

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA

Facultad de Ciencias Químicas e Ingenierías



MANUAL DE PRÁCTICAS DE QUÍMICA GENERAL

TRONCO COMÚN DE QUÍMICA



AUTORES:

M.C. JAVIER EMMANUEL CASTILLO QUIÑONES
I.Q. RICARDO GUERRA TREVIÑO
M.C. MANUEL ARTURO MARTÍNEZ LÓPEZ
DR. RAUDEL RAMOS OLMOS

ACTUALIZACIÓN:

DRA. LILIAN BEATRIZ ROMERO SÁNCHEZ
ENERO 2023

TIJUANA, B.C.

PRESENTACIÓN

Este manual de prácticas se elaboró tomando en consideración la modificación y actualización de los programas de estudio de tronco común, utilizando como base la carta descriptiva de la materia de Química General que se imparte en el Tronco Común de nuestra Facultad.

El documento consta de 16 prácticas que le serán de gran utilidad para obtener la capacidad y habilidad general para el manejo adecuado de equipo, reconocer el material y reactivos químicos de uso común en el laboratorio, facilitando de esta manera la comprensión de algunos fenómenos físicos y químicos.

ÍNDICE

		Página
Práctica 1	REGLAS DE LABORATORIO Y MEDIDAS DE SEGURIDAD	4
Práctica 2-3	MATERIAL DE USO FRECUENTE EN EL LABORATORIO	6
Práctica 4	OPERACIONES BÁSICAS	9
Práctica 5	BALANZA ANALÍTICA Y GRANATARIA	13
Práctica 6	MANIPULACIÓN DE VIDRIO	15
Práctica 7	PUNTO DE FUSIÓN	17
Práctica 8	PUNTO DE EBULLICIÓN	21
Práctica 9	SOLUBILIDAD	23
Práctica 10	CRISTALIZACIÓN FRACCIONADA	26
Práctica 11-12	PREPARACIÓN DE SOLUCIONES	28
Práctica 13	CALOR EN UNA REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN	31
Práctica 14	DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA QUÍMICA	34
Práctica 15	DUREZA DEL AGUA	37
Práctica 16	ELABORACIÓN DE JABÓN	41

PRÁCTICA # 1

REGLAS DE LABORATORIO Y MEDIDAS DE SEGURIDAD

OBJETIVO:

Conocer el reglamento de laboratorios y las medidas de seguridad para minimizar los riesgos a la salud y para asegurar que el manejo de sustancias químicas y la disposición de los residuos cumpla con la normatividad vigente.

GENERALIDADES:

El laboratorio de química general es un espacio potencialmente peligroso dedicado a prácticas experimentales de carácter científico donde el estudiante adquirirá habilidades y competencias en el manejo de instrumentos, sustancias y técnicas experimentales.

Las prácticas de laboratorio implican que el estudiante asuma una actitud responsable, metódica y ordenada que asegure su integridad física y la de sus compañeros, además de favorecer el trabajo en equipo y la realización correcta del trabajo experimental. Para ello, es importante que el estudiante conozca las reglas del laboratorio y las ejecute formalmente.

MATERIALES:

1. Reglamento interno de laboratorio
2. Hojas de seguridad de las sustancias
3. Instructivos de los equipos incluidos en las bitácoras de uso

NOTA: Los materiales se encuentran disponible en los laboratorios

DESARROLLO:

1. Formar los equipos de trabajo y distribuir las mesas de laboratorio
2. El profesor explicará las secciones y dinámica de la entrega de las prácticas de laboratorio
3. Leer y discutir el reglamento interno del laboratorio
4. Analizar la forma correcta de desechar los residuos químicos

CUESTIONARIO:

1. Enlista el reglamento de laboratorio
2. Describe cómo se desechan los residuos líquidos y sólidos
3. Explica el objetivo de las hojas de seguridad

BIBLIOGRAFÍA:

1. Fundamentos de las buenas prácticas de laboratorio. Universidad Autónoma de Coahuila. Primera edición. México, diciembre 2016. Recuperado: <http://www2.uadec.mx/pub/quimicas/Laboratorio.pdf>
2. Manual de buenas prácticas de laboratorio. Servicio de Prevención de Riesgos Laborales del CSIC en Sevilla, febrero de 2007. Recuperado: <https://www.icms.us-csic.es/sites/icms.us-csic.es/files/Manual%20de%20buenas%20pr%C3%A1cticas%20en%20laboratorios.pdf>
3. Environmental Sampling and Analysis for Technicians, M. Csuros, Lewis Publishers, Boca Raton, 1994.

PRÁCTICA # 2-3

MATERIAL DE USO FRECUENTE EN EL LABORATORIO

OBJETIVO:

Reconocer el nombre, función y manipulación del material de uso común del laboratorio para su uso correcto en el desarrollo de las prácticas posteriores.

GENERALIDADES:

En los laboratorios de Química se realizan experimentos que permiten la comprobación del conocimiento teórico y la generación de nuevo conocimiento científico. Para experimentar es necesario conocer el uso correcto del instrumental de laboratorio cuya composición, forma y capacidad depende de la aplicación que se les atribuya.

El instrumental de laboratorio generalmente es de vidrio, un material inerte, resistente al fuego y a los agentes químicos. Además, el vidrio es transparente lo cual facilita la observación y la limpieza de los mismos.

MATERIALES (Sesión 1):

Mechero Bunsen
Mechero Tirril
Mechero Meker
Tubo de ensayo
Vaso de precipitado
Tela de asbesto
Triángulo de porcelana
Vidrio de reloj
Escobillón
Gotero
Matraz redondo
Matraz de destilación
Perilla
Gradilla
Espátula
Embudo
Bureta
Cápsula de porcelana
Crisol de porcelana
Anillo o aro metálico
Agitador de vidrio

MATERIALES (Sesión 2):

Pipeta graduada
Pipeta volumétrica Refrigerante
Matraz volumétrico
Matraz Kitasato
Matraz Erlenmeyer
Matraz de fondo plano
Mosca o barra magnética
Mortero
Embudo de separación
Pinzas para bureta
Pinzas para crisol
Pinzas morh
Picnómetro
Pesafiltro
Pinzas para tubo de ensayo
Pinzas de extensión
Piseta
Probeta graduada
Soporte universal
Tripoide o tripie

DESARROLLO:

El profesor explicará detalladamente para qué sirven cada uno de los materiales de uso frecuente enlistado en la parte superior, también indicará cómo se manipula, hará recomendaciones sobre su uso correcto y aportará información relacionada sobre la limpieza de dichos materiales.

El estudiante hará un dibujo y añadirá una descripción de cada uno de los materiales de uso frecuente revisados en la sesión de laboratorio.

CUESTIONARIO:

1. Menciona la diferencia entre materiales graduados y volumétricos
2. ¿Qué piezas integran un sistema de destilación simple?
3. Escribe el uso principal del matraz kitazato
4. ¿Cuál es el uso principal de una bureta?
5. ¿Cuál es el uso de los materiales de porcelana?

BIBLIOGRAFÍA:

1. Robetson G. Ross, Jacobs Thomas L.: Laboratory Practice Of Organic Chemistry, 4ª. Edición. 1998.
2. Moore James A. Experimental Elementary Organic Chemistry. 1993.
3. Darrell Ebbing, Química General, Quinta Edición, Mc. Graw Hill 1997.
4. John Holum, Fundamentos de Química, Primera Edición, Limusa Wiley 2000.
5. John Kotz, Paul Treichel, Química, Quinta Edición, Thomson, 2003.
6. Kennet Whitten, M. Larry Peck Raymond E. Davis, George G. Stanley, Química, Octava Edición Cengage Learning, 2010
7. Raymond Chang, Química, Décima Edición, Mc. Graw Hill, 2010.
8. Jean Umland, Jon Bellama, Química General, Tercera Edición, Thomson, 1999.
9. Reprocesamiento de material de vidrio para el laboratorio. AK Lab, Segunda Edición.
Recuperado: https://aklab.de/pdf/aklab_es.pdf

PRÁCTICA # 4

OPERACIONES BÁSICAS

OBJETIVO:

Adquirir el conocimiento y habilidad de las técnicas más básicas utilizadas en un laboratorio químico para poder desarrollar adecuadamente el resto de las prácticas del curso.

GENERALIDADES:

La actividad principal de un químico es hacer observaciones cuidadosas; éstas pueden ser de naturaleza cualitativa o cuantitativa y con frecuencia consisten en realizar experimentos controlados. Por ello, es indispensable que el alumno desarrolle una cierta habilidad operativa que le permita manejarse de forma adecuada y segura en el laboratorio.

MATERIALES Y EQUIPO:

4 vasos de precipitados 50 mL	2 matraces aforados de 50 mL
2 agitadores de vidrio (varilla)	2 vidrios de reloj
2 embudo de vidrio	2 espátulas
1 gotero	1 pipeta volumétrica
1 perilla	1 pizeta

DESARROLLO EXPERIMENTAL:

Con ayuda del profesor revisarán cada una de las siguientes observaciones y practicarán durante la sesión de laboratorio. Cada estudiante debe practicar al menos una vez cada una de los procedimientos.

1. Percepción de olores

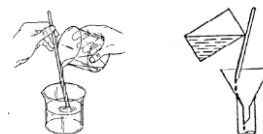
Para percibir el olor de una sustancia nunca se colocará la nariz directamente sobre la boca del recipiente que la contiene, sino que se "abanicará" con la mano, dirigiendo vapor suavemente hacia la nariz.

Cuando se trabaja con sustancias que desprenden vapores nocivos (tóxicos o irritantes) y cuando se realiza una reacción en la que se forman vapores o humos peligrosos, hay que trabajar en una vitrina de laboratorio. La vitrina es un lugar del laboratorio donde el aire se renueva por medio de un extractor, así los vapores nocivos se succionan hacia el exterior del edificio a través del tiro de la vitrina. Durante el uso de la vitrina, las ventanas y puerta del laboratorio deben estar cerradas.

El profesor colocará en un vaso agua y en otro vaso alcohol. Los estudiantes deben identificarlos.

