

MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO DE QUÍMICA



LICEO BOLIVARIANO "LIBERTADOR
MÉRIDA - VENEZUELA

Este Manual de Laboratorio ha sido realizado gracias al proyecto de Servicio Comunitario de la Facultad de Ciencias de La Universidad de Los Andes, titulado:

DIVULGACIÓN DE LA CIENCIA E INCIDENCIA EN LA FORMACIÓN DE LA
POBLACIÓN INFANTIL Y JUVENIL DEL ESTADO MÉRIDA EN CIENCIAS BÁSICAS.

Tutor del proyecto: Prof. Juan Carlos Villegas Febres. Grupo de Química Teórica: Quimicofísica de Fluidos y Fenómenos Interfaciales (QUIFFIS). Departamento de Química, Facultad de Ciencias. Universidad de Los Andes. Mérida.

Prestador del Servicio: Br. Guberlys M. Borges A. Departamento de Química, Facultad de Ciencias. Universidad de Los Andes. Mérida.

Mérida - Venezuela
2015



La Química es una ciencia experimental, de aplicación cotidiana, que abarca un campo de acción ilimitado. Asimismo, es una ciencia interdisciplinaria y por lo tanto, relacionada con cualquier trabajo científico.

Este Manual de Laboratorio de Química está diseñado con prácticas y experiencias de laboratorio sustitutivas y alternativas a las contenidas en el programa de Química de Educación Básica y de acuerdo a la dotación de materiales, reactivos y equipos de laboratorio del Liceo Bolivariano “Libertador”. Con este manual se pretende que el estudiante pueda comprobar las leyes y postulados teóricos de la química, de una manera experimental, y al mismo tiempo desarrollar destrezas en el uso de equipo y técnicas de laboratorio.



CONTENIDO

Normas Generales de Laboratorio	4
Tabla de inventario de reactivos	6
Práctica Nº 1: Identificación y manejo del material de laboratorio	8
Práctica Nº 2: Estudio de la materia: elemento, compuesto y mezcla	14
Práctica Nº 3: Identificación de mezclas homogéneas y heterogéneas	17
Práctica Nº 4: Cromatografía sobre papel	20
Práctica Nº 5: Preparación de disoluciones	24
Práctica Nº 6: Volumetría ácido-base	26
Práctica Nº 7: Reacciones exotérmicas, endotérmicas y de descomposición	29
Práctica Nº 8: Lluvia de oro. Ley de conservación de la masa. Reacción de sustitución doble, Solubilidad y Cristalización	32
Práctica Nº 9: Reacciones de sustitución doble	34
Práctica Nº 10: Reacciones de oxidación-reducción (Sustitución simple)	37
Práctica Nº 11: Química en colores cambiantes (Reacciones redox)	40
Práctica Nº 12: Reacción de saponificación (Elaboración de jabón)	44
Referencias Bibliográficas	46

Comentado [M1]:



NORMAS GENERALES DE LABORATORIO

ANTES DE INICIAR LA PRÁCTICA:

- La asistencia a la práctica es obligatoria.
- Acatar las instrucciones indicadas en las normas generales de Laboratorios.
- No dejar abrigos, carpetas u otros objetos sobre las mesas de trabajo. Cuando más despejado este el lugar de trabajo mejor se desarrollará el experimento y menos peligro existirá para los asistentes.
- Es obligatorio llevar bata para evitar manchas y quemaduras.
- Se deben seguir a todo momento las indicaciones del profesor. No se debe comenzar a trabajar hasta haber recibido las instrucciones necesarias. Consultar las dudas y dificultades.
- Es imprescindible leer y preparar la práctica antes de comenzar, realizar los cálculos previos cuando la práctica lo requiera y estudiar los fundamentos teóricos de la misma.
- Comprobar que esta todo el material necesario y en las condiciones adecuadas de conservación y limpieza. Comunicar cualquier anomalía al profesor.
- Por seguridad está terminantemente prohibido fumar dentro del laboratorio, así como ingerir alimentos y bebidas.

DURANTE EL TRABAJO:

- No debe probar ninguna sustancia y debe evitar el contacto con la piel
- Extremar los cuidados al trabajar con sustancias inflamables, tóxicas o corrosivas.
- Comunicar cualquier accidente, quemadura o corte, al profesor de laboratorio.
- La manipulación de productos sólidos se debe hacer con ayuda de una espátula o cucharilla y para transvasar líquidos utilizar una varilla de vidrio en los casos que sean necesarios.
- Nunca se debe verter el ácido sulfúrico concentrado al agua, sino el ácido al agua teniendo cuidado.



