



UNIVERSIDAD DE NARIÑO

MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO DE QUÍMICA FUNDAMENTAL I

PROGRAMA DE QUÍMICA

PROFESOR: Yaneth Gabriela Misnaza Rodríguez



2019

Contenido

	Pág.
INTRODUCCIÓN.....	4
A. NORMAS GENERALES DE HIGIENE Y SEGURIDAD EN LOS LABORATORIOS	5
B. TOMA DE DATOS Y PRESENTACIÓN DE RESULTADOS	9
B.1. Cuaderno de laboratorio. Elaboración de un Pre-informe	9
B.2. Manejo de datos experimentales	12
B.2.1. Incertidumbre de las mediciones	12
B.2.2. Exactitud y precisión	12
B.2.3. Cifras significativas	13
B.2.4. Redondeo de Cifras	13
B.2.5. Notación Científica	14
B.2.6. Referencias Bibliográfica.....	14
Chang, R. (2007). Química. Mc. Graw Hill. 9th edición. China.	14
C. ELABORACIÓN DE INFORMES	15
1. TALLER GUÍA DE RECOMENDACIONES PARA LA ELABORACIÓN DE INFORMES.....	18
1.1. Objetivos	18
1.2. Introducción	18
1.3. El artículo científico.	19
A. Título del experimento.....	19
B. Resumen	20
C. Palabras Claves O Key Words.....	20
D. Introducción	20
E. Metodología	21
F. Resultados	21
G. Discusión De Los Resultados	22
H. Conclusiones	22
I. Respuestas A Cuestionario.....	23
J. Bibliografía.....	23
1.4. Preguntas	23

2.	Práctica N° 1. RECONOCIMIENTO DE ESPACIO-MATERIAL BÁSICO DE LABORATORIO-MANEJO Y DISPOSICIÓN DE SUSTANCIAS QUÍMICAS.....	24
3.	Práctica N° 2. MEDICIÓN EN EL LABORATORIO: MASA, VOLUMEN, TEMPERATURA Y DENSIDADES .	34
4.	Práctica N° 3. CAMBIOS FÍSICO Y CAMBIOS QUÍMICOS.....	44
5.	Práctica N° 4. MÉTODOS DE SEPARACIÓN I: DECANTACIÓN, FILTRACIÓN, SUBLIMACIÓN Y EVAPORACIÓN	52
6.	Práctica N° 5. MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS II: DESTILACIÓN Y CROMATOGRAFÍA DE PAPEL.....	61
7.	Práctica N° 6: LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MATERIA. CICLO DEL COBRE	77
8.	Práctica N° 7. PREPARACIÓN Y ESTANDARIZACIÓN DE SOLUCIONES: TITULACIÓN ÁCIDO-BASE	83
9.	Práctica N° 8. TITULACIONES: POTENCIOMÉTRICA Y REDOX	94
10.	Práctica N° 9. Estudio y obtención de gases	104

INTRODUCCIÓN

El laboratorio de Química es un espacio creado para que los investigadores, científicos y estudiantes aprecien un mundo de experimentación, creatividad e investigación, el cual puede convertirse en un lugar riesgoso y peligroso en la medida que las personas que trabajan en él desconozcan o ignoren las normas básicas referentes al manejo de las sustancias, implementos de seguridad, los materiales y las técnicas que allí se utilizan. Por lo tanto, el propósito del curso de LABORATORIO DE QUÍMICA FUNDAMENTAL I es familiarizar al estudiante con el trabajo a nivel básico que se realiza en un laboratorio. Muchos de los bachilleres que llegan a la Universidad de Nariño desconocen o han tenido muy poca experiencia en laboratorios, por lo que ignoran el manejo correcto de los materiales y equipos útiles para el estudio de la química, y para un estudiantes de Química el trabajo en el laboratorio es un importante componente para su desempeño académico durante su carrera, y posteriormente, un buen desempeños profesional.

Este manual de laboratorio, está enfocado hacia estudiantes de que estén cursando la asignatura QUÍMICA FUNDAMENTAL I del programa de Química, y priorizaran conceptos para comprender y apropiarse de los conceptos básicos de las técnicas básicas empleadas en el trabajo de laboratorio. También sirve como herramienta para que el estudiante pueda discriminar las observaciones con carácter científico de los fenómenos tratados en cada una de las prácticas, y de obtención de información, la correcta recolección de los datos que conduzcan a una buena elaboración de una informe.

A. NORMAS GENERALES DE HIGIENE Y SEGURIDAD EN LOS LABORATORIOS

Los laboratorios de Química involucran una serie de *factores de riesgo* relacionados básicamente con las operaciones que allí se realizan y con los productos que se manipulan. Para lograr un desempeño seguro, es necesario la adopción de un conjunto de normas de conducta que deben seguirse estrictamente a manera de protocolo.

Es de vital importancia tener en cuenta que la infracción de cualquiera de estas normas o la desatención a las recomendaciones, pondrá en riesgo la salud y la vida tanto para quien realiza el experimento, como para las demás personas que se encuentran trabajando en el laboratorio.

A continuación se describen las diferentes normas a tener en cuenta cuando se trabaja en un laboratorio de Química:

A. NORMAS GENERALES

- Antes de entrar a un laboratorio de Química debe ubicar las salidas de emergencias, los elementos de seguridad (duchas, lavajos, botiquín, extintores, etc), recipientes de residuos y las normas de trabajo.
- Está prohibido fumar, comer o beber durante su permanencia en el laboratorio de Química.
- Siempre utilice una bata blanca de manga larga y siempre debe tenerla bien abrochada, así protegerá su ropa.
- Siempre utilice gafas de seguridad para trabajar en el laboratorio de Química
- Guarde sus prendas de abrigo y los objetos personales en un armario o taquilla y no los deje nunca sobre la mesa de trabajo.
- No lleve bufandas, pañuelos largos ni prendas u objetos que dificulten su movilidad.
- Procure no andar de un lado para otro sin motivo y, sobre todo, no corra dentro del laboratorio.
- Si tienes el cabello largo, debe recogerlo. Se recomienda el uso de gorro o cofia para la protección de su cabello.
- Su mesón de trabajo debe estar vacío, evite llevar al laboratorios libros u objetos que no necesite y que puede entorpecer su trabaja. Únicamente lleve su cuaderno de laboratorio.
- Utilice siempre guantes de nitrilo y de uso personal.
- No pruebe ni ingieras los productos obtenidos en el laboratorio.
- Nunca pipetee con la boca. Para ello utilice o fabrique una propipeta.
- En caso de producirse un accidente, quemadura o lesión, comuníquelo inmediatamente al profesor.
- Ubique el lugar dónde se encuentra ubicado el botiquín.
- Siempre mantenga el área de trabajo limpia y ordenada.
- Hay que lavarse las manos y quitarse la bata antes de salir del laboratorio.
- Nunca entre en estado de alicoramiento o en condiciones mentales no aptas para trabajar con reactivos químicos.

B. NORMAS PARA MANIPULAR INSTRUMENTOS Y PRODUCTOS

- Antes de manipular un aparato o montaje eléctrico, debe desconectarlo de la red eléctrica.
- No ponga en funcionamiento un circuito eléctrico o equipo sin que el profesor haya revisado la instalación.
- No utilice ninguna herramienta, equipo o instrumento sin conocer su uso, funcionamiento y normas de seguridad específicas.
- Maneje con cuidado el material frágil, por ejemplo, el vidrio. Recuerde que ese material bajo su cuidado, por lo tanto debe responder por ello ante el personal del depósito de Vidriería.
- En caso de accidentes, informa al profesor del material roto o averiado, o las posibles heridas presentadas.
- Observe cuidadosamente las señales de seguridad dentro del laboratorio y los pictogramas de peligrosidad que aparecen en los frascos de los productos químicos.
- Al acabar la práctica, limpie y ordene el material y el espacio utilizados.
- Si por accidente algún reactivo químico le salpica, lave la zona afectada con abundante agua. Si salpica el mesón, límpielo con agua y sécala después con un paño.
- Evite el contacto con fuentes de calor. No manipule cerca de ellas sustancias inflamables.
- Para sujetar el instrumental de vidrio y retirarlo del fuego, utilice las pinzas suministrado por el auxiliar de laboratorio. Cuando caliente los tubos de ensayo con la ayuda de dichas pinzas, procure darles cierta inclinación. Nunca mire directamente al interior del tubo por su abertura ni dirija esta hacia algún compañero.
- Todos los productos inflamables deben almacenarse en un lugar adecuado y separados de los ácidos, las bases y los reactivos oxidantes.
- Los ácidos y las bases fuertes deben manejarse con mucha precaución, ya que la mayoría son corrosivos y, si caen sobre la piel o la ropa, pueden producir heridas y quemaduras importantes.
- Si tiene que mezclar algún ácido (por ejemplo, ácido sulfúrico) con agua, añada el ácido sobre el agua, nunca al contrario, pues el ácido «saltaría» y podría provocarle quemaduras en la cara y los ojos.
- No deje destapados los frascos ni aspire su contenido. Muchas sustancias líquidas (alcohol, éter, cloroformo, amoníaco...) emiten vapores tóxicos.
- Si trabaja con reactivos fumeantes, es necesario que los trabaje en la campana de extracción.
- Evite el contacto de los productos químicos con la piel. No pipetear con la boca, utilice embudos para trasvasar líquidos y propipetas.
- En los montajes de reflujo y destilación debe añadir el germen de ebullición (plato poroso) en frío, las juntas esmeriladas deben estar bien ajustadas. No abandone nunca el puesto de trabajo mientras se esté llevando a cabo alguna reacción, destilación o medida.
- Asegure de la desconexión de aparatos, agua y gases al finalizar.

C. NORMAS PARA RESIDUOS

La Jefatura de Laboratorios de la Universidad de Nariño, ha dispuesto en el laboratorio contenedores debidamente etiquetados donde debe introducir los residuos generados. Antes de clasificar los residuos pregunte al auxiliar del laboratorio.

D. NORMA DE EMERGENCIA

En caso de tener que evacuar el laboratorio, cierre la llave del gas y salga de forma calmada y ordenada siguiendo en todo momento las instrucciones que haya impartido el Profesor. Localice al iniciar la sesión de prácticas los diferentes equipos de emergencia en el correspondiente laboratorio: Duchas y lavajos, Extintores, Botiquín, entre otros. Nunca use el ascensor en caso de emergencia.

E. PICTOGRAMAS DE SEGURIDAD DE LOS REACTIVOS QUÍMICOS

Los pictogramas son símbolos que se están estampados en las etiquetas de los productos químicos y que sirven para dar una percepción instantánea del tipo de peligro que implica uso, manipulación, transporte y almacenamiento de estos.

Estos pictogramas están diseñados para ser intuitivos y advertirle sobre una posible amenaza. Sin embargo, son solo una parte de un sistema de clasificación y etiquetado universal más grande que identifica y clasifica productos químicos peligrosos. Es el Sistema Global Armonizado de clasificación y etiquetado de productos químicos (SGA) o *Globally Harmonized System of Classification and Labelling of Chemicals* (GHS).

La forma en que funciona el sistema es simple. Una vez que un producto químico se clasifica en un país como carcinógeno, tóxico o inflamable de acuerdo con los criterios del SGA, se etiqueta y luego se identifica como tal en todos los países que usan el sistema. Ya son 68 países los que disfrutan del mismo nivel de protección gracias a estos criterios de clasificación acordados universalmente, que incluye pictogramas reconocibles al instante, palabras de advertencia y declaraciones de peligro. Estos identifican el grado y el nivel del peligro del producto químico, desde el de un irritante de la piel hasta el posible daño a un órgano. Por lo tanto, cualquiera que fabrique, almacene, transporte, manipule o utilice estos productos químicos puede identificar los riesgos planteados y aplicar las medidas de protección adecuadas.



		bombona de gas	Gases a presión en un recipiente (gases comprimidos, licuados o disueltos). Algunos pueden explotar con el calor. Los licuados refrigerados pueden producir quemaduras o heridas relacionadas con el frío, son las llamadas quemaduras o heridas criogénicas.
		Calavera con tibias	Tóxicos: sustancias y preparados que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea en pequeñas cantidades producen efectos adversos para la salud. Pueden provocar náuseas, vómitos, dolores de cabeza, pérdida de conocimiento e, incluso, la muerte.
		Corrosión	Corrosivos. Pueden causar daños irreversibles a la piel u ojos, en caso de contacto o proyección.
 Xn Nocivos Xi Irritantes		Exclamación	Producen efectos adversos en dosis altas. También pueden producir irritación en ojos, garganta, nariz y piel. Provocan alergias cutáneas, somnolencia y vértigo.
		Peligro por la salud	Pueden ser: Cancerígenos (pueden provocar cáncer), Mutágenos (pueden modificar el ADN de las células), Tóxicos para la reproducción, Pueden modificar el funcionamiento de ciertos órganos, como el hígado, el sistema nervioso, etc., provocar alergias respiratorias o entrañar graves efectos sobre los pulmones.
 N		Medio ambiente	Peligroso para el medio ambiente: presentan o puedan presentar un peligro inmediato o futuro. Provocan efectos nefastos para los organismos del medio acuático (peces, crustáceos, algas, otras plantas acuáticas, etc.) Símbolo en el que no suele existir la palabra de advertencia pero, cuando existe, es siempre: "Atención".

B. TOMA DE DATOS Y PRESENTACIÓN DE RESULTADOS

B.1. Cuaderno de laboratorio. Elaboración de un Pre-informe

El cuaderno de laboratorio es una herramienta de gran importancia dentro del trabajo experimental. Los apuntes que en él se registren son la base, junto con la guía original de la práctica, para la elaboración del informe. Es por ello, que un cuaderno organizado, donde se consigne de forma clara, detallada y completa los datos, observaciones, y decisiones, facilita la interpretación de los resultados y la elaboración del informe.

Cada estudiante debe llevar un cuaderno exclusivo para realizar los pre-informes de laboratorio, el cual debe estar numerado. Este pre-informe se debe realizar antes de llevar a cabo la práctica, con el fin de garantizar que el estudiante ha adquirido el conocimiento necesario de lo que se va a hacer en el laboratorio. Es preferible utilizar cuadernos de hojas no removibles; no arrancarle las hojas, ni siquiera aquellas que contienen información que se considera errada. Si se registran datos erróneos estos no deben ser tachados ya que a menudo resultan útiles para efectos de comparación o porque no eran errados como se les consideró en un principio. Para significar que estos son resultados dudosos es suficiente cruzarlos con una línea.

Las anotaciones deben hacerse directamente sobre el cuaderno, nunca en hojas sueltas o borradores para pasarlas luego a limpio.

Si usted no elabora el pre-informe, no realizará las actividades relacionadas con la práctica.

El pre-informe está constituido por:

1. **Número y Título de la práctica**
2. **Objetivos de la práctica**

Debe redactar los objetivos de la guía con sus propias palabras. Los verbos a emplear deben estar en infinitivo, es decir, terminar en ar, er o ir.

3. **Fundamento teórico**

Esta sección es un complemento de la introducción de la guía. Se define al fundamento teórico como la explicación basada en ideas que están relacionadas con el tema a tratar en la respectiva guía de laboratorio. Es una revisión crítica de los elementos teóricos que sirven de marco de referencia en una investigación. Para elaborar un buen fundamento teórico se requiere examinar el tema y definir en forma clara el problema de investigación. Para ello, se debe establecer el orden en el cual se colocarán las ideas, los temas y subtemas que se derivan de la fundamentación teórica.

Tenga en cuenta que un buen fundamento teórico le ayudará a encontrar respuestas a sus preguntas de investigación y por ende beneficiarán a la misma, permitiéndole hacer un trabajo de calidad.

Las ecuaciones deben ser numeradas en orden correlativo. Ejemplo:

$$s = Ken \quad \text{ecuación (1)}$$

$$eu = n \quad \text{ecuación (2)}$$

No olvide referenciar las fuentes de información empleada para la elaboración del marco teórico.

4. **Actividades pre-práctica**

Es el desarrollo del cuestionario de las preguntas pre-práctica de la guía. Es importante que tenga en cuenta la fuente de las referencias consultadas.

5. **Metodología (parte experimental)**

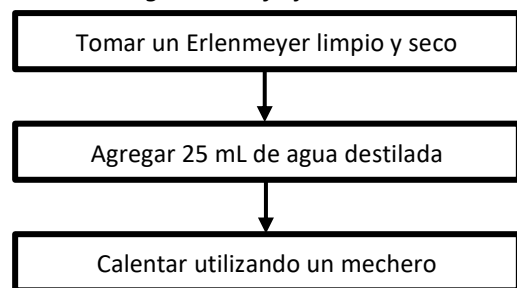
Se debe realizar en diagrama de flujo o en esquema gráfico con el fin de resumir el procedimiento descrito en la guía en la parte experimental.

Ejemplo para la metodología del calentamiento del agua:

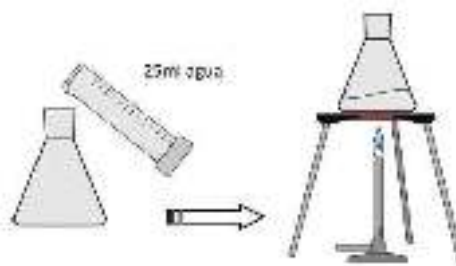
Metodología de la guía: Tome un matraz Erlenmeyer de 100 mL y lávelo bien jabón y agua. Posteriormente seque bien el matraz. En una probeta de 50 mL, mida 25 mL de agua destilada. Prepare un montaje para calentamiento: un trípode, una placa vitrocerámica y un mechero. Coloque el Erlenmeyer sobre la placa vitrocerámica y prenda el mechero. Caliente el agua.

La anterior metodología puede ser representada de la siguiente manera, usted debe escoger la que mejor se le facilite.

5.1. **Diagrama de flujo**



5.2. **Esquema gráfico**



6. **Tablas de recolección de datos.**

Debe consignar las tablas de resultados que se presentan en la guía de laboratorio y completarlas con los datos obtenidos experimentalmente.

7. **Fichas de seguridad**

Características y clasificación de cada reactivo a utilizar en la práctica. Se debe llenar para cada reactivo la tabla 1.

Si anteriormente ha consultado una ficha de seguridad de algún reactivo, simplemente haga la referencia al número de la página donde se encuentra dicha ficha.

Las fichas de seguridad pueden ser consultadas en:

- Merck: <http://www.merckmillipore.com/CO/es>
- Sigma Aldrich: <https://www.sigmaaldrich.com/us-export.html>

8. **Referencias bibliográficas:**

A. **Referencia de Libros:** Autor(es) (Apellido, Nombre). Nombre de Texto. Edición. Lugar de Edición, Editorial, Año de Edición. Ejemplo:

- ✓ John W. Hole, Jr. "Human Anatomy Physiology". Sexta Edición. Dubuque. Wm. C. Brown Publisher. 1993.

B. *Referencias de páginas web:* Cuando se busque una información en el internet, la página en la cual se encontró la información debe ser copiada en la bibliografía en forma específica siguiendo el siguiente formato:

Autor: El nombre de quien o quienes publican la página. Título de la página: Tema específico del cual se consulta. <Dirección Web>. Fecha de Acceso o Revisión: Fecha en que fue hecha la consulta. Ejemplo.

- ✓ Casiday, Rachel and Frey, Regina. Blood, Sweat, and Buffers: pH Regulation During Exercise. On line: <<http://www.chemistry.wustl.edu/~edudev/LabTutorials/Buffer/Buffer.html>>, consultado: 05-01-2019

c. *Guía de laboratorio.* Es necesario hacer referencia a la guía de laboratorio utilizada, usando la metodología para citar referencia bibliográfica de libros antes mencionados.

INFORMACIÓN GENERAL DEL COMPUESTO	
Nombre:	
Fórmula Química:	
N° CAS:	N° UN:
PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS	
Estado físico:	Punto de fusión:
Color:	Punto de ebullición:
Densidad:	Punto de ignición:
Solubilidad:	
RIESGOS	
PRECAUCIONES	
PROTECCIÓN PERSONAL	
MANEJO DE EMERGENCIAS	
MANEJO DE RESIDUOS	

Tabla 1. Formato general para realizar fichas de seguridad de los reactivos químicos

9. Cálculos preliminares

En esta sección es importante realizar los Cálculos preliminares, y además, aquellos que se realicen durante el desarrollo de la práctica y se consideren claves para el desarrollo del informe.

10. Observaciones

El estudiante debe consignar en su cuaderno las observaciones de interés como incidentes, desviaciones en el procedimiento, posibles fuentes de error, características y cambios físicos y químicos (color, cambios de estado, etc.) de las sustancias, que se presentaron durante el experimento.

B.2. Manejo de datos experimentales

En el laboratorio de Química, la mayoría de los experimentos realizados arrojan datos cuantitativos, ante los cuales los estudiantes, inclusive de semestres avanzados, enfrentan algunas dificultades a la hora de procesarlos. Aunque para los cursos prácticos de pregrado el manejo de los datos numéricos no requiere de conocimientos profundos en estadística ni de herramientas avanzadas para el cálculo y representación de resultados, es importante que el estudiante adquiera las destrezas en la aplicación de estos conocimientos.

En la presente sección se tratará las directrices que le permitirán valorar, analizar y expresar un conjunto de datos numéricos obtenidos de la experimentación.

B.2.1. Incertidumbre de las mediciones

En los trabajos científicos se manejan dos tipos de números: *números exactos* (cuyos valores se conocen con exactitud) y *números inexactos* (cuyos valores tienen cierta incertidumbre).

Casi todos los números exactos tienen valores definidos. Por ejemplo, hay exactamente 12 huevos en una docena de huevos, exactamente 1000 g en un kilogramo, y exactamente 2.54 cm en una pulgada. El número 1 en cualquier factor de conversión entre unidades, como $1\text{m} = 100\text{cm}$ o $1\text{kg} = 2.2046\text{lb}$, también es un número exacto. Los números exactos también pueden ser resultado de contar números de objetos. Por ejemplo, se puede contar el número exacto de canicas en un frasco o el número exacto de personas en un salón.

Los números que se obtienen midiendo siempre son inexactos. Siempre hay limitaciones inherentes en el equipo empleado para medir cantidades (errores de equipo), y hay diferencias en la forma en que diferentes personas realizan la misma medición (errores humanos). Al suponer que se da a 10 estudiantes provistos con 10 balanzas distintas la misma moneda para que la pesen. Las 10 mediciones tendrán pequeñas variaciones. Las balanzas podrían tener calibraciones un poco distintas, y podría haber diferencias en la forma en que cada estudiante toma la lectura de masa de la balanza. El conteo de números muy grandes de objetos por lo regular conlleva también cierto error. Por ejemplo, lo difícil que es obtener información censal exacta para una ciudad o contar los votos en unas elecciones. Recuerde: siempre hay incertidumbres en las cantidades medidas.

B.2.2. Exactitud y precisión

Todas las medidas están sometidas a error. Los instrumentos de medida están contruidos de modo que se producen errores inherentes, denominados *errores sistemáticos*. Por ejemplo, un termómetro da lecturas 2 °C demasiado bajas. Las limitaciones en la habilidad del experimentador o en la capacidad para

leer un instrumento científico también conducen a errores y dan resultados que pueden ser demasiado altos o demasiado bajos. Estos errores se denominan errores aleatorios.

La **precisión** es una medida de la concordancia de mediciones individuales entre sí. La **exactitud** se refiere a qué tanto las mediciones individuales se acercan al valor correcto, o “verdadero”.

B.2.3. Cifras significativas

Para un científico, la medida 10,3 g significa que tiene **tres cifras significativas**. Por lo tanto, son todos los dígitos de una cantidad medida, incluido el incierto. En el laboratorio, las cantidades medidas generalmente se informan de tal manera que sólo el último dígito es incierto.

Las siguientes pautas describen las diferentes situaciones en las que intervienen ceros:

- Los ceros que están entre dígitos distintos de cero siempre son significativos: 1005 kg (cuatro cifras significativas); 1,03 cm (tres cifras significativas).
- Los ceros al principio de un número nunca son significativos; simplemente indican la posición del punto decimal: 0,02 g (una cifra significativa); 0,0026 cm (dos cifras significativas).
- Los ceros que están al final de un número después del punto decimal siempre son significativos: 0,0200 g (tres cifras significativas); 3,0 cm (dos cifras significativas).
- Cuando un número termina en ceros pero no contiene punto decimal, los ceros podrían ser significativos o no: 130 cm (dos o tres cifras significativas); 10,300 g (tres, cuatro o cinco cifras significativas).



Es importante tener en cuenta:

- El resultado de una multiplicación o una división puede tener como máximo tantas cifras significativas como la magnitud que se conoce con menor precisión en el cálculo.
- El resultado de la suma o la resta debe expresarse con el mismo número de cifras decimales que la magnitud con menos cifras decimales.
- Puede considerarse que los números exactos tienen un número ilimitado de cifras significativas.

B.2.4. Redondeo de Cifras

Redondear un número significa reducir el número de cifras manteniendo un valor similar. El resultado es menos exacto, pero más fácil de usar, así se evita trabajar con valores excesivamente grandes.

Las reglas del redondeo son:

- Cuando el primero de los dígitos descartados es cinco o mayor que cinco, la cifra anterior se aumenta en una unidad. Ejemplo: 45.367892 redondeado a cuatro cifras significativas es 45.37.
- Cuando el primero de los dígitos descartados es menor que cinco, la cifra anterior se mantiene igual. Ejemplo: 123.643421 redondeado a cinco cifras significativas es 123,64.
- Si la cifra a la derecha de la última cifra requerida es 5, y no le siguen más cifras, se deja la cifra precedente igual si es par. Ejemplo: Se requiere redondear 1,645 a dos decimales, entonces, como 4 es par y precede a 5, se tiene 1,64.
- Si la cifra a la derecha de la última cifra requerida es 5, y no le siguen más cifras, se suma 1 a la cifra precedente si es impar. Ejemplo: Se requiere redondear 89,435 a dos decimales, entonces, como 3 es impar y precede a 5, se tiene 89,44.

B.2.5. Notación Científica

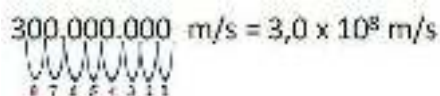
Cuando se trabaja con números muy grandes o muy pequeños se usa un sistema llamado notación científica. Sin importar su magnitud, todos los números pueden expresarse en la forma:

$$N \times 10^n$$

Donde N es un número entre 1 y 10, y n, el exponente, es un entero positivo o negativo. Se dice que todo número expresado de esta manera está escrito en notación científica.


El procedimiento para expresar un número en notación científica es bastante sencillo:

- a) Para números grandes, se cuenta el número de lugares, de derecha a izquierda, que se corre la coma decimal hasta el primer dígito entero de la cifra. El número se expresa como el producto entre un número decimal y una potencia de base 10 positiva aumentada en uno por cada espacio que se corrió la coma. El número de cifras después de la coma decimal varía de acuerdo a la precisión requerida. Ejemplo, la velocidad aproximada de la luz en el vacío:



$$300,000,000 \text{ m/s} = 3,0 \times 10^8 \text{ m/s}$$

- b) Los números muy pequeños, fracciones decimales entre 0 y 1, se transforman a notación científica contando el número de lugares, de izquierda a derecha, que se corre la coma decimal hasta el primer dígito decimal distinto de cero. El número se representa como el producto entre un número decimal y una potencia de base diez disminuida en uno tantas veces como lugares se corrió la coma. Ejemplo, masa del electrón:



$$0,00000000000000000000000000009109390 \text{ Kg} = 9,109390 \times 10^{-31} \text{ Kg}$$

B.2.6. Referencias Bibliográfica

Chang, R. (2007). Química. Mc. Graw Hill. 9th edición. China.

C. ELABORACIÓN DE INFORMES

Después de la realización de cada práctica, cada grupo de laboratorio debe entregar un informe de resultados, el cual le permitirá al docente evaluar el nivel de comprensión del tema estudiado y el desempeño de los estudiantes en el laboratorio. La escritura del informe ayuda, además, a que el estudiante aprenda a pensar como científico, a afianzar los principios aplicados en el trabajo experimental, a apropiarse de lenguaje técnico de la Química y a desarrollar su capacidad de análisis.

La destreza en comunicar las ideas o hallazgos a otras personas es tan relevante como el conocimiento mismo, y esta destreza, es lo que el profesor tendrá en cuenta a la hora de evaluar el informe de laboratorio. A continuación se presentan algunas normas que se deben tener en cuenta para la elaboración de un buen informe:

1. El informe de resultados **No** debe ser una transcripción de la guía utilizada para realizar la práctica, ni mucho menos una copia de algún libro, o documento publicado en la Web; su contenido **debe ser original** de acuerdo con el del estilo de escritura, comprensión y habilidades interpretativa y analítica, que posea cada estudiante o grupo de trabajo, con relación al tema tratado.
2. El informe debe ser breve sin afectar con ello la claridad, utilizando el término técnico, de tal forma que un lector familiarizado con el tema pueda evaluar y extraer sus propias conclusiones.
3. En la elaboración del informe se debe cuidar su redacción, gramática y ortografía. Se debe escribir siempre en modo impersonal. Los informes escritos a mano cuidarán la legibilidad, el orden y la limpieza del documento. Deben evitarse los tachones, enmendaduras y el uso de correctores.
4. Para ahorrar papel y así promover una “cultura verde” el informe se debe elaborar en papel reciclado en buen estado, o si se utilizan hojas nuevas escribir o imprimir por ambas caras. El trabajo debe ser entregado sin hoja en blanco como anteportada, sin carpeta y aseguradas con una grapa en el borde superior izquierdo (nunca sujetadas con clips). Además, cuando el informe se elabore a computador se recomienda observar la siguiente configuración:
 - A. Tamaño de hoja: carta.
 - B. Fuente: Times New Roman, tamaño 12 o Arial, tamaño 10.
 - C. Márgenes: 1.5 cm para superior, inferior y derecho, y 2.0 cm para izquierdo.
 - D. Párrafo: justificado, a una o dos columnas, interlineado sencillo y después de un punto aparte se dejan dos interlíneas.
5. Las ecuaciones, tablas, esquemas y figuras deben numerarse en orden de aparición y por separado, y además, es imprescindible que se citen en el texto y que se ubiquen lo más próximo posible al párrafo donde se aluden por primera vez. En las ecuaciones el número se pone entre paréntesis al final del renglón donde se escribe la fórmula.
6. En orden a alcanzar una comunicación efectiva, y tener una correcta evaluación es **ABSOLUTAMENTE INDISPENSABLE SEGUIR EL SIGUIENTE FORMATO EN CADA UNO DE LOS INFORME QUE SE PRESENTEN**. Para conseguirlo, se sugiere que el informe sea elaborado tipo “artículo científico”, con algunas modificaciones, que sirven al propósito de adaptación al nivel de prácticas de laboratorios de enseñanza cuyas hipótesis a evaluar rara vez son originales. Las partes que deben tener un informe se indican a continuación:

Informe N° X. Nombre de la práctica realizada

Nombre y Apellido de cada integrante del grupo (código estudiantil)

Grupo X, sub-grupo X, Laboratorio de Química Fundamental I, Departamento de Química, Facultad de Ciencias Exactas, Universidad de Nariño

Correo electrónico de cada integrante

Fecha de entrega de informe

Resumen: Debe dar una visión completa del trabajo realizado, en forma breve debe describir cuál es el objetivo del trabajo, qué se hizo y cuál fue el resultado. No más de 200 palabras.

Palabras claves. Las *palabras claves*: o *keywords* son una lista de cuatro a ocho términos clave relacionados con el contenido del artículo

1. Introducción. En ella se exponen las motivaciones del trabajo. Mencione los objetivos perseguidos en cada práctica, o sea, ¿qué cantidades físicas deben ser determinadas?, ¿qué leyes físicas deben ser verificadas?, ¿qué fenómenos deben ser estudiados? Se debe incluir la mínima explicación teórica que permite la comprensión del trabajo. Aplicación de esta información al experimento específico. Al final de la introducción indicar el objetivo de la práctica. Esto permite vincular la introducción con la siguiente sección. No deben incluirse resultados ni conclusiones. Un aspecto importante a tener en cuenta en esta sección es el de las referencias bibliográficas. Deben aparecer citados los textos, apuntes, artículos o direcciones electrónicas que hayan sido usadas en la elaboración de esta sección. Las ecuaciones deben ser numeradas en orden correlativo.

$$s = Ken \quad \text{ecuación (1)}$$

$$eu = n \quad \text{ecuación (2)}$$

2. Procedimiento Experimental. Incluye una breve descripción de la actividad y metodologías empleadas en el desarrollo del experimento. La escritura debe hacerse en tercera persona y usando todos los verbos en pasado, estudie cuidadosamente el siguiente ejemplo:

Se prepararon 3 tubos de ensayo, los cuales se rotularon como **m1**, **m2**, y **m3**, a cada tubo de ensayo se adicionó 3 ml de agua destilada y 0.20g de yoduro de potasio (KI), la mezcla se agitó vigorosamente.

3. Resultados y Cálculos. La presentación de los cálculos y resultados obtenidos, debe incluir tablas, gráficos e imágenes según corresponda. Las tablas, gráficos e imágenes deben ser numerados secuencialmente y poseer un título donde figure el número seguido de una corta descripción de su contenido; en los esquemas y figuras, dicha anotación debe hacerse en la parte inferior. Dentro del cuadro y el gráfico se deben incluir las variables y unidades correspondientes.