2. Transferencias de líquidos

Para evitar salpicaduras al verter un líquido de un recipiente a otro se apoya una varilla de vidrio sobre el borde del recipiente de modo que el líquido fluya por la varilla. Si el recipiente tiene una abertura pequeña debe utilizarse un embudo limpio en el que caiga el líquido procedente de la varilla.



3. Transferencia de sólidos a matraces aforados

Existen diversos métodos para transferir sólidos a matraces aforados. Uno de ellos consiste en añadir una porción adecuada de agua destilada al vaso de precipitados o recipiente en el que se ha pesado el reactivo, y con ayuda de una varilla de vidrio disolver el soluto. Una vez realizada la disolución se lleva ésta, mediante un embudo, al matraz. Se lava el vaso repetidas veces con agua destilada, hasta asegurarse que todo el soluto ha sido transferido al matraz.

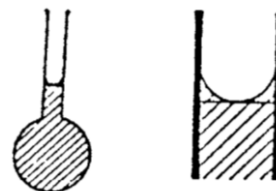
Otro método consiste en pasar con mucho cuidado el sólido pesado al matraz directamente. Para ello podemos ayudarnos de un embudo. Este método se puede utilizar cuando el reactivo es de tipo pulverulento y, como el método anterior, se debe arrastrar el polvo final del recipiente al matraz enjuagando aquél varias veces con agua destilada, mediante la ayuda de un frasco lavador. Una vez transferida la cantidad de soluto deseada al matraz, utilizando para ello cualquiera de los métodos anteriormente descritos, se deberá aforar.

4. Aforo de matraces volumétricos

Si el matraz tiene sólido debe añadirse agua hasta la mitad del matraz y agitar hasta que se disuelva antes de aforar. Una vez disuelto (y en el caso de los solutos líquidos) se debe añadir agua destilada al matraz hasta el cuello del matraz.

Agregue nuevamente el agua destilada con mucho cuidado hasta cerca de la marca de enrase.

Añada la última porción con un cuentagotas (se puede usar una pipeta Pasteur) hasta que la tangente a la curvatura de menisco coincida con la línea de enrase grabada en el matraz. Es necesario tener en cuenta que cuando se va a tomar la medida de un líquido, el ojo debe estar al nivel del aforo, ni más arriba ni más abajo. Para que la medida sea correcta, el aforo debe ser percibido por el ojo como una línea recta y no como una elipse. Finalmente, tape el matraz y mezcle bien la solución agitando e invirtiendo varias veces el matraz.



5. Toma de muestras y medición de sólidos (Esto se practicará en la próxima sesión)

Toma el frasco del reactivo deseado y lea dos veces la etiqueta que indica el nombre del producto antes de usarlo. Una equivocación conduce no sólo a resultados inexplicables en nuestros experimentos, sino, a veces a accidentes.

Pese con la mayor precisión que le sea posible un recipiente limpio y seco, por ejemplo, un vaso de precipitados, un vidrio de reloj, una cápsula de porcelana, un pesasustancias, un trozo de papel encerado, etc. y anote la lectura o bien tare la balanza.

Agregue al recipiente anterior el sólido a pesar. Para extraer el sólido a pesar de su frasco utilice una espátula para tomar la cantidad de reactivo deseado y ponga el reactivo en el recipiente que ha elegido para pesar. Debe estar seguro de que la espátula que utiliza está completamente limpia y seca. Asegúrese de no tomar exceso de reactivo, haga la medida poco a poco, así, el reactivo no estará expuesto a la humedad y a posible contaminación. Tape el frasco inmediatamente después de extraer el reactivo, para evitar la entrada de polvo o humedad. Pese de nuevo con cuidado el recipiente y reactivo agregado y anote la lectura.

6. Toma de muestras y medición de volúmenes líquidos

Para medir volúmenes de líquidos se utilizan probetas, pipetas o buretas. Las probetas se usan cuando no es necesaria una gran precisión en la medida del volumen. Normalmente tienen una capacidad algo superior a la que indica su lectura, para compensar la fina película de líquido que queda en sus paredes al verter el contenido. Las pipetas miden volúmenes con mucha mayor precisión que las probetas.

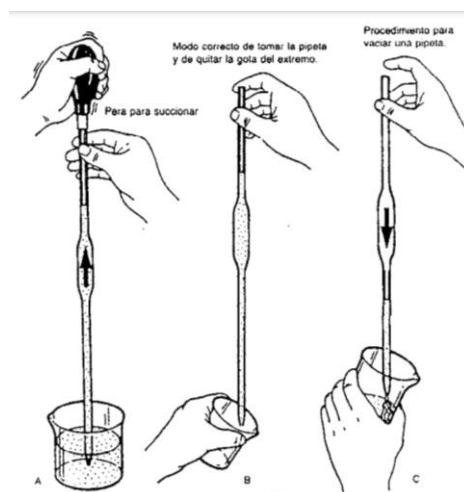
7. Uso de la pipeta

Una pipeta está graduada para transferir un volumen determinado de líquido; tiene un anillo grabado en su parte superior (enrase). Si la pipeta se llena por succión hasta este anillo y se deja caer luego el líquido contenido, el volumen de líquido transferido será el especificado.

Introducir la pipeta limpia y seca en la disolución a tomar, succionar por el extremo superior hasta introducir en ella una pequeña cantidad de solución para homogeneizar su superficie interna. Después se vacía la pipeta descargando este líquido. Seguidamente se llena de disolución por succión hasta un punto ligeramente superior a su enrase, se ajusta el nivel del líquido de forma que el fondo del menisco quede tangente sobre el enrase. Para transferir el volumen deseado basta separar el dedo índice permitiendo que la solución salga completamente. ¡No meta nunca la pipeta directamente en los frascos de reactivos!

Al llenar una pipeta, el extremo del pico debe estar siempre introducido bajo la superficie de la disolución a tomar. Si no se hace esto así, se succiona aire y la disolución puede pasar a la boca.

Para asegurar la transferencia completa del volumen indicado, el pico de la pipeta debe apoyar en ángulo de 45° en la pared del recipiente al que se quiere trasvasar. La pequeña cantidad de líquido que queda siempre en el extremo no debe vaciarse soplando o sacudiendo la pipeta.



8. Filtración por gravedad

La filtración es un método para separar partículas sólidas de un líquido, siendo una de las técnicas más frecuentes utilizadas en el laboratorio. La filtración por gravedad se realiza a través de un embudo de vidrio provisto de un filtro de papel. El líquido pasa a través de ellos por efecto de la gravedad, quedando la parte sólida retenida en el filtro.

9. Lavado de precipitados

Puesto que algo del líquido filtrado se adherirá al precipitado éste debe lavarse a fondo. En primer lugar, para completar la transferencia del sólido hasta sus últimas porciones se lavará el vaso que contenía el precipitado.

A continuación, el precipitado se lava sobre el papel de filtro con sucesivas porciones de disolvente. Si el sólido que se filtra es algo soluble en el disolvente no deben utilizarse cantidades excesivas de líquido para lavar. Una misma cantidad de líquido de lavado, vertida en varias pequeñas porciones sucesivas es más eficaz. El líquido de lavado, en general, debe estar frío.

10. Secado de precipitados (esto no es necesario practicarse)

La eliminación de disolvente de la sustancia cristalizada se realiza mediante secado. El método más común consiste en colocar los cristales de la sustancia obtenida en un vidrio de reloj tapado o entre papel de filtro y dejar que se sequen al aire. Este método no es válido cuando la sustancia es muy higroscópica.

Otro método es introducir la sustancia, colocada en un crisol o cápsula de porcelana, en una estufa, teniendo la precaución de que la temperatura no sea superior al punto de fusión de la muestra. Sustancias que subliman fácilmente o se descomponen por el calor no deben secarse por este método.

El tercer método de secado está basado en el empleo de un desecador a vacío, el cual combina la acción del vacío con la de un agente desecante apropiado. Este método tampoco es aplicable en el caso de sustancias que tengan tendencia a sublimar, dado que el vacío incrementa este efecto.

CUESTIONARIO:

Realiza un diagrama de flujo indicando cómo deben realizarse los procedimientos analizados anteriormente.

BIBLIOGRAFÍA:

1. Robetson G. Ross, Jacobs Thomas L.: Laboratory Practice Of Organic Chemistry, 4ª. Edición. 1998.
2. Moore James A. Experimental Elementary Organic Chemistry. 1993.
3. Darrell Ebbing, Química General, Quinta Edición, Mc. Graw Hill 1997.
4. John Holum, Fundamentos de Química, Primera Edición, Limusa Wiley 2000.
5. John Kotz, Paul Treichel, Química, Quinta Edición, Thomson, 2003.
6. Kennet Whitten, M. Larry Peck Raymond E. Davis, George G. Stanley, Química, Octava Edición Cengage Learning, 2010.
7. Raymond Chang, Química, Décima Edición, Mc. Graw Hill, 2010.
8. Jean Umland, Jon Bellama, Química General, Tercera Edición, Thomson, 1999.
9. Operaciones básicas de laboratorio. María Teresa Moreno García. Universidad de la Rioja. Recuperado: <https://www.unirioja.es/dptos/dq/docencia/material/obl/OBLFINAL.PDF>

PRÁCTICA # 5

BALANZA ANALÍTICA Y GRANATARIA

OBJETIVO:

Utilizar adecuadamente y con precisión las balanzas granataria y analítica para el pesaje correcto de los reactivos que se vayan a requerir.

GENERALIDADES:

La balanza es uno de los instrumentos de medición más utilizados cuya finalidad es determinar la masa de una sustancia o realizar el pesaje de cierta cantidad de la misma. Existen diversos tipos de balanzas, sin embargo, las granatarias (Figura 3-1) y analíticas (Figura 3-2) son las más importantes. Las balanzas tienen la misma función, pero difieren en su forma, capacidad máxima, sensibilidad, visores, etc. Las primeras son equipos con menos precisión que se basan en métodos mecánicos mientras que las analíticas son equipos más precisos que se basan en medios electromecánicos.