- Tener cuidado al manejar ácidos y bases principalmente concentrados.
- Para oler algún producto no debe acercarse la cara al recipiente, si no que se arrastra el vaso hacia la nariz pasando la mano por encima de él.
- Con el fin de evitar contaminaciones, nunca se debe devolver al frasco los restos de productos no utilizados.
- El material de vidrio es muy frágil, por lo que se deben evitar los golpes y cambios bruscos de temperatura. Se debe anotar en una hoja o cuaderno el material que se rompa y comunicarlo al profesor de laboratorio.
- Los restos sólidos no metálicos deben tirarse en cestos de basura, nunca en los fregaderos. Los residuos metálicos se almacenan en un recipiente especial. Los líquidos y disolventes orgánicos, se echan en un recipiente, para su posterior eliminación.

AL FINALIZAR LA PRÁCTICA:

- El lugar y el material de trabajo debe quedar limpio y ordenado, también se deben apagar y desenchufar los aparatos.
- Lavarse las manos perfectamente para evitar intoxicaciones con algunos reactivos.
- Entregar para su revisión el reporte de la práctica elaborada.
- Hasta que el profesor no de su autorización no se considerará finalizada la práctica.



TABLA DE INVENTARIO DE REACTIVOS

NOMBRE QUÍMICO	FÓRMULA QUÍMICA	GRUPO QUÍMICO	ESTADO FÍSICO
Aluminio			
Aluminio metálico	Al	Aluminio elemental	Sólido (polvo)
Sulfato de aluminio	Al ₂ (SO ₄) ₃	Sal inorgánica	Sólido (cristales blancos)
Amonio			
Cloruro de amonio	NH ₄ Cl	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Nitrato de amonio	NH ₄ NO ₃	Sal inorgánica	Sólido (granos)
Oxalato de amonio Monohidratado	(NH ₄) ₂ C ₂ O ₄ · H ₂ O	Sal inorgánica	Sólido (cristales blancos)
Sulfato de amonio	(NH ₄) ₂ SO ₄	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Sulfuro de amonio	(NH ₄) ₂ S	Sal inorgánica	Líquido amarillento
Tiocianato de amonio	NH ₄ SCN	Sal inorgánica	Sólido (cristales)
Bario			
Cloruro de bario Dihidratado	BaCl ₂ · 2H ₂ O	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Hidróxido de bario Octahidratado	Ba(OH) ₂ · 8H ₂ O	Base	Sólido (granos)
Calcio			
Carbonato de calcio	CaCO ₃	Sal	Sólido (polvo)
Cloruro de calcio	CaCl ₂	Sal	Sólido (granos)
Fosfato de calcio	Ca ₃ (PO ₄) ₂	Sal	Sólido (polvo)
Hidróxido de calcio	Ca(OH) ₂	Base	Sólido (polvo)
Hidróxido de calcio	Ca(OH) ₂ · 2H ₂ O	Base	Sólido (polvo)
Óxido de calcio	CaO	Óxido básico	Sólido (polvo)
Cobre			
Cobre metálico	Cu	Cobre elemental	Sólido (láminas)
Carbonato de cobre (II)	CuCO ₃	Sal inorgánica	Sólido verde agua
Sulfato de cobre (II)	CuSO ₄	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Sulfato de cobre (II) Dihidratado	CuSO ₄ · 2H ₂ O	Sal inorgánica	Sólido (granos)
Hierro			
Óxido de hierro	Fe ₂ O ₃	Óxido básico	Sólido (polvo)
Sulfato de hierro	FeSO ₄	Sal inorgánica	Sólido (granos)
Magnesio			
Magnesio metálico	Mg	Magnesio elemental	Sólido (láminas)
Carbonato de magnesio	MgCO ₃	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Óxido de magnesio	MgO	Óxido básico	Sólido (polvo)
Sulfato de magnesio	MgSO ₄	Sal inorgánica	Sólido (granos)
Manganeso			
Óxido de manganeso	MnO ₂	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Óxido de manganeso	MnO ₂	Sal inorgánica	Sólido (granos)
Potasio			
Bromuro de potasio	KBr	Sal inorgánica	Sólido (granos)
Clorato de potasio	KClO ₃	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Dicromato de potasio	K ₂ Cr ₂ O ₇	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Yoduro de potasio	KI	Sal inorgánica	Sólido (granos)
Yodato de potasio	KIO ₃	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Ferrocianuro de potasio	K ₃ [Fe(CN) ₆] ₂ · 3H ₂ O	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Oxalato de potasio	K ₂ C ₂ O ₄ · H ₂ O	Sal inorgánica	Sólido (polvo)