A continuación un ejemplo de tabla de datos y grafico para un sencillo experimento:

El matraz Erlemeyer (fig.1) contiene 500 mL de una solución de NaCl en agua (sal común disuelta en agua), cuya concentración es 0.1 g/mL. Paulatinamente se evaporaron distintos volúmenes de agua de la solución al someter el matraz Erlemeyer a calentamiento, y se calculó la nueva concentración de de la solución para cada volumen de solvente evaporado como indica la tabla 1.



Figura 1. Evaporación paulatina de agua a partir de una solución de NaCl (0,1g/mL)

Para presentar los resultados obtenidos experimentalmente se pueden utilizar tablas de la siguiente forma:

Tabla 2. Relación entre el volumen de agua que permanece en el recipiente a lo largo del proceso de vaporación y su concentración de NaCl en (g/mL)

Volumen de solución (mL)	Concentración de NaCl (g/mL)
10	1,2
40	0,8
100	0,5
200	0,2
500	0,1

Los datos que aparecen en la tabla 1 fueron usados para hacer el gráfico 1 que muestra la variación de la concentración de NaCl con el volumen de solvente.

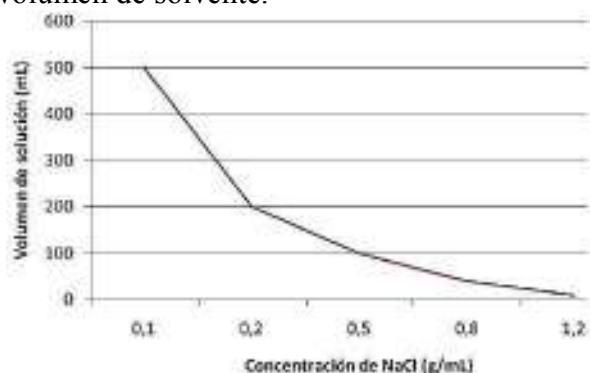


Gráfico 1. Relación entre la concentración de la solución NaCl-agua y el volumen de agua, manteniendo la cantidad de NaCl constante en el recipiente.

4 Discusión de resultados: Sección dedicada a un *análisis crítico*, preguntándose por qué ocurre esto? *Cuál es la causa de este comportamiento?* Etc., apoyándose en la revisión de la literatura sobre el tema (libros, guías, páginas web, y otros recursos bibliográficos disponibles). Esto no significa que la discusión va a estar llena de copias textuales de párrafos sobre el tema, quiere decir que el estudiante aprende sobre el tema y a la luz de esos conocimientos analiza sus resultados redactando sus interpretaciones con sus propias palabras.

5. Cuestionario: en esta sección se desarrolla las preguntas del cuestionario de la guía de laboratorio. Recuerde referencias la fuente de información.

6. Conclusiones: Son el resultado de una reflexión profunda sobre los resultados obtenidos, estas son afirmaciones conceptuales o simplemente deducciones lógicas que permiten afirmar algo concreto basado únicamente en el experimento realizado.

El siguiente ejemplo muestra conclusiones de un experimento basado en el ejemplo del ítem 3.

- La concentración de la solución de NaCl aumenta en la medida en que el agua (solvente) se evapora. Lo cual quiere decir que la cantidad de soluto inicial se mantiene constante.

7. Referencias bibliográficas:

- Referencia de Libros:** Autor(es) (Apellido, Nombre). Nombre de Texto. Edición. Lugar de Edición, Editorial, Año de Edición. Ejemplo:
✓ John W. Hole, Jr. "Human Anatomy Physiology". Sexta Edición. Dubuque. Wm. C. Brown Publisher. 1993.
- Referencias de páginas web:** Cuando se busque una información en el internet, la página en la cual se encontró la información debe ser copiada en la bibliografía en forma específica siguiendo el siguiente formato:
Autor: El nombre de quien o quienes publican la página. Título de la página: Tema específico del cual se consulta. <Dirección Web>. Fecha de Acceso o Revisión: Fecha en que fue hecha la consulta. Ejemplo.
✓ Casiday, Rachel and Frey, Regina. Blood, Sweat, and Buffers: pH Regulation During Exercise. On line:
<<http://www.chemistry.wustl.edu/~edudev/LabTutorials/Buffer/Buffer.html>>,
consultado: 05-01-2019
- Guía de laboratorio.** Es necesario hacer referencia a la guía de laboratorio utilizada, usando la metodología para citar referencia bibliográfica de libros antes mencionados.

1. TALLER GUÍA DE RECOMENDACIONES PARA LA ELABORACIÓN DE INFORMES

1.1. Objetivos

- Conocer la importancia de comunicar los resultados de una investigación científica
- Entender las partes principales de un informe científico
- Conocer las funciones de cada parte y sus características
- Entender el concepto de plagio y sus implicaciones éticas

1.2. Introducción

La experimentación y la divulgación del conocimiento no se puede concebir como procesos aislados en el terreno de la ciencia; Juntos se complementan y se integran de manera armónica, nutriéndose mutuamente para favorecer el adelanto del conocimiento mismo. Saber usar el intelecto para estudiar fenómenos naturales a partir de la experiencia, es tan importante como poseer la habilidad de transmitir con claridad y categoría lo que se hizo. Poco o nada vale un experimento excepcional si no se plasma en el papel de manera lúcida los fundamentos involucrados, objetivos trazados, la hipótesis de trabajo, la justificación, la metodología, los resultados, la discusión de resultados y las conclusiones; de tal forma que quien haya realizado el experimento u otros que quieran repetir la experiencia en algún momento ulterior, puedan hacerlo con toda precisión y certeza.

El informe de laboratorio es una acabada prueba de que hicimos un experimento, lo analizamos y comprendimos. Cuando redactamos el informe es cuando terminamos de ordenar nuestros datos, gráficos, anotaciones y, sobre todo, nuestras ideas. El informe debe ofrecer a los lectores un recuento claro y completo de las actividades experimentales realizadas, de nuestras conclusiones y reflexiones. El informe no debe ser considerado como un documento que se presenta con el solo fin para que el docente juzgue el trabajo realizado, sino que debe ser pensado como un texto que sea capaz de mostrar que hemos ganado la habilidad de comunicar por escrito nuestras ideas y resultados. Con esto en mente, los informes que se realizan en los cursos básicos de laboratorio son un muy buen entrenamiento para mejorar nuestra redacción y nuestra capacidad de comunicar temas científicos y técnicos.

La persona que realiza una investigación científica debe comunicar sus resultados. Siempre hay que recordar que uno de los requisitos más importantes al plantear una hipótesis es que ésta debe estar sujeta a crítica y que debe ser posible probarla falsa. Durante este curso su instructor le pedirá ocasionalmente que prepare un informe escrito describiendo el experimento hecho en el laboratorio. Estos informes no se publicarán en una revista científica pero son esenciales para practicar el método científico y para entender cómo se prepara un artículo científico. En el laboratorio anterior estudiamos los pasos de una investigación y aquí se resumen de nuevo:

- | | |
|-------------------------------------|---|
| ✓ Hacer observaciones | ✓ Recoger resultados, posiblemente en tablas y gráficas |
| ✓ Hacer preguntas | ✓ Interpretar los resultados y llegar a conclusiones |
| ✓ Proponer hipótesis | |
| ✓ Diseñar y conducir un experimento | |

1.3. El artículo científico.

Típicamente contiene las siguientes secciones:

- | | |
|------------------------|---------------------|
| ✓ Título | ✓ Discusión |
| ✓ Resumen | ✓ Conclusiones |
| ✓ Introducción | ✓ Literatura citada |
| ✓ Materiales y métodos | ✓ Agradecimientos |
| ✓ Resultados | |

A. *Título del experimento*

Debe ser corto (no más de 90 caracteres), completo y sugerente, que describa de manera objetiva la práctica realizada: El título del informe en si describe el gran objetivo de la práctica y no necesariamente corresponde al título de la guía desarrollada. Un título inapropiado como “separación por destilación” no permite distinguir entre temas que enmarcan títulos más completos y acertados como: “separación de una mezcla de acetona-agua por destilación simple” o “separación de una mezcla de acetona-agua por destilación fraccionada”. Se debe evitar iniciar el título con artículos gramaticales como el/la/los/las, pero si es recomendable iniciar con la palabra que representa el aspecto más relevante del trabajo (ej: purificación de..., síntesis de...).

- Autores: Nombres y apellidos completos, junto con el código de cada estudiante que participó en la sesión del laboratorio y contribuyó a la elaboración del informe.
- Asignatura y grupo, nombre del profesor(a), carrera, facultad, universidad y fecha de entrega. A continuación se muestra un ejemplo de encabezado.

Separación de una Mezcla de Acetona-Agua por Destilación Simple

**Carlos Eduardo Puerto Gálviz (Cód. 2009635) , Mónica Gómez Staper (Cód. 20095433) y
Juan Pablo Garzón (Cód. 20101224)**

**Laboratorio de Química General, Grupo B1, Prof. Diego Merchán Arenas;
Escuela de Química, Facultad de Ciencias, Universidad Industrial de Santander.**

3 de septiembre de 2010

El título contesta las preguntas fundamentales ¿Qué se hizo? y ¿Dónde se hizo? El título debe ser lo suficientemente explicativo acerca de la investigación pero sin ser muy largo. En el caso de estudios sobre especies que no son ampliamente conocidas, el nombre científico debe acompañarse por la familia en el caso de las plantas o por la clase y orden en el caso de animales. Ejemplo: “Variabilidad genética de *Piper aduncum* (Piperaceae) en Puerto Rico”.

B. Resumen

El resumen es una descripción abreviada del informe que debe hacerse en un solo párrafo, sin extenderse más de 100 palabras. Este apartado debe dar al lector una perspectiva integrada de la información más relevante contenida en el documento, haciendo referencia breve al propósito o enfoque del experimento, la metodología aplicada, y refiriendo los resultados y conclusiones más trascendentales; obviándose aquella información que no esté escrita en el cuerpo del informe. Debe ser escrito en modo impersonal y en tiempo pasado, además, no se pueden citar referencias bibliográficas, ni esquemas, tablas, figuras, y demás elementos del escrito. Ayuda mucho en la elaboración de un buen resumen, no iniciando la escritura del informe con éste, sino dejándolo para el final, cuando ya se tenga una visión más completa del trabajo.

Este es un párrafo breve que resume lo que se investigó en el proyecto, los métodos usados, los resultados obtenidos y las conclusiones principales. El resumen contesta las preguntas: ¿Qué se hizo? ¿Cómo se hizo? y ¿Cuáles fueron los resultados e interpretaciones más importantes de los mismos? El resumen se coloca luego del título pero usualmente se escribe después de redactado el resto del artículo. El resumen provee una idea general del contenido de la investigación y sirve de guía para que los investigadores determinen si deben obtener y/o leer el artículo completo.

C. Palabras Claves O Key Words

Este es un grupo de varias (usualmente cuatro a ocho) palabras importantes relacionadas con la investigación; las mismas se usan para clasificar y luego encontrar el artículo en un catálogo o base de datos computadorizada. Las palabras clave se colocan generalmente después del resumen.

D. Introducción

Una forma de estructurar la introducción para simplificar su escritura, consiste en dividirla en tres párrafos o secciones, cada uno conteniendo una información específica, pero que en su conjunto destaque la conexión entre el entorno científico y teórico, y el experimento realizado:

- ✓ Inicialmente debe hacerse una exposición clara sobre la naturaleza y la importancia del tema estudiado, envolviendo una descripción resumida sobre el contexto dentro del cual se enmarca la experiencia realizada. Esta primera parte de la introducción, conocida como “estado del arte”, consiste en ir tras el rastro del tema investigado, respondiendo de forma sucinta a preguntas como ¿qué se sabe?, ¿qué se ha hecho?, ¿cómo se ha hecho? y ¿qué hace falta por hacer?
- ✓ Posteriormente se debe incorporar únicamente el fundamento teórico necesario para entender el tema, haciendo referencia a las leyes y principios físico-químicos aplicados en la práctica, sin dejar de lado la mención explícita de las hipótesis que se ponen a prueba con el experimento; no se incluirán apreciaciones personales o sin fundamento. Se deben describir las ecuaciones usadas y definir sus respectivas variables y constantes. Buena parte de la información anterior puede estar contenida en la guía de laboratorio, y con seguridad se encuentra en libros de texto o artículos, sin embargo, se debe evitar caer en la tentación de hacer copia textual de cualquiera de estas

fuentes de información. No se aceptan estas copias, como tampoco la transcripción de párrafos de documentos de Wikipedia, El Rincón del Vago, Monografias.com y demás páginas de consulta por Internet. Cada estudiante o grupo de estudio debe demostrar que ha revisado la literatura y que la ha comprendido, redactando el informe con sus propias palabras.

- ✓ Para finalizar, se hace una breve descripción de la motivación del trabajo, es decir, el “por qué”, debidamente justificada; se detallan los objetivos que se persiguen en el trabajo, el “qué se quiere conseguir con el trabajo”, y la forma como se aborda el tema de estudio en el informe.

E. Metodología

Esta parte del informe, conjugada en tiempo pasado, describe clara y detalladamente, pero de forma precisa y breve los pasos seguidos para desarrollar el experimento. Aquí se deben incluir observaciones de los cuidados experimentales más importantes que se aplicaron para realizar el experimento con toda precisión y eficiencia, descartando aquellos de rutina. Puede que no sea suficiente redactar esta sección siguiendo la secuencia de pasos descritos en la guía de laboratorio; se debe contar lo que se hizo exactamente, no como se planeó hacer. Si hubo desviaciones intencionadas o por equivocación en el procedimiento, se deben describir los cambios realizados y si es preciso, en la sección de análisis y discusión de resultados, explicar de qué forma estos cambios incidieron en los resultados. Puntualizar cantidades y variables de proceso como masa, volumen, mol, temperatura, tiempo, etc. De igual manera, en el texto se deben mencionar los reactivos, materiales, instrumentos, equipos y aparatos usados, con sus especificaciones técnicas, si es necesario. Cuando proceda, es aconsejable que el procedimiento se complemente con un esquema o figura del método, donde se muestre el montaje experimental utilizado con todas sus principales características

F. Resultados

Es la sesión más corta debido a que es la “interfaz” que comunica las secciones de procedimiento y discusión de resultados. En esta sección se reportan, de forma cuidadosa y ordenada, todos los resultados cuantitativos y cualitativos obtenidos durante ejecución de la práctica. Si los resultados son procesados es necesario mostrar las ecuaciones utilizadas y el tratamiento de los cálculos, presentando tan solo un ejemplo en caso de que estos sean repetitivos. Estos resultados, junto con los datos originales y medidos, se deben recoger en tablas, colocando en la cabecera de las columnas el nombre, símbolo y unidad de medida de cada cantidad, mientras que en las casillas se deben disponer las magnitudes con sus respectivas incertidumbres. Si el conjunto de estas cantidades numéricas siguen un comportamiento matemático es conveniente mostrar su tendencia a través de gráficas, en las cuales, los ejes coordenados deben escalarse debidamente y rotularse con las variables y las unidades correspondientes. Las tablas y las gráficas permiten interpretar con mayor facilidad los resultados y extraer las conclusiones, sin embargo, no son suficientes, o no aplican como ocurre comúnmente con los resultados cualitativos; hace falta comentarlos, y enunciar explícitamente los más importantes, pero sin dar interpretaciones. Se requiere que los resultados expuestos sean fieles a la realidad experimental; nunca deben ser producto del criterio especulativo del estudiante.

G. *Discusión De Los Resultados*

Se considera que este apartado es el corazón del informe y el más complejo de elaborar, dado que aquí se consigna un análisis crítico y riguroso de los datos y las observaciones experimentales. Debe ser escrito en presente (ej: estos resultados indican que...) ya que los datos encontrados hacen parte de la evidencia científica actual. Las explicaciones e interpretaciones deben ser claras y sólidas, que involucren las relaciones entre variables y la confrontación de los datos experimentales con los teóricos o esperados, indicando sus similitudes y discrepancias, e incluyendo la validez de la hipótesis formulada. Los resultados anómalos se deben comentar, en lugar de ocultarlos, indicando las posibles fuentes de error. Una discusión bien planteada interconecta ingeniosamente los resultados experimentales con los objetivos propuestos y, a su vez, conduce de manera coherente a las conclusiones, dando de esta forma fluidez y credibilidad al documento, y demostrando que el estudiante entiende correctamente los fundamentos teórico-prácticos del experimento más allá del simple ejercicio mecánico de efectuarlo. La discusión debe ser redactada sin introducir apreciaciones personales del tipo: me pareció que..., me ha gustado...no esperaba que..., etc.; también, está fuera de foco formular especulaciones de lo que podría haber ocurrido si las cosas se hubiesen hecho de otra manera, como también hacer anotaciones de quejas y reclamos sobre reactivos, materiales y equipos, el clima o la cantidad de tiempo asignada para desarrollar.

En esta parte del artículo se explican y se interpretan los resultados. Luego de explicar por qué se obtuvieron estos resultados específicos, el autor los discute comparándolos con investigaciones relevantes hechas por otros investigadores. Si los resultados difieren de lo esperado, se deben explorar las razones, mencionar las limitaciones que tuvo el trabajo, e incluir sugerencias para mejorar el experimento. Las últimas oraciones de esta sección deben presentar una conclusión general del experimento y señalar cómo esta investigación abre las puertas a otros trabajos.

H. *Conclusiones*

Aquí se consigna, en forma de listado, un resumen de los resultados experimentales, haciendo hincapié en su naturaleza, implicaciones y alcances. Las enunciaciones que se hagan deben ser consecuencia directa de la discusión de resultados, sin repetir su texto. Un error habitual de los estudiantes es poner por conclusiones fragmentos textuales de afirmaciones contenidas en la introducción; no hay semejanza práctica entre las generalidades de un tema de estudio y los resultados específicos de un experimento. Las conclusiones deben estar sustentadas en evidencia compacta y lógica, obtenida de la experiencia; no se afirme más de lo que los hechos admitan, tampoco se hagan generalizaciones amplias e inconsistentes. Para elaborar correctamente las conclusiones, es clave tener en cuenta que estas son la consecuencia del cumplimiento de los objetivos planteados, de tal forma que por cada objetivo específico debe obtenerse una conclusión; de ahí la importancia de formular correctamente los objetivos. Aunque se compartan algunos resultados e ideas generales con otros grupos de trabajo, las conclusiones deben ser únicas y originales, de manera que se puedan diferenciar claramente de las contenidas en otros informes realizados sobre el mismo experimento.

I. Respuestas A Cuestionario

En este apartado el estudiante debe registrar y responder, de forma clara y resumida, cada una de las cuestiones formuladas en la parte final de la guía original de laboratorio. Las preguntas han sido elaboradas a propósito para que el estudiante, haciendo uso de la literatura, identifique los aspectos claves de la práctica experimental, profundice y comprenda el “por qué” de ciertos procedimientos y principios inmersos en esta.

J. Bibliografía

Algunas disciplinas tienen requisitos estandarizados que indican la forma de registrar las fuentes de información empleadas en la elaboración de sus documentos. En el caso de la Química, la American Chemical Society (ACS) es uno de los organismos que establecen normas en esta dirección, que aquí se recomiendan seguir. Si bien, estas reglas cubren con riguroso detalle todo el amplio espectro de fuentes de información, a continuación se presenta un resumen relacionado sólo con aquellas fuentes de consulta normalmente utilizadas en la preparación de los informes de laboratorio.

Para aprender a referenciar fuentes bibliográficas se deben tener en cuenta el tipo de fuente, y se debe tener en cuenta lo mostrado en el anexo.

1.4. Preguntas

1.4.1. Una copia de un artículo científico del campo de la química “Using Digital Badges for Developing High School Chemistry Laboratory Skills”, y léalo. No es necesario profundizar en el tema del artículo para este ejercicio.

1.4.2. Se dividirá el artículo en partes para leerlo individualmente y se dividirá el salón en cuatro grupos para discutir las características de cada parte:

Grupo A: Título, Resumen e Introducción.

Grupo B: Materiales y Métodos, y Literatura Citada.

Grupo C: Resultados.

Grupo D: Discusión y Conclusiones.

1.4.3. Analice con su grupo de trabajo las partes asignadas e identifique el contenido más importante de cada una. Repase la teoría relevante a las partes asignadas y determine si el artículo cumple con lo estipulado.

1.4.4. Basándose en el resumen, describa brevemente de qué trata el artículo.

1.4.5. ¿Cuál es la hipótesis del experimento? ¿Se predicen los resultados?

1.4.6. ¿Cuál o cuáles son los objetivos del estudio?

1.4.7. ¿Qué tipo de tablas, gráficas y figuras utilizan los autores? Analice una tabla y/o gráfica para determinar si está preparada correctamente.

1.4.8. Muestre dónde en la discusión se comparan los resultados con investigaciones previas.

1.4.9. ¿Cuáles son las conclusiones generales del estudio? ¿Se proveen recomendaciones para investigaciones futuras?

1.4.10. Sigue el artículo el método científico? Explique su contestación.

2. PRÁCTICA N° 1. RECONOCIMIENTO DE ESPACIO-MATERIAL BÁSICO DE LABORATORIO-MANEJO Y DISPOSICIÓN DE SUSTANCIAS QUÍMICAS

2.1. Objetivos

- Identificar los lineamientos de seguridad, precauciones y actitudes a tener en cuenta en el laboratorio.
- Identificar y conocer los implementos de seguridad disponibles en el laboratorio y el espacio físico a ocupar.
- Reconocer la importancia de la identificación de las propiedades de las sustancias químicas a partir de los símbolos de seguridad, de acuerdo al Sistema Globalmente Armonizado, SGA y la información contenida en las etiquetas de los reactivos, para su adecuada interpretación y manejo.
- Comprender la importancia de conocer las fichas de las sustancias químicas antes de realizar una práctica de laboratorio.
- Reconocer los materiales empleados en el trabajo de laboratorio.

2.2. Introducción

Bienvenidos al laboratorio de química de la Universidad de Nariño. Para el estudiante de química, un lugar trascendental para construir generar y corroborar ideas. La mayoría de genialidades han surgido no solamente de la simple observación, sino de la enorme pasión que genera el “experimentar”...Bienvenidos al baluarte de la curiosidad.

El propósito de este curso está enfocado a familiarizar al estudiante con el trabajo a nivel básico que se realiza en un laboratorio de química. Muchos de los bachilleres que llegan a la universidad desconocen o han tenido muy poca experiencia en laboratorios, por lo tanto ignoran el manejo correcto y seguro de materiales y equipos para el estudio químico.

Este componente experimental es de gran importancia en el desempeño académico del estudiante de química porque a lo largo de su proyección estudiantil y profesional debe lograr un desenvolvimiento adecuado en la química aplicada.

Antes de comenzar cualquier trabajo en el laboratorio es necesario conocer ampliamente todo lo concerniente a:

1. Identificación de las instalaciones; se deben observar ciertos principios generales como iluminación, buena ventilación, suficiente espacio, salidas de emergencia, señalización de evacuación, entre otros.
2. Normas de seguridad, las cuales están relacionadas con temas tales como el conocimiento básico del equipo convencional, su uso específico y los cuidados que se deben tener para conservarlo en buen estado.
3. Manejo correcto y seguro de los reactivos químicos, especialmente en la interpretación de etiquetas y normas internacionales de los reactivos químicos.

En esta primera práctica se muestra la necesidad de tener los conocimientos previos acerca de las actividades a desarrollar y que el trabajo dentro del laboratorio se lleva a cabo de acuerdo con los lineamientos de seguridad, prevención, sentido común, orden y actitud responsable.

Adicionalmente, es necesario que antes de comenzar cualquier trabajo experimental, el alumno conozca el material que se utiliza. Cada uno de los materiales tiene una función y su uso debe ser acorde con la tarea a realizar. 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 de la siguiente forma:

- **Volumétrico:** Dentro de este grupo se encuentran los materiales de vidrio calibrados a una temperatura dada, permite medir volúmenes exactos de sustancias (matraces, pipetas, buretas, probetas graduadas).
- **Calentamiento o sostén:** son aquellos que sirven para realizar mezclas o reacciones y que además pueden ser sometidos a calentamiento (vaso de precipitado, Erlenmeyer, cristizador, vidrio de reloj, balón, tubo de ensayo).
- **Equipos de medición:** es un instrumento que se usa para comparar magnitudes físicas mediante un proceso de medición. Como unidades de medida se utilizan objetos y sucesos previamente establecidos como estándares o patrones y 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. Ejemplo: balanza, pH-metro, termómetro.
- **Equipos especiales:** Equipos auxiliares para el trabajo de laboratorio. Ejemplo: centrífuga, estufa, baño termostático, etc. Al analizar la siguiente tabla dada a continuación, podrá clasificarlos en alguna de las categorías arriba mencionadas.

2.3. Actividades Pre-práctica

- 2.3.1. Leer sobre la clasificación de sustancias de acuerdo a su peligrosidad.
- 2.3.2. Investigue sobre “SISTEMA GLOBALMENTE ARMONIZADO DE CLASIFICACIÓN Y ETIQUETADO DE PRODUCTOS QUÍMICOS (SGA)”
- 2.3.3. Investigue sobre la definición sobre las indicaciones de peligro, frases H
- 2.3.4. Investigue sobre la definición de las indicaciones de prudencia, frases P
- 2.3.5. Definición y aplicabilidad de la Matriz de Compatibilidades Químicas y Número CAS.
- 2.3.6. Realice y/o diseñe tablas para la recolección de datos primarios

2.4. Materiales y reactivos

2.4.1. Materiales del estudiante

- | | |
|--|--------------------------------|
| • Blusa de manga larga | • Tijeras |
| • Gafas de protección | • Cinta de enmascarar y teflón |
| • Guantes y gorro | • Fósforo o encendedor |
| • Dulce abrigo o un pedazo de tela que no genere pelusas | • Jeringa de 20mL |
| | • Cuaderno de laboratorio |

2.4.2. Materiales de laboratorio

- Muestra de los materiales mostrados en las figuras 2.1 y 2.2

2.5. Procedimiento

2.5.1. Instalaciones

Después de escuchar la explicación docente comience por inspeccionar su puesto de trabajo, examine mesones, estantes, tuberías, y realice un pequeño diagnóstico del laboratorio en general, teniendo en cuenta los aspectos relevantes de seguridad.

En su cuaderno de laboratorio dibuje un mapa de laboratorio (figura 1, Tablas de Resultados práctica 1). Ubique lo siguiente:

- Vías de acceso y evacuación
- Extintores
- Lavaojos
- Duchas de seguridad
- Cabinas de extracción
- Botiquín
- En un mesón encontrará material de laboratorio repase sus nombres.

2.5.2. Personal involucrado

Para trabajar en un laboratorio es de vital importancia tener conocimiento no solo de las instalaciones sino del personal responsable de la administración del espacio físico, manipulación de reactivos, personal de aseo, seguridad, emergencia médica, monitores entre otros. Esta es la mejor manera de integrarse a la vida de experimentación y acudir a las instancias pertinentes para la solución de inconvenientes.

- Enliste al menos 10 normas de seguridad que deben regir en un laboratorio.
- Realice un comic donde se revelen los principales errores en cuanto a seguridad.
- ¿Conoce usted a todo el personal de laboratorio y su función específica? Elabore una lista de al menos diez personas involucradas en el trabajo de laboratorio y su función.

2.5.3. Identificación del material de laboratorio

En el mesón encontrará material de laboratorio, repase sus nombres de acuerdo con lo consultado y la charla pre-laboratorio, y conteste:

- Con que material mediría 1,5 mL.
- Con que material mediría 65,00 mL.
- Si desea guardar una solución, que material del que reposa en la mesa utilizaría.
- ¿Si desea calentar una solución y agitarla externamente que material utilizaría si desea una solución y agitarla internamente que utilizaría?
- ¿Cuál es la utilidad principal del balón aforado? Con que otro nombre se lo identifica?

Realice un cuadro donde especifique el nombre de cada uno de los instrumentos utilizados convencionalmente, material de fabricación, uso y forma de limpieza.

2.5.4. Instrucciones generales para el manejo y disposición de sustancias químicas.

Sustancias de Trabajo son materias primas, auxiliares, combustibles sólidos o gaseosos, las mezclas y soluciones. Además de las sustancias todos los utensilios y frascos que prestan servicio se consideran sustancias de trabajo. (Dilución, activación, etc.); es indispensable conocer las especificaciones de preparación (rótulos). Exíjalas en cualquier caso.

Cuando el estudiante se enfrenta a un recipiente contenedor de una sustancia química; este puede tener dos orígenes:

1. Si el frasco se encuentra directamente rotulado desde la casa comercial es imprescindible interpretar la hoja de datos del reactivo o etiqueta
2. Si el reactivo que se va a utilizar requiere una preparación previa, es indispensable enterarse del origen de dicha sustancia.

A. Asignación de Pictogramas

Consulte los manuales de seguridad disponibles y de acuerdo con la información de cada sustancia, clasifíquelas como: explosiva, comburente, inflamable, tóxica, radioactiva, irritante, nociva, corrosiva y/o dañina para el medio ambiente y asigne los pictogramas correspondientes (Tabla 1, Tablas de resultados)

- | | |
|------------------------------------|----------------------------|
| • Ácido clorhídrico | • Fenol para análisis |
| • Sulfato de cobre | • Cloruro de Niobio (V) |
| • Acetona | • Perclorato de potasio |
| • Hidróxido de calcio | • Anhídrido bórico |
| • Nitrato de cadmio tetrahidratado | • Tetracloruro de carbono. |

B. Llenado de la matriz de productos Químicos de la Udenar

El Sistema Globalmente Armonizado, SGA o GHS (en inglés), es el modelo que norma a nivel mundial la clasificación y etiquetado de productos químicos considerados peligrosos, cuyo objetivo es garantizar que los trabajadores y estudiantes reciban información adecuada sobre sus riesgos, prevención y protección de la salud y la seguridad.

Este nuevo enfoque apunta a:

- Definir los peligros físicos, para la salud y para el medio ambiente de los productos químicos.
- Estandarizar criterios de clasificación global relativos a la peligrosidad de estos productos.
- Transmitir la información a través de etiquetas y hojas de datos de seguridad, sobre los peligros de los productos químicos.

De acuerdo al SGA, los peligros de los productos químicos deben comunicarse a través de indicaciones y pictogramas normalizados en las etiquetas y las hojas de datos de seguridad, los que deben incluir la siguiente información:

- ✓ Identidad del Proveedor: Nombre, dirección y número de teléfono del fabricante o proveedor.
- ✓ Identificación del Producto: Nombre químico de la sustancia y su identificación numérica única. Para las mezclas se debe indicar su nombre comercial y el de las sustancias que la clasifican como peligrosa.
- ✓ Pictograma de Precaución: Elemento gráfico que sirve para transmitir una información específica sobre un determinado peligro.
- ✓ Palabras de Advertencia: Sirven para indicar la mayor o menor gravedad del peligro.
- ✓ Indicaciones del Peligro: Describen la naturaleza de los peligros asociados a un producto químico y la categoría correspondiente el grado de ese peligro.

- ✓ **Consejos de Prudencia:** Describen las medidas recomendadas para minimizar o evitar los efectos adversos que puede causar la exposición a un producto químico peligroso, o los asociados a conductas inapropiadas durante su manipulación, almacenamiento o eliminación.

Fichas de Datos de Seguridad - FDS

Las nuevas Fichas de datos de Seguridad contienen 16 numerales en orden fijo y con nuevos requerimientos.

1. Identificación (producto y distribuidor)	9. Propiedades físicas y químicas
2. Identificación de peligro (s)	10. Estabilidad y reactividad
3. Composición / Identificación de ingredientes	11. Información toxicológica
4. Medidas de primeros auxilios	12. Información ecológica
5. Medidas en caso de incendio	13. Procedimiento de disposición final
6. Medidas en caso de fugas o derrame accidental	14. Regulaciones al transportar
7. Manipulación y almacenamiento	15. Información regulatoria
8. Exposición / Protección personal	16. Información adicional



De acuerdo a las indicaciones del docente y teniendo en cuenta la lista de reactivos de la sección anterior, complete la matriz de productos químicos de la Udenar, compartido al correo electrónico.

C. Consulta de la etiqueta

En la mesa de reactivos se encuentran tres recipientes con reactivos rotulados con los números 1, 2 y 3. Lea Cuidadosamente y transcriba la información requerida en la Tabla 2. Tablas de resultados.

D. Elaboración de una ficha de seguridad

Con la información disponible en los manuales, empleando el sistema SGA y de acuerdo a la instrucción del docente complete la información de la Tabla 3, para un reactivo dado.