Fig. 3-1 Balanza Granataria



Fig. 3-2 Balanza analítica

Con respecto a la balanza analítica, se deben considerar los siguientes aspectos para asegurar su buen funcionamiento:

- Las balanzas serán instaladas de preferencia sobre superficies de granito o empotradas en la pared que descansan sobre columnas que eviten el paso de vibraciones propias del subsuelo.
- Deben escogerse lugares en los cuales lleguen la menor cantidad de vapores resultantes de las reacciones químicas, los que en su mayoría son corrosivos y por lo tanto afectan el mecanismo metálico del aparato.
- En todo caso es conveniente un espacio cerrado para la instalación de estos aparatos para obtener óptimos resultados.

MATERIALES Y EQUIPOS:

1 Hoja tamaño carta

Balanza granataria

1 Vaso de precipitado de 50 mL

Balanza analítica

1 Agitador mecánico

1 Vidrio de reloj

NOTA: Las balanzas se encuentran en el laboratorio. El estudiante debe llevar a la sesión el resto de los materiales.

DESARROLLO:

Pesar diferentes objetos en balanza granataria y en analítica. Utiliza la Tabla 1 para registrar y comparar los resultados obtenidos.

Tabla 3-1. Resultados de la determinación de masa en balanza granataria y analítica.

Muestra	Masa en gramos Balanza granataria	Masa en gramos Balanza analítica	Diferencia
Hoja tamaño carta			
Vidrio de reloj			
Tubo de ensayo			
Vaso precipitado de 50 mL			
Agitador magnético			

CUESTIONARIO:

1. Indique la precisión de la balanza granataria y de la balanza analítica
2. ¿Qué significa “tarar”?
3. Describe el procedimiento correcto para realizar el pesaje de una sustancia en una balanza analítica
4. Para pesar 250 g indique ¿Qué tipo de balanza utilizaría y por qué?
5. Para tener una precisión de décimas de miligramo, indique ¿Cuál balanza es la indicada para su determinación?

BIBLIOGRAFÍA:

1. Robetson G. Ross, Jacobs Thomas L.: Laboratory Practice Of Organic Chemistry, 4ª. Edición. 1998.
2. Moore James A. Experimental Elementary Organic Chemistry. 1993.
3. Darrell Ebbing, Química General, Quinta Edición, Mc. Graw Hill 1997.
4. John Holum, Fundamentos de Química, Primera Edición, Limusa Wiley 2000.
5. John Kotz, Paul Treichel, Química, Quinta Edición, Thomson, 2003.
6. Kennet Whitten, M. Larry Peck Raymond E. Davis, George G. Stanley, Química, Octava Edición Cengage Learning, 2010.
7. Raymond Chang, Química, Décima Edición, Mc. Graw Hill, 2010.
8. Jean Umland, Jon Bellama, Química General, Tercera Edición, Thomson, 1999.
9. J.B. Rusell, A. Larena. Química General, Editorial Mc Graw Hill, México, 1992.

PRÁCTICA # 6

MANIPULACIÓN DE VIDRIO

OBJETIVO:

Obtener destrezas en la manipulación de materiales de vidrio utilizando fuentes de calor para crear material útil para el laboratorio como varillas agitadoras, capilares, pipetas Pasteur y varillas con dobleces en ángulos específicos.

GENERALIDADES:

El corte, estirado, redondeado y doblado de varillas de vidrio de bajo punto de fusión son parte de las operaciones básicas de un laboratorio de Química. Estas varillas de vidrio son un instrumento versátil con diversas aplicaciones en el laboratorio, además, se pueden modificar para que desempeñen su función adecuadamente y facilite el trabajo experimental.

La manipulación de vidrio generalmente se realiza con ayuda de un mechero (Bunsen) ya que el vidrio expuesto a altas temperaturas se vuelve blando, y esto permite la modificación de sus características físicas. El mechero Bunsen es una de las fuentes de calor más sencillas del laboratorio y es utilizado para obtener temperaturas no muy elevadas. En este instrumento se mezclan el gas combustible con aire y se quema en la parte alta del tubo para obtener la llama, la cual, dependiendo de la mezcla adquirirá diferentes colores y propiedades. Una llama color azul (llama Bunsen) es característica de alta temperatura y es la que debe usarse cuando se va a calentar algo en el laboratorio.

MATERIAL:

1 mechero bunsen
1 paño de cocina
1 tela de asbesto

1 varilla de vidrio abierta
1 lima triangular

NOTA: El estudiante debe llevar a la sesión los materiales requeridos.

DESARROLLO EXPERIMENTAL:

Cortado:

1. Pasar el filo de lima con firmeza, unas 3 o 4 veces, para hacer una ligera ranura en el punto que se desee cortar
2. Tomar el tubo con las dos manos y coloque los pulgares en el lado opuesto a la ranura
3. Mantener los pulgares en posición mientras se dobla el tubo hacia atrás con los demás dedos procurando que la presión de los pulgares y el resto de los dedos sea uniforme y simultánea. Si no tiene estas precauciones, el vidrio puede astillarse y la rotura no será recta y quedarán partes salientes que pueden producir algún corte. Intercalar siempre un paño entre sus dedos y el tubo de vidrio.

Redondeado o pulido (después de un proceso de corte):

1. Mantener el vidrio en posición casi vertical con el extremo que se va a pulir introducido en la parte externa de la llama del mechero, y procurando que sea una llama pequeña
2. Girar el vidrio continuamente a fin de que el calor sea uniforme hasta que el borde se ablande y desaparezcan las aristas. Si se mantiene el tubo de vidrio demasiado tiempo en la llama el extremo se irá estrechando y puede cerrarse

Estirado:

1. Introduzca el tubo al mismo tiempo que lo gira en la zona de la llama con más poder calorífico
2. Cuando esté completamente blando retíralo del calor estirándolo rápidamente hasta conseguir el diámetro y la longitud deseados

Doblado del vidrio:

1. Calentar uniformemente toda la sección que se va a doblar
2. Para doblar correctamente un tubo de vidrio, es indispensable conseguir un calentamiento uniforme en toda la sección que se va a doblar.
3. La varilla se mantendrá en posición horizontal en la zona de más calor y girándola continuamente. Cuando se empieza a doblar por su propio peso, se separa de la llama y rápidamente se dobla hasta el ángulo deseado, ejerciendo la misma presión con ambas manos y evitando el estrangulamiento. No coloque el vidrio caliente directamente sobre la mesa (utilice la tela de asbesto o sosténgalo hasta que se enfríe).

CUESTIONARIO:

1. Describa los componentes y el funcionamiento del mechero Bunsen
2. ¿Por qué se le llama “llama sucia” a una llama color amarilla?
3. Describa los principales usos de las varillas de vidrio
4. Características, composición y aplicaciones del vidrio pyrex, vidrio de sosa y cal y vidrio de cuarzo

BIBLIOGRAFÍA:

1. Robetson G. Ross, Jacobs Thomas L.: Laboratory Practice Of Organic Chemistry, 4ª. Edición. 1998.
2. Moore James A. Experimental Elementary Organic Chemistry. 1993.
3. Darrell Ebbing, Química General, Quinta Edición, Mc. Graw Hill 1997.
4. John Holum, Fundamentos de Química, Primera Edición, Limusa Wiley 2000.
5. John Kotz, Paul Treichel, Química, Quinta Edición, Thomson, 2003.
6. Kennet Whitten, M. Larry Peck Raymond E. Davis, George G. Stanley, Química, Octava Edición Cengage Learning, 2010.
7. Raymond Chang, Química, Décima Edición, Mc. Graw Hill, 2010.
8. Jean Umland, Jon Bellama, Química General, Tercera Edición, Thomson, 1999.
9. J.B. Rusell, A. Larena. Química General, Editorial Mc Graw Hill, México, 1992.

PRÁCTICA # 7

PUNTO DE FUSIÓN

OBJETIVO:

Determinar el punto de fusión de sólidos y reconocer esa propiedad física como una característica que permite diferenciar una sustancia de otra y que, además, es un criterio de pureza de dicha sustancia.

GENERALIDADES:

La identificación de un compuesto se puede hacer determinando una o más de sus propiedades físicas medibles (tales como punto de fusión, índice de refracción, etc.) en conjunto con la determinación de algunas de sus propiedades químicas.

Para las sustancias sólidas, una de las propiedades físicas más útiles es el punto de fusión que se define como la temperatura a la cual las fases sólida y líquida se encuentran en equilibrio. La determinación del punto de fusión puede presentar dificultades, especialmente cuando se tiene una cantidad limitada del material. Afortunadamente, existen diferentes métodos para determinar el punto de fusión utilizando un capilar. El punto de fusión se puede medir por medio del fusiónómetro (ver figura 4-1) o con el tubo de Thiele (ver figura 4-2).

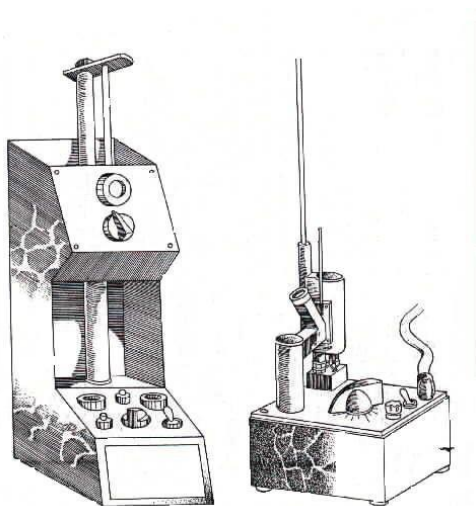


Figura 4-1 Fusiónómetro

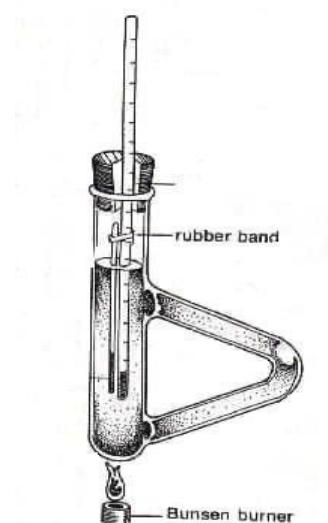


Figura 4-2 Tubo de Thiele

El punto de fusión capilar es un intervalo de temperatura en la cual la mínima cantidad de sólido en un tubo capilar de paredes delgadas primero se suaviza visiblemente y finalmente se funde completamente.

