http://noticiasdelaciencia.com/not/783/sentando-las-bases-de-un-nuevo-campo-cientifico-la-ecologia-sonora/>
- [11] L. Galagovsky , M. Di Giacomo , S. Alí, “Estequiometría y ley de conservación de la masa: lo que puede ocultar la simplificación del discurso experto,” *Ciência & Educação (Bauru)*, vol. 21, no.2, *Bauru abr.- jun.* 2015. Tomado de: <http://dx.doi.org/10.1590/1516-731320150020006> .
- [12] Daub, González, Nieto y Seese, *Química*, México: Editorial Pearson, 2010, pp. 62-66.
- [13] Ministerio de Ambiente, Vivienda y Desarrollo Territorial, *Decreto 1713 de 2002*, [En línea]. Disponible en: http://www.minambiente.gov.co/documentos/dec_1713_060802.pdf

- [14] Ministerio de Ambiente, Vivienda y Desarrollo Territorial, *Ley 1252 de 2008*. [En línea]. Disponible en: http://www.minambiente.gov.co/documentos/normativa/ley/ley_1252_271108.pdf
- [15] F. Bernal, C. Herrera y S. Valbuena, “Manual para el manejo de los RESPEL del Laboratorio de Química”, Trabajo de investigación, Dpto. de Ciencias Básicas, Universidad de la Costa, Barranquilla: Educosta, 2015. [En línea] Disponible en: <http://repositorio.cuc.edu.co/xmlui/handle/11323/770>

FUNDADORES
CORPORACIÓN UNIVERSIDAD DE LA COSTA CUC

EDUARDO CRISSIEN SAMPER
RUBÉN MAURY PERTUZ (q.e.p.d.)
NULVIA BORRERO HERRERA
MARÍA ARDILA DE MAURY
RAMIRO MORENO NORIEGA
RODRIGO NIEBLES DE LA CRUZ (q.e.p.d.)
MIGUEL ANTEQUERA STAND

PERSONAL DIRECTIVO
CORPORACIÓN UNIVERSIDAD DE LA COSTA CUC

TITO JOSÉ
CRISSIÉN BORRERO
Rector

HERNANDO
ANTEQUERA MANOTAS
Vicerrector Financiero

MARIO MAURY ARDILA
Director Departamento
de Posgrados

ALFREDO GÓMEZ VILLANUEVA
Decano Facultad de Arquitectura

FEDERICO
BORNACELLI VARGAS
Secretario General

JAVIER MORENO JUVINAO
Decano Facultad de
Ciencias Económicas

GLORIA CECILIA
MORENO GÓMEZ
Vicerrectora Académica

ALFREDO PEÑA SALOM
Decano Facultad de Derecho

HENRY MAURY ARDILA
Vicerrector de Investigaciones

FAIRUZ VIOLET
OSPINO VALDIRIS
Decana Facultad de Ingeniería

JORGE MORENO GÓMEZ
Vicerrector de Extensión

JAIME DÍAZ ARENAS
Vicerrector Administrativo

NADIA JUDITH
OLAYA CORONADO
Decana Facultad de
Ciencias Ambientales

ROSMERY TURBAY MIRANDA
Vicerrectora de Bienestar

SANDRA VILLARREAL VILLA
Decana Facultad de Humanidades

DANIEL JESÚS ALCÁZAR FRANCO

Docente investigador, licenciado en Biología y Química, Químico Farmacéutico; Especialista En Computación para la Docencia y en Química Orgánica Avanzada. Magister En Ciencias Química y Doctorando en Ciencias Química. Con experiencia en Investigación formativa. Se caracteriza por su vocación y dedicación a su labor docente.

FABIO ARMANDO FUENTES GANDARA

Biólogo, especialista en Estudios Pedagógicos y Magíster en Ciencias Ambientales, con experiencia por más de seis años en el sector educativo en las asignaturas de Biología, Química y Metodología de la Investigación. Actualmente se desempeña como docente tiempo completo de Química Inorgánica I y II adscrito a la facultad de Ciencias Ambientales de la Universidad de la Costa. Cinco años de experiencia en análisis ambientales, con énfasis en evaluaciones de las concentraciones de metales pesados en especies ícticas, agua y sedimento. Ha participado en procesos de investigación asociados al grupo de investigación de Aguas, Química Aplicada y Ambiental de la Universidad de Córdoba desde el 2011.

MÁXIMO ALFONSO GALLARDO MERCADO

Ingeniero Químico con estudios de Maestría en Ing Ambiental. Especialista en Docencia Universitaria, profesor Asociado III de la Universidad del Magdalena (Colombia) donde además desempeñó la dirección del Departamento de Química y del Laboratorio de la misma área. Catedrático de la Universidad de la Costa en las aéreas de Química General teórica y práctica.

CLAUDIA PATRICIA HERRERA HERRERA

Ingeniero Químico de la Universidad del Atlántico. Especialista en Estudios Pedagógicos de la Universidad de la Costa. Magister en Gestión y Auditorías Ambientales de la Universidad Internacional Iberoamericana. Docente Tiempo completo de la Facultad de Ciencias Ambientales de la Universidad de la Costa, CUC, con más de 8 años de experiencia docente en el área de Química, impartiendo las asignaturas de Química Inorgánica, Química Orgánica, sus respectivos laboratorios, Bioquímica y Química Analítica. Con experiencia en Investigación formativa. Miembro del grupo de investigación GESSA. Líder del semillero Química Verde, que apunta hacia procesos más limpios, productos amigables con el medio ambiente y fomentar una conciencia en la comunidad educativa, que apunte al desarrollo sostenible.

ISABEL LINARES DE MORENO

Ingeniero Químico - Universidad del atlántico; Magister en Ingeniería Química. Experiencia en el campo de la docencia en áreas como: Química y laboratorio de química, calidad y tratamiento del agua potable, materiales de ingeniería e impacto ambiental. Cargos administrativos en coordinación académica con convenios institucionales. Amplios conocimientos en ingeniería química, ingeniería sanitaria y ambiental y estudios pedagógicos. Dinámica, perseverante, proactiva, con disposición para el aprendizaje, habilidades para el trabajo en equipo, buenas relaciones interpersonales, actitud Investigativa y comprometida con la excelencia.

SANDRA MARGARITA VILLARREAL VILLA

Doctorante en Ciencias De La Educación en la Universidad del Norte, Magister en educación de la Universidad del Norte. Especialista en Docencia Universitaria. Especialista en Informática y telemática, Licenciada en Ciencia de la Educación Especialidad Biología y Química, Docente en educación Secundaria y Media Académica, Educación superior pregrado y posgrado. Profesional interdisciplinaria con capacidad investigativa en el campo de la educación.

ALEJANDRA MARÍA ZAMBRANO ARÉVALO

Licenciada en Biología y Química, especialista en Química Orgánica y Magíster en Ciencias Química. Actualmente se desempeña como docente Tiempo completo adscrita a la Facultad de Ingeniería de la Universidad de la Costa, CUC. Enseña las asignaturas de Química General, Química Inorgánica y sus Laboratorios. Con experiencia en formación e investigación por más de 5 años. Línea de investigación en caracterización de materiales.