2.6. Preguntas adicionales

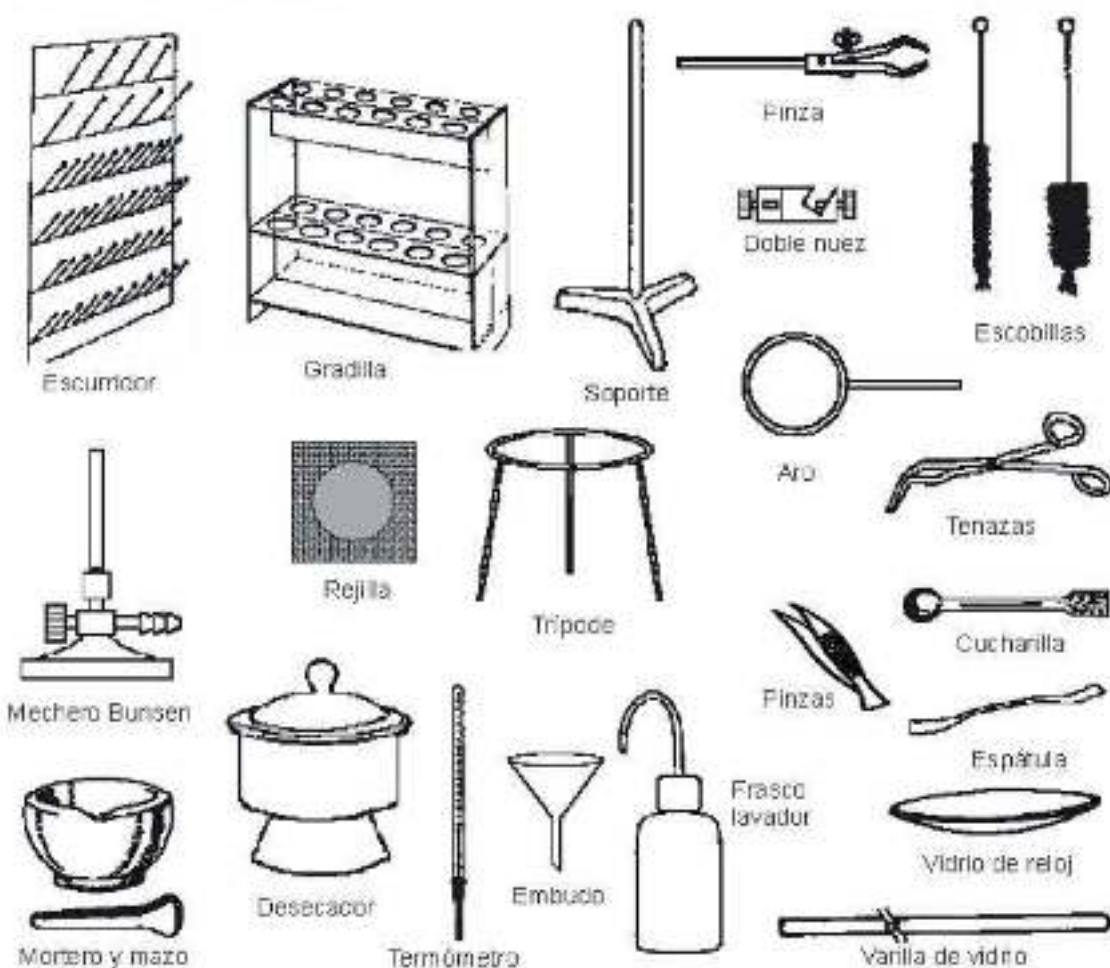
- ¿Ha visto Ud. Los pictogramas referentes a la clasificación de las sustancias químicas en su vida cotidiana? ¿Dónde? (por ej.: en la calle, camiones, recipientes, etc.) ¿Sobre qué peligros advierten? Mencione e ilustre al menos dos ejemplos.
- En los hogares, se emplean normalmente sustancias con propiedades químicas especiales, sobretodo como productos de aseo. Emplee la literatura pertinente y sus conocimientos sobre clasificación de las sustancias según su peligrosidad, para elaborar pictogramas para, al menos, dos frascos de su casa. Ilustre su trabajo en el informe de esta práctica.

- Consulte cual es el contenido básico de un botiquín de primeros auxilios y la frecuencia con la que debe revisarse o cambiarse
- Consulte cuál es la entidad encargada de atender emergencias por intoxicación o quemaduras con sustancias químicas en la ciudad de Pasto. Reporte los números de contacto en su cuaderno.
- Cuál es la diferencia más significativa entre el vidrio convencional y el vidrio pyrex.
- Consulte al menos tres marcas reconocidas a nivel internacional en la comercialización de material de laboratorio y reactivos.

2.7. Bibliografía

- Peller, JR. (1997). Exploring Chemistry Laboratory – Experiments in general, organic and biological chemistry. Prentice Hall, USA. Pág. 1–3.
- Toxic and Hazardous Chemical Safety Manual for Handling and Disposal with Toxicity and Hazard Data. International Technical Information Institute. Tokyo. 1976
- The Merck Index of Chemicals and Drugs, an Encyclopedia for Chemists. Merck, & Co. Inc. Rahway. USA. Rahway : N.J. USA, 1960
- Merck. Consultado en línea: <http://www.merckmillipore.co/chemicals/msds-search/c_r_ab.s10%20d4AAAEI7otx3CaA>
- Merck. Consultado en línea: <<http://www.chemdat.de>>

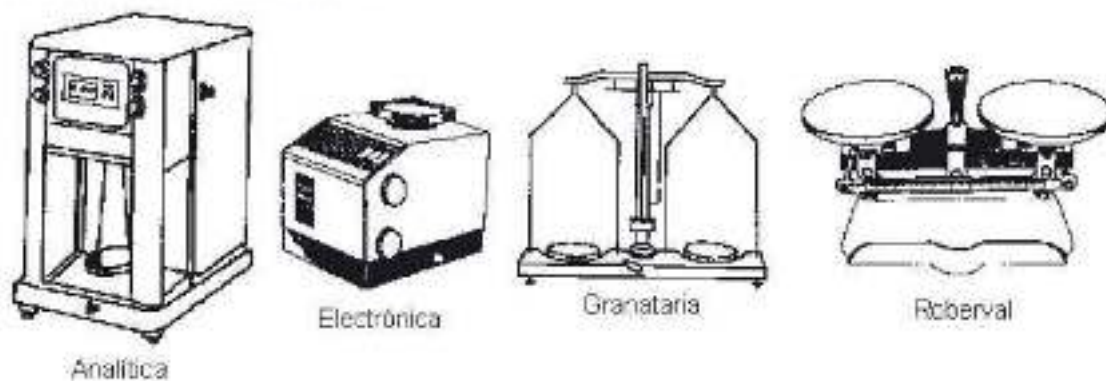
MATERIAL DE USO GENERAL



RECIPIENTES PARA CONTENER SUSTANCIAS



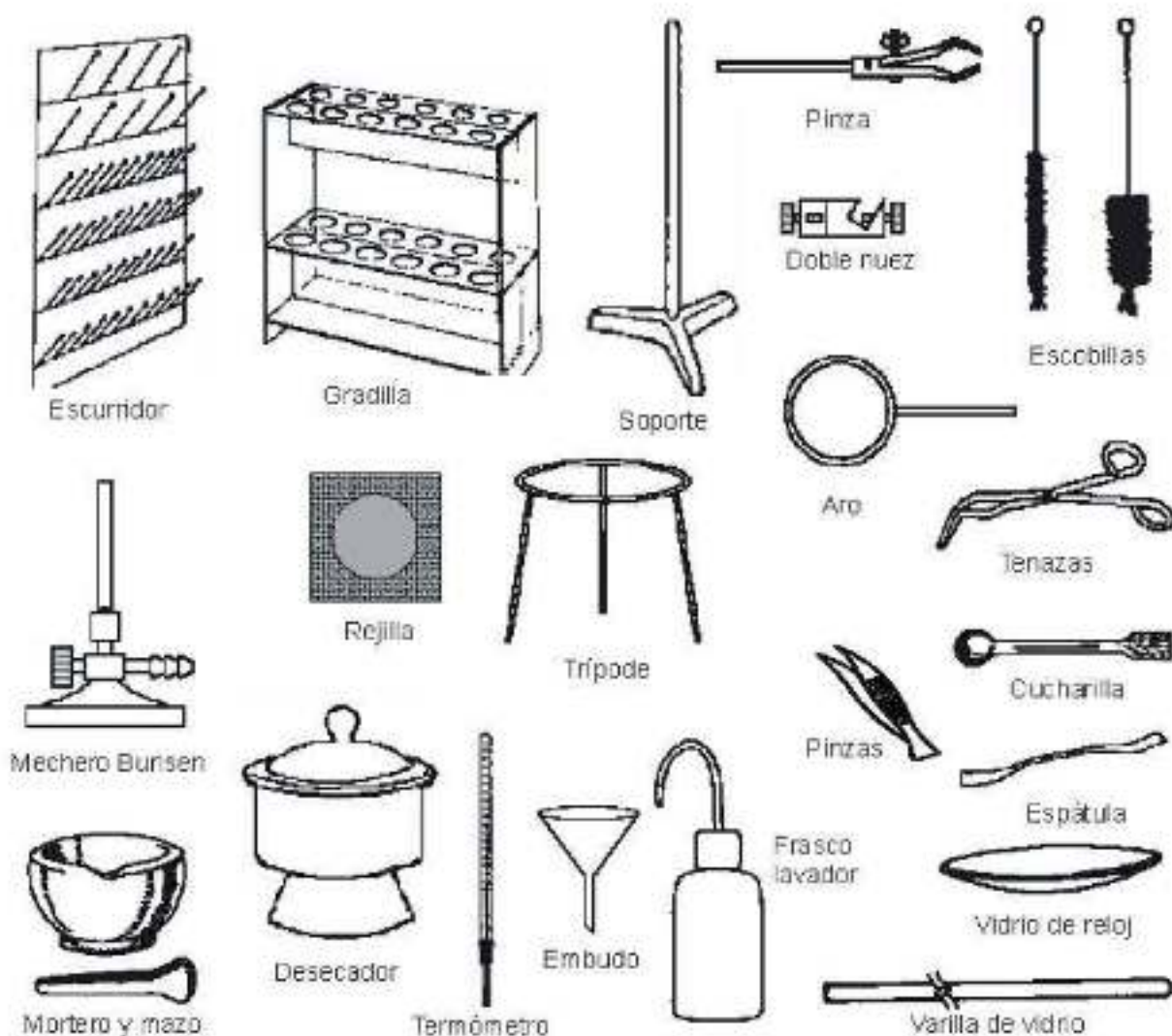
MEDIDAS DE MASAS, BALANZAS



MEDIDA DE VOLÚMENES DE LÍQUIDOS



MATERIAL DE USO GENERAL



TABLAS DE RESULTADOS PRACTICA N° 1.

FECHA: _____ GRUPO: _____

FIGURA 1. Mapa de laboratorio



Tabla 1. Asignación de pictograma

SUSTANCIA	CLASIFICACIÓN	PICTOGRAMA

Tabla 2. Etiqueta de los reactivos

	Reactivo 1	Reactivo 2	Reactivo 3
Nombre			
Marca comercial			
Contenido			
Fórmula química			
Estado físico			
Código R			
Código S			
Masa molar			

Tabla 3. Elaboración de fichas de seguridad

INFORMACIÓN GENERAL DEL COMPUESTO	
Nombre:	
Fórmula Química:	
N° CAS:	N° UN:
PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS	
Estado físico:	Punto de fusión:
Color:	Punto de ebullición:
Densidad:	Punto de ignición:
Solubilidad:	
RIESGOS	
PRECAUCIONES	
PROTECCIÓN PERSONAL	
MANEJO DE EMERGENCIAS	
MANEJO DE RESIDUOS	

3. PRÁCTICA N° 2. MEDICIÓN EN EL LABORATORIO: MASA, VOLUMEN, TEMPERATURA Y DENSIDADES

3.1. Objetivos

- Identificar los diferentes instrumentos de medida para masa, volumen, temperatura y densidad.
- Conocer la forma adecuada para medir masa, longitud, volumen y temperatura en el laboratorio de Química.
- Realizar cálculos y reportar los datos con el número apropiado de cifras significativas.
- Emplear gráficas para analizar los resultados de un experimento científico.
- Aprender a seleccionar un instrumento de medida.
- Diferenciar el material graduado del aforado
- Identificar los tipos de materiales que brindan mayor precisión sobre otros que también tienen graduación.

3.2. Introducción

En el laboratorio de Química, frecuentemente se utilizan instrumentos de medida para cuantificar diferentes características físicas y químicas de la materia; específicamente en química, algunas mediciones realizadas con instrumentos se relacionan mediante cálculos. Por ejemplo, con una cinta métrica se mide la longitud, con la bureta, pipeta, probeta graduada y matraz o balón volumétrico, se mide volumen, con la balanza, la masa y con el termómetro, la temperatura.

3.2.1. Mediciones y Unidades Del Sistema Internacional (SI)

En 1960, la Conferencia General de Pesos y Medidas, que es la autoridad internacional en cuanto a unidades, propuso un sistema métrico revisado, al que llamo Sistema Internacional de Unidades (SI). En tabla 3.1, se muestran las unidades básicas del Sistema Internacional, las demás se derivan de ellas.

Tabla 3. 1. Unidades básicas del SI

Cantidad física (dimensión)	Nombre de la unidad	Abreviatura de la unidad
Masa	Kilogramo	Kg
Longitud	Metro	m
Tiempo	Segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Corriente eléctrica	Amperio	A
Cantidad de sustancia	Mol	mol
Intensidad luminosa	candela	Cd

3.2.2. Escalas de temperatura

Actualmente se utilizan tres escalas de temperatura. Sus unidades son °F (grados Fahrenheit), °C (grados Celsius) y K (Kelvin). En la escala Fahrenheit, la más usada en Estados Unidos fuera de los laboratorios, se definen los puntos de congelación y ebullición normales del agua como 32°F y 222°F, respectivamente. La escala Celsius divide el intervalo entre los puntos de congelación (0 °C) y ebullición (100 °C) del agua en 100 grados. Como se mostró en la tabla 3.1, el kelvin es la unidad básica de temperatura SI, se trata de una escala de temperatura absoluta. Por absoluta debe entenderse que el 0 K, es la temperatura más baja que puede alcanzarse en teoría.

Las ecuaciones empleadas para hacer conversiones de escalas son:

- $^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32^{\circ}\text{F}) \times \frac{5^{\circ}\text{C}}{9^{\circ}\text{F}}$ Conversión de $^{\circ}\text{F}$ a $^{\circ}\text{C}$
- $^{\circ}\text{F} = \frac{9^{\circ}\text{F}}{5^{\circ}\text{C}} \times (^{\circ}\text{C}) + 32^{\circ}\text{F}$ Conversión de $^{\circ}\text{C}$ a $^{\circ}\text{F}$
- $\text{K} = (^{\circ}\text{C} + 273,15^{\circ}\text{C}) \frac{1\text{K}}{1^{\circ}\text{C}}$ Conversión de $^{\circ}\text{C}$ a K

3.2.3. Medidas de los equipos de volumetría

El material de vidrio utilizado para realizar procesos de medición de líquidos con alta precisión está directamente relacionado con los procesos que se deben realizar dentro de un laboratorio. Los aparatos de medición tienen que elegirse según la aplicación prevista. Análisis exactos exigen siempre aparatos de medición altamente precisos.

El material volumétrico de laboratorio que se utiliza para la medida de los volúmenes de los líquidos está constituido por: matraces, probetas, pipetas, buretas y vasos de precipitado.

Los materiales volumétricos tienen grabada una escala, casi siempre en mililitros o centímetros cúbicos. Ambas partes corresponden a la milésima parte de un litro. En algunos materiales de medición volumétrica el centímetro cúbico se expresa así: cc.

Los matraces y vasos de precipitado se utilizan para contener líquidos, mientras que las probetas, pipetas y buretas se usan para medir y transferir líquidos. Cada material graduado presenta unas características fundamentales que brindan información sobre su capacidad, su mínima graduación y su tolerancia.

Debido a que el agua y la mayoría de los líquidos tienden a subir por las paredes de los recipientes forman un menisco que consiste en una curvatura de la superficie libre cerca de las paredes del recipiente. Por eso, una vez que se vierte el líquido en el recipiente este se coloca a la altura de los ojos y se considera el volumen que indica la parte inferior del menisco que puede ser cóncavo o convexo.

- Cuando se mide un líquido puede usarse pipetas o probetas, según la exactitud requerida. Al usar pipeta se debe aspirar el reactivo desde el recipiente que contenga el líquido. Nunca pipetear directamente del frasco reactivo. Nunca pipetear con la boca. En caso necesario debe usarse una propipeta para succionar.
- Cuando se mida un volumen en la pipeta o en la bureta, es necesario tener presente que el volumen correcto corresponde al que señala el menisco del líquido en la graduación de la pipeta como muestra la figura 3.1.

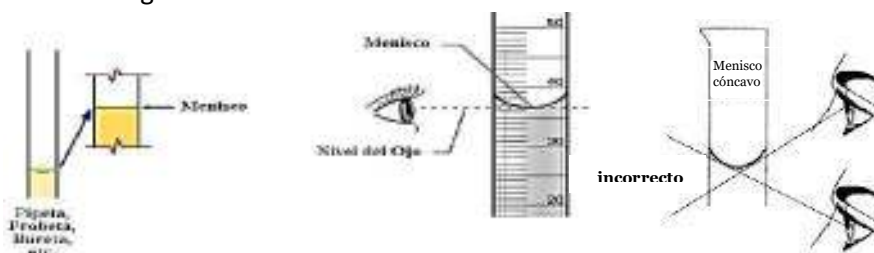


Figura 3. 1. Procedimiento para hacer la lectura de un volumen usando un recipiente graduado

3.2.4. Densidad

La materia posee masa y volumen. Las mismas masas de sustancias diferentes tienden a ocupar distintos volúmenes, así se nota que el hierro o el hormigón son pesados, mientras que la misma cantidad de goma de borrar o plástico son ligeras. La propiedad que permite medir la ligereza o pesadez de una sustancia recibe el nombre de densidad. Cuanto mayor sea la densidad de un cuerpo, más pesado parecerá.

Densidad se define como la relación existente entre la masa de un cuerpo o sustancia con el volumen que ocupa en el espacio. Su fórmula matemática es:

$$\text{densidad} = \rho = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}}$$

La determinación de densidades de líquidos tiene importancia no sólo en la física, sino también en el mundo de la medicina, la veterinaria, la industria, etc. Por el hecho de ser la densidad una propiedad característica (cada sustancia tiene una densidad diferente) su valor puede emplearse para efectuar una primera comprobación del grado de pureza de una sustancia líquida y en caso de las ciencias médicas puede informar del estado de normalidad o anormalidad de un fluido corporal, con lo cual es una medición que se convierte en un elemento para un diagnóstico clínico (ejemplo, densidad de la orina).

Para calcular la densidad de los líquidos y sólidos se pueden utilizar varios métodos, el más sencillo consiste en medir el volumen del líquido o sólido manualmente. El volumen de los sólidos depende de la de su forma geométrica, si esta es irregular y no se puede calcular por métodos matemáticos, se puede usar el método que aplica el “principio de Arquímedes” luego pesar este cuerpo y con estos dos valores hacer la relación matemática masa/volumen usando los valores obtenidos. La unidad derivada del SI para la densidad es el kilogramo por metro cúbico (kg/m^3); sin embargo, esta unidad es muy grande para muchas aplicaciones químicas, por lo que es frecuente emplear g/cm^3 o g/mL .

En el laboratorio de química es usual emplear la densidad absoluta definida como masa/volumen o la densidad relativa (también llamada gravedad específica – G_s), que se calcula empleando relaciones de peso de la sustancia a peso del agua siempre que se trabaje con volúmenes iguales de agua y de la sustancia a analizar. Considere que el volumen medido con el picnómetro es absolutamente reproducible, de manera que se puede trabajar con la igualdad:

$$\frac{m_{\text{agua}}}{d_{\text{agua}}} = \frac{m_{\text{disolución}}}{d_{\text{disolución}}}$$

La presente práctica ha sido diseñada para indicar al estudiante la importancia de registrar adecuadamente las medidas que se realizan en un laboratorio de química. Además, induce a la observación, descripción, análisis de los resultados y concepto del error en el laboratorio. Incluye una introducción al manejo gráfico de resultados.

3.3. Actividades Pre-laboratorio

3.3.1. Consultar y consignar en su cuaderno de laboratorio.

- Concepto de medir
- Principio de funcionamiento y manejo de la balanza analítica y la balanza de platillo externo.
- Propiedades físicas y químicas de la materia.
- Ley de conservación de la masa
- Densidad absoluta y relativa
- Formas de estimar el error, cálculos de error, propagación de errores, promedio aritmético, desviación estándar, precisión y exactitud, rechazo de datos.
- Cifras significativas y su manejo.
- ¿Qué significa que un material de vidrio puede ser de clase A, clase AS y clase B?
- ¿Cómo puede afectar la temperatura la medición de volúmenes?

3.3.2. Leer con atención la información sobre unidades del sistema internacional (SI), introducción a la estadística, presentación de los datos y resultados derivados de un experimento, cifras significativas, densidad, escalas de temperatura.

3.3.3. Preparar en el cuaderno las tablas para recolección de datos

3.4. Materiales y reactivos

3.4.1. *Materiales del estudiante*

- Blusa de manga larga
- Gafas de protección
- Guantes
- Dulce abrigo o un pedazo de tela que no genere pelusas
- Tijeras
- Cinta de enmascarar y teflón
- Fósforo o encendedor
- Cuaderno de laboratorio
- Regla
- Calculadora
- 5 monedas de la misma denominación (por grupo)

3.4.2. *Materiales del laboratorio*

- Vidrio de reloj
- Pinzas para crisol
- Probeta de 10,0 mL, 25 mL, 50 mL y 100 mL
- 2 Beakers de 50 mL, 100 mL, 250 mL y 400 mL
- Pipeta aforada de 10,0 mL
- Pipeta graduada de 10,0 mL
- Picnómetro
- 2 Termómetros
- 2 Densímetro
- Calibrador
- Bureta 25 mL
- Matraz volumétrico
- Erlenmeyer de 100 mL
- Pinza para bureta
- Placa vitrocerámica
- Mechero
- Frasco lavador

Para uso común

- Balanzas analíticas
- Probetas de plástico de 50 mL ó 100 mL

3.4.3. *Reactivos*

- Solución salina de concentración desconocida
- Solución de etanol

3.5. Parte Experimental

3.5.1. *Identificación De Los Instrumentos para Medir*

Identificar las especificaciones y características de cada instrumento y registrarlas en la tabla 1 de resultados.

3.5.2. *Medida de masa*

Determine la masa, una a una, de 5 monedas de la misma denominación, y compárelo con la masa medida de todas las monedas al mismo tiempo. Reporte los datos en la tabla 2 y elabore los cálculos sugeridos en el reporte de datos.

3.5.3. *Medida de la Temperatura*

Observe detalladamente las características e indicaciones del matraz volumétrico que va a utilizar. Caliente agua destilada a 50°C en un vaso de precipitados y con éste llene el matraz volumétrico de 25 mL hasta la marca del aforo. Espere a que el agua llegue a temperatura ambiente (tomando la temperatura cada 3 minutos con el termómetro) y observe el volumen del líquido con respecto a la marca del aforo. Con una pipeta medir el volumen del líquido que quedó en el matraz. Con agua a temperatura ambiente (repetir paso 1) llene otro matraz al nivel hasta el aforo. Coloque el matraz en un baño de hielo hasta que la temperatura del agua descienda a 5°C. Observe lo que pasa con el nivel del líquido respecto a la marca del aforo. Espere a que el agua llegue a temperatura ambiente (tomando la temperatura cada 3 minutos) y observe los cambios de temperatura. Con una pipeta medir el volumen del líquido que quedó en el matraz. Registre los datos en la tabla 3 y compare los valores y obtenga conclusiones claras al respecto.

3.5.4. Medida de Volumen

- A.** Llene un balón aforado de 25 mL con agua y transfiera su volumen a una probeta de 50 mL, cada integrante del grupo repetirá este proceso con el fin de establecer la diferencia de volumen y calcular el promedio y el error, consigne los datos obtenidos en la tabla 4.1. Realice el mismo procedimiento utilizando en lugar de probeta de 50 mL una probeta de 25 mL y una de 100 mL.
- B.** Lave la bureta, cerciórese que no haya escape de líquido por la llave, llene la parte inferior (la zona que no tiene escala) y transfiera los 25 mL de un balón aforado a la bureta, repita el procedimiento. Luego transfiera 25 mL de agua de una bureta a una probeta de 25 mL. Llene los datos en la tabla 4.2.
- C.** Mida 10 mL de agua con una pipeta aforada y transfíralos a una probeta de 25 mL, cada integrante del grupo repetirá el mismo procedimiento, repita el ejercicio con la pipeta graduada. Llene los datos obtenidos en la tabla 4.3.
- D.** En un beaker de 100 mL agregue agua hasta la marca de 50 mL, transfíralos a una probeta de 50 mL, realice el mismo procedimiento utilizando un beaker de 250 mL y de 400 mL. Registre los datos en la tabla 4.4.

3.5.5. Densidad de un Sólido

- A.** Describa las características físicas (color, brillo, textura) del bloque metálico que le fue entregado. Efectúe las medidas geométricas que le permitan estimar el volumen del bloque (utilice la regla). Determine la masa del bloque utilizando la balanza de platillo externo con aproximación a la décima de gramo. Calcule la densidad del bloque metálico.
- B.** En la mesa de materiales para uso común, encontrará una probeta de plástico. Coloque entre 25 mL y 50 mL de agua de la llave en la probeta de plástico. Lea el volumen exacto reportándolo con el número apropiado de cifras significativas. Sumerja el bloque metálico en la probeta y repita la medida del volumen. Determine el volumen ocupado por el sólido. Determine la masa del bloque utilizando la balanza de platillo externo con aproximación a la décima de gramo. Calcule la densidad del bloque metálico. Reporte los datos en la tabla 5.1. Analice el error presentado, de acuerdo al valor de la densidad reportado en la Tabla Periódica. Registre los valores en la tabla 5.2.

3.5.6. Densidad de un Líquido

- A.** *Densidad determinada con Probeta:* En la balanza analítica pese su probeta de 10,0 mL, la cual debe estar limpia y seca. Adicione 5 mL de solución de NaCl problema. Pese el sistema nuevamente. Anote todos los datos en tabla de 6.1.
- B.** *Densidad determinada con Pipeta:* Pese un vaso de precipitado de 50 mL que esté limpio y seco, anote el peso. Con una pipeta volumétrica de 10 mL, mida 10 mL de la solución de NaCl suministrada por el auxiliar de laboratorio y adiciónela al vaso de precipitado. Pese cuidadosamente el vaso de precipitado con la muestra en la balanza analítica y anote el resultado. Calcule el peso del volumen de líquido a partir de los pesos obtenidos anteriormente. Calcule la densidad de la solución salina con el número correcto de cifras significativas y registre sus resultados en la tabla 6.2. Repita el procedimiento utilizando una pipeta graduada de 10 mL. En su informe compare los resultados obtenidos.
- C.** *Densidad determinada con picnómetro y densímetro:* Pese el picnómetro vacío, limpio y seco; registre el valor. Seguidamente, con ayuda de un vaso de precipitados, transfiera la disolución problema al picnómetro hasta alcanzar un nivel de aproximadamente $\frac{3}{4}$ del cuello del recipiente (ver figura 3.2).

Deje caer libremente la tapa del picnómetro de manera que el líquido llene por completo el capilar. Seque cuidadosamente el picnómetro con una toalla de papel. Péselo de nuevo y registre el dato. Repita el procedimiento llenando el picnómetro con agua destilada, para calibrar el picnómetro. Vuelva a pesar el picnómetro lleno y perfectamente enrasado. Una vez realizada la pesada, mida la temperatura del agua destilada. Realice la corrección respectiva de la densidad de acuerdo a la tabla 3.2. Determine la temperatura ($^{\circ}\text{C}$) del agua destilada que está utilizando con el termómetro que le fue entregado. Calcule la densidad de la disolución salina relativa al agua.

En una probeta de 250 mL que contenga solución salina, sumerja el densímetro y mida la densidad. Repita este paso con la solución de etanol. Registre los datos obtenidos en la tabla 6.3.

Pida al profesor el valor real de la densidad de la disolución y calcule el error relativo, el error absoluto y el porcentaje de error de su determinación con respecto a este valor, en la tabla 6.4.

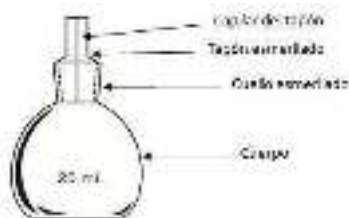


Figura 3. 2. Picnómetro

3.6. Preguntas adicionales

- Compare las densidades del bloque metálico calculadas con: (a) las medidas con la regla y (b) con la probeta con agua. Discuta las causas de las diferencias que pueda encontrar.
- Discuta porque la densidad de los líquidos cambia con la temperatura
- Discuta los valores, la forma correcta de expresar las cifras significativas y diferencias de errores calculados para las dos formas de determinar la densidad del líquido.
- ¿El volumen del líquido corresponde al marcado en el beaker o Erlenmeyer? ¿Si existen diferencias a que se deben?
- ¿Cuál es la diferencia entre los volúmenes medidos por estos dos instrumentos? ¿Por qué el diseño de la pipeta volumétrica es diferente al de la graduada?
- ¿Cuál serie al volumen aproximado de una gota de solución?
- ¿Cómo se realiza la calibración de una bureta, probeta y una pipeta?
- ¿En los gases cómo se determina la densidad?

3.7. Bibliografía

- Chang, R. (2007). Química. Mc. Graw Hill. 9th edición. China. P. 15, 19-27.
- Trujillo, C, A.J Sánchez R., J. E. (2007). Técnicas y medidas básicas en el laboratorio de química. Universidad Nacional de Colombia. Unibiblos, Bogotá, Colombia. Pp. 96-97.
- Peller, J. R. (1997). Exploring Chemistry Laboratory – Experiments in general, organic and biological chemistry. Prentice Hall, USA. Pp. 15-25.
- Trujillo, C. A.; Farias, C., D.M. (2008) Guías de Laboratorio para Química Fundamental I. Documento de trabajo – Departamento de Química – Universidad Nacional de Colombia, Bogotá.
- Roberts, J. Hollenberg, J. L; Postma, J. M. (1997). Chemistry in the Laboratory. W.H. Freeman and Company, NJ, USA. P.329
- Soto, C. Y. (2014). Medidas y observaciones en ciencias. Guías de Laboratorio para Química Básica. Departamento de Química. Universidad Nacional de Colombia, Bogotá.

Tabla 3.2. Densidad del agua (g / ml) respecto a la temperatura (° C) (Del Handbook of Chemistry and Physics, 53^a edición, pág. F4)

Grados enteros se enumeran en la parte izquierda de la tabla, mientras que décimas de grado se enumeran en la parte superior. Así que para encontrar la densidad del agua a decir 5.4 ° C, lo primero que encontrará toda la carrera por la búsqueda hacia abajo con la mano izquierda columna hasta llegar a "5". De allí tendría que deslizarse a través de la fila hasta llegar a la columna "0,4". La densidad del agua a 5.4 ° C es 0,999957 g / mL.

	0,0	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9
0	0.999841	0.999847	0.999854	0.999860	0.999866	0.999872	0.999878	0.999884	0.999889	0.999895
1	0.999900	0.999905	0.999909	0.999914	0.999918	0.999923	0.999927	0.999930	0.999934	0.999938
2	0.999941	0.999944	0.999947	0.999950	0.999953	0.999955	0.999958	0.999960	0.999962	0.999964
3	0.999965	0.999967	0.999968	0.999969	0.999970	0.999971	0.999972	0.999972	0.999973	0.999973
4	0.999973	0.999973	0.999973	0.999972	0.999972	0.999972	0.999970	0.999969	0.999968	0.999966
5	0.999965	0.999963	0.999961	0.999959	0.999957	0.999955	0.999952	0.999950	0.999947	0.999944
6	0.999941	0.999938	0.999935	0.999931	0.999927	0.999924	0.999920	0.999916	0.999911	0.999907
7	0.999902	0.999898	0.999893	0.999888	0.999883	0.999877	0.999872	0.999866	0.999861	0.999855
8	0.999849	0.999843	0.999837	0.999830	0.999824	0.999817	0.999810	0.999803	0.999796	0.999789
9	0.999781	0.999774	0.999766	0.999758	0.999751	0.999742	0.999734	0.999726	0.999717	0.999709
10	0.999700	0.999691	0.999682	0.999673	0.999664	0.999654	0.999645	0.999635	0.999625	0.999615
11	0.999605	0.999595	0.999585	0.999574	0.999564	0.999553	0.999542	0.999531	0.999520	0.999509
12	0.999498	0.999486	0.999475	0.999463	0.999451	0.999439	0.999427	0.999415	0.999402	0.999390
13	0.999377	0.999364	0.999352	0.999339	0.999326	0.999312	0.999299	0.999285	0.999272	0.999258
14	0.999244	0.999230	0.999216	0.999202	0.999188	0.999173	0.999159	0.999144	0.999129	0.999114
15	0.999099	0.999084	0.999069	0.999054	0.999038	0.999023	0.999007	0.998991	0.998975	0.998959
16	0.998943	0.998926	0.998910	0.998893	0.998877	0.998860	0.998843	0.998826	0.998809	0.998792
17	0.998774	0.998757	0.998739	0.998722	0.998704	0.998686	0.998668	0.998650	0.998632	0.998613
18	0.998595	0.998576	0.998558	0.998539	0.998520	0.998501	0.998482	0.998463	0.998444	0.998424
19	0.998405	0.998385	0.998365	0.998345	0.998325	0.998305	0.998285	0.998265	0.998244	0.998224
20	0.998203	0.998183	0.998162	0.998141	0.998120	0.998099	0.998078	0.998056	0.998035	0.998013
21	0.997992	0.997970	0.997948	0.997926	0.997904	0.997882	0.997860	0.997837	0.997815	0.997792
22	0.997770	0.997747	0.997724	0.997701	0.997678	0.997655	0.997632	0.997608	0.997585	0.997561
23	0.997538	0.997514	0.997490	0.997466	0.997442	0.997418	0.997394	0.997369	0.997345	0.997320
24	0.997296	0.997271	0.997246	0.997221	0.997196	0.997171	0.997146	0.997120	0.997095	0.997069
25	0.997044	0.997018	0.996992	0.996967	0.996941	0.996914	0.996888	0.996862	0.996836	0.996809
26	0.996783	0.996756	0.996729	0.996703	0.996676	0.996649	0.996621	0.996594	0.996567	0.996540
27	0.996512	0.996485	0.996457	0.996429	0.996401	0.996373	0.996345	0.996317	0.996289	0.996261
28	0.996232	0.996204	0.996175	0.996147	0.996118	0.996089	0.996060	0.996031	0.996002	0.995973
29	0.995944	0.995914	0.995885	0.995855	0.995826	0.995796	0.995766	0.995736	0.995706	0.995676
30	0.995646	0.995616	0.995586	0.995555	0.995525	0.995494	0.995464	0.995433	0.995402	0.995371

TABLAS DE RESULTADOS PRACTICA 2.