El intervalo de fusión de un compuesto sólido puro será pequeño (0.5 - 1.0 °C) y se dice que la sustancia se funde vivamente. La presencia de impurezas, aún en cantidades mínimas, hace bajar el punto de fusión y amplía el intervalo; así el punto de fusión no solo es útil para la identificación sino también informará sobre la pureza.

MATERIAL:

1 Espátula	1 Tubo de Thiele o tubo de ensayo 50 mL
1 Vidrio de reloj	1 Termómetro
1 Mechero Bunsen	1 Soporte universal
1 Pinza para soporte	1 Liga de goma
1 Vaso de precipitado de 400 mL	1 Tapón horadado (para el tubo de Thiele)
1 Lentes de protección	1 Embudo de vidrio

NOTA: El estudiante debe llevar a la sesión los materiales requeridos.

REACTIVOS Y EQUIPOS:

Naftaleno	Tubos capilares
Ácido benzoico	Fusionómetro
p-Nitro anilina	Glicerina o líquido con alto punto de fusión

DESARROLLO EXPERIMENTAL:

Determinación usando fusionómetro

1. Obtenga tres tubos capilares con un extremo cerrado
2. Reciba la muestra e introdúzcala repetidas veces en la parte abierta del capilar formando una columna de 5 - 8 mm
3. Golpee suavemente el extremo cerrado contra la mesa a fin de compactar la muestra.
4. Coloque en el fusionómetro el tubo capilar con la muestra y revise constantemente la temperatura
5. Anote la temperatura en la cual se observa el primer ablandamiento de la muestra y continúe calentando a 2 - 3 °C por un minuto. Anote la temperatura en la que la muestra se fundió completamente

Determinación usando tubo de Thiele

1. Se prepara un tubo capilar sellado por un extremo que contenga la muestra como se indica en el procedimiento anterior; éste se fija con una banda de hule a un termómetro
2. El tubo de Thiele o en su defecto el tubo de ensayo se llena con glicerina y con ayuda de las pinzas se sostiene en el soporte universal
3. Se introduce el capilar y el termómetro en el tubo de Thiele cuidando que la banda de hule quede por encima del nivel del líquido caliente o se podría fundir el caucho y romper. El tapón horadado ayuda a mantener el capilar y el termómetro en su lugar
4. El tubo capilar con la muestra y el termómetro se ponen dentro del tubo de Thiele y se calienta el líquido lentamente con un mechero, colocado en la parte angular del tubo
5. Se registra la temperatura en la que la muestra empieza a fundir y la temperatura en que la fusión sea completa

Punto de fusión de mezclas

1. Realice una mezcla 50-50 de las sustancias que te indique el profesor y mézclalas en un vidrio de reloj y mézclelos.
2. Determine el punto de fusión de la mezcla con apoyo del fusionómetro

Utiliza la siguiente tabla para registrar los resultados:

Tabla 6-1. Resultados de la determinación del punto de fusión experimental

Sustancia	P.F. fusionómetro	P.F. Tubo Thiele	P.F. teórico
Naftaleno			
Ac. Benzoico			
p-nitro anilina			
Mezcla:		--	--

CUESTIONARIO:

1. ¿Por qué es importante determinar el punto de fusión de una sustancia?
2. ¿Cuál es la relación que existe entre el punto de fusión y el punto de solidificación de un mismo compuesto?
3. ¿Qué tipo de información se obtiene cuando un sólido tiene un intervalo muy amplio de punto de fusión?
4. Explique el efecto que ejerce un compuesto sobre el punto de fusión del otro de acuerdo a lo que observaste durante la realización de la práctica
5. Investigue el punto de fusión de las siguientes sustancias: agua, alcohol etílico, antraceno, fenantreno y cloruro de sodio.

BIBLIOGRAFÍA:

1. Robetson G. Ross, Jacobs Thomas L.: Laboratory Practice Of Organic Chemistry, 4ª. Edición. 1998.
2. Moore James A. Experimental Elementary Organic Chemistry. 1993.
3. Darrell Ebbing, Química General, Quinta Edición, Mc. Graw Hill 1997.
4. John Holum, Fundamentos de Química, Primera Edición, Limusa Wiley 2000.
5. John Kotz, Paul Treichel, Química, Quinta Edición, Thomson, 2003.
6. Kennet Whitten, M. Larry Peck Raymond E. Davis, George G. Stanley, Química, Octava Edición Cengage Learning, 2010.
7. Raymond Chang, Química, Décima Edición, Mc. Graw Hill, 2010.
8. Jean Umland, Jon Bellama, Química General, Tercera Edición, Thomson, 1999.
9. J.B. Rusell, A. Larena. Química General, Editorial Mc Graw Hill, México, 1992.

PRÁCTICA # 8

PUNTO DE EBULLICIÓN

OBJETIVO:

Determinar la temperatura a la cual una sustancia cambia de estado físico de líquido a vapor y reconocer que el punto de ebullición es una propiedad característica, útil en la identificación y separación de compuestos químicos.

GENERALIDADES:

El punto de ebullición de un líquido a una presión específica, es una constante característica, y se define como la temperatura a la cual la presión de vapor es igual a la presión atmosférica.

Además de servirnos para identificar a un compuesto en estado líquido, el punto de ebullición también nos permite determinar la pureza de dicha sustancia, es decir, si el punto de ebullición experimental que se le determina a un compuesto líquido, no coincide con el que se reporta teóricamente, eso nos indica que se encuentra contaminada por un agente externo, que puede ser otra sustancia (líquida o sólida) que origina que las propiedades físicas se modifiquen.

MATERIALES:

1 Soporte universal	1 Tubo de Thiele o tubo de ensayo 25 mL
1 Tela de asbesto	1 Anillo metálico
1 Lentes de protección	1 Pinzas para soporte
1 Embudo de vidrio	1 Mechero Bunsen
1 Agitador de vidrio	1 Probeta 50 mL
1 Vaso precipitado de 400 mL	1 Termómetro
1 Liga de goma	

NOTA: El estudiante debe llevar a la sesión los materiales requeridos.

REACTIVOS:

Etanol	Agua
Acetona	Aceite mineral
Alcohol Isopropílico	Cloroformo

DESARROLLO EXPERIMENTAL:

Método de Siwoloboff

1. En un tubo de ensayo coloque el líquido al que le determinará el punto de ebullición (hasta un tercio de su volumen)
2. Introduzca un tubo capilar sellado previamente por un extremo y con el extremo abierto dirigido al fondo del primer tubo que contiene la muestra
3. Una este conjunto al bulbo de un termómetro amarrándolo con la goma para luego introducirlo en un tubo de Thiele que contiene aceite mineral
4. Calentar lentamente con un mechero Bunsen hasta que empiecen a salir burbujas de aire del tubo capilar, que se encuentra dentro del tubo con la muestra líquida hasta que el burbujeo sea constante, en ese momento deje de calentar
5. Cuando el aceite se enfría, la velocidad del burbujeo disminuye. En el momento que el burbujeo cese completamente, anote la temperatura que registre el termómetro, dicha temperatura será la temperatura de ebullición (punto de ebullición) del líquido.

CUESTIONARIO:

1. ¿Por qué la presión atmosférica influye sobre el punto de ebullición?
2. ¿Cómo influye la estructura molecular en el punto de ebullición de las sustancias?
3. ¿Cómo influye la presencia de impurezas solubles en el punto de ebullición?
4. Explique por qué el punto de ebullición del agua es relativamente alto.
5. Investiga el punto de ebullición de las siguientes sustancias: ácido sulfúrico, ácido nítrico, metanol, acetona, éter etílico, benceno, aceite mineral, diclorometano, alcohol isoamílico y butanol.

BIBLIOGRAFÍA:

1. Robetson G. Ross, Jacobs Thomas L.: Laboratory Practice Of Organic Chemistry, 4ª. Edición. 1998.
2. Moore James A. Experimental Elementary Organic Chemistry. 1993.
3. Darrell Ebbing, Química General, Quinta Edición, Mc. Graw Hill 1997.
4. John Holum, Fundamentos de Química, Primera Edición, Limusa Wiley 2000.
5. John Kotz, Paul Treichel, Química, Quinta Edición, Thomson, 2003.
6. Kennet Whitten, M. Larry Peck Raymond E. Davis, George G. Stanley, Química, Octava Edición Cengage Learning, 2010
7. Raymond Chang, Química, Décima Edición, Mc. Graw Hill, 2010.
8. Jean Umland, Jon Bellama, Química General, Tercera Edición, Thomson, 1999.
9. J.B. Rusell, A. Larena. Química General, Editorial Mc Graw Hill, México, 1992.

PRÁCTICA # 9

SOLUBILIDAD

OBJETIVO:

Identificar experimentalmente los principales factores que afectan la solubilidad de las sustancias y clasificar las soluciones según la concentración del soluto.

GENERALIDADES:

Una **solución** es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. La sustancia presente en menor proporción se llama **soluto** y la sustancia presente en mayor proporción se denomina **disolvente**. Una disolución puede ser gaseosa (como el aire), sólida (como una aleación) o líquida (como el agua de mar).

Todos los solutos en disolución se pueden dividir en dos categorías: electrólitos y no electrólitos. Un **electrólito** es una sustancia que cuando se disuelve en agua forma una disolución que conduce la corriente eléctrica como los compuestos iónicos (ejemplo: NaCl, KI, CaCl₂). Un **no electrólito** no conduce la corriente eléctrica cuando se disuelve en agua como la urea, la glucosa, el metanol, el etanol, etc.

Las soluciones poseen una serie de propiedades que las caracterizan:

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

Para clasificar las soluciones en función de la concentración hay que tener en cuenta la solubilidad, que se define como la cantidad máxima de soluto que un solvente puede disolver a una temperatura dada. Ejemplo: La solubilidad del NaCl en agua a 20 ° C es 34 g. Esto significa que a esta temperatura el máximo de NaCl que se puede disolver en 100 ml de agua es 34 g.

a) Soluciones diluidas: es aquella en donde cantidad de soluto es muy pequeña en relación a la que puede disolver el disolvente a una temperatura y presión determinada.

b) Soluciones concentradas: es la que contiene una cantidad apreciable de soluto inferior a la máxima que puede ser disuelta por el disolvente a una presión y temperatura determinada

c) Soluciones saturadas: es aquella que contiene la máxima cantidad de soluto que el disolvente puede disolver a una temperatura y presión determinada

d) Soluciones sobresaturadas: son aquellas en las que existe mayor cantidad de soluto que el que puede ser disuelto por el disolvente a una presión y temperatura determinada.