Plomo			
Acetato de plomo (II)	$Pb(CH_3COO)_2 \cdot 3H_2O$	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Nitrato de plomo (II)	$Pb(NO_3)_2$	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Silicio			
Óxido de silicio (IV)	SiO_2	Óxido básico	Sólido (granos)
Sodio			
Acetato de sodio	CH_3COONa	Sal inorgánica	Sólido (granos)
Benzoato de sodio	C_6H_5COONa	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Bicarbonato de sodio	$NaHCO_3$	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Bisulfato de sodio	$NaHSO_3$	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Carbonato de sodio	Na_2CO_3	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Cloruro de sodio	$NaCl$	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Fosfato ácido de sodio	$Na_2HPO_4 \cdot 12H_2O$	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Hidróxido de sodio	$NaOH$	Base	Sólido (lentejas)
Oxalato de sodio	NaC_2O_4	Sal inorgánica	Sólido (polvo)
Tetraborato de sodio Decahidratado	$NaB_4O_7 \cdot 10H_2O$	sal	Sólido (cristales blancos)
Zinc			
Sulfato de zinc	$ZnSO_4$	Sal inorgánica	Sólido (polvo)

Indicadores			
NOMBRE	FÓRMULA QUÍMICA	ACIDO-BASE	VIRAJE DE pH
Azul de bromotimol	$C_{27}H_{28}Br_2O_5S$	Amarillo-Azul	6,0-7,6
Fenolftaleína	$C_{20}H_{14}O_4$	Incoloro-Fucsia	8,2-10
Naranja de metilo	$C_{14}H_{14}N_3NaO_3S$	Rojo-Amarillo	3,1-4,4
Rojo neutro	$C_{15}H_{17}ClN_4$	Rojo-Amarillo	6,8-8,0

Compuestos Orgánicos			
NOMBRE QUÍMICO	FÓRMULA QUÍMICA	GRUPO QUÍMICO	ESTADO FÍSICO
Ácido Benzóico	$C_7H_6O_2$	Ácido orgánico	Sólido (polvo blanco)
Ácido Cítrico	$C_6H_8O_7$	Ácido orgánico	Sólido (cristales incoloros)
Ácido Oxálico	$C_2H_2O_4$	Ácido orgánico	Sólido (cristales incoloros)
Almidón	$(C_6H_{10}O_5)_n$	Compuesto orgánico natural	Sólido (polvo fino)
Anilina	C_7H_7N	Amina primaria aromática	Líquido incoloro
Benceno	C_6H_6	Hidrocarburo aromático	Líquido incoloro
Bromo	Br_2	Bromo Elemental	Líquido café rojizo
Butanol	$C_4H_{10}O$	Alcohol alifático primario	Líquido incoloro
Ciclohexanol	$C_6H_{12}O$	Alcohol alicíclico	Líquido viscoso incoloro
Cloralhidrato	$C_2H_3Cl_3O_2$	Acetaldehído	Sólido blanquecino
Formaldehído	CH_2O	Aldehído alifático	Líquido incoloro
Glicerina	$C_3H_8O_3$	Compuesto orgánico, alcohol	Líquido viscoso incoloro
Hipoclorito de Sodio	$NaClO$	Oxisales	Líquido incoloro
Merthiolate	$C_9H_9HgNaO_2S$	Sal sódica de mercurio	Sólido (polvo amarillento)
Naftaleno	$C_{10}H_8$	Hidrocarburo aromático	Sólido (hojuelas blancas)
Talco	$Mg_3SiO_{10}(OH)_2$	Mineral filosilicato	Sólido (polvo grisáceo)
Tirosina	$C_9H_{11}NO_3$	Aminoácido	Sólido blanco
Urea	CH_4N_2O	Compuesto orgánico, amina	Sólido (cristales blancos)



Práctica N° 1

IDENTIFICACIÓN Y MANEJO DEL MATERIAL DE LABORATORIO

El material de laboratorio es el conjunto de enseres o útiles de diversos materiales, instrumentos de precisión y aparatos científicos con los cuales se realizan las prácticas en los laboratorios, por ello quienes trabajan en el laboratorio, alumnos y maestros, deben conocer los aparatos y materiales que se usan para dicho fin, esto ayudará a efectuar experimentos desarrollando un espíritu de observación, lo que hará del estudio de la química un ejercicio ameno y agradable. Dentro de la amplia gama que constituye el equipo de laboratorio, existen materiales de uso común, esto es materiales de funcionalidad múltiple, vasos, cápsulas, matraces, crisoles, tubos de ensayo etc. los cuales se emplean para realizar ensayos generales. El laboratorio constituye el primer contacto formal del alumno con la metodología científica de la disciplina y conlleva la finalidad de iniciar al alumno a la práctica experimental.