FECHA: _____ GRUPO: _____

Tabla 1. Características del instrumento de medición

Instrumento Características	1	2	3	4	5	6	7
Nombre							
Marca							
Modelo							
Unidades							
Capacidad mínima							
Capacidad máxima							
Error							

Tabla 2. Medida de la masa de monedas

Denominación de la moneda: Masa (q):

Moneda	Masa (g)	$(X_i - \bar{X})$	$(X_i - \bar{X})^2$
1			
2			
3			
4			
5			
Sumatoria	$\sum =$		
Promedio	$\bar{X} =$		

Cálculo de la desviación estándar

Masa de las 5 monedas determinadas al mismo tiempo (g) _____

Tabla 3. Medida de temperatura

Volumen de Agua al terminar el ensayo (mL)		
Agua a 50°C	Agua a 5°C	Agua a T_{amb} (°C)

[illegible]

Tabla 4.1. Medida de Volumen con balón aforado de 25 mL

Medición	Vol. Probeta 50 mL (mL)	Vol. Probeta 25 mL (mL)	Vol. Probeta 100 mL (mL)
1			
2			
3			
4			
5			
6			
$\Sigma =$			
\bar{X}			
S			

Tabla 4.2. Medida de Volumen con bureta de 25 mL

Medición	Vol. (mL) Balón aforado	Vol. (mL) Probeta de 25 mL
1		
2		
3		
4		
5		
6		
$\Sigma =$		
\bar{X}		
S		

Tabla 4.3. Medida de Volumen transferido a probeta de 25 mL

Medición	Vol. Pipeta Aforada de 10 mL (mL)	Vol. Pipeta Graduada de 10 mL (mL)
1		
2		
3		
4		
5		
6		
$\Sigma =$		
\bar{X}		
S		

Tabla 4.4. Medida de Volumen transferido a probeta de 50 mL

Medición	Vol. (mL) Beaker de 100 mL	Vol. (mL) Beaker de 250 mL	Vol. (mL) Beaker de 400 mL
1			
2			
3			
4			
5			
6			
$\Sigma =$			
\bar{X}			
S			

Tabla 5.1. Determinación de la densidad de un sólido

Experimento	A	B
Magnitudes		
Medida del bloque (cm)		
Masa (g)		
Volumen del bloque (cm ³)		
Volumen probeta inicial (mL)		
Volumen probeta final (mL)		
Volumen del bloque (mL)		
Densidad del bloque (g/cm ³)		
Densidad del bloque (kg/m ³)		
Descripción física del bloque metálico		

Tabla 5.2. Cálculo de errores de la densidad de un sólido

Método	A	B
Error relativo		
Error absoluto		
Porcentaje de error		

Tabla 6.1. Determinación de la densidad de un líquido mediante probeta

Magnitudes	Medida
Masa Probeta vacía (g)	
Masa Probeta con líquido (g)	
Masa del líquido (g)	
Volumen líquido (mL)	
Temperatura agua (°C)	
Temperatura muestra (°C)	
Densidad del agua (g/mL)	
Densidad de la muestra (g/mL)	
Descripción de la probeta	

Tabla 6.2. Determinación de la densidad de un líquido mediante pipeta

Magnitudes	Pipeta aforada	Pipeta graduada
Masa beaker vacía (g)		
Masa beaker con líquido (g)		
Masa del líquido (g)		
Volumen líquido (mL)		
Temperatura agua (°C)		
Temperatura muestra (°C)		
Densidad del agua (g/mL)		
Densidad del líquido (g/mL)		
Descripción física		

Tabla 6.3. Determinación de la densidad de un líquido mediante Picnómetro y densímetro

Magnitudes \ Líquido	Agua destilada	Solución salina	Solución etanólica
Masa Picnómetro vacío (g)			
Masa Picnómetro con líquido (g)			
Masa del líquido (g)			
Temperatura líquido (°C)			
Densidad Teórica (g/mL)			
Densidad con densímetro (g/mL)			
Densidad de la muestra (g/mL)			
Volumen líquido (mL)			

Tabla 6.4. Cálculo de errores de la densidad de un líquido de los diferentes métodos

Método	Probeta	Pipeta aforada	Pipeta graduada	Picnómetro	Densímetro
Error absoluto					
Error relativo					
Porcentaje de error					

4. PRÁCTICA N° 3. CAMBIOS FÍSICO Y CAMBIOS QUÍMICOS

4.1. Objetivos

- Distinguir los conceptos entre: propiedad física y propiedad química, cambio físico y cambio químico.
- Clasificar los cambios químicos en los diferentes tipos de reacción, como combinación, descomposición, desplazamiento sencillo y desplazamiento doble (metátesis), entre otros.
- Observar los efectos producidos al calentar algunas sustancias,
- Proponer fórmulas químicas para los productos de reacción a partir de las formulas químicas de los compuestos reaccionantes.

4.2. Introducción

La *Química* estudia la materia que, a su vez, es todo lo que compone el universo. La materia se estudia observando sus propiedades. Las propiedades de la materia son aquel grupo de características que hacen a cada sustancia única. Cada sustancia puede describirse y distinguirse por sus **propiedades físicas** y por sus **propiedades químicas**. Las sustancias se caracterizan por sus propiedades y su composición. El color, punto de fusión y punto de ebullición son **propiedades físicas**. Una propiedad física se puede medir y observar sin que cambie la composición o identidad de la sustancia. Por ejemplo, se puede tomar el punto de ebullición del agua, calentando un volumen de ésta y registrando la temperatura a la cual esta se convierte en vapor. El agua difiere de su vapor sólo en su apariencia, no en su composición; por lo que la temperatura de ebullición es una propiedad física.

Sin embargo, una **propiedad química**, es aquella en las que se genera un cambio químico en la sustancia. Después de observar una propiedad de este tipo, se obtendrá otra sustancia, de diferentes propiedades y composición, de la que le dio origen. Por ejemplo, cada vez que se prepara un huevo cocido se produce un cambio químico. Al ser sometido a una temperatura de 100 °C, tanto la clara como la yema experimentan cambios que modifican no sólo su aspecto físico, sino también su composición. Al comerse, cambia otra vez la composición del huevo por efecto de las sustancias presentes en el organismo. Esta acción digestiva es otro ejemplo de un cambio químico.

Es toda variación física o química que presenta un material, respecto a un estado inicial y un estado final. Así mediante el cambio se puede establecer las propiedades o características de la materia, antes y después del cambio.

4.2.1. Efectos al calentar una sustancias

En algunos casos, el calentamiento de sustancias puede conducir a cambios físicos, en otros cambios químicos, y a veces no produce cambios. Cuando el calentamiento produce **cambio físico** (como sucede con los cambios de la materia), generalmente se puede invertir el proceso enfriando. Los procesos de fusión (sólido → líquido), evaporación (líquido → gas) y sublimación (sólido → gas), requieren calentamiento. Los procesos contrarios como solidificación (líquido → sólido), condensación (gas → líquido) y deposición (gas → sólido), requieren enfriamiento.

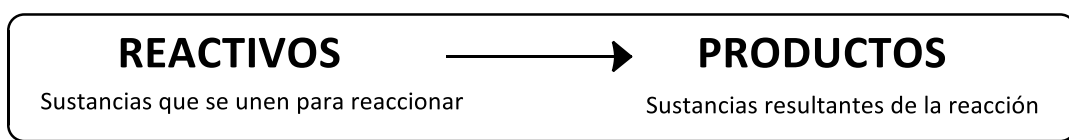
Cuando el calentamiento produce **cambio químico**, no es posible invertir el proceso enfriando, ya que las sustancias producidas tienen composiciones diferentes a las originales: Existen sustancias que al calentarse se descomponen en sustancias más simples. Otras sustancias al calentarse en presencia de aire,

se combinan con el oxígeno formando uno o varios productos. Algunas sustancias no sufren cambio alguno al someterse a calentamiento ordinario.

4.2.2. Reacciones Químicas y su Clasificación

Los procesos vitales que se llevan a cabo en los organismos vivos están compuestos por un gran número de reacciones químicas que coordinadamente se suceden en el perfecto equilibrio facilitando el desarrollo y sostenimiento de la vida. Las reacciones químicas se expresan a través de **ecuaciones químicas**, es decir, una manera escrita de expresar lo que ocurre en forma material.

En las ecuaciones químicas los **reactivos**, son las sustancias iniciales que participan en una reacción química y se escriben, por convención a la izquierda y los **productos** son las sustancias que resultan de la combinación de otras, con características completamente diferentes de las originales y se escriben a la derecha después de una flecha que significa produce de la siguiente manera:

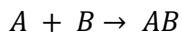


El burbujeo y el cambio de color son algunos signos de que dos o más sustancias no sólo se mezclaron, sino que reaccionaron. El burbujeo indica que algunas moléculas fueron liberadas en forma de gas. El cambio de color significa que las sustancias originales ya no se encuentran presentes. El resultado es algo nuevo, hecho de los componentes químicos originales y no necesariamente van a ser totalmente visibles o aparentes, ya que no todas las reacciones darán origen a burbujas y a espuma, y no todas resultan en colores vistosos o llamativos.

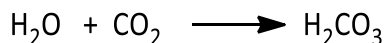
En general, una reacción química sucede cuando las moléculas interactúan y provocan un cambio químico. Este cambio químico significa que las moléculas que interactúan ya no están presentes, se hayan ahora combinadas de diferente manera, para crear algo nuevo. Las reacciones químicas pueden realizarse a través de moléculas complejas, o a través de átomos.

Las reacciones químicas se clasifican en:

- *Reacciones De Síntesis o combinación*, son reacciones en las cuales dos sustancias químicas se juntan para dar un nuevo producto simple:



Un ejemplo de este tipo de reacción es el proceso metabólico de glucosa que el CO_2 reacciona con H_2O de la sangre para formar H_2CO_3 (ácido carbónico), esta es una reacción de adición en cual aparece una sustancia nueva:



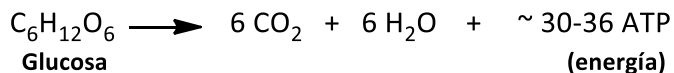
El ácido carbónico casi inmediatamente libera el ion H^+ transformándose en ion bicarbonato HCO_3^- así:



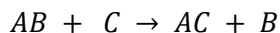
- *Reacciones De Descomposición*, son aquellas reacciones en las cuales un simple reactivo se descompone en dos o más sustancias.



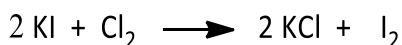
Un ejemplo reconocido es cuando el azúcar que entra en el organismo humano a través de los alimentos, se transforma en glucosa. La glucosa se descompone en gas carbónico agua y energía necesaria para las funciones vitales del organismo.



- *Reacciones De Sustitución Simple*, reacciones en las cuales un átomo libre o ion, reemplaza a un átomo o ion dentro de una molécula reaccionante.



Por ejemplo la reacción entre Yoduro de potasio (KI) y el cloro (Cl_2) gaseoso que se burbujea en la solución de Yoduro, en la cual un ion Cl^- , reemplaza el átomo de Yodo, así:



- *Reacciones De Doble Sustitución*: Estas reacciones ocurren cuando dos compuestos iónicos se disuelven en sus respectivos iones, formando una mezcla de 4 iones, dos con carga negativa y dos con carga positiva, estos se recombinan en la solución dando como resultado, (1) un material insoluble, (2) un material covalente como el agua, o (3) un material gaseosos que se escapa. No necesariamente todos los iones reaccionan, en ocasiones algunos iones permanecen en la solución.



Un ejemplo es el tipo de reacción en la cual algunos iones forman un compuesto gaseoso que escapa como gas:



La mayoría de las reacciones que ocurren en los seres vivos son reacciones de transferencia, oxido reducción, eliminación, reordenamiento, isomerización y cambios del enlace carbono-carbono, que son denominaciones específicas a reacciones que están dentro de los 4 tipos señalados anteriormente.

4.3. Actividades Pre-laboratorio

4.3.1. Consultar y consignar en su cuaderno de laboratorio.

- ¿Qué es un cambio Físico? ¿Qué es un cambio químico? Cómo se evidencia cada uno?
- Consulte los fundamentos del proceso de la solubilidad y consigne las reglas de solubilidad de los sólidos iónicos comunes
- Tipos de enlace químico y sus características
- Definición y ejemplo de reacciones de combustión, transferencia, óxido reducción, eliminación, reordenamiento, isomerización y cambios del enlace carbono-carbono.

4.3.2. Preparar en el cuaderno las tablas para recolección de datos

4.4. Materiales y reactivos

4.4.1. Materiales del estudiante

- | | |
|---|--|
| • Blusa de manga larga, gafas de protección, guantes de nitrilo y gorro | • Cuaderno de laboratorio, regla, calculadora |
| • Dulce abrigo | • Papel aluminio (2cm de ancho por 2 cm de largo) |
| • Tijeras, cinta de enmascarar, teflón, encendedor | • Un pedazo de 2 cm de un alambre de hierro común. |

4.4.2. Materiales de laboratorio

- 15 tubos de ensayo
- 1 gradilla para tubos de ensayo
- Varilla de agitación
- 1 Erlenmeyer de 250 mL
- Pipeta graduada de 10 mL
- 2 Pinzas para tubo de ensayo
- 2 Beacker de 100 mL
- Capilares
- Capsula de porcelana
- Crisol
- Pinza para crisol
- 1 probeta de 100 mL
- 1 frasco lavador
- Espátula de cobre
- Mechero
- Cuchara para combustión
- Pinza para tubo de ensayo

Para uso común

- Pipetas de 5 y 10 mL para reactivos
- Balanzas

4.4.3. Reactivos

- Azúcar
- Cinta de magnesio
- Sulfato de cobre pentahidratado
- Sulfato de cobre pentahidratado al 5%
- Solución de fenolftaleína
- Granallas de Zinc
- Alambre de Cobre
- Arena
- Hielo
- Cloruro de amonio
- Nitrato de plata, AgNO_3 , 0,1 M
- Hierro
- Ácido Clorhídrico, 6M
- Ácido nítrico, 10%.
- Nitrato de cúprico, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, 0,1M
- Nitrato de ferroso, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, 0,1M
- Hidróxido de sodio, NaOH , 0,1 M

4.5. Parte Experimental

4.5.1. Partes del mechero y zonas de combustión

• **Mechero.** Revise las partes del mechero y dibújelas en su cuaderno de laboratorio en la tabla 1 de los resultados de la práctica 3. Posteriormente gire la arandela inferior con el fin de que el aire se mezcle con el oxígeno, identifique la llama de combustión completa e incompleta, utilice para ello un trozo de capsula que con ayuda de pinzas para crisol se acerca a la llama observando los subproductos que se forma, posteriormente, habrá totalmente la entrada de aire, logrando una llama clara (violácea) y sujete con las pinzas para crisol una placa de cobre previamente humedecida e introduzca en forma perpendicular partiendo el cono de la llama realice las observaciones e identifique las zonas de la llama.

• **Zonas de combustión.** Los datos de los siguientes ensayos regístrelos en la tabla 1 de los resultados de la práctica 3.

- Con una pinza para crisol tome por una punta un capilar de vidrio y colóquelo en la llama oxidante del mechero, dóblela y estírela, observe y describa el fenómeno ¡tenga cuidado con las quemaduras!
- Colocar unos pocos cristales de azúcar en un trozo de capsula y someterla al calor, observe los subproductos. Reporte color de la llama, desprendimiento de vapores, otras sustancias entre otros.
- Con una pinza para crisol tome un pedazo de cinta o virutas de magnesio y colóquelos en la llama oxidante del mechero de tal forma que quede lo más lejos posible de los ojos, deje que las cenizas

caigan en un tubo de ensayo que contenga agua con unas gotas de fenolftaleína observar y consigne las características de experimento. ¡Tenga cuidado con sus ojos, NO mire directamente la luz producida por el magnesio ardiendo, use OBLIGATORIAMENTE gafas para realizar este proceso!

- D. En una cápsula colocar una pequeña porción de sulfato de cobre pentahidratado, coloque la cápsula sobre la placa de calentamiento y caliente con el mechero por aproximadamente cinco minutos luego deje enfriar la cápsula a temperatura ambiente y adicione unas gotas de agua. Observe el fenómeno y apunte las características del experimento.

4.5.2. Efectos al calentar reactivos

A. Rotule tres tubos de ensayos limpios y secos. Coloque una alícuota de arena, hielo y cloruro de amonio (NH_4Cl). Observe y describa cada una de las sustancias. Encienda el mechero y controle la entrada de aire hasta que obtenga la llama azul. Caliente por 1-2 minutos cada tubo sujetándolo con la pinza para tubo de ensayo. Anote sus observaciones en la tabla 2. Preste atención a cambios en color, olor, formación de gas, entre otros aspectos. Después de calentar cada tubo, colóquelo sobre rejilla y, después de que enfríen, vuelva anotar sus observaciones.

B. Obtenga una alícuota de cada uno de los siguientes metales y colóquelos sobre un vidrio de reloj limpio y seco: Cinc (Zn), cobre (Cu) y magnesio (Mg). Observe y describa cada una de las sustancias. Caliente cada pedazo de metal sucesivamente, en una cuchara para combustión, colocándolo en la zona más caliente de la llama. Anote sus observaciones durante el calentamiento y después de que enfríe en la tabla 2 de los resultados de la práctica 3.

4.5.3. Reacciones Químicas

A. Coloque en tres tubos de ensayo 5 mL de una disolución de sulfato de cobre pentahidratado al 5% deposite en cada tubo los siguientes metales cobre, zinc, hierro. Revise cada 15 minutos los cambios producidos en los metales y la disolución del sulfato. Consigne las observaciones realizadas.

B. En un vaso de precipitado de 50 mL colocar una tira de lámina de cobre o un trocito de alambre de cobre enrollado en forma de espiral, adicione al vaso 10 mL de disolución de AgNO_3 0,1 M. Deje reposar por unos minutos la mezcla. Observe, plantee la ecuación química que describe la reacción y anote sus observaciones en la tabla 3. Investigue por qué ocurren este tipo de reacciones desde el punto de vista electroquímico.

C. En dos tubos de ensayo colocar en un tubo de ensayo granallas de zinc, adicionar 2 mL de HCl 6M, y en el otro tubo de ensayo un trozo de cobre, adicionar 2 mL de HNO_3 al 10%. Anote las observaciones en la tabla 3.

D. *Reacciones De HCl Y NaOH.* Rotular cuidadosamente 5 tubos de ensayo, en cada uno de ellos adicionar la cantidad de sustancias que se indica a continuación:

- TUBO 1: Agregar pedacitos de trozos de cobre finamente picados, luego adicionar 2 mL de solución de HCl 6 M.
- TUBO 2: Agregar pedacitos de papel aluminio finamente picados, luego agregar 2 mL de HCl 6 M.
- TUBO 3: Agregar pedacitos de papel aluminio finamente picado, luego agregar 2 mL de solución de NaNO_3 0,1 M.
- TUBO 4: Agregar 1 mL de solución de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 M y luego agregar 1 mL de solución de NaOH.
- TUBO 5: Agregar 1 mL de solución de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 0,1 M y luego agregar 1 mL de solución de NaOH.

Observe cuidadosamente la reacción que ocurre en cada tubo de ensayo, anote sus observaciones tales como; cambio de color, aparición de nuevo producto, burbujeo, etc. y plantee y clasifique la ecuación química que corresponda en cada tubo y anote en la tabla 3 de los resultados de la práctica 3.

4.6. Preguntas Adicionales

- Consulte las reacciones de los procesos de combustión completa e incompleta. Cuáles son las características de cada uno, mencione un ejemplo de cada combustión usando una sustancia orgánica.
- Realice la clasificación de los procesos desarrollados, en cambios físicos y cambios químicos; en los cambios químicos realice las reacciones correspondientes.
- ¿Cuál es la importancia de los cambios físicos en la vida cotidiana? Como los evidencia
- ¿Cuál es la importancia de los cambios químicos en la vida cotidiana? Como los evidencia
- ¿Qué ocurre con las moléculas cuando ocurre un cambio químico?

4.7. Bibliografía

- Chang, R. (2007). Química. Mc. Graw Hill. 9th edición. China. P. 15, 19-27.
- Peller, J. R. (1997). Exploring Chemistry Laboratory – Experiments in general, organic and biological chemistry. Prentice Hall, USA. Pp. 15-25.
- Gónzales, M. (2010). Manual de laboratorio para laboratorio de “Química General” y “Química general y Orgánica”.
- Delgado, S. (2012). Laboratorio de Química General. Mc. Graw Hill. China. P.p. 93 – 99. .

TABLAS DE RESULTADOS PRACTICA 3.

FECHA: _____ GRUPO: _____

Tabla 1. Observaciones Parte del mechero y zonas de combustión

IMAGEN LLAMA		OBSERVACIONES
ENSAYO	OBSERVACIONES ZONAS DE COMBUSTIÓN	
A		
B		
C		
D		

Tabla 2. Efectos De La Temperatura Sobre Reactivos

SUSTANCIA	TIPO DE CAMBIO	OBSERVACIONES EN CALENTAMIENTO	OBSERVACIONES DESPUÉS DEL EMFRIAMIENTO
Arena			
Hielo			
Cloruro de amonio			
Cinc			
Cobre			
Magnesio			

Tabla 3. Observaciones de ensayos de reacciones

ENSAYO	ECUACIÓN QUÍMICA	TIPO DE REACCIÓN	OBSERVACIONES
A	Tubo 1		
	Tubo 2		
	Tubo 3		
B			
C	Tubo 1		
	Tubo 2		
D	Tubo 1.		
	Tubo 2.		
	Tubo 3.		
	Tubo 4.		
	Tubo 5.		

5. PRÁCTICA N° 4. MÉTODOS DE SEPARACIÓN I: DECANTACIÓN, FILTRACIÓN, SUBLIMACIÓN Y EVAPORACIÓN

5.1. Objetivos

- Utilizar técnicas básicas en la separación de los componentes de una mezcla.
- Determinar la composición de una mezcla heterogénea y homogénea utilizando procesos de separación.
- Adquirir los criterios necesarios para seleccionar una técnica o técnicas específicas con base en las propiedades físicas que exhiban los componentes de la mezcla.

5.2. Introducción

La materia suele clasificarse para su estudio en sustancias puras y mezclas. Las sustancias puras se caracterizan porque tienen composición fija, no pueden separarse por métodos físicos en otras sustancias más simples y durante un cambio de estado la temperatura se mantiene constante. Una mezcla es una combinación física de dos o más sustancias puras. La mezcla tiene composición variable y sus componentes pueden separarse por métodos físicos, además la temperatura es variable durante el cambio de estado.

Las mezclas se clasifican en *heterogéneas* cuando constan de dos o más fases y sus componentes pueden identificarse a simple vista o con ayuda de un microscopio. Por ejemplo, un pedazo de granito es una mezcla de pequeños granos de diferentes compuestos como cuarzo, mica y feldespato. Las mezclas *homogéneas*, usualmente llamadas soluciones, constan de una sola fase (región en la que todas las propiedades químicas y físicas son idénticas). Los componentes de una solución están tan íntimamente mezclados que son indistinguibles, tal es el caso de la solución que se forma entre agua y NaCl.

En el laboratorio generalmente se requiere separar los componentes de una mezcla, bien sea para determinar su composición o para purificar los componentes y usarlas en reacciones posteriores. Las técnicas a utilizar dependen del estado general de la mezcla (sólida, líquida o gaseosa) y de las propiedades físicas de los componentes.

5.2.1. Técnicas de separación de mezclas

Para mezclas sólidas se pueden utilizar las siguientes técnicas de separación: disolución, lixiviación y extracción. Estas técnicas requieren de la utilización de un solvente selectivo para separar uno o algunos de los componentes. Cuando la mezcla sólida contiene partículas de diferente tamaño se utiliza el tamizado. Si se trata de mezclas líquidas constituidas por una sola fase, puede usarse la destilación si la diferencia de los puntos de ebullición entre los componentes es apreciable (10 °C aproximadamente), además puede utilizarse la extracción si los componentes de la mezcla tienen diferente solubilidad en un determinado solvente. Por otra parte, la cristalización aprovecha la diferencia en los puntos de solidificación de los componentes. Para separar mezclas heterogéneas, por ejemplo sólido-líquido, se pueden utilizar técnicas tales como la filtración, la centrifugación o la decantación.

En el laboratorio generalmente se requiere separar los componentes de una mezcla, bien sea para determinar su composición o para purificar los componentes y usarlas en reacciones posteriores. Las técnicas a utilizar dependen del estado general de la mezcla (sólida, líquida o gaseosa) y de las propiedades físicas de los componentes.

En el siguiente cuadro se resume el principio básico de cada técnica

Método de separación	Principio básico
Tamizado	Mezcla de sólidos de distinto tamaño, se pasan a través de un tamiz. Los granos más pequeños atraviesan el tamiz y los más grandes son retenidos
Decantación	Cuando una mezcla heterogénea de un sólido con un líquido se deja en reposo, después de un tiempo el sólido se va al fondo del recipiente (decanta).
Filtración	Cuando una mezcla heterogénea de un líquido con un sólido se hace pasar a través de un filtro, el sólido queda retenido y la parte líquida pasa a través de este.
Evaporación	Cuando una mezcla homogénea de un líquido con un sólido se calienta, el líquido se evapora y la parte sólida queda en el recipiente.
Sublimación	Cuando en una mezcla de dos sólidos uno de ellos es sublimable.
Magnetismo	Tiene en cuenta las propiedades magnéticas de algunos materiales. Se emplea para separar mezclas en donde uno de sus componentes es magnético.
Extracción	Cuando hay una mezcla heterogénea de líquidos que difieren en densidad y son inmiscibles, la parte superior contendrá al líquido menos denso.
Destilación	Cuando hay una mezcla homogénea de líquidos miscibles que tienen diferentes puntos de ebullición
Precipitación	Consiste en separar de una solución, una sustancia poco soluble presente en forma cristalina, se efectúa por la mezcla de iones o moléculas en tal concentración que sobrepasa el producto de solubilidad
Cromatografía	Mide el recorrido de los componentes de una mezcla respecto a la afinidad con la fase móvil y el cómo son retenidos por la fase estacionaria.

5.3. Actividades Pre-laboratorio

5.3.1. Consultar y consignar en su cuaderno de laboratorio.

- ¿Cuáles son los factores que afectan la solubilidad de unas sustancias en otras?
- Investigue como se clasifican los métodos de separación de mezclas basado en las propiedades físicas y químicas de los componentes
- Escriba dos ejemplos de mezclas homogéneas y dos de mezclas heterogéneas

5.3.2. Preparar en el cuaderno las tablas para recolección de datos.

5.4. Materiales y reactivos

5.4.1. *Materiales de los estudiantes*

- Blusa de manga larga, Gafas de protección, Guantes
- Dulce abrigo o un pedazo de tela que no genere pelusas
- Tijeras, Cinta de enmascarar y teflón, fósforo o encendedor
- Cronómetro
- Cuaderno de laboratorio, Regla, Calculadora
- 100mL de Aceite de cocina
- 1 sobre de gelatina sin sabor

5.4.2. *Materiales de laboratorio*

- 2 Vidrios de reloj
- Probeta de 100,0 mL y 50 mL

- 5 Beakers de 100 mL y 1 Beaker de 250 mL
- 2 Erlenmeyer de 150 mL
- 1 embudo de separación
- Pinzas para cresol
- Beaker de 50 mL
- Placa vitrocerámica
- Mechero Bunsen
- Frasco lavador
- Varilla de vidrio
- Embudo de gravedad
- 2 aros
- Pinza para embudo
- Pinza para bureta
- Beaker de 250 mL
- Termómetro
- Papel filtro

5.4.3. Reactivos

- Arena
- Cloruro de sodio
- Acetona
- Yodo
- Solución salina de concentración desconocida

5.5. Parte Experimental

5.5.1. Preparación y clasificación de Mezclas

Pese tres vasos de precipitados limpios y secos, y prepare las siguientes mezclas. Utilice una probeta de 100 mL para medir volúmenes y trasvase correctamente de la probeta a cada beaker. Al medir la masa de los reactivos (peso) no olvidar colocar la tara. Después de mezclar los componentes agitar con una varilla de vidrio.

- A. 2 gramos de arena + 50 mL de H_2O
- B. 2 gramos de gelatina + 50 mL de H_2O
- C. 2 gramos de arena + 1 gramos de cloruro de sodio + 15 mL de aceite
- D. 10 mL de aceite + 15 mL de H_2O

Anote los datos y observaciones en la tabla 1 de los resultados de la práctica 4.

5.5.2. Decantación

Pese un beaker limpio y seco. Tome la mezcla A preparada en el punto 5.4.1, y con ayuda de una varilla de vidrio, agite fuertemente la muestra y deje reposar. Cuando se observe que la arena se deposita en el fondo del beaker, separe el sólido del líquido mediante decantación, como se observa en la figura 5.1. Pese los beakers con el solvente recogido y el beaker con el sólido, registre los resultados en la tabla 2. En el informe calcule el % de disolvente recuperado.



Figura 5. 1. Proceso de decantación de mezcla heterogénea

5.5.3. Filtración

Pese un papel filtro, un beaker de 100mL vacío, un vidrio de reloj. Prepare el montaje mostrado en la figura 5.2. Tome la mezcla **C** preparada en la sección 5.4.2., previamente pesada, separe la fase sólida de la líquida mediante filtración, pasando la fase líquida a través del embudo de gravedad. Lave la fase sólida y trasvásela al papel de filtro. Para ello agregue acetona como solvente. Agite y deje caer todo el contenido al papel filtro. Repita esta operación hasta trasvasar completamente la fase sólida y el residuo aceitoso. No debe gastar más de 10 ml de solvente. Anote el volumen gastado en la tabla 3. Lave la fase sólida contenida en el papel con 4 o 5 porciones de 2 mL de agua destilada c/u. Recoja el filtrado en un vaso de precipitado previamente pesado. En un vidrio reloj lleve a la estufa el papel de filtro con el residuo y déjelo 30 minutos a 80°C, retire, deje enfriar y pese. (Reporte las observaciones y datos en la tabla 3 de los resultados de la práctica 4.).

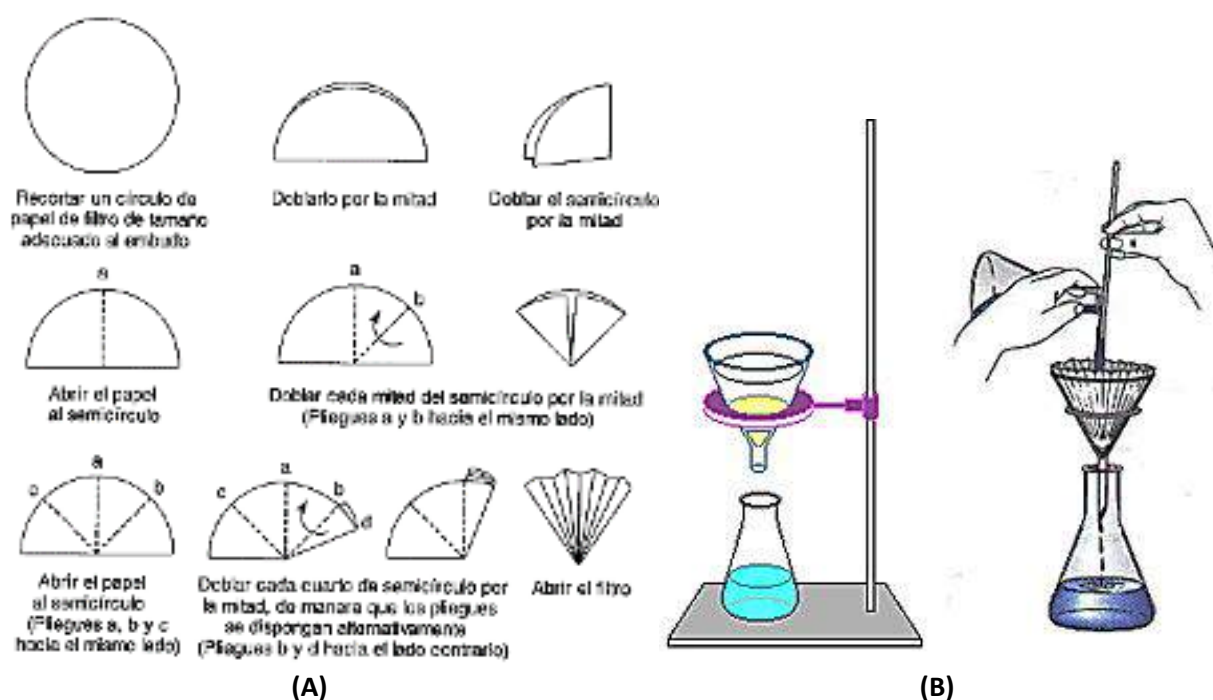


Figura 5.2. A. Forma de doblar el papel filtro. B. Montaje de filtración.