La solubilidad, que se entiende como la capacidad que tiene un soluto de disolverse en un solvente determinado, depende de dos factores fundamentales, la temperatura del medio y la polaridad de las sustancias.

MATERIAL:

1 Pinza para tubo de ensaye	5 Tubos de ensayo 16 x 150
1 Termómetro	1 Gradilla
1 Mechero Bunsen	1 Tripie
1 Tela de asbesto	3 Vaso de precipitado 250 mL
1 Agitador de vidrio	1 Probeta
1 Vidrio de reloj	1 Espátula

NOTA: El estudiante debe llevar a la sesión los materiales requeridos.

REACTIVOS:

Cloruro de sodio	Agua destilada
Sulfato de sodio	1 conductímetro
Glucosa	

DESARROLLO EXPERIMENTAL:

1. Identifica un tubo de ensayo y un vaso de precipitado con el número 1 (ver nota)¹
2. Identifica un tubo de ensayo con el número 2
3. Agrega en cada uno de los tubos de ensayo 1 g de cloruro de sodio
4. Añadir agua en los tubos de ensayo hasta la tercera parte de su volumen
5. El tubo con la marca 1 colócalo sobre la gradilla; y el 2, agítalo hasta que la sal se disuelva (no desechar el contenido de los tubos)
6. Compara ambos tubos y contesta las siguientes preguntas:
 - a. ¿Cómo se llama la sustancia que se dispersa?
 - b. ¿Qué acción tiene el agua sobre la sal?
 - c. ¿En cuál de los tubos la disolución fue más rápida? ¿por qué?
 - d. ¿Qué acción presenta el agitar la sustancia?
7. En el tubo 2 agregar 1 g más cloruro de sodio y agitar hasta que la sal se disuelva
8. Vuelve a comparar los tubos 1 y 2 (no desechar el contenido de los tubos) y contesta:
 - a. ¿Qué tipo de solución se ha obtenido en el tubo 1?
 - b. ¿Qué tipo de solución obtuvo en el tubo 2?
9. Colocar más sal en el tubo 2 y agitar. Repetir este paso hasta que llegue el momento que ya no se pueda disolver más sal (no desechar el contenido del tubo)
10. Contesta: ¿Qué tipo de solución ha obtenido?
11. En otro tubo de ensayo colocar 5 g de sulfato de sodio
12. Añadir 2 mL de agua y calentar hasta que todo el sólido se haya disuelto
13. Una vez disuelto, mantener a fuego durante 5 min y colocar el tubo en la gradilla y tener cuidado de no moverlo mientras se enfría.
14. Observa cuidadosamente la solución una vez que esté fría.
15. Posteriormente agregar un poco de sulfato de sodio y al mismo tiempo introducir el termómetro.

16. Observa y contesta:
 - a. ¿Qué fenómeno se presenta en la solución al introducir más sulfato de sodio?
 - b. ¿Aumenta o disminuye la temperatura al precipitar el exceso de soluto?
 - c. ¿Qué tipo de disolución se ha obtenido?
17. Identificar 2 vasos de precipitado como 1 y 2
18. Añadir al vaso 1 las soluciones de cloruro de sodio obtenidas en los pasos anteriores
19. Añadir 100 mL de agua en el vaso 1 y agitar
20. Al vaso 2 añadir 2 g de glucosa y 100 mL de agua y agitar hasta disolver
21. Posteriormente medir la conductividad de cada disolución y conteste:
 - a. ¿Cuál disolución tiene conductividad más alta?
 - b. ¿A qué se debe que las conductividades sean diferentes?

CUESTIONARIO:

1. Explica que se entiende por disolución homogénea y heterogénea y explica sus diferencias
2. Mencionar cinco propiedades fisicoquímicas de las disoluciones
3. Explique cómo afecta la temperatura y la polaridad en la solubilidad de las soluciones
4. ¿Qué diferencia existe entre un electrolito y un no electrolito?
5. ¿Qué entiende por conductividad?

BIBLIOGRAFÍA:

1. Robetson G. Ross, Jacobs Thomas L.: Laboratory Practice Of Organic Chemistry, 4ª. Edición. 1998.
2. Moore James A. Experimental Elementary Organic Chemistry. 1993.
3. Darrell Ebbing, Química General, Quinta Edición, Mc. Graw Hill, 1997.
4. John Holum, Fundamentos de Química, Primera Edición, Limusa Wiley, 2000.
5. John Kotz, Paul Treichel, Química, Quinta Edición, Thomson, 2003.
6. Kennet Whitten, M. Larry Peck Raymond E. Davis, George G. Stanley, Química, Octava Edición Cengage Learning, 2010.
7. Raymond Chang, Química, Décima Edición, Mc. Graw Hill, 2010.
8. Jean Umland, Jon Bellama, Química General, Tercera Edición, Thomson, 1999.
9. Química General, J.B. Rusell, A. Larena. Editorial Mc Graw Hill, México, 1992.
10. Skoog/West/Holler. Química Analítica, Editorial Mc Graw Hill. Sexta edición, México, 2000.

PRÁCTICA # 10

CRISTALIZACIÓN FRACCIONADA

OBJETIVO:

Aplicar la propiedad de solubilidad para la separación de una mezcla de sólidos mediante cristalización fraccionada.

GENERALIDADES:

La solubilidad se define como la concentración máxima, a una temperatura dada, que un soluto puede tener en un disolvente dado. Se reporta como gramos de soluto/100 gramos de disolvente. Esta propiedad depende de la temperatura y de la polaridad de las soluciones. Por otro lado, la cristalización es la formación de cristales a partir de una disolución sobresaturada, durante el proceso de formación de un cristal las moléculas del compuesto tienden a unirse para formar un cristal, que contiene el mismo tipo de moléculas, ya que encajan mejor en el enrejado cristalino formado por moléculas de la misma estructura que en aquellos formados por otro tipo de moléculas. Esta tendencia de las moléculas, a depositarse en las superficies compuestas por moléculas semejantes producirá un gran aumento en la pureza del material cristalino obtenido.

La cristalización fraccionada es un método utilizado consiste en la purificación que depende de la diferencia de solubilidad de las sustancias con respecto a la temperatura. Para efectuar la separación de dos sólidos por el proceso de cristalización, deben encontrarse las condiciones en las que uno de los sólidos que se desea separar sea soluble y el otro no en un solvente determinado. Así, uno de los componentes formará una solución sobresaturada que cristalizará (se purificará) permitiendo la separación de la mezcla. Para esto se prueban diferentes disolventes y diferentes temperaturas.

MATERIALES:

1 Mechero Bunsen	1 Probeta 100 mL
2 Vasos de precipitado 250 mL	1 Tripie
1 Embudo de vidrio	1 Espátula
1 Agitador de vidrio	Guantes para cosas calientes
1 Tela de asbesto	1 Vidrio de reloj

NOTA: El estudiante debe llevar a la sesión los materiales requeridos.

REACTIVOS:

Agua destilada	Papel filtro
Clorato de potasio o nitrato de potasio	
Cloruro de sodio	

DESARROLLO EXPERIMENTAL:

1. Preparar 5 g de una mezcla de cloruro de sodio y clorato de potasio 25:75 y colóquelos en un vaso de precipitados de 250 mL
2. Agregue 50 mL de agua destilada, agite esta mezcla durante hasta total disolución
3. Caliente suavemente la mezcla agitando hasta obtener un precipitado
4. Filtre rápidamente y en caliente
5. El filtrado, déjelo en reposo hasta que se enfríe a temperatura ambiente
6. Observe y tome fotografías de los cristales formados para comparar los sólidos separados

CUESTIONARIO:

1. Explique qué es y para qué puede servir una curva de solubilidad de un compuesto químico
2. Con respecto a los resultados obtenidos, explica cuál es el compuesto precipitado y retenido en el papel filtro y cuál es el compuesto que quedó disuelto en el filtrado
3. Mencione y explique 5 métodos para separar los componentes de una mezcla
4. Mencione 2 ventajas que tiene la cristalización como método de purificación de sustancias
5. Indique la solubilidad de los siguientes compuestos en agua a 100 C: Hidróxido de potasio, Nitrato de potasio, Clorato de potasio y Cloruro de sodio

BIBLIOGRAFÍA:

1. Robetson G. Ross, Jacobs Thomas L.: Laboratory Practice Of Organic Chemistry, 4ª. Edición. 1998.
2. Moore James A. Experimental Elementary Organic Chemistry. 1993.
3. Darrell Ebbing, Química General, Quinta Edición, Mc. Graw Hill 1997.
4. John Holum, Fundamentos de Química, Primera Edición, Limusa Wiley 2000.
5. John Kotz, Paul Treichel, Química, Quinta Edición, Thomson, 2003.
6. Kennet Whitten, M. Larry Peck Raymond E. Davis, George G. Stanley, Química, Octava Edición Cengage Learning, 2010.
7. Raymond Chang, Química, Décima Edición, Mc. Graw Hill, 2010.
8. Jean Umland, Jon Bellama, Química General, Tercera Edición, Thomson, 1999.
9. Química General, J.B. Rusell, A. Larena. Editorial Mc Graw Hill, México, 1992.

PRÁCTICA # 11-12

PREPARACIÓN DE SOLUCIONES

OBJETIVO:

Preparar soluciones de concentración conocida realizando los cálculos estequiométricos necesarios para determinar la cantidad de soluto a utilizar

GENERALIDADES:

Las disoluciones son mezclas homogéneas de 2 o más sustancias de proporciones variables. Toda solución se compone de dos partes: el soluto y el disolvente. Para expresar la concentración de las soluciones se utilizan los términos cualitativos (diluida, concentrada, etc) que son imprecisos, ya que no indican la concentración exacta, es decir, la cantidad de soluto disuelto en una cantidad dada de solución o de disolvente.