La química requiere de múltiples materiales que día con día se van actualizando y mejorando para proporcionar el mejor servicio y seguridad para realizar las diversas actividades experimentales, por este motivo es de gran importancia conocer la manera de trabajar con estos materiales y así adquirir las habilidades requeridas según el caso y lograr una correcta realización de la experiencia práctica, motivo por el cual la seguridad es un factor de gran importancia para lograr un trabajo eficiente dentro del laboratorio

Objetivos

1. Conocer el nombre de los instrumentos de uso común en el laboratorio.
2. Comprender e identificar la utilidad de los instrumentos y equipo de laboratorio.
3. Conocer los símbolos de riesgo y de peligrosidad de las sustancias y reactivos del laboratorio.
4. Aprender el manejo y desecho de los residuos producidos durante la sesión de laboratorio.

Instrumentos de Medición y su uso

1. **Balanza electrónica:** Medir masas de sustancias sólidas.
2. **Bureta:** Medir volúmenes con precisión (por ejemplo en las valoraciones).
3. **Matraz aforado:** Medir volúmenes exactos de disoluciones.
4. **Pipetas:** Medir volúmenes con precisión.
5. **Probeta graduada:** Medir líquidos cuando no es necesaria una gran precisión.
6. **Termómetro:** Medir temperaturas.

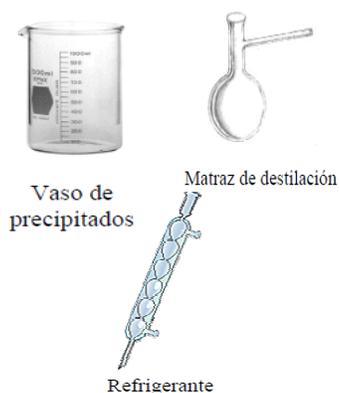


Instrumentos y materiales de calentamiento



1. **Matraz de fondo redondo:** Calentar líquidos cuyos vapores no deben estar en contacto con la fuente de calor.
2. **Matraz Erlenmeyer:** Son matraces de paredes rectas, muy usados para las valoraciones. Se pueden calentar directamente sobre la rejilla.
3. **Mechero bunsen:** Constan de un tubo vertical, enroscado en su parte baja a un pie por donde entra el gas. Mediante un aro metálico móvil se regula la entrada de aire. La mezcla se enciende por la parte superior.
4. **Tubos de ensayo:** Disolver, calentar o hacer reaccionar pequeñas cantidades de sustancia.

5. **Vaso de precipitados:** Preparar, disolver o calentar sustancias. Permiten ser calentados sobre la rejilla. El vaso de precipitados **no sirve** para medir volúmenes, sus marcas son sólo orientativas.
6. **Refrigerante:** Se utiliza para condensar el vapor en las destilaciones. Para ello se hace circular agua (contracorriente) por la camisa exterior. Para ofrecer una mayor superficie y aumentar el intercambio de calor, el vapor circula a través de unos ensanchamientos (bolas). En otros modelos, es a través de un tubo recto.
7. **Matraz de destilación:** Para calentar líquidos, cuyos vapores deben seguir un camino obligado (hacia el refrigerante), por lo cual cuentan con una salida lateral.





1. **Pinza de madera:** Sujetar tubos de ensayo calientes.
2. **Pinza para matraz:** Sujetar el matraz.
3. **Aro Metálico:** Es un componente importante para el montaje. Se utiliza para calentar y sujetar.
4. **Nuez:** Sujetar aro, pinza y otros soportes similares.
5. **Soporte universal:** Pieza básica en el montaje de los sistemas y aparatos como pinzas y anillos de metal.
6. **Gradilla:** Apoyar tubos de ensayo.
7. **Rejilla de Metal con centro de asbesto:** Calentar indirectamente ya que la llama del mechero se concentra en el anillo.
8. **Trípode:** Soporte de vaso de precipitado, etc.