5.5.4. Sublimación. (Método demostrativo)

En un beaker realice una mezcla de 1 gramo de NaCl y 0.3 gramos de yodo. Prepare el montaje de la figura 5.3. Sobre la cápsula de porcelana o un vidrio de reloj con un poco de agua fría o hielo. Caliente suavemente y observe los vapores de yodo por todo el vaso. Cuando los vapores lleguen al fondo de la cápsula de porcelana o vidrio de reloj que está fría volverán a cristalizar, habiéndose conseguido separar la mezcla. Observe los cristales del yodo formados en la cápsula o vidrio de reloj. Investigue las propiedades físicas de cada componente. Anote las observaciones en la tabla 4 de los resultados de la práctica 4.

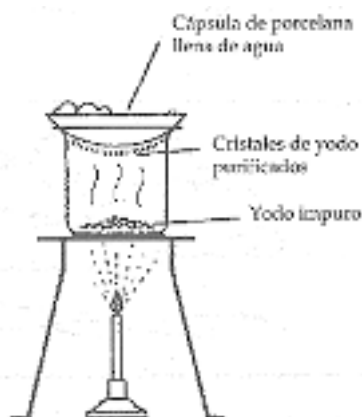


Figura 5. 3. Montaje para la sublimación

Separación de mezclas líquidas

5.5.5. Separación de líquidos inmiscibles

Prepare el montaje para la separación de líquidos inmiscibles (figura 5.4). Tome la mezcla **D** preparada en el punto **5.4.1**, y transfiera la mezcla a embudo de separación. Intente transferir todo el aceite arrastrándolo con más agua utilizando al frasco lavador. Tape el embudo de separación, agite, deje reposar, luego quite el tapón abra la llave del embudo y deje salir el agua. Al aproximarse al nivel del aceite reduzca la velocidad de salida del líquido. Cuando sólo quede aceite en el embudo transfíralo a una probeta, anote el volumen obtenido, en la tabla 5 de los resultados de la práctica 4.

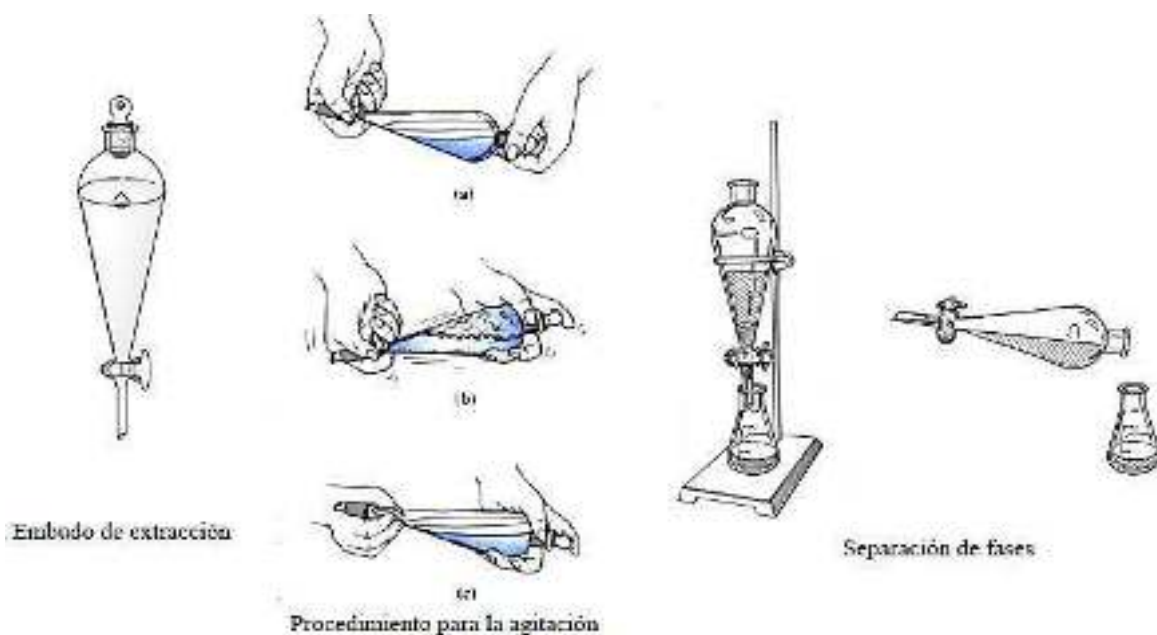


Figura 5. 4. Pasos de los métodos de separación de líquidos inmiscibles

5.5.6. Vaporización

Lave, seque, pese el vidrio de reloj y registre el dato. Con una pipeta aforada, dispense cuidadosamente 5,00 mL de disolución salina problema sobre el vidrio de reloj. En la misma balanza, pese cuidadosamente el vidrio de reloj más la disolución salina. Vierta agua común en un vaso de precipitados de 250 mL (aproximadamente $\frac{3}{4}$ partes del vaso) y colóquelo sobre la placa vitrocerámica y prenda el mechero

Bunsen. Seguidamente coloque el vidrio de reloj sobre la boca del vaso de 250 mL de manera que se caliente al baño María con el vapor que sale del vaso (figura 5.5). Mantenga el calentamiento hasta que la disolución se seque, quedando el soluto adherido al vidrio de reloj. Tenga cuidado de no dejar secar totalmente el agua del vaso con el agua porque puede romperse.

Deje enfriar el vidrio de reloj con el soluto seco y pese en la misma balanza que empleó al inicio del procedimiento y registre este valor en la tabla 6. Disponga este residuo sólido en el recipiente destinado para tal fin.

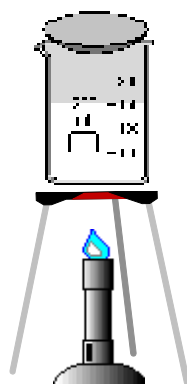


Figura 5. 5. Montaje para el proceso de vaporización

Finalmente calcule el porcentaje de todas las muestras correspondiente a cada componente, para ello utilice la ecuación 1, y discuta sus resultados en el informe.

$$\%masa = \frac{masa\ del\ componete}{masa\ de\ la\ mezcla} \times 100\ \% \quad \text{Ecuación (1)}$$

5.6. Preguntas Adicionales

- Como separaría la mezcla formada entre el hierro y el azufre.
- Diseñe un posible método de separación de la mezcla B.
- Escriba y discuta las propiedades observadas del producto formado mediante la reacción de hierro y azufre. Investigue el nombre de este producto. La mezcla de hierro y azufre antes de aplicar calor

5.7. Bibliografía

- Chang, R. (2007). Química. Mc. Graw Hill. 9th edición. China. P. 15, 19-27.
- Peller, J, R. (1997). Exploring Chemistry Laboratory – Experiments in general, organic and biological chemistry. Prentice Hall, USA. Pp. 15-25.
- Brown, T; LeMay, H; Bursten, B & Burdge, J. Química La Ciencia Central. 9ª. Edición. Pearson Educación. 1152 p.
- SKOOG, W. Fundamentos de química analítica, octava edición, 2006.
- Trujillo, C. A.; Farias, C., D.M. (2008) Guías de Laboratorio para Química Fundamental I. Documento de trabajo – Departamento de Química – Universidad Nacional de Colombia, Bogotá.
- Farias, D; Palomeque, L. (2014). Evaporación de una solución salina. Guías de Laboratorio para Química Básica. Departamento de Química. Universidad Nacional de Colombia, Bogotá

TABLAS DE RESULTADOS PRÁCTICA 4

FECHA: _____ GRUPO: _____

Tabla 1. Clasificación de sustancias

A. Clasificación de los materiales

Muestra	Mezcla		Sustancia	
	Homogénea	Heterogénea	Elemento	Compuesto
Arena				
Aceite				
Gelatina				
Agua				
Acetona				
Cobre				
Cloruro de sodio				
Solución salina				

B. Clasificación de mezclas

Mezcla	Propiedades			Datos de medición		
	Color	Tipo de Mezcla	Aspecto	Masa Beaker vacío (g)	Masa Beaker con mezcla (g)	Volumen solución (mL)
A						
B						
C						
D						
E						

Observaciones:

Tabla 2. Resultados de la decantación de la muestra A.

Descripción	Dato
Masa de la mezcla Arena + agua (g)	
Masa de Arena (g)	
Masa de agua (g)	
Masa de beaker Vacío para recoger agua (g)	
Masa de solvente separado (g)	
Volumen de disolvente separado (mL)	
Masa de arena seca (g)	
Porcentaje de recuperación	
Descripción física de los productos separados	

Tabla 3. Resultados de la decantación de la muestra C.

Descripción	Dato
Masa de la mezcla Arena + NaCl + aceite (g)	
Masa de Arena (g)	
Masa de NaCl (g)	
Masa aceite (g)	
Masa de beaker vacío para recoger aceite (g)	
Masa de aceite separado (g)	
Volumen de aceite separado (mL)	
Volumen de acetona (mL)	
Volumen de agua (mL)	
Masa de arena seca (g)	
Masa de NaCl recuperado (g)	
Porcentaje de recuperación	
Descripción física de los productos separados	

Tabla 4. Resultados de la sublimación de una muestra de yodo.

Descripción de la mezcla	Observaciones

Tabla 4. Resultados de la separación de la muestra D.

Descripción	Dato
Masa de la mezcla agua + aceite (g)	
Masa de agua (g)	
Masa de aceite (g)	
Volumen agua (mL)	
Volumen aceite (mL)	
Masa de beaker vacío para recoger aceite (g)	
Masa de beaker vacío para recoger agua (g)	
Masa de aceite separado (g)	
Masa de agua separada (g)	
Volumen de aceite separado (mL)	
Volumen de agua (mL)	
Porcentaje de recuperación	
Descripción física de los productos separados	

Tabla 6. Resultados de la separación de la muestra E. Vaporización de una solución salina

Descripción	Dato
Masa vidrio de reloj vacío (g)	
Masa vidrio de reloj con disolución (g)	
Densidad de la disolución (g/mL)	
Masa vidrio reloj + residuo sólido (soluto) (g)	
Masa del soluto (g)	
Masa del solvente (g)	
% en masa del soluto	
% en masa del solvente	
Descripción física del producto obtenido:	

Observaciones:

6. PRÁCTICA N° 5. MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS II: DESTILACIÓN Y CROMATOGRAFÍA DE PAPEL

6.1. Objetivos

- Familiarizarse con el método de destilación como proceso físico de separación.
- Manejar la técnica de destilación simple para separar parcialmente una mezcla de líquidos con diferentes temperaturas de ebullición.
- Determinar el grado alcohólico de una bebida a partir de la densidad del destilado.
- Adquirir experiencia en la utilización de la cromatografía de papel como método de separación e identificación de los componentes de una mezcla.
- Separar los principales componentes de la clorofila mediante cromatografía de papel.

6.2. Introducción

Algunos de los procedimientos de laboratorio más desafiantes y consumidores de tiempo implican la separación de mezclas y la purificación de los componentes. Aquí se describen varias técnicas de separación.

Dentro de las técnicas de separación frecuentemente empleadas en la separación de mezclas tanto a nivel industrial como a nivel de laboratorio se encuentra la cristalización para la purificación de sólidos, en la separación de sólidos y líquidos se encuentran la filtración y la centrifugación; extracción líquido-líquido donde se separan los componentes de la muestra teniendo en cuenta la solubilidad de los componentes en dos disolventes inmiscibles; y la destilación es la separación de mezclas de líquidos, o separación de un líquido de sus impurezas no volátiles.

6.2.1. Destilación

La destilación es un método de purificación empleado principalmente para separar mezclas de líquidos volátiles con diferente punto de ebullición. Esta sencilla operación permite purificar un disolvente pero no permite separar completamente dos o más líquidos volátiles. Se emplean diferentes tipos de destilación de acuerdo a la mezcla de líquidos que se va a separar y a la estabilidad térmica de sus componentes.

Dependiendo de las condiciones en las que se lleve a cabo el proceso, la destilación se clasifica como: simple, al vacío (presión reducida), fraccionada, en corriente de vapor, sublimación y microdestilación. La primera se emplea como método de separación inicial en muchos de los procesos químicos que requieren una separación rápida de una mezcla de líquidos o de una separación de líquido de sus impurezas no volátiles, sin embargo, no es un proceso muy eficiente.

La **destilación al vacío** se emplea; cuando las sustancias a separar son lábiles al calor y por tanto se hace necesario disminuir la presión del sistema para llevar a cabo la separación a una temperatura de ebullición inferior. En la destilación fraccionada, mediante la introducción de una columna de fraccionamiento se lleva a cabo varias destilaciones simples en un solo paso, lo que hace de ella un proceso eficiente. Es ampliamente utilizada para la separación de las fracciones del petróleo y en la industria de disolventes. La microdestilación se emplea para separar líquidos muy viscosos con altos puntos de ebullición.

6.2.2. Cromatografía

En 1906, el botánico Ruso M. Tswett realizó un experimento que condujo al descubrimiento de lo que hoy se conoce como cromatografía. Colocó un extracto de pigmentos vegetales en la parte superior de una columna de vidrio rellena de carbonato de calcio (CaCO_3). Al agregar éter, observó que la mezcla original se separaba en diversas bandas coloridas que descendían a través de la columna a diferentes velocidades.

Un rasgo característico de la cromatografía es la presencia de dos fases; dispuestas de tal manera que mientras una permanece estacionaria dentro del sistema (fase estacionaria), la otra se desplaza a lo largo de él (fase móvil), como se observa en la figura 6.1. La clave de la separación en cromatografía es que la velocidad con la que se mueve cada sustancia depende de su afinidad relativa por ambas fases (equilibrio de distribución). En el experimento de Tswett, la separación de los pigmentos vegetales se logró gracias a que cada uno de ellos tenía una afinidad diferente por las fases. En general, los componentes más afines a la fase estacionaria avanzan lentamente (más retenidos) mientras que los más afines a la fase móvil (menos retenidos) se mueven con mayor rapidez. Por consecuencia, el medio cromatográfico (columna, placa o papel) funciona como un controlador de la velocidad de cada sustancia que constituye la mezcla, logrando así su separación y mediante el uso de un detector, su caracterización química.

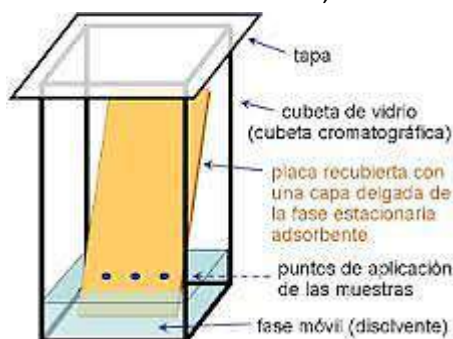


Figura 6. 1. Partes de la cámara de cromatografía

Aunque los principios fundamentales son los mismos, se acostumbra clasificar los métodos cromatográficos según el estado físico de la fase móvil:

- **Cromatografía líquida.** La fase móvil es un disolvente o mezcla de disolventes y la fase estacionaria un sólido que interactúa con las sustancias que se desea separar (cromatografía líquido-sólido), o bien un líquido inmiscible con la fase móvil, depositado en la superficie de un sólido (cromatografía líquido - líquido). Esta forma de cromatografía puede realizarse con diferentes arreglos experimentales: en columna, en capa delgada o en papel. En el primer caso, la fase estacionaria se encuentra relleno un tubo; en el segundo, se dispersa sobre una lámina de vidrio o aluminio formando un lecho de espesor uniforme; en la cromatografía en papel, la fase estacionaria es la solución acuosa contenida en el interior de las celdas formadas por las fibras de la celulosa, y es por tanto una forma de cromatografía líquido-líquido.
- **Cromatografía de gases.** En este caso la fase móvil es un gas inerte (helio o nitrógeno) y la fase estacionaria es un sólido (cromatografía gas-sólido) o un líquido "sostenido" por un sólido inerte (cromatografía gas-líquido). Este tipo de cromatografía siempre es en columna, ya que es la única manera de que la fase móvil gaseosa se mantenga fluyendo, confinada dentro del sistema. La columna puede estar

rellena con la fase estacionaria, en forma semejante a la cromatografía líquida, o bien la fase estacionaria puede depositarse sobre las paredes de un tubo muy delgado (0.25mm de diámetro) y largo (hasta 100m)

En esta práctica se realizará la separación del etanol de una bebida alcohólica comercial y de los pigmentos de la espinaca, usando los principios de la cromatografía de papel.

6.2.3. Lectura complementaria

ASPECTOS CONCEPTUALES SOBRE DESTILACIÓN

A medida que se calienta un líquido la energía cinética de las moléculas incrementa hasta causar la ruptura de las fuerzas de atracción intermoleculares favoreciendo el proceso de evaporación. El incremento de la temperatura aumenta la presión de vapor de líquido hasta que iguala la presión atmosférica, en este momento el líquido entra en ebullición. Sustancias químicas diferentes poseen distintas fuerzas de cohesión, difieren en su presión de vapor y por tanto entran en ebullición a diferentes temperaturas. Si se continúa calentando un líquido en ebullición, la temperatura se mantiene constante por que la energía calórica suministrada se consume en la ruptura de sus fuerzas intermoleculares hasta que se transforme por completo en vapor.

Mientras que para una sustancia pura, la temperatura de ebullición permanece constante durante toda la evaporación, para una solución de dos o más sustancias volátiles, la temperatura a la cual la presión de vapor alcance el valor de la presión exterior, dependerán de la composición de la mezcla. Normalmente, es el compuesto más volátil el que se evapora más rápido y el líquido se enriquece con el compuesto menos volátil. La temperatura de ebullición entonces aumenta progresivamente.

Cuando una mezcla de líquidos volátiles contenidos dentro de un recipiente se calienta hasta alcanzar un estado de equilibrio líquido-vapor a una determinada temperatura, la presión total del sistema es la suma de las presiones parciales de los componentes de la mezcla. Para líquidos volátiles y miscibles, la presión de vapor de cada líquido es proporcional a la fracción molar del líquido en la mezcla. Esta relación se conoce como la ley de Raoult y se expresa como:

$$P = P_0 X \quad \text{Temperatura constante} \quad \text{Ecuación 1}$$

P = presión total de la mezcla

P_0 = presión de vapor de la sustancia pura a la temperatura dada

X = fracción molar de la sustancia en la mezcla

La relación lineal involucrada en la ley de Raoult no siempre se cumple. La presión de vapor para una mezcla de líquidos se desvía de la línea recta, siendo más frecuentemente esta desviación si se presentan interacciones moleculares fuertes, tipo puentes de hidrógeno, como es el caso de mezcla etanol-agua.

En el proceso de destilación se aprovecha las propiedades de los líquidos como evaporación, condensación, presión de vapor y temperatura de ebullición para separar los componentes de una mezcla. Una vez se inicia el proceso de evaporación–condensación la primera porción del destilado será más rica en el componente más volátil (el de menor punto de ebullición y mayor presión de vapor) y a medida que avanza la destilación el producto evaporado se va empobreciendo y el residuo se enriquece en la sustancia menos volátil.

En una mezcla, puede ocurrir que debido a fuertes interacciones intermoleculares, se forme lo que se denomina azeótropos. Se define un azeótropo como la mezcla líquida de dos o más componentes que se comporta como una sustancia pura. Cuando se destila el vapor producido por la evaporación parcial del líquido tiene la misma composición que el líquido. Un azeótropo, puede ebullicir a una temperatura superior, intermedia o inferior a la de los constituyentes de la mezcla, por lo que no es posible separarlos por destilación simple. El agua y el etanol a 1,0 atm de presión, forman un azeótropo con una composición en peso de 96% de etanol que entra en ebullición a 78,2 °C.

La figura 6.2 muestra la formación de un azeótropo para el sistema binario Metanol–Acetato de Metilo a 580 mmHg, a esta presión el líquido y el vapor presentan la misma composición 31,59% de metanol 68,41% de agua y su temperatura de ebullición es 46,55 °C.

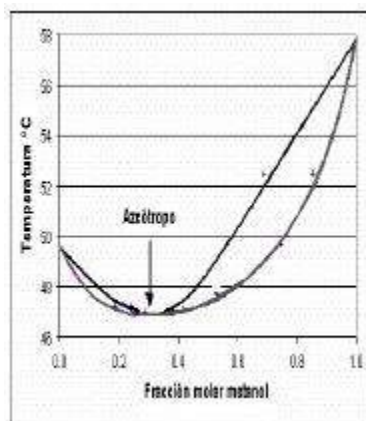


Figura 6. 2. Sistema binario Metanol – Acetato de Metilo a 580 mmHg

➤ **Diagrama de fases:** es la representación gráfica de las fases que coexisten en equilibrio de las sustancias químicas. En un diagrama de presión vs temperatura para una sustancia pura (Fig. 6.3), se observan tres regiones: sólido, líquido y vapor. La línea que separa la zona sólido- líquido es la línea de equilibrio sólido-líquido y a través de ella se realizaran los procesos de fusión y congelación; la línea que separa la región líquido gas es la línea de equilibrio líquido-gas y a través de ella se llevaran a cabo procesos de evaporación y condensación y por último sobre la línea de equilibrio sólido-gas se llevará a cabo la sublimación y sublimación inversa.

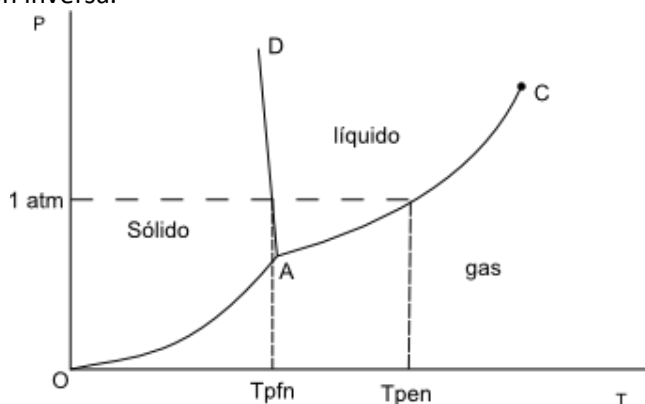


Figura 6. 3. Diagrama de fases de una sustancia pura

Si se trata de una mezcla de dos sustancias, se hace necesario superponer el diagrama de presión – temperatura de cada sustancia en la mezcla separados por una composición adicional que indique la variación de la concentración de cada sustancia. La figura 6.4, ilustra la representación del diagrama de

fases para un equilibrio binario líquido-vapor (únicamente se está esquematizando la línea de equilibrio líquido – vapor para cada uno de los componentes), cartesiano de la misma y en negro continuo la correspondiente a la sustancia Z. El plano cartesiano presión vs temperatura constante (ver corte a temperatura constante fig. 6.4.a) para obtener un diagrama simplificado como se muestra en la figura 6.4.b, en el que la separación de los dos líquidos puede realizarse a temperatura constante controlando las variables presión y temperatura.

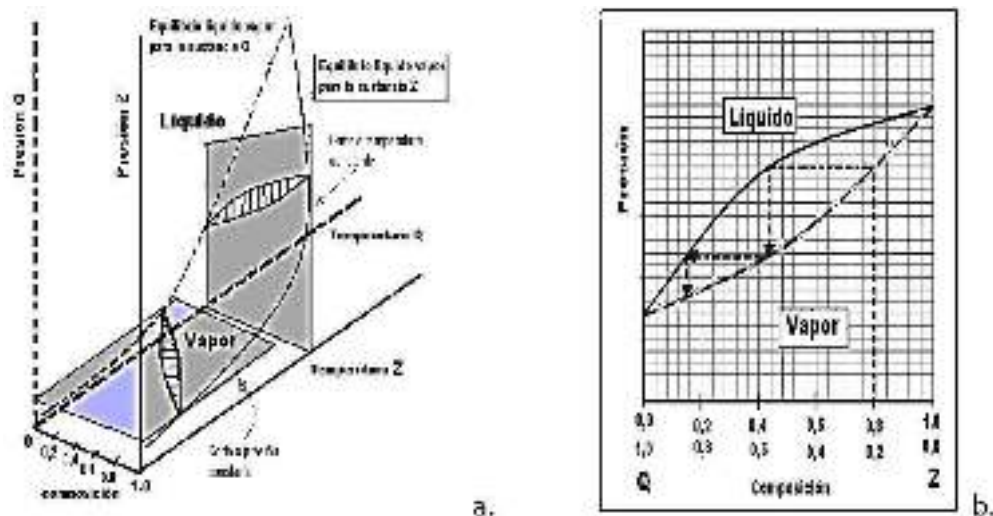


Figura 6. 4. (a) Equilibrio binario Líquido vapor para las sustancias Q y Z. (b) A T constante

En la práctica resulta mucho más fácil trabajar a presión atmosférica; es decir, manteniendo la presión constante. De manera que si se tiene una mezcla binaria de líquidos miscible a presión constante, se puede obtener el diagrama de fases para el sistema en equilibrio líquido–vapor de temperatura en función de la composición, tal como se observa en la figura 6.5. En estas condiciones se realizará la separación de etanol durante la práctica de laboratorio.

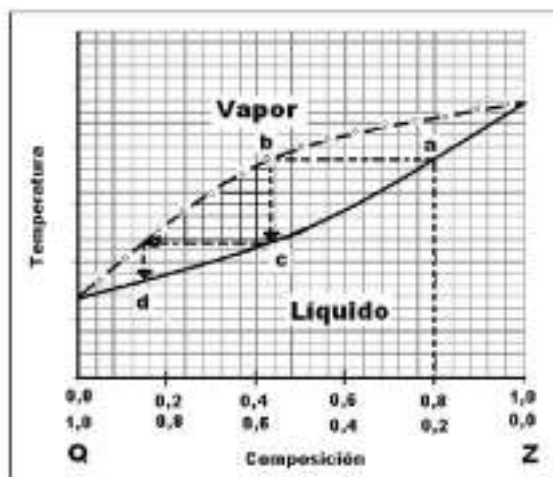


Figura 6. 5. Diagrama de fases para una mezcla binaria de líquidos miscibles Q y Z a presión constante

Se aprecia a la izquierda en el diagrama, que Q tiene una fracción molar de 1,0 ($X_Z=0,0$) y por tanto la temperatura corresponde a la temperatura de ebullición de Q puro. En el extremo derecho se presenta el caso contrario, la fracción molar de Z es 1,0 ($X_Q=0,0$) y en este punto aparece la temperatura de ebullición

de Z, que es el componente menos volátil de la mezcla. Para composiciones diferentes aparecen tres zonas claramente diferenciadas, sobre la curva superior únicamente se tiene vapor (línea punteada), por debajo de la curva inferior se encuentra la zona de líquido y entre las dos coexisten en equilibrio las dos fases líquido y vapor.

Si se quiere separar una mezcla con un contenido de 80 % de Z y de 20 % de Q, se eleva la temperatura hasta el punto de ebullición a y al desplazarse sobre la horizontal desde el punto a hacia la izquierda hasta tocar la línea de vapor en el punto b, se obtendrá un vapor de composición b, 44% del solvente Z y 56% de Q. Es decir que la primera etapa de evaporación permite obtener una fase de vapor enriquecida en el solvente más volátil, en éste caso Q. Al condensar éste vapor, bajando una vertical desde el punto b hasta tocar la línea del líquido se obtendrá un líquido con composición c.

Si se vuelve a destilar el líquido obtenido en c, el nuevo destilado tendrá la composición d, 16% de Z y 84% de Q. Destilaciones sucesivas permiten obtener un líquido cada vez más rico en el solvente más volátil.

➤ **Bebidas alcohólicas:**

La destilación de una bebidas alcohólica puede aproximarse a la destilación de una mezcla etanol-agua a presión constante en la que hay formación de un azeótropo.

Cada bebida alcohólica debe cumplir con una serie de requisitos para ser considerada apta para consumo humano y poderse comercializar. El organismo de control encargado en Colombia es el ICONTEC (Instituto de Normas Técnicas y Certificación), es el organismo nacional de normalización según el decreto 2269 de 1993. Algunas de las normas técnicas relacionadas con bebidas alcohólicas aparecen en la tabla 6.1.

Tabla 6. 1. Normas técnicas relacionadas con bebidas alcohólicas

NORMA TECNICA	ULTIMA REVISIÓN	BEBIDA ALCOHÓLICA
NTC 278	1998	Ron
NTC 189	1998	Vino
NTC 300	1998	Ginebra
NTC 305	1991	Vodka
NTC 410	1998	Aguardiente
NTC 411	1997	Aguardiente de caña anisado
NTC 634	1997	Brandy
NTC 708	1998	Vinos de frutas
NTC 917	1996	Whisky
NTC 1035	1998	Cremas
NTC 1145	1998	Aperitivos
NTC 1444	1998	Vino de mesa
NTC 1588	1998	Vinos espumosos
NTC 2072	1998	Sabajón
NTC 2074	1991	Cócteles
NTC 3854	1996	Cerveza

Las bebidas alcohólicas pueden clasificarse según su proceso de elaboración en dos grandes grupos: las que se obtienen mediante fermentación directa de frutas frescas y sanas seleccionadas sin ningún tipo de tratamiento adicional o las que incluyen destilación fraccionada en su proceso de elaboración. Al primer grupo pertenecen principalmente los vinos y cidras; dentro del segundo grupo encontramos bebidas como el vodka, whisky, ron. Sin importar el grupo al cual pertenecen se parte de un sustrato de origen natural fermentable que recibe el nombre de mosto.

Se conoce como mosto a todo sustrato fermentable, obtenido a partir de frutas, cereales u otros productos naturales ricos en carbohidratos susceptibles de transformarse en etanol mediante procesos fisicoquímicos o bioquímicos. A continuación se indican algunas de las características que diferencian una bebida alcohólica de otra.

- ✓ **Vino:** producto obtenido por la fermentación alcohólica normal del mosto de uvas frescas y sanas sin adición de otras sustancias, ni el empleo de manipulaciones técnicas diferentes. Debe tener un mínimo de 6° alcohólicos. Se conoce como vino burbujeante aquel que ha sido adicionado con anhídrido carbónico puro (CO₂) al ser embotellado. A 20 °C debe tener una presión inferior a 4,053 × 10⁵ Pa.
- ✓ **Vodka:** en Europa oriental y báltica proviene del mosto a base de para y cereales; en Occidente proviene únicamente de cereales. El producto final se genera a partir de alcohol etílico rectificado o filtrado a través de carbón activado, seguido de una destilación simple o un tratamiento similar que ayude a atenuar las características organolépticas inherentes a las materias primas empleadas en su elaboración. Se caracteriza por su sabor suave.
- ✓ **Whisky:** aguardiente obtenido por destilación especial del mosto de malta de cebada fermentado, adicionado o no de otros cereales con un grado alcohométrico inferior a los 95°. Sin importar su procedencia (fermento de cereales, cerveza o malta), se somete a un proceso de añejamiento mínimo de tres años en recipientes de roble que le confieren el aroma y el sabor característicos.
- ✓ **Tequila:** bebida alcohólica originaria de la región de Tequila en el estado de Jalisco (México). Se obtiene por destilación de mostos de agave tequila weber variedad azul. Su proceso de elaboración parte de una destilación simple del mosto de agave, obteniéndose el denominado tequila ordinario; éste destilado posteriormente es rectificado y añejado en barriles de roble blanco durante un periodo de tiempo que puede variar desde un mínimo de 10 meses, hasta cinco años. Se comercializa con graduaciones alcohólicas de 37° a 55°.
- ✓ **Brandy o Cognac:** bebida que se obtiene mediante destilación de vino o del mosto de frutas fermentadas y añejados en toneles de madera. Los más conocidos son los de origen francés bajo el nombre de Cognac. Las materias primas más empleadas son manzana, cereza, albaricoque y ciruela. Los compuestos aromáticos remanentes después de la destilación del vino, le confieren al Brandy sus características organolépticas. El grado alcohólico de un Brandy se encuentra alrededor de 42°, pero se considera aceptable una bebida que no sobrepase los 70°.

➤ **Método para Determinar el contenido de alcohol etílico en una bebida alcohólica**

El **Grado alcohólico** de un licor se define como el tanto por ciento en volumen de alcohol etílico expresado a 20°, como se indica en la ecuación 2.

$$\text{Grado alcohólico} = \frac{\text{mL etanol}}{\text{mL de solución}} \times 100 \quad \text{Ecuación 2}$$

La norma técnica del ICONTEC NTC 5113 establece tres métodos diferentes para la determinación del grado alcohométrico de una bebida. El punto de partida de los tres métodos es una destilación simple de la bebida, seguida por la determinación del contenido de alcohol, que puede llevarse a cabo mediante el uso de un alcoholímetro, a partir de la gravedad específica o mediante la determinación del índice de refracción. En el desarrollo de este experimento se determinará el grado de alcoholométrico a partir de la gravedad específica.

6.3. Actividades Pre-laboratorio

6.3.1. Consultar y consignar en su cuaderno de laboratorio.

- Presión de vapor, punto de ebullición, propiedades de los líquidos, destilación simple, destilación fraccionada, a presión reducida, destilación por arrastre de vapor.
- El fundamento teórico de la cromatografía en papel
- ¿Cómo se clasifican los colorantes?
- Investigue los pigmentos presentes en las hojas de espinaca y de lengua de vaca (*Rumex Crispus*).