Las unidades físicas de concentración vienen dadas en masa o en volumen. Por ejemplo, una solución al 20% m/m contiene 20 g de soluto en 80 g de disolvente. Se utilizan concentraciones en % **m/m**; % **v/v**, % **m/v**.

Las unidades químicas en la que se expresan las concentraciones son los moles y los equivalentes-gramos. Generalmente se utilizan concentraciones **molares, normales y molales**:

Molaridad: es un valor que representa el número de moles de soluto disueltos en un litro de solución (mol/L).

Normalidad: un valor que representa el número de equivalentes-gramos de soluto contenidos en un litro de solución (equiv.gr./ L).

Molalidad: es un valor que representa el número de moles de soluto disueltos en un kilogramo de disolvente (mol / Kg.disolv.).

Para preparar soluciones se emplean matraces aforados con cuello largo y estrecho que llevan grabado a su alrededor una raya transversal (línea de aforo) y que corresponde a la capacidad exacta a la temperatura de 20°C.

MATERIAL:

3 Matraces volumétricos 100 mL
1 Probeta 100 mL
1 Pipeta graduada de 10 mL
1 Agitador de vidrio

3 Vasos de precipitado 250 mL
1 Vidrio de reloj
1 Espátula
1 Perilla

NOTA: El estudiante debe llevar a la sesión los materiales requeridos.

REACTIVOS:

Cloruro de sodio	Hidróxido de sodio
Ácido sulfúrico, acético, etc.	Agua destilada
Recipientes para guardar las soluciones preparadas	Nitrato de cobre

DESARROLLO EXPERIMENTAL (Sesión 1):

Prepare las siguientes soluciones:

Disolución	Volumen	Concentración
Cloruro de sodio	100 mL	1 % m/v
Nitrato de cobre	100 mL	0.1 M
Hidróxido de sodio	100 mL	0.1 N

1. Realicé los cálculos necesarios para preparar las soluciones y anexe los cálculos efectuados
2. Pesar la masa necesaria para realizar las disoluciones antes mencionadas
3. En el vaso de precipitado adicione aproximadamente 50 mL de agua y cuidadosamente adicione el soluto respectivo y agite hasta total disolución
4. La disolución resultante verterla lentamente al matraz volumétrico y aforar de igual manera con agua hasta la marca del matraz volumétrico
5. Vierta las disoluciones preparadas en el recipiente etiquetado destinado para tal efecto, para ser utilizadas en prácticas posteriores (No vierta las disoluciones al drenaje, lavabos, recipientes de residuos, etc)

NOTA: Este atento a cualquier comentario adicional que realice el profesor

DESARROLLO EXPERIMENTAL (Sesión 2):

Disolución	Volumen	Concentración
Etanol	100 mL	50 %
Ácido acético	100 mL	0.1 N
Ácido sulfúrico	100 mL	0.1 M

PRECAUCIÓN: La adición del ácido deberá adicionarlo con la pipeta, vertiéndose por las paredes del vaso ya que, si se agrega directamente al agua, se generará mucho calor y se puede proyectar. Nunca adicionar agua al ácido.

1. Realicé los cálculos necesarios para preparar las soluciones y anexe los cálculos efectuados
2. Añadir aproximadamente 50 mL de agua en el matraz volumétrico
3. Medir el volumen necesario para realizar las disoluciones antes mencionadas y añadir (a través de las paredes) al matraz con agua
4. Vierta las disoluciones preparadas en el recipiente etiquetado destinado para tal efecto, para ser utilizadas en prácticas posteriores (No vierta las disoluciones al drenaje, lavabos, recipientes de residuos, etc)

NOTA: Este atento a cualquier comentario adicional que realice el profesor

CUESTIONARIO:

1. Explique por qué no debe verterse agua al ácido
2. Indique cómo prepararía una disolución 0.1 N de ácido fosfórico
3. ¿Cuántos gramos de ácido benzoico se necesitan para preparar 250 mL de una disolución 7 M?
4. Describe cómo preparar una solución de cloruro de magnesio 10 % m/v
5. ¿Qué volumen de solución 1.5 N ácido sulfúrico se debe diluir en agua para obtener 35 mL de una solución 0.8 N de ácido sulfúrico?

BIBLIOGRAFÍA:

1. Robetson G. Ross, Jacobs Thomas L.: Laboratory Practice Of Organic Chemistry, 4ª. Edición. 1998.
2. Moore James A. Experimental Elementary Organic Chemistry. 1993.
3. Darrell Ebbing, Química General, Quinta Edición, Mc. Graw Hill 1997.
4. John Holum, Fundamentos de Química, Primera Edición, Limusa Wiley 2000.
5. John Kotz, Paul Treichel, Química, Quinta Edición, Thomson, 2003.
6. Kennet Whitten, M. Larry Peck Raymond E. Davis, George G. Stanley, Química, Octava Edición Cengage Learning, 2010.
7. Raymond Chang, Química, Décima Edición, Mc. Graw Hill, 2010.
8. Jean Umland, Jon Bellama, Química General, Tercera Edición, Thomson, 1999.
9. Química General, J.B. Rusell, A. Larena. Editorial Mc Graw Hill, México, 1992.
10. Skoog/West/Holler. Química Analítica, Editorial Mc Graw Hill. Sexta edición, México, 2000.

PRÁCTICA # 13

CALOR EN UNA REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN

OBJETIVO:

Demostrar experimentalmente que existe un flujo de calor durante una reacción de neutralización.

GENERALIDADES:

Calor es un concepto empleado para especificar la energía que se transfiere directamente de un objeto a otro. Esta energía no se encuentra en la forma de calor antes o después de la transferencia, sino sólo durante la transferencia. En otras palabras, el calor es energía en tránsito. Cuando se producen reacciones químicas se suministran o absorben diferentes cantidades de calor. Las cantidades dependen de la reacción y de las cantidades de sustancias que intervienen.

Por otra parte, la temperatura sólo mide la energía cinética promedio de las partículas de un objeto, por lo que, a mayor temperatura, mayor energía cinética y por lo tanto mayor velocidad en el movimiento de cada una de las partículas.

Una reacción de neutralización se refiere al resultado de combinar un ácido con una base, generándose una sal y agua, manifestándose liberación de calor.

Las reacciones de neutralización obedecen a este esquema:



Así, por ejemplo, la neutralización del ácido clorhídrico por el hidróxido de sodio viene dada por esta ecuación:



Algunas de las características de los ácidos son las siguientes:

1. Tienen sabor agrio, por ejemplo, el vinagre debe su sabor al ácido acético y los limones y otros frutos al ácido cítrico.
2. Los ácidos ocasionan cambios de color en los pigmentos vegetales; por ejemplo, en el tornasol cambian el color azul a rojo.
3. Los ácidos reaccionan con ciertos metales como el zinc, magnesio o hierro produciendo gas hidrógeno.
4. Los ácidos reaccionan con los carbonatos y bicarbonatos para producir dióxido de carbono gaseoso.
5. Las disoluciones acuosas de ácidos conducen electricidad.

Algunas de las características de las bases o álcalis son:

1. Tienen sabor amargo
2. Ocasionalmente cambios de color en los pigmentos vegetales; por ejemplo, en el tornasol cambian el color de rojo a azul
3. Las disoluciones acuosas de las bases conducen electricidad

MATERIALES:

1 Espátula	1 Probeta graduada de 50 mL
1 Termómetro	2 Matraces volumétricos 50 mL
4 Vasos de precipitado de 250 mL	2 Pipetas graduadas de 5 mL
1 Perilla	1 Matraz volumétrico 100 mL

NOTA: El estudiante debe llevar a la sesión los materiales requeridos.

REACTIVOS:

Ácido sulfúrico concentrado

Hidróxido de sodio

DESARROLLO EXPERIMENTAL:

Preparación de las soluciones

1. Solución de ácido sulfúrico al 2 % en volumen
Diluir 1 mL de ácido sulfúrico concentrado con agua adicionando primero el ácido a 30 mL de agua y después aforar a 50 mL
2. Solución de ácido sulfúrico al 5 % en volumen
Diluir 2.5 mL de ácido sulfúrico concentrado con agua adicionando primero el ácido a 30 mL de agua y después aforar a 50 mL
3. Solución de hidróxido de sodio al 6 % en peso/volumen
Pesar 6 g de NaOH y disolverlos en 30 mL de agua y después aforar a 100 mL

Neutralización

1. A la solución 2% de H_2SO_4 adicionar lentamente y por las paredes del vaso de precipitado 25 mL de la solución de NaOH
2. Al mismo tiempo, verificar por medio del termómetro el cambio de temperatura durante la reacción de neutralización
3. A la solución 5% de H_2SO_4 adicionar 60 mL de la solución de NaOH y realizar la medición del cambio de temperatura como en el caso anterior
4. Anotar observaciones.

CUESTIONARIO:

1. Explica qué se entiende por reacción endotérmica y exotérmica
2. Explica la relación entre calor y temperatura
3. ¿Cómo se interpreta el cambio de temperatura al realizar la reacción de neutralización?
4. Define el concepto de entalpía
5. ¿Qué provecho se puede obtener de ésta práctica dentro del campo de la ingeniería?

BIBLIOGRAFÍA:

1. Robetson G. Ross, Jacobs Thomas L.: Laboratory Practice Of Organic Chemistry, 4ª. Edición. 1998.
2. Moore James A. Experimental Elementary Organic Chemistry. 1993.
3. Darrell Ebbing, Química General, Quinta Edición, Mc. Graw Hill, 1997.
4. John Holum, Fundamentos de Química, Primera Edición, Limusa Wiley, 2000.
5. John Kotz, Paul Treichel, Química, Quinta Edición, Thomson, 2003.
6. Kennet Whitten, M. Larry Peck Raymond E. Davis, George G. Stanley, Química, Octava Edición Cengage Learning, 2010.
7. Raymond Chang, Química, Décima Edición, Mc. Graw Hill, 2010.
8. Jean Umland, Jon Bellama, Química General, Tercera Edición, Thomson, 1999.
9. Química General, J.B. Rusell, A. Larena. Editorial Mc Graw Hill, México, 1992.
10. Skoog/West/Holler. Química Analítica, Editorial Mc Graw Hill. Sexta edición, México, 2000.

DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA QUÍMICA

OBJETIVO:

Determinar experimentalmente la fórmula química de un compuesto que se forma durante una reacción química.

GENERALIDADES:

La fórmula de un compuesto indica cuáles elementos, y las cantidades relativas de estos elementos, están presentes en el compuesto. Esto se lleva a cabo a partir de la composición porcentual del compuesto. Esta composición porcentual se obtiene dividiendo la masa de cada elemento y multiplicando por 100. Por ejemplo, en una mol de agua H_2O (peso molecular = 18.0152 g/mol), hay 2 moles de H (1.0079 g/mol $\times$ 2 = 2.0158 g/mol) y 1 mol de O (15.9994 g/mol).

$$\%H = \frac{2.0158 \text{ g/mol}}{18.0152 \text{ g/mol}} \times 100\% = 11.19\% \quad \text{y} \quad \%O = \frac{15.9994 \text{ g/mol}}{18.0152 \text{ g/mol}} \times 100\% = 88.81\%$$

La fórmula empírica, es la relación de números enteros más simple de los átomos de los elementos en un compuesto. Esta fórmula da el número relativo de átomos de cada elemento en el compuesto. La fórmula empírica puede ser obtenida a partir de la composición porcentual: primero, suponer una cantidad definida como base del compuesto (generalmente 100g). En el caso del agua, tendríamos 11.19 g de H, y 88.81g de O. Se convierte la masa de cada elemento a moles:

$$\begin{aligned} \text{Moles de H} &= \frac{11.19 \text{ gramos de H} \times 1 \text{ mol de H}}{1.0079 \text{ gramos de H}} = 11.10 \text{ moles de H} \\ \text{Moles de O} &= \frac{88.81 \text{ gramos de O} \times 1 \text{ mol de O}}{15.9994 \text{ gramos de O}} = 5.55 \text{ moles de O} \end{aligned}$$

Cuando se dividen los resultados por el número de moles más pequeño (5.55 en este caso) se obtiene la relación de números:

$$\text{Relación de H} = \frac{11.10}{5.55} = 2 \quad \text{y} \quad \text{Relación de O} = \frac{5.55}{5.55} = 1$$

En este experimento, se determinará la fórmula empírica de un compuesto producido al reaccionar el metal magnesio con el oxígeno del aire. Esto se efectuará, pesando una muestra de magnesio y haciéndola reaccionar con el oxígeno del aire en un crisol cerrado. Entonces se determina la masa del producto y puede hallarse la masa del oxígeno que reaccionó con el magnesio, restando la masa del magnesio de la masa del producto. Un problema que se presenta es que, a altas temperaturas, también reaccionará algo de nitrógeno con el magnesio. Este problema es superado, haciendo reaccionar el compuesto con agua y calentando para pasar al compuesto magnesio oxígeno.

MATERIAL:

1 Crisol con tapa
1 Soporte con anillo de hierro
1 Pinzas para crisol

1 Triángulo de porcelana
1 Mechero bunsen

NOTA: El estudiante debe llevar a la sesión los materiales requeridos.

REACTIVOS:

Cinta de magnesio
Pipeta Pasteur

Agua destilada

DESARROLLO EXPERIMENTAL:

1. Lavar, enjuagar y secar el crisol con su tapa
2. Colocar el crisol con su tapa sobre el triángulo de porcelana que, a su vez esté sobre un anillo de soporte universal
3. Ajuste el mechero Bunsen y el anillo metálico de tal forma que la parte caliente de la flama alcance el fondo del crisol y caliente durante 5 min
4. Después del calentamiento quitar el mechero y dejar enfriar el crisol a temperatura ambiente
5. Mientras se enfría el crisol tomar aproximadamente 15 cm de cinta de magnesio (limpiar hasta que quede plateada) y cortar en pedazos
6. Pesar el crisol con su tapa una vez frío y anotar la masa
7. Depositar los pedazos de la cinta de magnesio en el fondo del crisol y pesar nuevamente (el crisol, la tapa y el magnesio)
8. Tapar el crisol y colarlo sobre el triángulo de porcelana
9. Al principio, calentar suavemente moviendo la flama de un lado a otro por unos minutos, después calentar el crisol con la flama completa por unos 15 minutos. **NO CALENTAR EL CRISOL DESTAPADO**
10. Al cabo de 15 minutos dejar enfriar el crisol 3 a 5 minutos y después, usando las pinzas para crisol ajuste la tapa dejando una pequeña abertura
11. Calentar nuevamente el crisol durante 10 min más, retirar la flama y dejar enfriar durante algunos minutos
12. Levantar la tapa con precaución, usando las pinzas, y calentar el crisol fuertemente. Si el contenido del crisol brilla en forma intensa y desprende humo blanco, colocar la tapa y calentar por 5 min más
13. Repetir el proceso hasta que vea que ha reaccionado todo el magnesio. Esto será cuando el contenido no brille en forma intensa
14. Una vez que estime que todo el magnesio ha reaccionado calentar fuertemente unos minutos manteniendo el crisol destapado
15. Tapar el crisol y deje enfriar a temperatura ambiente
16. Una vez frío agregar de 10 a 15 gotas de agua destilada. Tapar y calentar suavemente durante 5 minutos
17. Dejar enfriar el crisol y pesar todo el sistema (crisol, tapa y producto)
18. Anote los resultados utilizando la siguiente tabla

Tabla 14-1. Resultados de la práctica

	Masa
Crisol + tapa	
Crisol + tapa + magnesio	
Crisol + tapa + producto	
Magnesio	
Producto	

19. De acuerdo a los resultados, masas obtenidas y observaciones, conteste las siguientes preguntas:
- Escribir la ecuación balanceada para la reacción que se llevó a cabo
 - Calcular la masa de oxígeno que se combinó con el magnesio
 - Calcular el número de átomos de magnesio que se tenían
 - Calcular el número de moles de oxígeno que se combinaron con el magnesio
 - ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto que se obtuvo?

CUESTIONARIO:

- Explica en qué consiste la fórmula empírica o mínima
- Explica en qué consiste la fórmula molecular
- Explica en qué consiste la fórmula estructural
- ¿Cuál es la fórmula más sencilla del cloruro de mercurio que contiene 26.2% de Cloro?
- ¿Cuál es la fórmula más sencilla de un óxido de hierro, si se forman 3,20 gramos de óxido de 2,24 gramos de hierro?

BIBLIOGRAFÍA:

- Robetson G. Ross, Jacobs Thomas L.: Laboratory Practice Of Organic Chemistry, 4ª. Edición. 1998.
- Moore James A. Experimental Elementary Organic Chemistry, 1993.
- Darrell Ebbing, Química General, Quinta Edición, Mc. Graw Hill, 1997.
- John Holum, Fundamentos de Química, Primera Edición, Limusa Wiley, 2000.
- John Kotz, Paul Treichel, Química, Quinta Edición, Thomson, 2003.
- Kennet Whitten, M. Larry Peck Raymond E. Davis, George G. Stanley, Química, Octava Edición Cengage Learning, 2010.
- Raymond Chang, Química, Décima Edición, Mc. Graw Hill, 2010.
- Jean Umland, Jon Bellama, Química General, Tercera Edición, Thomson, 1999
- Química General, J.B. Rusell, A. Larena. Editorial Mc Graw Hill, México, 1992.
- Skoog/West/Holler. Química Analítica, Editorial Mc Graw Hill. Sexta edición, México, 2000.

PRÁCTICA # 15

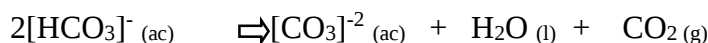
DUREZA DEL AGUA

OBJETIVO:

Comprender el concepto de dureza del agua e identificar algunas sustancias que endurecen el agua y algunos métodos para ablandarla.

GENERALIDADES:

El agua que contiene iones Ca^{+2} y Mg^{+2} (procedentes de la piedra caliza CaCO_3 y de la dolomita $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$) se llama agua “dura” y el agua predominantemente libre de estos iones se denomina agua “blanda”. El agua dura es inadecuada para algunos usos domésticos e industriales porque los iones Ca^{+2} y Mg^{+2} reaccionan con el jabón para formar sales insolubles o lodos. El agua dura que también contiene iones bicarbonato $[\text{HCO}_3]^-$ se llama agua temporalmente dura porque al calentarla los iones bicarbonato se convierten en iones carbonato:



los cuales precipitan los iones Ca^{+2} y Mg^{+2} como CaCO_3 y MgCO_3 .

En la actualidad, los jabones han sido sustituidos por detergentes sintéticos que no precipitan con los iones del agua dura formando depósitos indeseables.

Para determinar de manera sencilla el grado de dureza de diferentes tipos de agua y disoluciones, se utiliza una disolución estándar de jabón. Esta disolución formará grumos blancos al ser combinada con una muestra de agua “dura”, apareciendo espuma hasta que todos los iones de Ca^{+2} y Mg^{+2} hayan sido precipitados.

MATERIAL:

1 Embudo de vidrio	1 Probeta 50 mL
7 Tubos de ensaye de 16x150	1 Mechero Bunsen
1 Bureta de 25 mL	5 g jabón neutro
1 Matraz volumétrico 100 mL	1 gradilla
1 Soporte universal	1 pinza para bureta
3 Matraces Erlenmeyer 250 mL	

NOTA: El estudiante debe llevar a la sesión los materiales requeridos.