Otros Instrumentos y materiales y su uso

1. **Embudo cónico** Trasvasar líquidos de un recipiente a otro. También se utiliza en operaciones de filtración.
2. **Embudo büchner** Es un embudo con la base agujereada. Se acopla por su extremo inferior mediante un corcho taladrado al matraz kitasato. Encima de los orificios se coloca un papel de filtro. Se utiliza para filtrar sustancias pastosas.
3. **Matraz kitasato:** Es un matraz de pared gruesa, con una salida lateral. En la boca se acopla, mediante un corcho agujereado el embudo büchner, y en la salida lateral, mediante una goma, la trompa de agua (o trompa de vacío). De esta forma se consigue filtrar sustancias pastosas.
4. **Embudo de decantación** Se utiliza para separar líquidos inmiscibles y para efectuar extracciones. Para ello se deja en reposo, y cuando las dos fases están separadas, se va dejando caer la inferior, cerrando la llave cuando ésta ha pasado.



5. **Vidrio de reloj:** Cubrir recipientes, pesar, transferir sólidos y evaporar líquidos a temperatura ambiente.
6. **Varilla de vidrio:** Mezclar o agitar sustancias.
7. **Mortero:** Machacar y/o triturar sustancias sólidas.
8. **Escobilla:** Limpiar el material de laboratorio.
9. **Frasco lavador o piseta:** Enrasar, diluir y enjuagar el material de laboratorio.



Eliminación de residuos.

- Los residuos no deben ser vertidos al alcantarillado o depositarse en las papeleras.
- El material de cristal roto se tirará en los recipientes destinados especialmente a este fin.
- Los papeles y otros desperdicios se tirarán en la papelería.
- Los productos químicos tóxicos se tirarán en contenedores especiales para este fin. En ningún caso se tirarán productos químicos o disoluciones, salvo que sean inertes, a los desagües del laboratorio.
- No arrojar por el desagüe materiales sólidos insolubles, que puedan atascarlos, productos que reaccionen con el agua (sodio, hidruros, amidos, halogenuros de ácido), o que sean inflamables (disolventes), o que huelan mal (derivados de azufre), o que sean lacrimógenos (halogenuros de bencilo, halocetonas), o productos que sean difícilmente biodegradables (polihalogenados: cloroformo).
- Las sustancias líquidas o las disoluciones que puedan verterse al fregadero, se deben diluir previamente, sobretodo si se trata de ácidos y de bases.

En el laboratorio se encuentra una gran variedad de reactivos y solventes de gran utilidad para la realización de los experimentos, por lo cual es conveniente conocer los datos de peligrosidad de estos. Los pictogramas de seguridad recogen de manera muy resumida toda la información necesaria para la seguridad en los laboratorios.