6.3.2. Leer con atención la información acerca de aspectos conceptuales de la destilación (Lectura complementaria)

6.3.3. Preparar en el cuaderno las tablas para recolección de datos

6.4. Materiales y reactivos

6.4.1. Materiales de los estudiantes

- Blusa de manga larga, Gafas de protección, guantes y gorro
- Dulce abrigo o un pedazo de tela que no genere pelusas
- Tijeras, Cinta de enmascarar, teflón, fósforo o encendedor
- Cronómetro, Bisturí y papel aluminio
- Cuaderno de laboratorio, Regla, Calculadora, Hoja papel cuadriculado.
- 250 mL de una bebida alcohólica comercial. Se recomienda emplear una bebida de bajo valor comercial, preferiblemente con un contenido de alcohol alto (Evite llevar cerveza). La bebida es de uso exclusivo para la práctica de laboratorio, lleve solo la cantidad necesaria. Para ello puede envasar los 250 mL en un recipiente limpio y seco y tomar una foto de la etiqueta de la bebida original en donde se aprecie la composición y el grado de alcohol de la misma. Una vez finalizada la práctica de laboratorio, la bebida sobrante se recolecta en un recipiente de residuos para ser destilada y empleada en prácticas adicionales. **NO SE PUEDE CONSUMIR NI ANTE NI DESPUÉS DE LA PRÁCTICA.**
- 50 g de espinaca fresca o lengua de vaca (*Rumex Crispus*)

6.4.2. Materiales de laboratorio

- | | |
|--|---|
| • Alcohólímetro | • Cámara cromatografía (probeta de 100 mL con corcho) |
| • Mortero y pistilo | • Tapones de caucho (3) |
| • Matraz de destilación de 250 mL | • Capilares de vidrio |
| • Vidrio de reloj | • Mangueras (3) |
| • Refrigerante recto | • Mortero y pistilo |
| • 2 Erlenmeyer de 50 mL | • Mechero Busen o estufa |
| • Alargadera | • Papel absorbente |
| • 4 Beakers de 50 mL | • Trípode |
| • 2 Balón aforado de 100 mL | • Baño de arena |
| • Pipeta graduada 10 mL | • Pinzas para condensador |
| • Termómetro | • Frasco lavador |
| • Papel cromatográfico o papel de filtro (Whatman No.1 o Whatman 3 MM) | • Soporte universal |
| • Picnómetro | |

Materiales de uso común:

- | | | |
|------------|-----------------------------|---------|
| • Balanzas | • Papel indicador universal | • Hielo |
|------------|-----------------------------|---------|

6.4.3. Reactivos

- Patrones de etanol: 2,0%; 6,0%; 10,0%; 12,0%; 15,0%; 20,0%; 30,0%; 50,0%; 70,0%; 96,0%
- Sulfato de magnesio
- Arena Lavada
- Acetona
- Mezcla hexano:acetona (8,5:1,5 v/v)

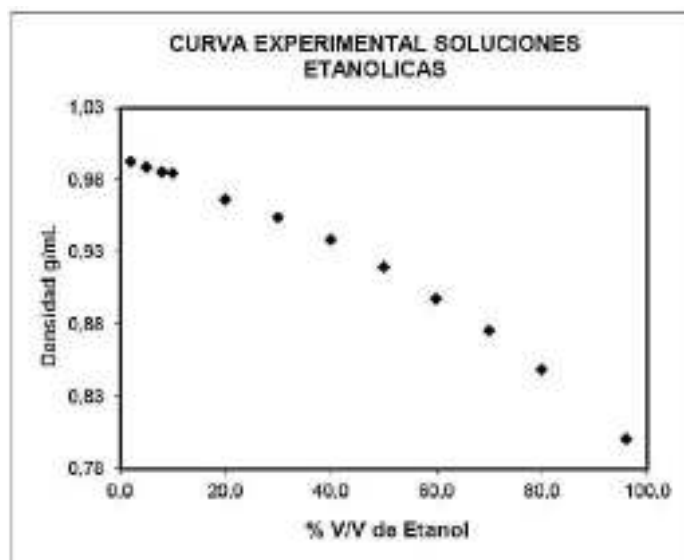
6.5. Parte Experimental

DESTILACIÓN SIMPLE

6.5.1. Densidad del etanol

La construcción del gráfico de densidad vs % de etanol se realiza con soluciones de etanol: agua de concentración conocida. En el laboratorio encontrará preparadas soluciones de etanol: agua de diferente concentración. Determine con un picnómetro las densidades de las soluciones y llene los datos en la tabla 1 de los resultados de la práctica 5. Para determinar la densidad de los patrones de etanol, emplee el procedimiento del picnómetro usado en la Práctica N° 2. No olvide calibrar el picnómetro.

Con los resultados obtenidos, construya una gráfica de densidad en función de la composición. La que se presenta a continuación a manera de ejemplo, se obtuvo a partir de datos experimentales en una práctica previa. En la figura 6.6.A. la tendencia de la curva no es lineal, esto se debe a las fuerzas de interacción etanol – agua del tipo de puentes de hidrógeno que cambia la pendiente de la curva de acuerdo a la concentración de etanol. Por ello es necesario dividir la curva total en dos partes en el punto de inflexión, tal como se presenta a continuación en la figura 6.2.B.



(A)

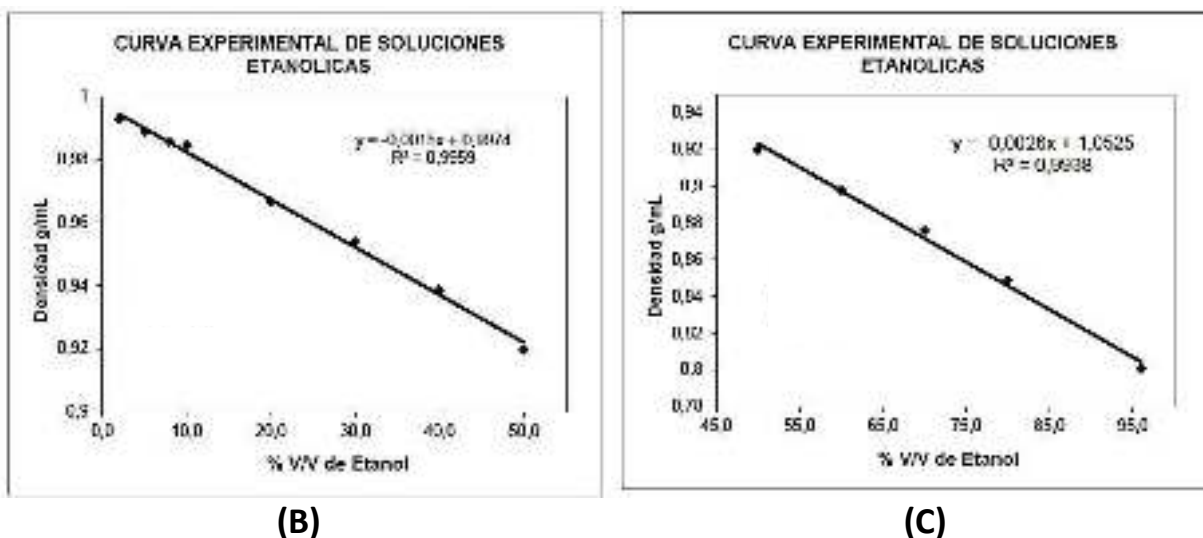


Figura 6. 6. (A). Diagrama de fases para una mezcla binaria de líquidos miscibles. (B). Regresión lineal de la curva experimental de soluciones etanólicas en una composición inferior al 50%. (C) Regresión lineal de la curva experimental de soluciones etanólicas en una composición superior al 50%.

En la figura 6.6.B, para la construcción del gráfico únicamente se tiene en cuenta las soluciones etanol-agua, con una composición inferior al 50%. Luego en esta curva se debe interpolar el grado alcohólico para bebidas destiladas con un contenido de etanol inferior al 50% V/V. para las bebidas con un contenido de etanol superior al 50% V/V debe emplearse la curva de la curva 6.6.C. Se realiza con los datos obtenidos en la práctica de laboratorio (tabla 1), las presentadas aquí son una guía de cómo realizar las gráficas.

6.5.2. Desgasificación de la muestra

Si su muestra es de alguna bebida espumosa, mida aproximadamente 300 mL de la bebida alcohólica y vierta su contenido dentro de un matraz Kitzasato con tapa. Con ayuda de un agitador magnético mantenga la solución con agitación constante aproximadamente a 400 rpm durante 20 minutos. Si necesita realizar esta operación informe al laboratorista encargado, para iniciar este procedimiento mientras atiende la explicación del docente a cargo. Si se trata de un vino muy espumoso se puede requerir de una hora para la desgasificación, puede reducir el tiempo necesario empleando una bomba de vacío.

6.5.3. Destilación simple

Mida en un balón aforado 100 mL de la bebida desgasificada y transfíralos cuantitativamente al matraz de destilación, para ello con ayuda de un frasco lavador lave las paredes del balón aforado con tres porciones de agua destilada sin sobrepasar la línea de aforo y reciba los lavados en el matraz de destilación. Ensamble el monte como se ilustra en la figura 6.7. Recuerde humedecer con agua la parte externa de los tapones para garantizar un sello hermético y evitar pérdidas de etanol al ambiente.

Lave repetidas veces el balón aforado de 100 mL que se empleó para medir el volumen inicial, adicione 10 o 20 mL de agua destilada y utilícelo para recibir el destilado. Encienda el calentamiento y observe que la temperatura empieza a incrementar y posteriormente permanece constante en la temperatura de ebullición de la sustancia más volátil de mezcla.

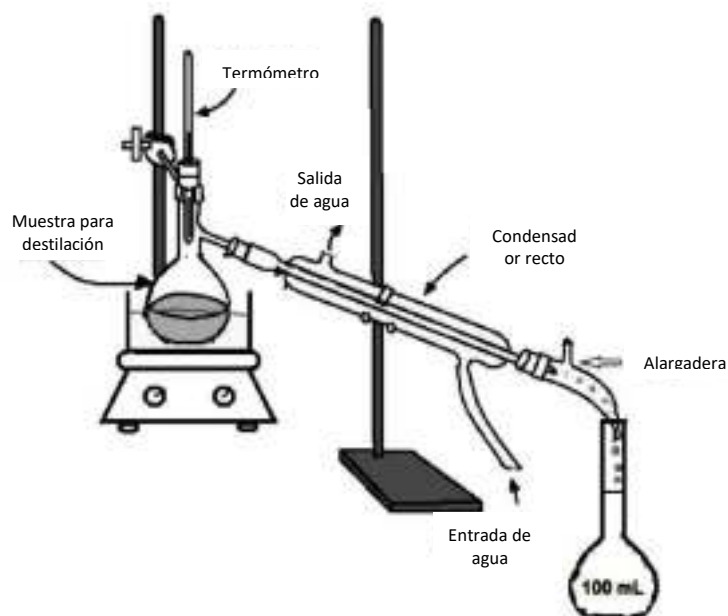


Figura 6. 7. Montaje empleado en la destilación simple

Si la temperatura de ebullición empieza a subir hasta alcanzar la temperatura de ebullición del agua a la presión atmosférica de Pasto, quiere decir que el etanol ya ha destilado por completo, continúe destilando durante 5 minutos adicionales y suspenda el calentamiento. Retire la alargadera y lávela por dentro con pequeños volúmenes de agua destilada con ayuda de un frasco lavador. Reciba las aguas de lavado sobre el mismo matraz de 100 mL, **SIN SOBREPASAR LA LINEA DE AFORO**. Complete el volumen (enrase), homogenice la solución y determine el grado alcohólico de su bebida.

6.5.4. Determinación de la cantidad de etanol

Utilizando un picnómetro determine la gravedad específica del destilado siguiendo el mismo procedimiento empleado en la Práctica No 2. Con el valor de densidad obtenido, a partir de la curva densidad en función de la composición (numeral 6.5.1) determine el grado alcohólico de la bebida que usted destilo, interpolando su valor de densidad en la curva correspondiente. También Lo puede hacer teniendo en cuenta la ecuación del gráfico. También determine el grado de alcohol utilizando el alcoholímetro. Complete los datos de la tabla 2 de los resultados de la práctica 5.

CROMATOGRAFÍA DE PAPEL

6.5.5. Preparación de la muestra

Lavar y secar con papel absorbente las hojas de espinaca o de acelga. Retirar las nervaduras y cortar en pequeños trozos 2 gramos de hojas de espinaca y depositar en un mortero. Macerar durante pocos minutos con 2 gramos de $MgSO_4$ y 4 gramos de arena lavada.

Trasferir la pasta obtenida a un beaker de 50 mL, añadir 15 mL de acetona, envolver completamente con papel aluminio y agitar de forma intermitente durante 10 minutos. Decantar el extracto en un beaker de

50 mL, cubrir con papel aluminio dejando una pequeña abertura en la parte superior, y evaporar a temperatura ambiente hasta obtener la mitad del volumen inicial del extracto.

6.5.6. Preparación de la cámara cromatográfica

Asegure el papel cromatográfico por un extremo a la hendidura del corcho. En el otro extremo, a una distancia de 2 cm trace con lápiz una línea continua y una segunda línea punteada a 1 cm del borde. En el centro de la línea continua se colocara la muestra (inicio del recorrido) y hasta la línea punteada se sumergirá el papel en la fase móvil. Introduzca el papel cromatográfico en la probeta y determine el volumen de fase móvil que se requiera hasta alcanzar el nivel de la línea punteada. (Figura 6.8)



Figura 6. 8. Impregnación de la muestra sobre papel cromatográfico

Sumerja un capilar fino de vidrio en el extracto y aplique el extracto con todo cuidado sobre el centro del punto de muestra; deje secar y vuelva a aplicar más muestra, hasta formar una mancha nítida y bien definida de aproximadamente 0,5 cm de diámetro.

Utilizando una pipeta graduada de 10 mL, llene la probeta con el volumen de fase móvil (mezcla hexano:acetona) requerido, tenga cuidado de no verter la fase móvil sobre las paredes internas de la probeta. Introduzca con cuidado el papel en la fase móvil hasta una altura de 1 cm del borde inferior (ver figura 6), ajuste el corcho y séllelo herméticamente para evitar la evaporación de la fase móvil. Previamente elabore una funda de papel aluminio y cubra con todo cuidado la cámara cromatográfica. Espere el tiempo necesario para que la fase móvil ascienda hasta 1 cm bajo la base del corcho, llevando consigo los pigmentos y los separe. Cuando ha llegado a esa altura, se retira el papel de la probeta y se marcar con un lápiz el punto hasta el cual llegó la fase móvil.

Seque el papel con movimientos pendulares, defina el contorno de las manchas obtenidas, mida la longitud recorrida por cada sustancia desde el centro de la mancha hasta el punto de aplicación de la mezcla. Describa lo observado en la tabla 3 de los resultados de la práctica N° 5. También determine la distancia recorrida por la fase móvil. Teniendo en cuenta lo observado en la figura 6.9, calcule los R_f de cada una de las sustancias separadas mediante la ecuación 3 e identifique los pigmentos, llene los datos obtenidos en la tabla 4 de la práctica N° 5.

$$R_f = \frac{\text{Distancia recorrida por la sustancia}}{\text{Distancia recorrida por el disolvente}} \quad \text{Ecuación 3}$$

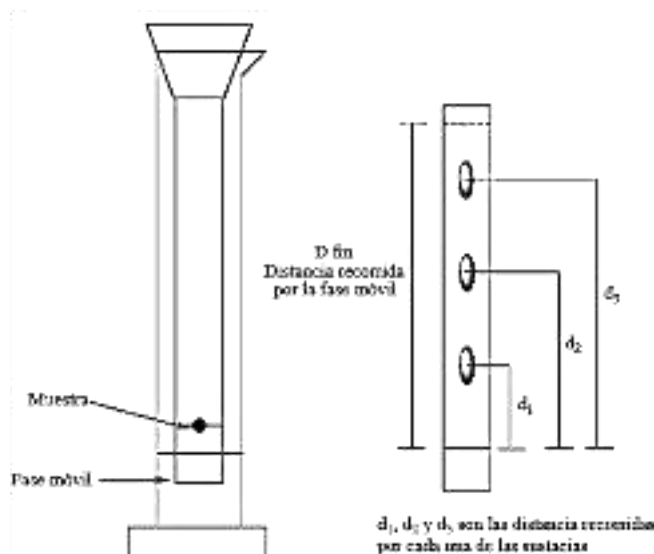


Figura 6. 9. Cámara cromatográfica y papel cromatográfico

Preguntas para tener en cuenta en el análisis de resultados

- ¿Qué es la clorofila? ¿Para qué se utiliza $MgSO_4$ y la arena lavada? ¿Qué función cumple la acetona y por qué se deja evaporar? ¿Qué tipo de pigmentos estarían presentes en este extracto?
- ¿Qué características tiene el papel usado en cromatografía?
- ¿Por qué se tiene que realizar este procedimiento varias veces?
- ¿Qué función cumple en la separación la fase móvil y la fase estacionaria? ¿Por qué es posible separar los componentes de esta mezcla? ¿Cuál es la utilidad de los R_f en la cromatografía de papel? ¿Consulte y proponga una posible identificación para los compuestos separados de acuerdo a los R_f encontrados?

6.6. Preguntas Adicionales

- Determine el porcentaje de error con respecto al valor reportado por el fabricante de cada una de las bebidas destiladas en el laboratorio. Si varios grupos tienen la misma bebida realice el tratamiento estadístico del resultado. Si su resultado difiere del reportado por el fabricante analice las causas que pudieron influenciar el resultado obtenido.
- Compare los resultados obtenidos por diferentes grupos para la misma bebida comercial
- Las bebidas alcohólicas deben tener sellos de seguridad para evitar su adulteración. Observe el envase de la bebida destilada y establezca si cumple con la norma.
- ¿Qué es presión de vapor de un líquido? ¿Cómo varía con la temperatura?
- ¿Qué es alcohol rectificado?
- ¿Cuál es el método utilizado para determinar la presencia de metanol en una bebida alcohólica? ¿Por qué es importante conocer con exactitud su contenido?
- ¿En qué consiste la destilación fraccionada, destilación al vacío y el arrastre de vapor? ¿en qué casos se emplean? De al menos un ejemplo.
- En que consiste la cromatografía de capa delgada y la cromatografía de columna.
- ¿Cuáles son los principales solventes y mezcla solventes utilizados en cromatografía?
- ¿Cómo se clasifican los métodos cromatográficos?

6.7. Bibliografía

- Chang, R. (2007). Química. Mc. Graw Hill. 9th edición. China. P. 15, 19-27.
- Trujillo, C, A.J Sánchez R., J. E. (2007). Técnicas y medidas básicas en el laboratorio de química. Universidad Nacional de Colombia. Unibiblos, Bogotá, Colombia. Pp. 96-97.
- Peller, J, R. (1997). Exploring Chemistry Laboratory – Experiments in general, organic and biological chemistry. Prentice Hall, USA. Pp. 15-25.
- Cubillos, I. (2014). Separación de los componentes de una mezcla: destilación Simple. Departamento de Química. Universidad Nacional de Colombia, Bogotá.
- VILLA, M. Manual de prácticas de química general, Universidad de Medellín, Medellín 2005.
- TORRISO, F., D. Separación de pigmentos fotosintéticos sobre cromatografía de papel. Anales de Química, 2007, 104(4), 45-51.

TABLAS DE RESULTADOS PRACTICA 5.

FECHA: _____ GRUPO: _____

Tabla 1. Densidades de los patrones de etanol

Grupo	Solución de etanol % v/v	Masa solución alcohólica (g)	Masa solución alcohólica (g)	Promedio de masas (g)	Densidad (g/ml)
1	2,0				
2	6,0				
3	10,0				
4	12,0				
5	15,0				
6	20,0				
7	30,0				
8	50,0				
9	70,0				
10	96,0				

Tabla 2. Resultados grupales de la destilación simple

Grupo	Debida	Densidad (g/mL)	Grado alcohólico Alcohómetro	Grado alcohólico experimental	Grado alcohólico fabricante	% De Error
1						
2						
3						
4						
5						
6						
7						
8						
9						
10						

Tabla 3. Resultados descriptivos de cromatografía de papel

	Descripción
Papel	

Tabla 4. Representación de los pigmentos extraídos en la cromatografía de papel y cálculo de Rf

[illegible]**Observaciones:**

7. PRÁCTICA N° 6: LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MATERIA. CICLO DEL COBRE

7.1. Objetivos

- Comprobar a través de una serie de transformaciones químicas, la ley de la conservación de la masa.
- Aplicar el concepto de rendimiento de una reacción a una serie de reacciones
- Reconocer los cambios asociados a las reacciones químicas (desprendimiento de gases, formación de precipitados, cambios de color, desprendimiento de calor, entre otros.
- Determinar el porcentaje de composición de cada sustancia en la mezcla sólida de sales que reacciona.

7.2. Introducción

Hacia 1774, Antonio Lavoisier empleando sistemáticamente la balanza hizo reaccionar oxígeno y estaño en un sistema cerrado, comprobando que la cantidad de materia que interviene en una reacción química permanece constante, antes, durante y después de producida la transformación. Esto quiere decir que en un sistema en reacción, la suma de las masas de las sustancias que intervienen como reactantes es igual la suma de las masas de las sustancias que aparecen como productos (de ahí la necesidad de balancear la ecuaciones químicas). Con base en sus experimentos concluyó que las transformaciones que ocurren en una reacción química se rigen por la Ley de la conservación de la masa: *“Los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química”*.

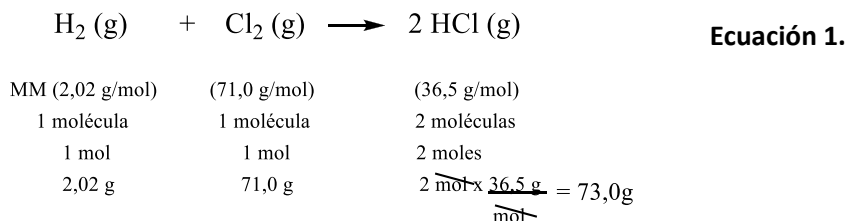
El químico alemán Landolt comprobó la ley, a finales del siglo XIX, con una pequeña pérdida de materia del orden de 10^{-4} g, que se puede atribuir a errores experimentales. Otra manera de enunciar ésta ley, es la siguiente: *“La masa de un sistema permanece invariable, cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él”*.

Entonces, el mismo conjunto de átomos está presente antes, durante y después de la reacción. Los cambios que ocurren en una reacción química simplemente consisten en una reordenación de los átomos. Por lo tanto una ecuación química ha de tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha. Se dice entonces que la ecuación está balanceada.

Se le llama estequiometría al estudio de las relaciones cuantitativas asociadas con la reacción química. Es el análisis de las cantidades de productos y reactivos. Se basa en la información que se obtiene de la ecuación ajustada, en términos de partículas, moles de partículas o gramos de sustancias.

Se sabe que una reacción balanceada dice —de una manera sencilla— la proporción en que los reactivos se combinan para formar los productos. Hasta ahora se interpreta una ecuación en términos de las partículas (átomos, moléculas, entre otras) que participan en la reacción. Aplicando la definición del mol, y utilizando la masa molar (MM) de las sustancias, se amplía la información cuantitativa que se puede obtener de la ecuación.

Al interpretar la ecuación 1, note toda la información cuantitativa que se puede adjudicar a cada reactivo y producto:



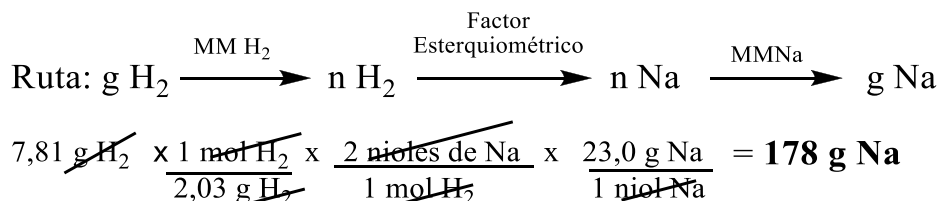
Se puede decir que:

- 1 molécula de H_2 reacciona con 1 molécula de Cl_2 para formar 2 moléculas de HCl .
- 1 mol de H_2 reacciona con 1 mol de Cl_2 para formar 2 moles de HCl .
- 2,02 g de H_2 reaccionan con 71,0 g de Cl_2 para formar 73,0 g de HCl .

Utilizando la relación cuantitativa apropiada se puede calcular los gramos de sodio que se necesitan para producir 7,81 g de hidrógeno, de acuerdo con la ecuación 2:



Una ruta para resolver el problema es convertir los 7,81 gramos de H_2 (g H_2) a moles de H_2 (n H_2) y usar el factor estequiométrico para convertirlos a moles de Na (n Na) y finalmente convertirlos a gramos de Na (g Na):



En este problema se establece la relación entre el reactivo Na y el producto H_2 . Como se conocen los gramos de H_2 , se puede investigar la cantidad de Na que debió reaccionar de acuerdo con la proporción que indica la ecuación. Es conveniente una ruta corta para resolver el problema es utilizar directamente la relación de gramos de H_2 a gramos de Na que se observan en la ecuación:

$$7,81 \text{ g H}_2 \times \frac{2 (23,0) \text{ g Na}}{1 (2,02) \text{ g H}_2} = 178 \text{ g Na}$$

Note que los coeficientes 2 y 1 de la ecuación balanceada, corresponden al factor estequiométrico.

Existen varios tipos de reacciones químicas, entre ellas se pueden mencionar a las reacciones redox, en las cuales ocurre un cambio en el estado de oxidación de alguno de los átomos. En este tipo de reacciones ocurren dos procesos simultáneos, oxidación y reducción. La especie que aumenta su estado de oxidación o pierde electrones le ocurre el proceso de oxidación, mientras, el proceso de reducción le ocurre a la especie que ha disminuido su estado de oxidación o ha ganado electrones. Por otra parte, hay reacciones ácido-base donde ocurre la transferencia de protones. El ácido cede un protón, y se transforma en su base conjugada, mientras que la base acepta un protón y se transforma en su ácido conjugado.

Todas las reacciones van acompañadas de cambios visibles como desprendimiento de gases, formación de precipitados o cambios de color, y en algún caso, de un cambio detectable de la temperatura de la disolución.

En esta práctica, se realizarán varias reacciones utilizando como material de partida el cobre y a través de varias reacciones químicas se recuperará el cobre metálico. La masa del cobre recuperado debe ser igual a la masa de cobre inicial si no ha habido pérdidas por la manipulación en las diferentes reacciones. Se puede determinar un rendimiento del proceso en general utilizando la ecuación 3:

$$\%Rendimiento = \frac{Masa\ de\ Cu_{final}}{Masa\ de\ Cu_{inicial}} \times 100\% \quad \text{Ecuación 3.}$$

De manera general, el rendimiento de una reacción química (o serie de reacciones) se determina a través de la ecuación 4:

$$\%Rendimiento = \frac{Masa\ de\ obtenida\ de\ producto}{Masa\ ideal\ de\ producto} \times 100\% \quad \text{Ecuación 4.}$$

Donde la masa ideal de producto es la que se obtendría si la transformación fuera completa.

7.3. Actividades Pre-laboratorio

7.3.1. Consultar y consignar en su cuaderno de laboratorio.

- ¿Cuáles son los pasos necesarios para escribir una ecuación balanceada?
- ¿Qué es la ley de Lavoisier?
- Defina los conceptos de proporción de la reacción, rendimiento real, rendimiento teórico, rendimiento porcentual, porcentaje de pureza, modificaciones alotrópicas, reactivo límite y reactivo en exceso.

7.3.2. Calcule:

Una muestra de 12,6 g de cobre al 95% se hace reaccionar con exceso de ácido nítrico ¿Cuántos gramos de nitrato de cobre (II) se pueden obtener si la eficiencia del procedimiento es de 98%?

Se hacen reaccionar 21,3 g de nitrato de plata con 33,5 g de cloruro de aluminio para preparar cloruro de plata y nitrato de aluminio. ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Qué masa de reactivo excedente queda sin reaccionar? ¿Qué masa de cloruro de plata se obtiene?.

7.3.3. Consulte, escriba y balance las ecuaciones del proceso del ciclo del cobre. Calcule el rendimiento teórico a partir de 0,2 g de cobre.

7.3.4. Preparar en el cuaderno las tablas para recolección de datos.

7.4. Materiales y reactivos

7.4.1. *Materiales de los estudiantes*

- Blusa de manga larga, Gafas de protección, guantes y gorro
- Dulce abrigo o un pedazo de tela que no genere pelusas
- Tijeras, Cinta de enmascarar, teflón, fósforo o encendedor
- Bisturí o tijera, 10 cm de lija
- Cuaderno de laboratorio, Regla, Calculadora, Hoja papel cuadriculado.

7.4.2. Materiales de laboratorio

- 3 Beakers de 100 mL
- 1 Beaker de 250 mL
- 2 pipetas graduadas de 5 mL
- 5 tubos de ensayo
- Gradilla
- Varilla de vidrio
- Papel indicador de pH
- Papel filtro
- Cápsula de porcelana
- Pinza para porcelana
- Mechero
- Placa vitrocerámica
- 1 vidrio reloj
- 1 aro
- 1 frasco lavador

Para uso general

- Pipetas para reactivos
- Placa de calentamiento
- Balanza

7.4.3. Reactivos

- Agua desionizada
- Cobre metálico en alambre
- Ácido nítrico
- HNO_3 16 M
- Hidróxido de sodio (NaOH) al 25%
- Zn metálico en polvo o granulado
- Ácido sulfúrico (H_2SO_4) 2M

7.5. Parte Experimental

NOTA IMPORTANTE

Los reactivos utilizados en la práctica son altamente corrosivos y peligrosos. Es necesario el máximo cuidado y precaución en su manipulación. Evite respirar o inhalar los vapores y gases producidos. Utilice todos los implementos de bioseguridad: gafas, guantes, tapabocas y gorro.

Ciclo del cobre

Pese 0,2 g de cobre puro. Colóquelo en un vaso de precipitado de 100 mL. En la campana de extracción, añada 1 mL de HNO_3 14 M, gota a gota y con precaución. Si es necesario, caliente suavemente hasta que todo el cobre haya reaccionado.

Añada 10 mL de agua desionizada al beaker y enfríelo en el agua de grifo durante varios minutos. Con mucho cuidado y lentamente añada al vaso de precipitados 2 mL de NaOH al 25 %, agitando hasta que se complete la precipitación. Agregue 20 mL más de agua desionizada y pruebe el pH con papel indicador hasta que la reacción sea básica.

Caliente la solución hasta la formación de un precipitado negro, filtre aún en caliente, cuide de que todo el precipitado negro pase al papel filtro y lávelo tres veces con agua desionizada. Deseche las aguas de lavado. Sobre el papel filtro adicione gota a gota 5 mL de H_2SO_4 2M al precipitado negro; si queda residuo, adicione 5 gotas más de ácido. Recoja la solución en un beaker limpio, seco y previamente pesado. Lave el papel filtro con un poco de agua desionizada, para retirar el residuo que aún puede permanecer.

Adicione 1 g de zinc en polvo o 2 a 3 granallas de este metal, hasta que la solución quede incolora y el cobre se deposite con su color característico. Agite o sacuda constantemente la granalla de Zn para exponer su superficie y que continúe la reacción química; en algunos casos se puede retirar el zinc de forma manual cuando la solución sea incolora o ligeramente azulada.

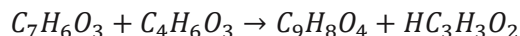
Deje decantar la solución y deseche el líquido sobrenadante, lave el residuo de decantación con tres porciones de 10 mL de agua desionizada. Seque el sólido al mechero, en el mismo vaso de precipitados, cuando tenga aspecto de polvo, enfríe y mida su masa. Calcule el porcentaje de rendimiento del proceso. Escriba los resultados y observaciones de los procesos en la tabla 1 de los resultados de la práctica 6.

Para la discusión

- ¿Se cumplió la ley de conservación de la masa? ¿Cuáles son las posibles causas de error que se pueden suceder en el desarrollo de la práctica?
- Describa todos los resultados obtenidos en cada punto y compare con las ecuaciones químicas balanceadas de todos los procesos, nombre los reactivos y productos teniendo en cuenta las reglas de la IUPAC. Justifique, ¿Por qué se realiza cada proceso?
- Realice todos los cálculos estequiométricos para todos los procesos, calculando moles, reactivo límite en todos los procesos.
- Calcule el rendimiento total del proceso.

7.6. Preguntas Adicionales

- ¿Qué es el proceso de digestión? Cómo lo puede identificar en la práctica desarrollada?
- Cuando se hace reaccionar 250 g de trióxido de dicromo con 100 de aluminio, se forma cromo y óxido de aluminio, ¿Cuál es la masa de cromo que se obtiene?
- El butano, C_4H_{10} , se combina con el oxígeno para formar dióxido de carbono y agua. Se hace reaccionar 23 g de butano con 96 g de dióxígeno, ¿qué masa de CO_2 se desprenderá?
- Se queman muestras de 3,62; 5,91 y 7,07 g de carbono puro en exceso de aire. Las masas de dióxido de carbono que se obtienen como único producto son 13,26; 21,66 y 25,91 g, respectivamente. **(a)** Estos datos, ¿establecen que el dióxido de carbono tiene una composición fija? **(b)** ¿Cuál es la composición del dióxido de carbono, expresada en % C y % O, en masa?
- La aspirina ($C_9H_8O_4$) se produce a partir de ácido salicílico ($C_7H_6O_3$) y anhídrido acético ($C_4H_6O_3$):



(I) ¿Cuánto ácido salicílico se requiere para producir $1,5 \times 10^2$ kg de aspirina, suponiendo que todo el ácido salicílico se convierte en aspirina? **(II)** ¿Cuánto ácido salicílico se requeriría si sólo el 80% del ácido se convirtiera en aspirina? **(III)** Calcule el rendimiento teórico de aspirina si 185 kg de ácido salicílico se hace reaccionar con 125 kg de anhídrido acético. **(IV)** Si la situación descrita en la parte (c) produce 182 kg de aspirina, calcule el porcentaje de rendimiento.