REACTIVOS:

Alcohol
Sulfato de calcio
Papel filtro

Bicarbonato de calcio
Carbonato de sodio
Agua

DESARROLLO EXPERIMENTAL:

1. Preparar una disolución acuosa de bicarbonato de calcio al 5% disolviendo 5 g de bicarbonato de calcio en 100 mL de agua utilizando un matraz Erlenmeyer (Esta solución es para todo el grupo)
2. Preparar una disolución acuosa de sulfato de calcio al 5% disolviendo 5 g de sulfato de calcio en 100 mL de agua utilizando un matraz Erlenmeyer (Esta solución es para todo el grupo)
3. Preparar una disolución acuosa de carbonato de sodio al 5% disolviendo 5 g de carbonato de sodio en 100 mL de agua utilizando un matraz Erlenmeyer (Esta solución es para todo el grupo)
4. Para obtener la disolución estándar de jabón disolver en baño maría 0.5 g de jabón neutro en 10 mL de alcohol; ya obtenido esto aforar a 100 mL con agua destilada
5. Verter en la bureta 25 mL de disolución estándar de jabón para determinar el grado de dureza
6. En un tubo verter 5 mL de agua destilada y hacer caer gota a gota la disolución de jabón; tapar la boca del tubo con el dedo pulgar y agitar enérgicamente
7. Suspender el goteo cuando al agitar se forme una capa espumosa que dure más de un minuto sin deshacerse y contestar las siguientes preguntas:
 - a. ¿Cuántos mililitros de jabón se utilizaron para obtener la espuma en agua destilada?
 - b. ¿Contiene sales en disolución el agua destilada?
8. Hacer lo mismo que en la manipulación anterior con 5 mL de agua de la llave, de disolución acuosa de bicarbonato de calcio y de disolución acuosa de sulfato de calcio
9. Observa con cuidado y contesta:
 - a. ¿Cuántos mililitros se utilizaron de jabón para obtener la espuma en agua de la llave?
 - b. ¿Cuántos mililitros se utilizaron para obtener la espuma en la disolución de bicarbonato de calcio?
 - c. ¿Qué volumen de jabón se utilizó para obtener la espuma en la disolución de sulfato de calcio?
 - d. ¿Qué sustancias al combinarse con el jabón formaron precipitado?
 - e. Por la cantidad de jabón empleado, ¿qué disoluciones consideras como aguas duras?
10. Verter 5 mL de la solución de bicarbonato de calcio en un tubo de ensayo y colócalo a la flama hasta que hierva
11. Filtrar la disolución en un tubo de ensayo y al líquido filtrado agregarle disolución de jabón como en las manipulaciones anteriores
12. Una vez que aparezca la espuma que dure más de un minuto, detenga el ensayo y

conteste:

- a. ¿Qué volumen de jabón se gastó?
 - b. Compara los volúmenes gastados entre la solución de bicarbonato de calcio filtrada y la no filtrada
 - c. ¿Al hervir la disolución se formó precipitado?
 - d. ¿Qué finalidad se persigue al hervir la disolución?
-
13. En un tubo de ensayo colocar 5 mL de disolución de sulfato de calcio y calentar a la flama hasta ebullición.
 14. Observar si al hervir la disolución se formó precipitado.
 15. Determinar el grado de dureza cómo en las manipulaciones anteriores y contesta:
 - a. ¿Al hervir la disolución se formó precipitado?
 - b. ¿Al hervir la disolución, aumento o disminuyo su dureza?
 - c. ¿Dicha agua presenta dureza temporal o permanente? ¿Porqué?
 16. En un tubo de ensayo colocar 5 mL de sulfato de calcio y añadir 5 mL de disolución de carbonato de sodio
 17. Agitar la solución y filtrarla
 18. Añadir 5 mL de la solución filtrada a un tubo de ensayo y determinar la dureza como en las manipulaciones anteriores
 - a. ¿Al combinar las disoluciones de sulfato de calcio y de carbonato de sodio, se formó precipitado?
 - b. ¿Al hervir la disolución se formó precipitado?
 - c. ¿Al hervir la disolución, aumento o disminuyo su dureza?
 - d. Representar la reacción por medio de una ecuación

Relaciona la columna de la derecha con la de la izquierda escribiendo en el paréntesis el número correcto.

- | | |
|---|-----------------------|
| 1.- Líquido incoloro, inodoro, insípido | () Agua dura |
| 2.- En la ciudad de México el agua hierve a la temperatura de | () Permanente |
| 3.- Punto de fusión del agua a 760 mm de Hg | () 100 °C |
| 4.- El agua al reaccionar con los óxidos metálicos forma | () Agua oxigenada |
| 5.- Cantidad de calor que necesita un gramo de agua para aumentar su temperatura en un grado centígrado | () Agua |
| 6.- El agua que contiene exceso de sales de calcio y magnesio recibe el nombre de | () Óxidos |
| 7.- Si el agua dura se ablanda al ser hervida se dice que tiene dureza de tipo | () Hidróxidos |
| 8.- El agua al reaccionar con los anhídridos forma | () Temporal |
| 9.- Si el agua no corrige su dureza al ser hervida se dice que tiene Dureza | () Ácidos |
| 10.- El agua con dureza permanente se ablanda al hacerla reaccionar con | () Caloría |
| | () 0 °C |
| | () NaCO ₃ |
| | () Sulfuros |
| | () 92 °C a 93 °C |

BIBLIOGRAFÍA:

1. Robetson G. Ross, Jacobs Thomas L.: Laboratory Practice Of Organic Chemistry, 4^a. Edición. 1998.
2. Moore James A. Experimental Elementary Organic Chemistry. 1993.
3. Darrell Ebbing, Química General, Quinta Edición, Mc. Graw Hill, 1997.
4. John Holum, Fundamentos de Química, Primera Edición, Limusa Wiley, 2000.
5. John Kotz, Paul Treichel, Química, Quinta Edición, Thomson, 2003.
6. Kennet Whitten, M. Larry Peck Raymond E. Davis, George G. Stanley, Química, Octava Edición Cengage Learning, 2010.
7. Raymond Chang, Química, Décima Edición, Mc. Graw Hill, 2010.
8. Jean Umland, Jon Bellama, Química General, Tercera Edición, Thomson, 1999.
9. Química General, J.B. Rusell, A. Larena. Editorial Mc Graw Hill, México, 1992.
10. Skoog/West/Holler. Química Analítica, Editorial Mc Graw Hill. Sexta edición, México, 2000.

PRÁCTICA # 16

ELABORACIÓN DE JABÓN

OBJETIVO:

Diseñar una metodología para la elaboración de jabón a través del proceso de saponificación.

GENERALIDADES:

Los jabones se fabrican a partir de grasas animales o vegetales mediante una reacción química llamada saponificación en el cual los triglicéridos (las moléculas que componen las grasas) reaccionan con una base (compuesto alcalino, con pH alto), como la sosa caustica (NaOH). Durante la saponificación la gras sufre una hidrólisis, se rompen los enlaces éster, dando como resultado la formación de jabón y glicerina.

Los jabones se pueden definir como sales sódicas o potásicas de ácidos grasos de 12 o más átomos de carbono. Estas sales desprenden la suciedad (lavan) porque las colas hidrófobas de las moléculas de jabón se unen a las grasas, mientras que las cabezas hidrófilas lo hacen al agua; así la grasa se desprende y queda flotando en el agua jabonosa.

Las principales propiedades de los jabones son:

1. Poder detergente o capacidad para eliminar la suciedad y la grasa de una superficie (piel, tejido etc.)
2. Poder emulgente o capacidad para producir dispersiones coloidales de grasa en medio acuoso o de agua en medio de grasa
3. Poder espumógeno que da lugar a la formación de espuma
4. Actividad mojanete que hace que el agua impregne una superficie de forma homogénea.

MATERIALES:

1 Vasos de precipitado de 250 mL	1 Probeta graduada de 50 mL
1 Termómetro	1 Matraz volumétrico de 10 mL
1 Tripie	1 Tela de asbesto
1 Guante de cocina o trapo	10 mL de aceite de oliva
1 Agitador de vidrio	1 Mechero Bunsen
1 Perilla	1 Pipeta graduada de 5 mL
Colorante para alimentos	Aceite esencial como fragancia
Molde con capacidad 15 mL	

NOTA: El estudiante debe llevar a la sesión los materiales requeridos.

REACTIVOS:

Agua destilada
Ácido esteárico

Hidróxido de sodio
Pipetas Pasteur

DESARROLLO EXPERIMENTAL:

1. Preparar 25 mL de una solución de NaOH 9M para todo el grupo
2. Tomar 10 mL de aceite de oliva comercial en un vaso de precipitado de 250 mL y realizar un calentamiento hasta 35°C y suspender el calentamiento
3. Agregar 3 mL de solución de hidróxido 9M e iniciar la agitación con la ayuda de la varilla. Se debe mantener la agitación por un intervalo de 20 – 45 minutos. Lentamente la mezcla se tornará opaca y aumentará su viscosidad
4. Cuando no se observa más cambios físicos agregar 2 – 3 gotas de colorante para alimentos y 1 – 2 gotas de la fragancia de elección
5. Agregar 0.5 mL de ácido esteárico a modo de endurecedor para el jabón
6. Verter en el molde escogido. La reacción de saponificación continuara sola calentándose, tornándose líquido y enfriándose de nuevo para endurecerse y secar
7. Dejar en reposo por lo menos 12 horas
8. Tomar fotografías del jabón obtenido para anexar al reporte

CUESTIONARIO:

1. ¿Qué significa que una molécula tenga carácter anfifílico?
2. Describe detalladamente a aquellas sustancias llamadas tensoactivas
3. Explica las principales diferencias entre los jabones y los detergentes
4. Escribe la estructura de un éster álcali
5. ¿Qué compuesto puede sustituir a la sosa cáustica durante la elaboración de jabones?

BIBLIOGRAFÍA:

1. Robetson G. Ross, Jacobs Thomas L.: Laboratory Practice Of Organic Chemistry, 4ª. Edición. 1998.
2. Moore James A. Experimental Elementary Organic Chemistry. 1993.
3. Darrell Ebbing, Química General, Quinta Edición, Mc. Graw Hill, 1997.
4. John Holum, Fundamentos de Química, Primera Edición, Limusa Wiley, 2000.
5. John Kotz, Paul Treichel, Química, Quinta Edición, Thomson, 2003.
6. Kennet Whitten, M. Larry Peck Raymond E. Davis, George G. Stanley, Química, Octava Edición Cengage Learning, 2010.
7. Raymond Chang, Química, Décima Edición, Mc. Graw Hill, 2010.
8. Jean Umland, Jon Bellama, Química General, Tercera Edición, Thomson, 1999.
9. Química General, J.B. Rusell, A. Larena. Editorial Mc Graw Hill, México, 1992.
10. Skoog/West/Holler. Química Analítica, Editorial Mc Graw Hill. Sexta edición, México, 2000.