Manual de Prácticas de Laboratorio de Química

Símbolo	Significado (Definición y Precaución)	Ejemplos
 C Corrosivo	Clasificación: Estos productos químicos causan destrucción de tejidos vivos y/o materiales inertes. Precaución: No inhalar y evitar el contacto con la piel, ojos y ropas.	<ul style="list-style-type: none"> Ácido clorhídrico Ácido fluorhídrico
 E Explosivo	Clasificación: Sustancias y preparaciones que pueden explotar bajo efecto de una llama o que son más sensibles a los choques o fricciones que el dinitrobenzeno. Precaución: evitar golpes, sacudidas, fricción, flamas o fuentes de calor.	<ul style="list-style-type: none"> Nitroglicerina
 O Comburente	Clasificación: Sustancias que tienen la capacidad de incendiar otras sustancias, facilitando la combustión e impidiendo el combate del fuego. Precaución: evitar su contacto con materiales combustibles.	<ul style="list-style-type: none"> Oxígeno Nitrato de potasio Peróxido de hidrógeno
 F Inflamable	Clasificación: Sustancias y preparaciones: <ul style="list-style-type: none"> Líquidos con un punto de inflamación inferior a 21°C, pero que NO son altamente inflamables. Sustancias sólidas y preparaciones que por acción breve de una fuente de inflamación pueden inflamarse fácilmente y luego pueden continuar quemándose ó permanecer incandescentes, o gaseosas, inflamables en contacto con el aire a presión normal, o que, en contacto con el agua o el aire húmedo, desenvuelven gases fácilmente inflamables en cantidades peligrosas; Precaución: evitar contacto con materiales ignitivos (aire, agua).	<ul style="list-style-type: none"> Benceno Etanol Acetona
 F+ Extremadamente inflamable	Clasificación: Líquidos con un punto de inflamación inferior a 0°C y un punto de ebullición de máximo de 35°C. Gases y mezclas de gases, que a presión normal y a temperatura usual son inflamables en el aire. Precaución: evitar contacto con materiales ignitivos (aire, agua).	<ul style="list-style-type: none"> Hidrógeno Etino Éter etílico
 T Tóxico	Clasificación: Sustancias y preparaciones que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea, pueden implicar riesgos graves, agudos o crónicos a la salud. Precaución: todo el contacto con el cuerpo humano debe ser evitado.	<ul style="list-style-type: none"> Cloruro de bario Monóxido de carbono Metanol
 T+ Muy tóxico	Clasificación: Por inhalación, ingesta o absorción a través de la piel, provoca graves problemas de salud e incluso la muerte. Precaución: todo el contacto con el cuerpo humano debe ser evitado.	<ul style="list-style-type: none"> Cianuro Trióxido de arsénico Nicotina Mercurio Plomo Cadmio
 Xi Irritante	Clasificación: Sustancias y preparaciones no corrosivas que, por contacto inmediato, prolongado o repetido con la piel o las mucosas, pueden provocar una reacción inflamatoria. Precaución: Debe ser evitado el contacto directo con el cuerpo	<ul style="list-style-type: none"> Cloruro de calcio Carbonato de sodio
 Xn Nocivo	Clasificación: Sustancias y preparaciones que, por inhalación, ingestión o penetración cutánea, pueden implicar riesgos a la salud de forma temporal o alérgica; Precaución: debe ser evitado el contacto con el cuerpo humano, así como la inhalación de los vapores.	<ul style="list-style-type: none"> Etanal Diclorometano Cloruro de potasio Lejía
 N Peligroso para el medio ambiente	Definición: El contacto de esa sustancia con el medio ambiente puede provocar daños al ecosistema a corto o largo plazo. Manipulación: debido a su riesgo potencial, no debe ser liberado en las cañerías, en el suelo o el medio ambiente.	<ul style="list-style-type: none"> Benceno Cianuro de potasio Lindano

Estos pictogramas se encuentran en la etiqueta de los reactivos, por ello estos pueden ser clasificados de acuerdo a su naturaleza, descripción y precaución como corrosivos, explosivos, comburentes, inflamables, tóxicos, irritantes, nocivos y peligrosos para el medio ambiente. Por esta razón se debe prestar especial atención a las etiquetas de los productos químicos presentes en el laboratorio antes de ser utilizados para realizar los experimentos en el laboratorio.

Cuestionario

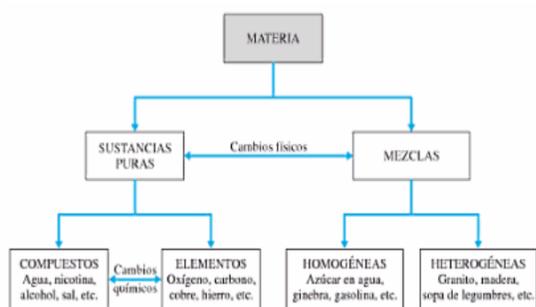
1. Explica la importancia de conocer el uso y manejo del material de laboratorio
2. ¿Qué materiales son de uso común en el laboratorio de química?
3. ¿Cuáles son las características de los materiales de laboratorio?
4. ¿Cuáles son tus observaciones y conclusiones?



Práctica Nº 2

ESTUDIO DE LA MATERIA: ELEMENTO, COMPUESTO Y MEZCLA

La Química es la ciencia que se ocupa del estudio de la composición, propiedades y transformación de la materia. La materia se define como aquello que ocupa un lugar en el espacio y posee masa; es todo aquello de lo que está formado nuestro universo e incluye todas las cosas tangibles, desde las rocas hasta las plantas, pasando por todos los seres vivos. La materia puede presentar tres estados físicos, el estado sólido, el estado líquido y el estado gaseoso, estos tres estados se pueden interconvertir entre sí.



Cualquier porción de materia se puede considerar bien como una sustancia pura o una mezcla. La mayor parte de los materiales que nos rodean son mezclas. Una mezcla es una combinación de dos o más sustancias en la cual cada una de ellas mantiene su identidad química.

Un elemento es una sustancia pura que no se puede convertir en otra forma más simple de la materia mediante una reacción química. Cuando átomos de dos o más elementos se unen mediante enlaces químicos, se forma un compuesto. Un compuesto es una sustancia de composición definida en la que dos o más elementos se hayan combinados químicamente, un compuesto se puede separar en sus elementos mediante reacciones químicas, pero no mediante métodos físicos.