7.7. Bibliografía

- Chang, R. (2007). Química. Mc. Graw Hill. 9th edición. China. P. 15, 19-27.
- Peller, J, R. (1997). Exploring Chemistry Laboratory – Experiments in general, organic and biological chemistry. Prentice Hall, USA. Pp. 15-25.
- Delgado, S. (2012). Laboratorio de Química General. Mc. Graw Hill. China. P.p. 125– 136.
- Delgado, S. (2014). Guías de Laboratorio de Química Fundamental I, Universidad de Nariño.

TABLAS DE RESULTADOS PRACTICA N° 6

FECHA: _____

GRUPO: _____

Masa papel filtro: _____ (g)

Masa papel filtro y precipitado seco: _____ (g)

Masa beaker: _____ (g)

Masa beaker + precipitado: _____ (g)

REACCIONES QUÍMICAS

Tabla 1. Resultados del ciclo del cobre

Producto	Reactivo limite	Masa experimental (g)	Masa teórica (g)	Moles	% Rendimiento

Observaciones:

Cálculos:

8. PRÁCTICA N° 7. PREPARACIÓN Y ESTANDARIZACIÓN DE SOLUCIONES: TITULACIÓN ÁCIDO-BASE

8.1. Objetivos

- Calcular los gramos de soluto necesarios y preparar un volumen dado de solución de concentración específica.
- Diluir una alícuota de la solución original para obtener un volumen dado de solución de concentración específica.
- Comprender los principios básicos del equilibrio ácido-base
- Aprender a realizar titulaciones ácido-base
- Aprender el manejo de indicadores ácido-base y potenciómetros (pH-metro)
- Estudiar los sistemas ácido-base HCl-NaOH y $\text{CH}_3\text{COOH-NaOH}$ mediante titulaciones con indicadores.

8.2. Introducción

Para una persona que trabaje en un laboratorio de Química es de suma importancia saber preparar, manejar e interpretar cuantitativamente las soluciones, ya que muchas reacciones químicas ocurren en solución. Una solución es una mezcla homogénea de sustancias puras a nivel de partículas; no se pueden distinguir los componentes, ya que forman una sola fase. Las partículas de un reactivo que está disuelto se encuentran separadas entre sí, rodeadas de partículas del disolvente. Esto aumenta su movilidad y la probabilidad de chocar con partículas de algún otro reactivo de modo que pueda ocurrir una reacción. Las disoluciones en las que el agua es el medio de disolución se llaman disoluciones acuosas. El componente de la disolución que está en mayor cantidad es el disolvente; los demás componentes se llaman solutos. Cualquier sustancia cuya disolución acuosa contiene iones se denomina electrólito. Cualquier sustancia que forma una disolución que no contiene iones es un no electrólito. Los electrólitos que están presentes en disolución totalmente como iones son electrólitos fuertes, mientras que los que están presentes parcialmente como iones y parcialmente como moléculas son electrólitos débiles. Los compuestos iónicos se disocian en iones cuando se disuelven, y son electrólitos fuertes.

La mayor parte de los compuestos moleculares son no electrólitos, aunque algunos son electrólitos débiles, y unos cuantos, electrólitos fuertes. Al representar la ionización de un electrólito débil en disolución, se usa una flecha doble para indicar que las reacciones hacia adelante y hacia atrás pueden lograr un balance llamado equilibrio químico.

Las reacciones químicas se describen en forma sencilla por medio de ecuaciones, en las cuales los coeficientes de reactivos y productos se interpretan en términos de moles. Conociendo la masa de algún reactivo y su masa molar, se puede calcular los moles del reactivo que reaccionan. Si el reactivo es un soluto que está disuelto en una solución, se debe conocer el volumen y la molaridad (M) de la solución para poder calcular los moles del reactivo que reaccionan.

La **molaridad** de una solución expresa la cantidad de moles de soluto que están disueltos en un litro de solución (volumen de soluto + disolvente). Esta propiedad de una solución se expresa en unidades de moles/L. Por ejemplo, si una solución acuosa de NaOH es de 2 M, esto implica que contiene 80 g de NaOH

(un mol de NaOH pesa 40 g) disueltos en suficiente agua como para obtener un litro de solución. La definición de molaridad se expresa de acuerdo a la ecuación 1.

$$M_{\text{solución}} = \frac{n_{\text{sólido}}}{V_{\text{Litro de solución}}} \quad \text{Ecuación 1}$$

Al observar la ecuación se nota que se pueden obtener los moles de soluto que están disueltos en la solución, multiplicando la molaridad por el volumen de la solución, según la ecuación 2.

$$n_{\text{sólido}} = M_{\text{solución}} \times V_{\text{Litros de solución}} \quad \text{Ecuación 2}$$

Lo que significa que conociendo la molaridad y el volumen de soluciones que participan en reacciones químicas, se puede calcular los moles de soluto que estén reaccionando para establecer las relaciones estequiométricas pertinentes.

8.2.1. Uso del matraz volumétrico en la preparación de soluciones.

El matraz volumétrico se utiliza para medir un volumen específico de un líquido, por lo que contiene una sola marca de calibración. La incertidumbre en el volumen de un líquido medido en un matraz volumétrico depende de la calidad y el tamaño del matraz. Un matraz volumétrico nunca se debe calentar o llenarse con soluciones calientes, ya que, debido a la expansión y contracción del vidrio por cambios en temperatura, hacer esto causará que el matraz pierda su calibración.

Para preparar una solución se transfiere el soluto cuantitativamente (sin que hay pérdida) al matraz volumétrico. Si el soluto es un sólido, puede transferirse directamente al matraz o puede disolverse previamente en un poco de disolvente y transferir cuantitativamente esta solución al matraz. Una vez hecho esto, se añade disolvente poco a poco y agitando la mezcla, Antes de que el líquido llegue al cuello del matraz, la agitación debe ser en forma circular. Una vez el líquido llegue al cuello, se añade disolvente hasta un poco antes de la marca de calibración del matraz. Luego de esto, se utiliza un gotero para añadir el disolvente gota a gota, hasta que la parte baja del menisco coincida exactamente con la marca de calibración. Si el nivel del líquido sobrepasa la marca de calibración, no debe remover el líquido en exceso. La solución debe descartarse y se debe preparar una nueva solución. Una vez que el menisco coincide con la marca de calibración, se tapa herméticamente el matraz y se agita invirtiéndolo para asegurarse de que la mezcla sea homogénea.

8.2.2. Preparación de soluciones de un soluto sólido

Una vez que se conoce la molaridad y el volumen de solución que se preparará, se selecciona el matraz volumétrico apropiado. Se calculan los gramos del soluto sólido que se necesitan para preparar la solución y se pesa cuidadosamente una muestra de soluto lo más cercana posible al valor calculado. Luego se procede a preparar la solución según se describió anteriormente, como se observa en la figura 8.1.



Figura 8. 1. Preparación de soluciones

8.2.3. Preparación de una dilución a partir de una solución concentrada

Al llevar a cabo este proceso de dilución, la concentración de la solución se altera porque se añade disolvente a una muestra de la solución original permanecen iguales antes y después de diluir.

Para preparar un volumen dado de solución de concentración menor (solución diluida) se toma una alícuota de la solución original y se le añade disolvente hasta completar el volumen de solución que se quiere preparar, de modo que los moles de soluto contenidos en la alícuota de solución original (n_o) serán iguales a los moles de soluto contenidos en la **solución diluida** (n_d). Como los moles de soluto contenidos en cualquier solución se obtienen multiplicando $M \times V$, se puede expresar esta información en forma de ecuación matemática (ecuaciones 3 y 4).

$$n_o = n_d \quad \text{Ecuación 3}$$

$$M_o V_o = M_d V_d \quad \text{Ecuación 4}$$

Esta ecuación aplica siempre que se hace una dilución y da una relación matemática entre cuatro variables. Si se conoce tres de estas variables, se puede calcular la cuarta, de modo que si se conoce la concentración de la solución original (M_o), el volumen de solución diluida que se quiere preparar (V_d) y la molaridad de la solución diluida (M_d), se puede calcular el volumen de solución original (V_o) que se debe utilizar. Para esto se resuelve la ecuación anterior V_o en la ecuación 5.

$$V_o = \frac{M_d V_d}{M_o} \quad \text{Ecuación 5}$$

Para preparar la solución diluida se utiliza una pipeta para medir cuidadosamente el volumen de solución original calculado. Se añade la alícuota de solución original a un matraz volumétrico de capacidad igual al volumen de solución que se quiere preparar y se añade disolvente hasta llegar a la marca, agitando bien para obtener una mezcla homogénea, como se observa en la figura 8.2.

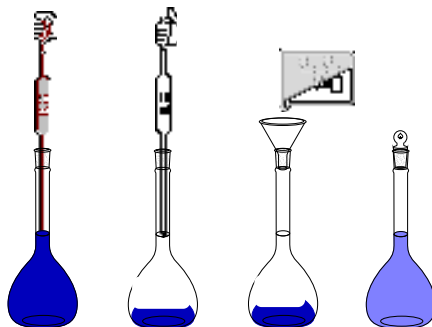


Figura 8. 2. Preparación de diluciones

Se debe enfatizar en que al preparar soluciones diluidas a partir de soluciones concentradas de **ácidos fuertes**, es necesario tomar precauciones especiales. Si el ácido fuerte se coloca en el envase primero, al añadir el agua se liberarán grandes cantidades de calor, lo cual causará que la mezcla comience a hervir y salpique fuera del envase. Para evitar esta situación peligrosa, se añade primero bastante agua al envase y luego se añade el ácido. La solución resultante estará diluida, por lo que se liberará poco calor. Finalmente se añade el agua que haga falta hasta la marca de calibración. Siempre debe recordar: **siempre se añade el ácido al agua**.

8.2.4. Reacciones ácido – base

Las reacciones ácido–base se presentan de manera frecuente en la naturaleza, siendo bastante importantes en diferentes sistemas químicos y biológicos. Existen muchos sistemas químicos y biológicos

en los que aparecen ácidos débiles o bases débiles, cuya concentración es necesario determinar en muchas ocasiones. Para ello se recurre a realizar una valoración ácido-base, utilizando un agente valorante, que es una disolución de concentración bien conocida, que se hace reaccionar con una muestra problema, hasta alcanzar el punto de equivalencia, que puede determinarse mediante un indicador ácido-base o por una técnica instrumental.

8.2.2. Titulación ácido-base. Los estudios cuantitativos de las reacciones de estequiometría conocida se llevan a cabo de modo conveniente por medio de un procedimiento llamado valoración. En el experimento de valoración, una disolución de concentración conocida exactamente (reactivo valorante) se agrega de forma gradual a otra disolución de concentración desconocida (reactivo a valorar) hasta que la reacción química entre las dos disoluciones sea completa. Si se conocen los volúmenes de las dos disoluciones y la concentración de una de ellas, se puede calcular la concentración de la otra disolución. También puede valorarse una disolución de composición de concentración desconocida midiendo el volumen necesario para reaccionar por completo con una cantidad conocida de reactivo valorante (que puede estar en estado sólido) en el matraz y midiendo el volumen de disolución de composición desconocida necesario para producir la reacción completa entre ambos.

Los métodos volumétricos se basan en el hecho de que la concentración del reactivo valorante es conocida dentro del grado de precisión requerido. En este sentido, hay reactivos con los cuales es posible preparar disoluciones de concentración conocida y estable con el tiempo. Estos reactivos se llaman patrones primarios. Típicamente, un patrón primario es una especie de elevada pureza, químicamente estable, no higroscópica, de peso equivalente alto, y que tras ser disuelto, da lugar a especies en disolución químicamente estables, es decir, que no sufren cambios químicos por el contacto con la luz, el aire, etc., con lo cual, tras su disolución y enrase a un volumen conocido es posible determinar su concentración con precisión. Por el contrario, un reactivo sólido como el hidróxido sódico no es un patrón primario porque, además de su difícil manipulación, es higroscópico y tiende a carbonatarse en contacto con el CO_2 del aire; todo ello origina un error en la pesada que impide la obtención de datos fiables de concentración, por ello es necesario factorar esta disolución previamente con un patrón primario como el ftalato ácido de potasio. El punto de equivalencia (p.d.e.) de una valoración es aquel en el cual los reactivos valorando y valorante han reaccionado completamente y con arreglo a la estequiometría de la reacción que ocurre en la valoración. El punto final de una valoración es aquél en el que se produce el cambio de alguna propiedad en el medio que indica que ha alcanzado el punto de equivalencia. Aunque existen varios tipos de valoraciones dependiendo del tipo de reacción (práctica 3) en este caso se estudiará una de las más habituales como es la valoración ácido-base.

De acuerdo con la teoría de Brönsted, un ácido es un donador de protones y una base un aceptor de protones. Cuando se habla de reacciones ácido-base, se refiere a reacciones de neutralización que involucran la transferencia de un protón del ácido hacia la base. En todas las neutralizaciones que se van a estudiar experimentalmente, ocurrirá la neutralización de un protón, que en disolución se encuentra en forma de catión hidronio H_3O^+ .

En la mayoría de las valoraciones ácido-base, la mezcla de reacción no experimenta ningún cambio visible al llegar al punto de equivalencia. Por este motivo, es necesario disponer de algún indicador que determine el punto final y que éste coincida lo más exactamente posible con el punto de equivalencia. Puesto que el pH evoluciona durante la valoración y, en particular, en torno al p.d.e., se puede utilizar: a) una disolución

de una especie con actividad ácido-base que tenga la particularidad de cambiar de color dentro de un intervalo de pH que contenga el valor del p.d.e.; b) directamente un aparato que mida el pH a lo largo de la valoración, o bien es el caso de utilizar un conductímetro aprovechando que la conductividad específica de la disolución es función de los iones presentes. . Para la primera parte se usará los llamados indicadores ácido-base. Suelen ser compuestos orgánicos que se comportan como ácidos o bases débiles, con la particularidad de que las formas conjugadas presentan diferente color. El pH al que se produce el cambio de color depende de la naturaleza del indicador.

El valor exacto del pH al que se produce el cambio de color de un indicador puede calcularse a partir de la constante de disociación del indicador. Para que el ojo humano aprecie el “cambio de color” se necesita un exceso de entre 5 y 10 veces de una de las dos formas (In^- o HIn). Haciendo esta consideración se obtiene el margen de pH en el cual se produce el cambio de color del indicador: margen de $\text{pH} = \text{pK}_a \pm 1$. Según lo anterior, el indicador dado es adecuado para determinar el pH solamente en la zona donde tiene lugar el cambio de color.

En las valoraciones ácido débil-base fuerte la variación de pH no se produce del mismo modo que en las valoraciones ácido fuerte-base fuerte ($\text{pH}=7,0$), ya que en el punto de equivalencia se ha formado la base conjugada del ácido débil, de modo que $\text{pH}>7,0$. Las posibilidades de elección de un indicador para estas valoraciones son limitadas, dependiendo del pH de hidrólisis de la base conjugada que se forme.

8.3. Actividades Pre-laboratorio

8.3.1. Consultar y consignar en su cuaderno de laboratorio.

- ¿Cómo se clasifican las soluciones? ¿Cuáles son las unidades físicas y químicas para determinar concentraciones de soluciones?
- ¿Qué es un patrón estándar? ¿Cómo se clasifican?
- De acuerdo a las teorías de Arrhenius y Brønsted, ¿cómo se definen ácidos y bases? ¿Qué es un electrolito fuerte y qué es un electrolito débil?
- ¿Qué es pH? ¿Qué es un indicador ácido base y cómo actúa? ¿Cuál es el rango de viraje de la fenolftaleína y que otros indicadores ácido-base se pueden usar?
- Las propiedades de los logaritmos

8.3.2. Realice los cálculos necesarios para preparación de soluciones de la parte experimental.

8.3.3. Preparar en el cuaderno las tablas para recolección de datos

8.4. Materiales y reactivos

8.4.1. Materiales del estudiante

- | | |
|---|--|
| • Blusa de manga larga, Gafas de protección, | • Vinagre, 50 mL |
| Guantes | • Leche, 50 mL |
| • Dulce abrigo | • Jugo natural (zumo de limón, naranja, fresa, |
| • Tijeras, Cinta de enmascarar y teflón | guayaba ó piña) |
| • Cuaderno de laboratorio, Calculadora, Propipeta | • Jabón líquido |

8.4.2. Materiales del laboratorio

- | | | |
|-----------------------------|--------------------------------|-----------------------------|
| • Varilla de vidrio | • Espátula de mango | • 1 balón aforado de 250 mL |
| • 1 balón aforados de 50 mL | • 2 balones aforados de 100 mL | • 1 frasco lavador |

- 4 Beakers de 100 mL
- Vidrio de reloj
- Embudo de gravedad
- Picnómetro
- 3 pipeta aforada (5 mL)
- 4 Erlenmeyer de 150 mL
- 4 Beaker de 100 mL
- Varilla de agitación
- Pipeta graduada de 10 mL
- 2 buretas de 25 mL
- 1 pinza para bureta
- Vidrio de reloj
- Embudo pequeño
- 1 pipeta aforada (10 mL)

De uso común

- Balanza
- pH-metro
- 6 beaker (100 ó 250 mL)
- Pipetas para reactivos líquidos

8.4.3. Reactivos

- Agua destilada
- Ácido acético glacial, CH_3COOH
- Hidróxido de sodio, NaOH
- Solución de ácido clorhídrico 0,5 M, HCl
- Biftalato de potasio sólido, $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$
- Disolución de HCl (concentración desconocida)
- Fenolftaleína al 5 %
- Papel indicador de pH

8.5. Parte Experimental

Cuidados en el desarrollo de la práctica: Utilice con cuidado los reactivos y evite el contacto con los ojos, piel y ropa. Evite inhalar el polvo. No vierta las soluciones en el fregadero y al finalizar cada experimento vierta los residuos en los recipientes designados para estos

Preparación de soluciones

8.5.1. Preparación de una solución de Hidróxido de sodio 1 M

Calcule la masa en gramos de NaOH necesarios para preparar 250 mL de la solución. Pesar los gramos calculados en un vidrio reloj. Con mucho cuidado, disuelva el soluto con una mínima porción de agua destilada en un vaso de precipitado. Trasvase la mezcla a un balón aforado de 250 mL, afore y agite por inmersión, de acuerdo a los pasos observados en la figura 8.1. Determine la densidad de esta solución. ¿Cuál son las concentraciones porcentual y normalidad de ésta solución?

8.5.2. Preparación de una disolución de Hidróxido de sodio 0,1 M

Calcule el volumen en mL necesarios para preparar 100 mL de la solución a partir de la solución de NaOH 1 M, preparada en el apartado 8.5.1. Mida con una pipeta el volumen calculado y viértalo a un balón aforado de 100 mL, previamente debe tener una mínima porción de agua destilada y agite por inmersión para diluir. Agregue agua destilada hasta aforar y agite por inmersión, como en la figura 2. Determine la densidad de esta solución. ¿Cuál son las concentraciones porcentual y normalidad de ésta solución?

8.5.3. Preparación de una disolución de Ácido acético al 5 %

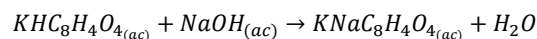
Calcule el volumen en mL de Ácido Acético (soluto) necesario para preparar 50 mL de una solución al 5%. Mida con una pipeta el volumen calculado Trasvase a un balón aforado de 50 mL, previamente debe tener agua destilada, afore y agite por inmersión como en la figura 8.2. Determine la densidad de esta solución. ¿Cuál es la molaridad de esta solución?

Estandarización de solución de NaOH

8.5.4. Valoración de Soluciones de NaOH con un patrón primario

Para determinar la concentración de una disolución de NaOH se realizará una titulación ácido–base usando biftalato de potasio como patrón primario (masa molar 204,2 g/mol). Para ello se deben seguir los siguientes pasos:

- Analice la ecuación química de esta reacción ácido – base y determine la relación estequiométrica correspondiente:



- Calcule la cantidad de biftalato de potasio que se debe usar para realizar la valoración de una disolución de NaOH 1 M preparada en el apartado 8.5.1.
- Pese la cantidad calculada en papel parafinado o directamente en uno de los Erlenmeyers suministrados.
- En el Erlenmeyer adicione 20 mL de agua y 2 gotas de fenolftaleína. Este último es un indicador ácido–base que en medio ácido es incoloro y en medio básico presenta una coloración purpura.
- Realice el montaje de la figura 8.3. Llene la bureta suministrada con la disolución de NaOH preparada en el apartado 8.5.1., purgando previamente con una pequeña cantidad de esta solución.
- Adicione lentamente la disolución de NaOH desde la bureta al Erlenmeyer y asegúrese de agitar vigorosamente después de la agitación. Cuando inicie la aparición del color purpura tenue, disminuya la velocidad de adición. Continúe la adición gota a gota del titulante.
- Realice la lectura del volumen de NaOH adicionado cuando el color purpura se mantenga por al menos 30 segundos. Realice los cálculos correspondientes. Este proceso debe hacerlo por duplicado.

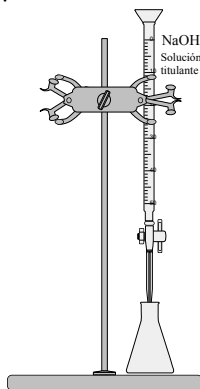


Figura 8. 3. Montaje para titulaciones

El proceso anterior, debe repetirlo por duplicado para la solución de hidróxido de sodio 0,1 M, preparada en la sección 8.5.2.

Titulación Ácido – Base

8.5.6. Valoración de una solución de HCl de concentración desconocida

En otro Erlenmeyer, adicione 5,00 mL de una solución de HCl de concentración desconocida usando pipeta aforada de este volumen. Adicione a este mismo Erlenmeyer 20 mL de agua y 2 gotas de fenolftaleína.

Adicione lentamente la disolución de NaOH 0,1 M (apartado 8.5.2.) desde la bureta al Erlenmeyer y asegúrese de agitar vigorosamente después de cada adición. Disminuya la velocidad de adición cuando el color purpura inicie su aparición. Empiece la adición gota a gota de titulante. Realice la lectura del volumen

de NaOH adicionado cuando el color púrpura se mantenga por al menos 30 segundos. Anote el volumen de NaOH gastado y realice los cálculos correspondientes. Repita el proceso.

8.5.7. Valoración de una solución de ácido acético

La valoración en este punto se realiza de acuerdo al mismo procedimiento del punto 8.5.6., pero usando 5,00 mL de una solución de ácido acético preparada en el numeral 8.5.3, con la solución de NaOH 0,1 M.

8.5.7. Valoración de una solución de Vinagre

La valoración en este punto se realiza de acuerdo al mismo procedimiento del punto 8.5.6., pero usando 5,00 mL de una solución de vinagre preparada, con la solución de NaOH 1 M. Registre los resultados.

MEDIDA DEL pH DE SUSTANCIAS

Llene los vasos de precipitados de uso común con: agua de grifo, agua mineral, jugo natural, leche, vinagre, aceite, HCl, NaOH, soluciones tituladas (8.5.1, 8.5.2 y 8.5.3). Sumerja el electrodo pH hasta el diafragma, espere la indicación de un valor estable. Registre el valor medido, en la tabla 8.

Solicite al laboratorista papel indicador pH, y mida el pH de cada una de las soluciones. Anote sus resultados.

8.6. Preguntas Adicionales

- ¿Cómo se llama el proceso de transferir una sustancia de un envase a otro sin que hay pérdidas?
- ¿Qué errores experimentales se pueden presentar durante la preparación de disoluciones? Explique.
- Compare los valores de pH encontrados para el punto final de la valoración del ácido fuerte y el ácido débil. ¿Por qué se presentan las diferencias observadas?
- ¿Cómo afectarían los resultados finales obtenidos con un sobreestimación del volumen de NaOH adicionado desde la bureta?
- ¿Qué pasa con el resultado final al realizar un mal uso de la pipeta aforada adicionando un valor menor al indicado por la línea de aforo de la pipeta?
- ¿Qué propone para disminuir los volúmenes de NaOH gastados en las diferentes valoraciones?
- ¿Qué otros indicadores químicos pueden servir para realizar las titulaciones de los dos ácidos trabajados?

8.7. Bibliografía

- Chang, R. (2007). Química. Mc. Graw Hill. 9th edición. China. P. 15, 19-27.
- Delgado, S. (2012). Laboratorio de Química General. Mc. Graw Hill. China. P.p. 151– 162.
- Brown, R. L.; LeMay H. E., Bursten B. E., Burdge J. R., (2004) Química la Ciencia Central, 9th edición. Pearson Prentice Hall.
- Trujillo, C, A.J Sánchez R., J. E. (2007). Técnicas y medidas básicas en el laboratorio de química. Universidad Nacional de Colombia. Unibiblos, Bogotá, Colombia.
- Ardila, H. (2014). Titulaciones ácido – base y medida de pH. Guías de Laboratorio para Química Básica. Departamento de Química. Universidad Nacional de Colombia, Bogotá.
- Martínez Urreaga, J.; Narros Sierra, A.; De La Fuente García-Soto, M.M.; Pozas Requejo, F.; Díaz Lorente, V.M. (2006). Experimentación en Química General. Capítulo 3. Ed. Thomson Paraninfo.

TABLAS DE RESULTADOS PRACTICA N° 8

FECHA: _____ GRUPO: _____

Tabla 1. PREPARACIÓN DE SOLUCIONES A PARTIR DE REACTIVOS PUROS

SOLUCION	SOLUTO (g)	SOLVENTE (mL)	DENSIDAD (g/mL)	CONCENTRACION %	MOLARIDAD (M)	NORMALIDAD (N)	MOLALIDAD (m)

OBSERVACIONES:

Tabla 2. PREPARACIÓN DE DILUCIONES

SOLUCIÓN	CONCENTRACIÓN INICIAL	V ₀ (mL)	CONCENTRACIÓN FINAL	V ₀ (mL)

OBSERVACIONES:

Tabla 3. VALORACIÓN DE NaOH 2 M CON PATRÓN PRIMARIO

	Titulación 1	Titulación 2
Masa de biftalato de potasio (g)		
Moles de biftalato de potasio		
Moles de NaOH que reaccionaron		
Volumen de NaOH gastado en la titulación (mL)		
Concentración molar de la solución de NaOH		

Tabla 4. VALORACIÓN DE NaOH 0,1 M CON PATRÓN PRIMARIO

	Titulación 1	Titulación 2
Masa de biftalato de potasio (g)		
Moles de biftalato de potasio		
Moles de NaOH que reaccionaron		
Volumen de NaOH gastado en la titulación (mL)		
Concentración molar de la solución de NaOH		

OBSERVACIONES:

Tabla 5. VALORACIÓN DE HCl USANDO NaOH VALORADO ANTERIORMENTE

Solución de estudiantes	Titulación 1	Titulación 2
Volumen de disolución de HCl (mL)		
Concentración de la disolución de NaOH		
Volumen gastado de NaOH (mL)		
Concentración de la disolución de HCl		

OBSERVACIONES:

Tabla 6. VALORACIÓN DE CH₃COOH USANDO NaOH VALORADO ANTERIORMENTE

	Titulación 1	Titulación 2
Volumen de disolución de CH ₃ COOH (mL)		
Concentración de la disolución de NaOH		
Volumen gastado de NaOH (mL)		
Concentración de la disolución de CH ₃ COOH		

OBSERVACIONES:

Tabla 7. VALORACIÓN DE VINAGRE USANDO NaOH VALORADO ANTERIORMENTE

	Titulación 1	Titulación 2
Volumen de disolución de CH ₃ COOH (mL)		
Concentración de la disolución de NaOH		
Volumen gastado de NaOH (mL)		
Concentración de la disolución de CH ₃ COOH		

OBSERVACIONES:

Tabla 8. DETERMINACIÓN DEL pH DE DISOLUCIONES

Sustancia	pH Papel indicador	pH-metro
Agua potable		
Agua mineral		
Jugo natural		
Leche		
Vinagre		
Aceite		
HCl (concentración desconocida)		
Solución titulada en 8.5.1		
Solución titulada en 8.5.2		
Solución titulada en 8.5.3		

OBSERVACIONES:

9. PRÁCTICA N° 8. TITULACIONES: POTENCIOMÉTRICA Y REDOX

9.1. Objetivos

- Determinar la acidez dada por el ácido fosfórico de una bebida carbonatada (gaseosa) mediante el empleo de la titulación potenciométrica ácido-base.
- Comprobar los valores de los constantes de acidez (K_a) y pK_a para el ácido fosfórico mediante los datos experimentales vs los reportados en la literatura.
- Conocer la técnica de valoración permanganométrica.
- Usar la permanganometría para el análisis de peróxido de hidrógeno y una muestra de hierro.

9.2. Introducción

Para un estudiante de química es importante conocer las diferentes herramientas que le llevan a realizar un análisis cuantitativo de muestras. Una de ellas son los **métodos volumétricos** o **titulaciones**, donde la sustancia de prueba (analito) en un matraz reacciona con un reactivo en solución cuya concentración se conoce y el cual se adiciona mediante una bureta. Existen diferentes métodos de titulación, como *ácido-base*, *precipitación*, *complejométrico* y *Reducción-oxidación (Redox)*. En esta práctica se abordaran dos titulaciones: potenciométrica ácido-base y Redox.

9.2.1. Titulaciones Potenciométricas

En las titulaciones ácido-base una herramienta muy empleada para la determinación del punto final es el **potenciómetro** o **pH-metro**. Este equipo presenta un electrodo selectivo de iones hidronio (H_3O^+) que permite realizar lecturas de los valores de pH que se obtienen en el Erlenmeyer, luego de cada adición de la solución estándar de la base (Figura 9.1) y así, el punto final o estequiométrico es determinando usando gráficas de los valores de pH obtenidos con el equipo y volúmenes de NaOH adicionados.

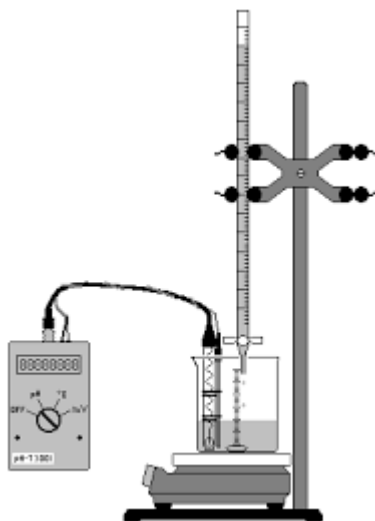


Figura 9. 1. Montaje empleado en titulación potenciométrica

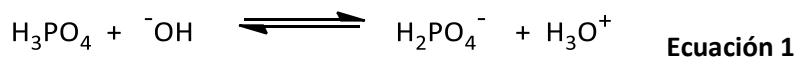
Como se ha estudiado en la práctica 7, para la determinación de las concentraciones de soluciones ácidas o básicas es necesario realizar una valoración usando un **patrón primario**. El patrón primario es una sustancia que en estado sólido, que tiene un alto grado de pureza, no cambia químicamente al entrar en

contacto con el aire, presenta un peso molecular alto para minimizar los errores en el momento de pesar y finalmente, debe ser soluble en agua. Estas características permiten que las soluciones que se preparan con este tipo de compuestos presenten valores confiables de concentración. La titulación de las soluciones de los ácidos y bases con patrones primarios permite a su vez, que los valores de la concentración obtenidos sean muy confiables. Para la valoración de ácidos usualmente se usa carbonato de sodio (Na_2CO_3), y para bases el biftalato de potasio ($\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$). Como indicadores de la titulación se emplean fenolftaleína y naranja de metilo.

9.2.2.1. Titulación de una bebida gaseosa

Las bebidas gaseosas son, hoy en día, una de las bebidas más consumidas en todo el mundo, especialmente entre la población joven. El consumo comienza a muy temprana edad y aumenta durante la adolescencia. Las bebidas de Cola se las conoce en diferentes países como gaseosa, refresco, refresco con gas, soda o soft drink. Estas bebidas son un refresco usualmente saborizado con caramelo colorado, y que frecuentemente posee cafeína. Su origen se debe al farmacéutico John Pemberton, que originalmente se vendía en farmacias. A pesar de su nombre, sus principales ingredientes son azúcar, aceites cítricos (naranja, lima o cáscara de limón), canela, vainilla y un saborizante ácido, los cuales se diluyen en agua carbonatada junto con colorantes y conservantes. Muchos fabricantes añaden otros ingredientes a estas bebidas para crear un sabor propio de la marca. Estos incluyen nuez moscada, lavanda, vainilla y canela. Las semillas de Cola acuminata, que tiene un sabor amargo, contribuye en menor medida o ninguna a la mayoría de las recetas. En la elaboración de las primeras recetas de bebida de Cola se usaban hojas de coca y semillas de Cola acuminata, en una búsqueda de un remedio contra el dolor de cabeza gracias a que contienen alcaloides psicoestimulantes.