Objetivos

1. Diferenciar un compuesto de una mezcla y de un elemento.
2. Determinar la densidad y el punto de fusión como una propiedad específica.

Materiales

- | | |
|------------------------------|---|
| ✓ Tubo de ensayo | ✓ Tapón de goma |
| ✓ Cilindro graduado de 50 mL | ✓ Tapón de corcho |
| ✓ Pinza de madera | ✓ Mechero o vela |
| ✓ Vidrio de reloj | ✓ Mortero |
| ✓ Imán | ✓ Limadura de Hierro |
| ✓ Cápsula de porcelana | ✓ Ácido clorhídrico (HCl) |
| ✓ Una canica o metra | ✓ Bisulfuro de carbono (CS ₂) |
| ✓ Parafina | ✓ Agua |
| ✓ Termómetro | |



Procedimiento Experimental

I.- Elemento

1. Colocar 0.3 g de azufre en polvo en un tubo de ensayo y anotar las características.
2. Sujetar el tubo de ensayo con la pinza de madera y calentar suavemente hasta que se funda. Anotar las observaciones

3. Colocar una pequeña cantidad de limadura de hierro en un vidrio de reloj. Aproximar un imán y anotar las observaciones

4. Colocar 0.3 g limadura de hierro en un tubo de ensayo y agregar 1 mL de ácido clorhídrico. Anotar las observaciones

II.- Mezcla

1. Colocar 1g de azufre en polvo y 1 g de limadura de hierro en un mortero y mezclar hasta que tome un color uniforme.
2. Colocar 0.5 g de la mezcla azufre-limadura de hierro en un tubo de ensayo y llenar hasta la mitad el tubo con agua, agitar y anotar las observaciones

3. Colocar 0.5 g de la mezcla azufre-limadura de hierro en un vidrio de reloj. Aproximar un imán y anotar las observaciones

4. Colocar 0.5 g de la mezcla azufre-limadura de hierro en un tubo de ensayo y llenar hasta la mitad el tubo con bisulfuro de carbono, agitar y decantar e líquido en un vidrio de reloj, dejar evaporar hasta sequedad. Anotar los resultados obtenidos.



III.- Compuesto

1. Colocar la mezcla azufre-limadura de hierro en un tubo de ensayo, sujetar con una pinza de madera y calentar suavemente. Anote las observaciones y el color de los humos que se desprenden.

2. Continuar el calentamiento hasta que la mezcla inicie su incandescencia, espere hasta que ya no haya desprendimiento de humo.
3. Tomar la sustancia que se ha formado (sólo la masa compacta) y transferir esta nueva sustancia al mortero, triturar hasta pulverizar.
4. Dividir la sustancia en tres muestras y proceder como sigue:
Muestra 1: realizar el experimento II, parte 2.
Muestra 2: realizar el experimento II, parte 3.
Muestra 3: realizar el experimento II, parte 4.
5. Anotar y comparar con los resultados anteriores

IV.- Densidad

1. Pesar la canica y anotar su peso.
2. Verter 25 mL de agua en un cilindro graduado e introducir la canica.
3. Observar y registrar la elevación del agua.
4. Pesar el tapón de goma y el corcho, repetir el procedimiento y registrar la elevación del agua.
5. Calcular la densidad de todos los objetos aplicando la fórmula adecuada ($D= m/v$)

V.- Punto de fusión

1. Colocar 3 g de parafina en una cápsula de porcelana, calentar suavemente.
2. Observar cuidadosamente el sólido, para apreciar el momento que se funde.
3. Introducir el termómetro en el centro de la cápsula cuando se funda la parafina.
4. Registrar la temperatura, que será el punto de fusión de la parafina.

Cuestionario

1. Defina elemento, compuesto y mezcla.
2. ¿Cuántos elementos químicos existen actualmente?
3. ¿Qué es la densidad? ¿En qué unidades se expresa?
4. ¿Qué es el punto de fusión de una sustancia?



Práctica Nº 3

IDENTIFICACIÓN DE MEZCLAS HOMOGÉNEAS Y HETEROGÉNEAS

En química, una mezcla es una combinación de dos o más sustancias en tal forma que no ocurre una reacción química y cada sustancia mantiene su identidad y propiedades. Un ejemplo de una mezcla es arena con limaduras de hierro, que a simple vista es fácil ver que la arena y el hierro mantienen sus propiedades. Existen dos tipos de mezclas: mezclas homogéneas y mezclas heterogéneas.