Estas bebidas son de carácter ácido aportado por ácido fosfórico (H_3PO_4), algunas veces acompañado de ácido cítrico. El ácido fosfórico aporta un saber es a la vez dulce y ácido pero que no compite con otros sabores, aunque hay variabilidad en la cantidad de ácido fosfórico entre las distintas marcas, la composición está afectada por el equilibrio:



Hay tener en cuenta que, además del equilibrio antes señalado, el ácido fosfórico al poseer más de un protón, puede donar los dos protones restantes según las reacciones mostradas a continuación para la segunda y tercera disociación respectivamente:



En esta práctica, se va a determinar las concentraciones de H_3PO_4 y H_2PO_4^- de una bebida tipo cola utilizando la titulación potenciométrica, es necesario considerar algunos aspectos generales. La respuesta potenciométrica del electrodo de vidrio se puede describir con la ecuación 4:

$$E_{\text{vidrio}} = k - 0,059 \text{ pH} \quad \text{Ecuación 4}$$

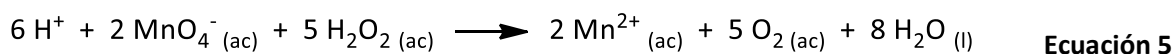
Donde k es una constante, resultado evidente que hay una relación lineal simple entre el potencial medido y el pH de la solución. Por conveniencia, el pH-metro se calibra en unidades de pH de tal forma que las lecturas se puedan hacer directamente como valores de pH.

Se debe tener en cuenta que a valores de pH aproximadamente entre 10,5 – 11 hay ya tan pocos iones H_3O^+ que el electrodo de vidrio comienza a responder a otros iones (principalmente Na^+ en este caso). Este efecto, que hace parecer que el pH es más bajo que lo que en realidad es, es conocido como el error alcalino. Por lo anterior, no es recomendable llevar la titulación más allá del rango de pH mencionado, por lo que en este caso implica que no es posible observar el tercer punto de equivalencia del ácido fosfórico (mostrado en la ecuación 3)

9.2.2. Titulaciones Oxido-Reducción (Redox)

Otro tipo de reacciones en las que se puede usar los principios de la titulación estudiado en la práctica anterior son las reacciones Redox, las cuales se caracterizan por ser sistemas químicos en los que además de haber transformaciones en la masa de las sustancias se presentan también transformaciones en las cargas o números de oxidación. Implican dos tipos de sustancias: un agente oxidante (que oxida a la otra) y agente reductor (que reduce a la otra). Entonces, como definición las reacciones Redox transfieren electrones mientras que las reacciones ácido-base transfieren protones. Del mismo modo que se pueden valorar ácidos con bases se pueden titular oxidantes con un agente reductor o viceversa. El **punto de equivalencia** se alcanza cuando el oxidante es completamente reducido. El permanganato de potasio es un reactivo que se ha utilizado desde hace bastante tiempo como agente oxidante, debido a que puede disponer de él con facilidad, no es costoso y no se requiere de indicador a menos que se utilice en solución diluida. Una gota de permanganato de potasio 0,1 M imparte un color rosa perceptible al volumen de solución que por lo general se usa para una titulación. Este color se usa para indicar el exceso de reactivo.

En esta práctica se empleará una titulación Redox para determinar la concentración de una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno. El sistema Redox está formado por el peróxido de hidrógeno (agente reductor) y permanganato de potasio (agente oxidante) que es el valorante. Muchas reacciones Redox utilizan disoluciones acuosas de permanganato de potasio de concentración conocida para este fin, ya que en medio ácido éste funciona también como indicador de la equivalencia y se encuentre en exceso su presencia es fácilmente identificable. La ecuación 5 representa este proceso:



Las disoluciones de peróxido de hidrógeno al 3% (peso/volumen), denominada agua oxigenada oficial, se emplea para la desinfección. Este fuerte agente oxidante tiene un amplio espectro germicida ya que es eficaz frente a bacterias, hongos e incluso al virus del SIDA y formas resistentes como esporas y quistes; además esta desinfección se realiza en un período de tiempo corto.

El hierro es uno de los nutrientes vegetales que más problemas presenta en cuanto a la nutrición de los cultivos. Esto se debe en gran medida a que, en sistemas aireados en el rango de los pH fisiológicos, la concentración de iones Fe^{3+} y Fe^{2+} es inferior a 10^{-15} M, insuficiente para cubrir las necesidades de los vegetales. Por lo tanto, en los suelos y disoluciones nutritivas son los quelatos de Fe (III) y ocasionalmente los de hierro (II) las formas predominantes de hierro soluble. Por regla general, los vegetales prefieren coger el Fe (II) al Fe (III), aunque esto depende de las especies.

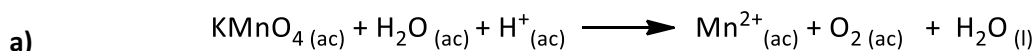
En la práctica de laboratorio se aplicaran los conceptos de titulación potenciométrica de una bebida de gaseosa comercial con una solución de hidróxido de sodio, para así encontrar la concentración de H_3PO_4 y H_2PO_4^- presentes en la bebida gaseosa. También se evaluarán los conceptos de reacciones tipo Redox, para lo cual se va a determinar en primer lugar la concentración de un agua oxigenada comercial, y en segundo lugar la de una disolución problema de Fe(II) , utilizando en ambos casos una disolución de permanganato de potasio de concentración conocida, (estas valoraciones reciben el nombre de permanganometrías).

9.3. Actividades Pre-laboratorio

9.3.1. Consultar y consignar en su cuaderno de laboratorio.

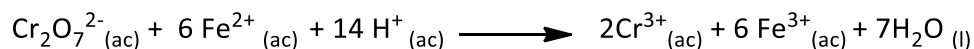
- ¿Consultar acerca de la titulación de ácidos polipróticos, el significado de la constante de acidez y el pK_a ?
- ¿Cuáles son las constantes de equilibrio ácido del ácido fosfórico?
- ¿Qué es un electrodo indicador, electrodo de referencia, electrodo de primera especie y electrodo de segunda especie?
- ¿Cómo se realiza la estandarización de una solución de KMnO_4 ?

9.3.2. Balance por el método ion-electrón en medio ácido:



b) Utilice la información hallada en el punto anterior para balancear la ecuación molecular sabiendo que el ion H^+ se ha suministrado al medio como ácido sulfúrico, que el ion manganeso (II) está como en los productos como sulfato de manganeso y que se produce también sulfato de potasio

c) El hierro (II) se puede oxidar por una solución ácida de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ de acuerdo la ecuación iónica neta:



Si se utilizan 26,0 mL de una solución $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,0267 M para valorar 25,0 mL de otra solución de iones que contiene iones Fe^{2+} , calcule la concentración molar del Fe^{2+} . Muestre todos los cálculos utilizando un factor de conversión y el balanceo de la reacción.

9.3.3. Preparar en el cuaderno las tablas para recolección de datos

9.4. Materiales y reactivos

9.4.1. Materiales de los estudiantes

- | | |
|--|---|
| • Blusa de manga larga, Gafas de protección, Guantes | • Cuaderno de laboratorio, Calculadora, Propipeta |
| • Dulce abrigo | • Bebida gaseosa previamente desgasificada |
| • Tijeras, Cinta de enmascarar y teflón | • 2 cuadros de toallas secante de cocina |
| | • Agua oxigenada |

9.4.2. Materiales del laboratorio

- | | |
|---|------------------------------|
| • pH-metro y electrodo de vidrio | • Probeta de 100 mL |
| • Agitador y plancha para agitación magnética | • 2 Balón aforado de 100 mL |
| • Beaker de 250 mL | • Frasco lavador |
| • 2 Buretas de 25 mL | • Embudo pequeño de gravedad |

- 2 Beaker de 100 mL
- 4 Erlenmeyer de 150 mL
- Termómetro
- 2 Beaker de 100 mL
- Varilla de agitación
- 2 Pipetas aforada de 5 mL
- Pipeta aforada de 10 mL
- 2 pinza para bureta
- Probeta de 10 mL

De uso común

- Pipetas de 10 mL para todos los reactivos a emplear.

9.4.3. Reactivos

- Buffers pH 4 y/o 7 para calibrar pH-metro
- Patrón de H_3PO_4
- Solución estándar de Hidróxido de sodio 0,01 M
- Permanganato de potasio, KMnO_4 0,02 M (estándar)
- Ácido Sulfúrico, H_2SO_4 , 2 M
- Disolución de Fe (II) de concentración desconocida

9.5. Parte Experimental

9.5.1. Titulación Potenciométrica de una bebida de gaseosa comercial

Prepare el montaje de la figura 9.1, para titulaciones potenciométricas, llene la bureta con solución de NaOH estandarizada y calibre el pH-metro con las soluciones buffer (siga las instrucciones del equipo que este empleando), lave el electrodo con agua destilada.

Con un balón aforado mida 100 mL de la bebida de gaseosa comercial, previamente desgasificada, y transfírela a un beaker de 250 mL. Coloque el beaker sobre la plancha de agitación (cerciórese que la plancha no este prendida), introduzca el agitador magnético y el electrodo de vidrio. Seguidamente, conecte la plancha y regule la velocidad de agitación. **TENGA MUCHO CUIDADO DE QUE EL AGITADOR MAGNÉTICO NO CHOQUE CON EL ELECTRODO DE VIDRIO.**

Adicione pequeños volúmenes de agente titulante, registrando tanto el valor de pH como el volumen total adicionado. Al comienzo de la titulación, los volúmenes adicionados deben ser lo suficientemente grandes como para que se produzcan cambios de pH de aproximadamente 0,2 unidades. Cuando el pH comience a cambiar rápidamente, el volumen de titulante debe disminuir. El criterio a utilizar para establecer el volumen de titulante en la próxima adición, es calcular, luego de cada adición, el valor de $\Delta\text{pH}/\Delta V$ (esto es $(\text{pH}_2 - \text{pH}_1)/(\text{V}_2 - \text{V}_1)$). Si este valor es $< 0,025$, se adiciona 1,0 mL y si es $\geq 0,25$, se adiciona 0,1 mL.

La titulación finaliza hasta alcanzar un valor de pH entre 10,5 y 11. Registre los resultados de la medida de pH y del volumen de titulante en la tabla 1 de los resultados de la práctica 9.

Datos que debe consignar en el análisis del informe

- Grafique los valores de pH en función del volumen de titulante adicionado. Analice la forma de la gráfica obtenida. ¿Qué significan las zonas donde no hay cambios grandes de pH o dónde si los hay?
- Con base a los resultados de la tabla 1 construya una gráfica de la primera derivada para la titulación. Para ello, se debe graficar $(\text{pH}_2 - \text{pH}_1)/(\text{V}_2 - \text{V}_1)$ en función de $(\text{V}_2 - \text{V}_1)/2$, siendo V_1 y V_2 volúmenes totales consecutivos de titulante y pH_1 y pH_2 valores de pH, respectivamente.

- Calcule las moles de H_3PO_4 presentes usando los volúmenes de NaOH obtenidos en los puntos de equivalencia y la concentración de NaOH.
- Calcule la concentración de H_3PO_4 en la bebida, exprésela en M y %. Recuerde que en el primer punto de equivalencia se ha titulado únicamente el primer protón, mientras que en el segundo punto de equivalencia han reaccionado dos protones. Si sus resultados muestran que $V_{\text{eq}2} > 2 V_{\text{eq}1}$, significa que, tanto el H_3PO_4 como también el H_2PO_4^- estaban presentes en la bebida y habrá que calcular la concentración de las dos especies.
- Usando la curva de titulación, las gráficas de la primera derivada y la segunda derivada, estime los valores de pKa para el ácido fosfórico y compárelos con los que reporta la literatura.
- Compare los valores encontrados en el análisis de acidez con lo reportado, por ejemplo en la etiqueta, en normatividades sobre la calidad, en libros sobre la obtención industrial de la bebida, entre otros.

9.5.2. Titulación Redox

9.5.2.1. Determinación del agua oxigenada comercial

Realice el montaje para titular (figura 9.2. A). Tome en un vaso de precipitados 50 mL de disolución de KMnO_4 , (anote la concentración del reactivo). Vierta una pequeña cantidad KMnO_4 en la bureta y púrgela. Llene la bureta hasta el punto de enrase con esta disolución (0,00 mL). Tenga en cuenta que el vástago de la bureta debe estar totalmente lleno y sin burbujas (figura 9.2.B).

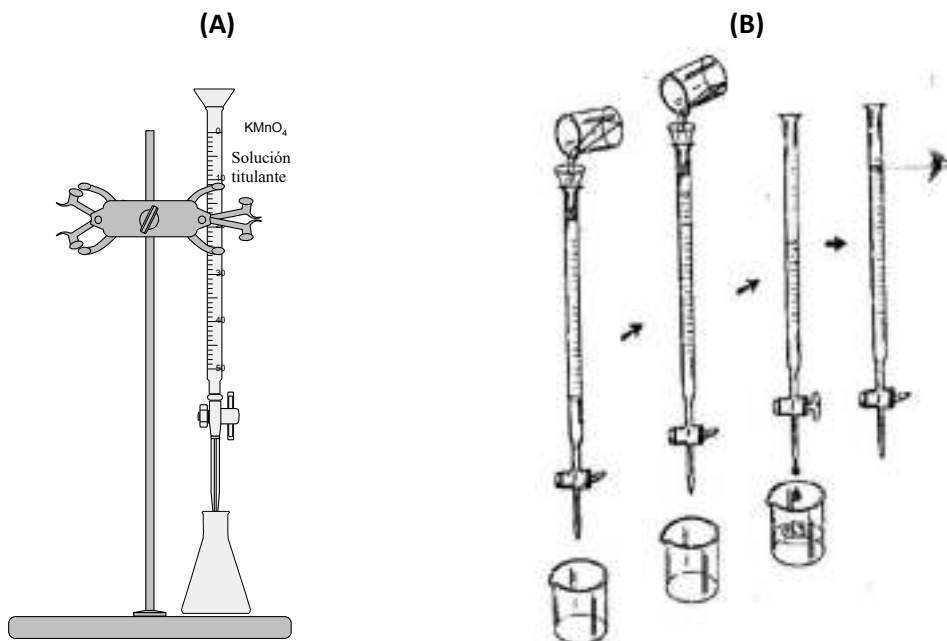


Figura 9. 2. (A). Montaje para la titulación Redox. (B). Pasos para llenar correctamente la bureta

Con una pipeta aforada tome 5 mL de agua oxigenada y transfíralos a un valor aforado de 100mL, y afofe el volumen con agua destilada. Mida 10 mL con una pipeta aforada de la solución anterior y deposítela en un Erlenmeyer limpio y seco. A esta solución adicione 10 mL de H_2SO_4 . Titule esta solución con el KMnO_4 (figura 9.3), hasta que un tinte rosa tenue permanezca. Repita el procedimiento dos veces más el procedimiento. Promedie los valores obtenidos de Volumen de KMnO_4 y con el valor promedio calcule la

concentración del peróxido de hidrógeno. Tenga en cuenta la reacción balanceada. Registre los valores de los volúmenes gastados en la tabla 2 de los resultados de la práctica 9.

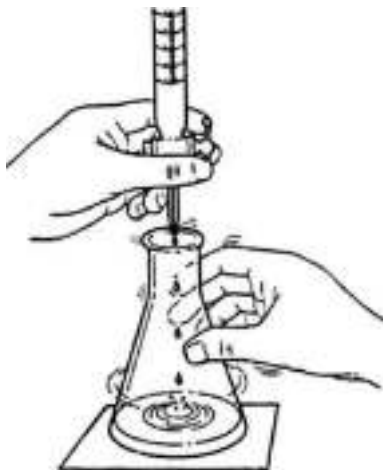


Figura 9. 3. Titulación de agua oxigenada con KMnO_4 .

9.5.2.2. Determinación de la concentración de una solución ferrosa.

Utilice la disolución de permanganato de potasio empleada en la sección 9.5.2.1. Con una pipeta volumétrica mida 5 mL de disolución problema de Fe (II) y transfíralos a un Erlenmeyer y adicione a continuación 10 mL de H_2SO_4 . Se agita para mezclar la disolución.

Titule la disolución de Fe (II) con la disolución de KMnO_4 agitando continuamente el Erlenmeyer después de cada adición hasta observar la aparición de un color rosa tenue, momento en el cual se habrá finalizado la valoración. Anote el volumen de KMnO_4 consumido en los resultados de la tabla 3 de la práctica 9. Repita este procedimiento 2 veces.

Al finalizar la Práctica se debe limpiar la bureta sin desmontarla con una disolución de agua oxigenada y posteriormente aclararla varias veces con agua.

Para tener en cuenta en el análisis

- ¿Por qué en las titulaciones con KMnO_4 se emplea el H_2SO_4 concentrado?
- Explique a que se debe el color rosa persistente al final de la titulación redox en las que se emplee el KMnO_4 como agente oxidante en medio ácido.
- Muestre los cálculos de la molaridad de H_2O_2 .
- Analice el valor promedio de la molaridad de H_2O_2 contra el reportado en la etiqueta (debe calcular la molaridad a partir del porcentaje de masa mostrado)

9.6. Preguntas Adicionales

- Mencione las ventajas y desventajas de la valoración potenciométrica sobre la titulación ácido-base con indicador.
- Cómo se puede relacionar los valores de acidez con las características organolépticas de las bebidas (sabor, olor, color, entre otros)

- Las bebidas gaseosas han sido el foco de discusiones con respecto a sus efectos sobre la salud de quienes la consumen. Investigue al respecto y presente su opinión sobre el consumo en la dietas de las personas, argumente y referencie lo consultado.
- ¿Cómo se realiza la estandarización de una solución de permanganato de potasio?
- Consulte por qué el permanganato de potasio es un producto restringido en Colombia
- Consulte otros sistemas de óxido – reducción

9.7. Bibliografía

- Roberts, J. L.; Hollenberg, J.L; Postma, J. M: (1997). Chemistry in the Laboratory. W. H. Freeman and Company, NJ, USA.
- Chang, R. (2007). Química. 9th edición. Mc. Graw Hill. China.
- Herr, N-Cunningham, J. (1999). Hands on Chemistry activities with real-life applications. John Wiley & Sons, Inc, San Francisco, USA.
- Brown, R. L.; LeMay H. E., Bursten B. E., Burdge J. R., (2004) Química la Ciencia Central, 9th edición. Pearson Prentice Hall.
- Trujillo, C, A.J Sánchez R., J. E. (2007). Técnicas y medidas básicas en el laboratorio de química. Universidad Nacional de Colombia. Unibiblos, Bogotá, Colombia.
- Palomeque, L y Molina, M. (2014). Titulaciones Redox. Guías de Laboratorio para Química Básica. Departamento de Química. Universidad Nacional de Colombia, Bogotá.
- Facultad de Ciencias Químicas. (2015). Prácticas de Química Aplicada a la Biología. Universidad Complutense de Madrid, Madrid.

TABLAS DE RESULTADOS PRACTICA N° 8

FECHA: _____ GRUPO: _____

Tabla 1. Medidas de pH de la titulación de potenciométrica de la bebida de Cola con NaOH

Medida	Volumen NaOH (mL)	pH	$V_2 - V_1$ (mL)	$pH_2 - pH_1$	$\frac{(V_1 + V_2)}{2}$	$\frac{(pH_2 - pH_1)}{(V_2 - V_1)}$
1						
2						
3						
4						
5						
6						
7						
8						
9						
10						
11						
12						
13						
14						
15						
16						
17						
18						
19						
20						
21						
22						
23						
24						
25						
26						
27						
28						
29						
30						

Tabla 2. Determinación de la concentración molar de H_2O_2

Reacción:							
$\text{--- H}^+ + \text{--- MnO}_4^- \text{ (ac)} + \text{--- H}_2\text{O}_2 \text{ (ac)} \longrightarrow \text{--- Mn}^{2+} \text{ (ac)} + \text{--- O}_2 \text{ (ac)} + \text{--- H}_2\text{O (l)}$							
Ensayo	Concentración molar del KMnO_4 (M)	Volumen de MnO_4^- (mL)	MnO_4^- (mol)	H_2O_2 (mol)	Masa de H_2O_2 que reaccionó (g)	Volumen H_2O_2 (mL)	Concentración molar de H_2O_2 (M)
1							
2							
3							
						Promedio	

OBSERVACIONES

Tabla 3. Determinación de la cantidad de hierro presente en la muestra

Reacción: $\text{___ } MnO_4^- (ac) + \text{___ } Fe^{2+} (ac) \longrightarrow \text{___ } Mn^{2+} (ac) + \text{___ } Fe^{3+} (ac)$							
Ensayo	Concentración molar del $KMnO_4$ (M)	Volumen de MnO_4^- (mL)	MnO_4^- (mol)	Fe^{2+} (mol)	Masa de Fe^{2+} que reaccionó (g)	Volumen Fe^{2+} (mL)	Concentración molar de Fe^{2+} (M)
1							
2							
3							
						Promedio	

OBSERVACIONES

10. PRÁCTICA N° 9. ESTUDIO Y OBTENCIÓN DE GASES

10.1. Objetivos

- Obtener, por reacción química, un número determinado de moles de dióxido de carbono y medir cuantitativamente su volumen para calcular la constante de los gases.
- Comparar dos metodologías de obtención de gases para elegir la más indicada en la determinación cuantitativa de una sustancia por desprendimiento de gases.
- Determinar el porcentaje de NaHCO_3 en una tableta de Alka-Seltzer

10.2. Introducción

Los gases conforman uno de los tres estados de la materia y a pesar de que no son visibles su importancia es tal que han servido para modelar el comportamiento de la materia o inevitablemente para vivir, ya que sin oxígeno no existiría la vida. El gas con el que más contacto tienen el ser vivo durante su vida es el aire, que en realidad es una mezcla de gases con la siguiente composición: nitrógeno (N_2) 78,08 %, oxígeno (O_2) 20,95 %, argón (Ar) 0,934 %, dióxido de carbono (CO_2) 0,035 %, neón (Ne) $1,82 \times 10^{-3}$ %, helio (He) $5,5 \times 10^{-4}$ %, metano (CH_4) $1,79 \times 10^{-4}$ %, kriptón (Kr) $1,14 \times 10^{-4}$ %, hidrógeno (H_2) $5,5 \times 10^{-5}$ %, óxido nitroso (N_2O) 3×10^{-5} %, monóxido de carbono (CO) 1×10^{-5} %, xenón (Xe) 9×10^{-6} %, ozono (O_3) 7×10^{-6} %, dióxido de nitrógeno (NO_2) y otros en trazas. La composición es un diseño perfecto, en la cual el nitrógeno es el gas más abundante y cumple un papel extraordinario, que consiste en hacer estable la atmósfera para que la vida se desarrolle sin dificultades.

10.2.1. Ley de los gases ideales o ecuación de estado

Los científicos que han estudiado el comportamiento de los gases, demostraron que a temperaturas altas y presiones bajas, todos los gases, independientemente de su composición química, siguen un comportamiento similar. Se dice que este comportamiento, que es el que describen las leyes de los gases, es el comportamiento del gas ideal. De forma que a temperaturas altas y presiones bajas, los gases se comportan como un gas ideal.

Las leyes individuales de los gases se resumen en lo que se conoce como la ecuación del gas ideal. La ecuación 1 expresa la relación entre las cuatro propiedades de los gases:

$$PV = nRT \quad \text{Ecuación 1}$$

Donde: P es la presión del gas (atm); V es el volumen del gas (L); n es el número de moles del gas, R es la constante de los gases ideales ($0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K}$); T es la temperatura del gas en la escala kelvin (K)

Se puede observar que la ley de los gases ideales permite calcular las moles de una muestra del gas si se puede medir experimentalmente la presión, el volumen y la temperatura de la muestra del gas. Si la ecuación de estado se reorganiza de otro modo y se reemplaza mas/volumen (m/V) por densidad (d), M la masa molar del gas, se obtiene la ecuación 2 que es útil para otro tipo de cálculo.

$$PV = nRT = \left(\frac{m}{M}\right) RT; M = \left(\frac{mRT}{PV}\right) = \left(\frac{dRT}{P}\right) \quad \text{Ecuación 2}$$

El montaje utilizado en la recolección de gases puede verse en la figura 10.1. Su utilización tiene una gran validez cuando el gas es insoluble en agua y aun cuando se solubilice el gas, la cantidad es mínima y un tiempo corto impide una difusión significativa.

La presión, P , del gas puede calcularse considerando que se establece un equilibrio entre la presión del sistema y la presión atmosférica, mediante la ecuación 3:

$$P_{atm} = P_{gas} + P_{vapor\ de\ agua} + P_{columna\ de\ agua} \quad \text{Ecuación 3}$$

Si se despeja la presión del gas, se obtiene la ecuación 4:

$$P_{gas} = P_{atm} - P_{vapor\ de\ agua} - P_{columna\ de\ agua} \quad \text{Ecuación 4}$$

En la ecuación P_{atm} es la presión atmosférica, a cual se puede terminar utilizando la ley barométrica, representada por la ecuación 5:

$$P = P_0 e^{\frac{-Mg(h-h_0)}{RT}} \quad \text{Ecuación 5}$$

Donde P , es la presión en el lugar de trabajo. P_0 , la presión a nivel del mar (1 atm), M , la masa molar promedio del aire (28,9 g/mol), g , la gravedad (9,8 m/s²), h , la altitud y h_0 , es cero. T , se toma como la temperatura ambiente. Todos los valores se deben colocar en la SI P_{agua} = presión del vapor de agua a la temperatura del sistema (el valor se busca en tablas). Entonces se obtiene la ecuación 6.

$$P_{columna\ de\ agua} = \frac{h_{columna(mm)}}{13,6} \quad \text{Ecuación 6}$$

La columna de agua corresponde a la que permanece en la probeta, medida desde la superficie del baño de agua en el recipiente extremo, hasta el menisco. Una vez determinado el valor de P_{gas} puede utilizarse la ecuación de estado del gas ideal para determinar las moles de gas encerradas en la probeta. El volumen de gas se mide directamente en la probeta con las cifras significativas correctas, se obtiene la ecuación 7:

$$n_{gas} = \frac{(P_{gas} \times V_{gas})}{RT} \quad \text{Ecuación 7}$$

Conociendo la cantidad de moles se pueden relacionar con alguna reacción química (utilizada para generar el gas) y realizar cálculos estequiométricos de pureza y cantidad de reactivos.

El trabajo con gases requiere utilizar sistemas sellados y cuidados especiales para evitar los escapes, sobre todo si tienen gases peligrosos o irritantes como el cloro (Cl_2). En esta práctica se va a generar un gas, dióxido de carbono (CO_2) utilizando un método sencillo, y a confirmar su presencia por medio de pruebas cualitativas. También se utilizará el desprendimiento y recolección de un gas como forma de determinar el porcentaje de $NaHCO_3$ en una tableta de Alka-Seltzer, permitiendo con esto aprender a utilizar el método de recolección de gases sobre agua y la comparación de dos métodos experimentales.

10.3. Actividades Pre-laboratorio

10.3.1. Consulte y consigne en su cuaderno la siguiente información:

- Las leyes de los gases, la ecuación de estado, la solubilidad de los gases trabajados en agua (dióxido de carbono, oxígeno e hidrógeno), concepto de presión a vapor, métodos de recolección de gases.

10.3.2. Elabore y diseñe las tablas de recolección de Resultados para la práctica 9.

10.4. Materiales y reactivos

10.4.1. Materiales de los estudiantes

- Blusa de manga larga, Gafas de protección, Guantes
- Dulce abrigo
- Tijeras, Cinta de enmascarar y teflón
- Cuaderno de laboratorio, Calculadora, Propipeta
- 2 palillos de madera
- 2 tabletas de ALKA-SELTZER
- Bisturí

10.4.2. Materiales del laboratorio

- Tubo con desprendimiento
- Corcho de plástico
- Probeta de 100 mL
- Recipiente plástico
- 2 Vidrio de reloj
- 1 manguera
- 2 Beaker de 250 mL
- Termómetro
- Pinza para balón
- Pipeta aforada de 1 mL
- Espátula con mango
- Beaker de 100 mL
- Balón de fondo plano de 100 mL

De uso común

- Balanza
- Probeta de 100 mL para ácido acético

10.4.3. Reactivos

- Ácido Clorhídrico 6 M
- Carbonato de Calcio, CaCO_3
- Ácido acético al 2,5 %

10.5. Parte Experimental

10.5.1. Obtención de dióxido de carbono

Realice el montaje de la figura 10.1, utilizando una probeta de 100 mL la cual debe estar llena completamente de agua. En un tubo de ensayo con desprendimiento, cuidadosamente y evitando rociar la paredes del tubo y con una pipeta aforada, adicione 1 mL de ácido Clorhídrico 6 M. Pese 0,30 g de carbonato de calcio (CaCO_3), y agregue al tubo de ensayo y séllelo rápidamente con un tapón. Cuando ya no se produzca más gas en la reacción, registre el volumen de CO_2 obtenido y calcule la cantidad de gas obtenido en moles.

Con ayuda de un mechero, encienda un palillo de madera y acérquelo a la boca de la probeta después de retirarla del agua del recipiente plástico. Registre sus observaciones en la tabla 1 de resultados.

Determinación del porcentaje de NaHCO_3 en una tableta de ALKA-SELTZER

10.5.2. Método por pérdida de masa

Mida 30 mL de ácido acético diluido y trasvase a un beaker de 100 mL previamente pesado. Coloque un vidrio de reloj tapando el beaker, pese y registre la masa en conjunto. Pese y registre la masa de media pastilla de Alka-Seltzer y con cuidado deposite media pastilla en el vaso de forma cuidadosa. Después de alrededor de 10 minutos (tiempo en el cual la reacción este completa), observe cuidadosamente lo que ocurre en el beaker y registre en su cuaderno. Pese y registre la masa del conjunto luego de la reacción.

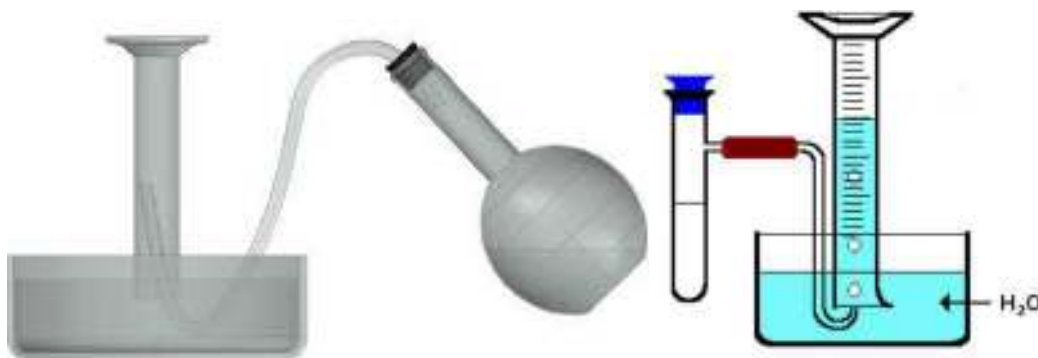


Figura 10. 1. Montaje para la recolección de un gas sobre agua

Calcule la masa pérdida de CO_2 , masa de NaHCO_3 que reaccionó y calcule el % de NaHCO_3 presente en la tableta de Alka-Seltzer. Contraste contra el valor esperado asumiendo los datos del sobre.

10.5.3. Método de recolección de gases

Utilice el montaje de la figura 10.1. Llene la probeta de 100 mL con agua. Mida 35 mL de ácido acético diluido y colóquelo dentro del balón de fondo plano.

Parta una tableta de Alka-Seltzer de tal forma que obtenga aproximadamente $1/8$ de tableta, unos 0,4 g. Pese y registre la masa de la fracción de pastilla de Alka-Seltzer. Cloque el balón formando un ángulo de 40° , y deposite la masa de Alka-Seltzer pesado sobre el cuello del balón, tape el balón y cubra las posibles fugas con cinta de teflón. Deje caer el Alka-Seltzer y agite suavemente el balón y permita que la reacción se complete. Registre el volumen de gas recolectado en la probeta invertida. Mida y registre la altura de la columna de agua dentro de la probeta desde la superficie del agua en el baño de agua hasta el menisco (puede utilizar una regla). Mida y registre la temperatura del baño de agua. Calcule el % de NaHCO_3 . Compare sus resultados con el método 10.5.2.

PARA TENER EN CUENTA EN EL INFORME:

Para cada uno de los cuatro procedimientos realizados en el laboratorio tener en cuenta lo siguiente:

- Escribir las ecuaciones de las reacciones químicas que suceden.
- Describir adecuada y detalladamente las observaciones realizadas en los resultados.
- Demostrar los cálculos necesarios en los procedimientos que lo requieran.

10.6. Preguntas Adicionales

- Investigue por qué el incendio del Hindenburg fue tan letal, puede revisar en internet e información al respecto
- Consulte qué efecto tendría el aumento o la disminución de la cantidad de oxígeno en el cuerpo humano
- Si toda la pastilla reacciona en la recolección de gases, determine el volumen de dióxido de carbono que se recolectaría a las condiciones del laboratorio.

10.7. Bibliografía

- Roberts, J. L.; Hollenberg, J.L; Postma, J. M: (1997). Chemistry in the Laboratory. W. H. Freeman and Company, NJ, USA.
- Chang, R. (2007). Química. 9th edición. Mc. Graw Hill. China.
- Brown, R. L.; LeMay H. E., Bursten B. E., Burdge J. R., (2004) Química la Ciencia Central, 9th edición. Pearson Pretice Hall.
- Trujillo, C, A.J Sánchez R., J. E. (2007). Técnicas y medidas básicas en el laboratorio de química. Universidad Nacional de Colombia. Unibiblos, Bogotá, Colombia.
- Facultad de Ciencias Químicas. (2015). Prácticas de Química Aplicada a la Biología. Universidad Complutense de Madrid, Madrid.