Cuando las sustancias se mezclan puede ocurrir que se revuelvan simplemente y formen una mezcla heterogénea, como al mezclar un puñado de arena blanca con otro de arena negra. Puede suceder también que cada sustancia se compenetre con las demás y formen una mezcla homogénea, como al mezclar agua y alcohol. En el ejemplo de la arena, cada grano (blanco o negro) se distingue de los demás; en el caso del alcohol y el agua, toda la mezcla constituye una sola fase (que es líquida). Entonces, una mezcla será homogénea o heterogénea de acuerdo con el grado de compenetración de los componentes y su distribución en el total de la muestra, factores que a la vez dependen de la afinidad entre sus componentes.

En una *mezcla homogénea*, los componentes no pueden distinguirse entre sí a simple vista, existe una sola fase, la proporción de ellos en toda la muestra es la misma, la mezcla posee composición uniforme.



Una *mezcla heterogénea*, no posee composición uniforme, la proporción de la sustancia puede variar de una parte a otra en una misma muestra; pueden existir varias fases y su composición no es uniforme.



Objetivos

1. Realizar varias mezclas de dos sustancias para su posterior análisis y clasificación.
2. Identificar y clasificar algunas mezclas como homogénea o heterogénea.



Materiales y reactivos

- | | |
|--|---------------------------|
| ✓ 5 tubos de ensayo | ✓ Cuchara de medida |
| ✓ Gradilla | ✓ Cloruro de sodio (NaCl) |
| ✓ Pipeta graduada de 5mL | ✓ Etanol |
| ✓ Varilla de vidrio | ✓ Gasolina |
| ✓ Carbonato de calcio $\text{Ca}(\text{CO}_3)$ | ✓ Agua |
| ✓ Tapones de goma | |

Procedimiento experimental

Tubo N° 1

1. Añadir 3 mL de agua + 1 mL de alcohol.
2. Tapar con el tapón de goma, agitar y dejar en reposo por 5 minutos.
3. Analizar y determinar el número de fases.

Tubo N° 2

1. Añadir 3 mL de agua + 1/8 de cucharada de NaCl.
2. Tapar con el tapón de goma, agitar y dejar en reposo por 5 minutos.
3. Analizar y determinar el número de fases.

Tubo N° 3

1. Añadir 3 mL de agua + 1 cucharada de NaCl.
2. Tapar con el tapón de goma, agitar y dejar en reposo por 5 minutos.
3. Analizar y determinar el número de fases.

Tubo N° 4

1. Añadir 3 mL de agua + 1/2 cucharada de CaCO_3 .
2. Tapar con el tapón de goma, agitar y dejar en reposo por 5 minutos.
3. Analizar y determinar el número de fases.

Tubo N° 5

1. Añadir 3 mL de agua + 1 mL de gasolina.
2. Tapar con el tapón de goma, agitar y dejar en reposo por 5 minutos.
3. Analizar y determinar el número de fases.
4. Anotar las observaciones y completar la siguiente tabla:



TUBO Nº	OBSERVACIONES	Nº DE FASES	CLASIFICACIÓN
1			
2			
3			
4			
5			

Questionario

1. ¿Qué es una mezcla?
2. Definir fase.
3. En este experimento, ¿qué es lo que se usa para observar y clasificar las mezclas en homogéneas y heterogéneas?
4. ¿Por qué hubo formación de precipitado en el tubo 4?
5. ¿Por qué el agua y la gasolina no se mezclan?



Práctica N° 4

CROMATOGRAFÍA SOBRE PAPEL

La cromatografía significa “escribir en colores”; se le asignó este nombre porque la técnica se desarrolló inicialmente separando pigmentos de plantas. La cromatografía se aplica con frecuencia para separar mezclas complejas o pequeñas. El método utiliza por lo menos dos fases: una estacionaria y una móvil. Los componentes de la mezcla que se van a separar deben presentar una diferencia en la tendencia a permanecer en cualquiera de las fases involucradas.

En este experimento se estudiará la cromatografía en papel, que es una partición líquido-líquido, porque las dos fases son líquidas. La fase estacionaria líquida es la mezcla; el soporte de esta fase es la tira de papel. La fase móvil líquida se denomina eluyente y se encuentra en una cámara cerrada o cámara cromatográfica. La mezcla se aplica en un punto del papel y luego se introduce en la cámara, de manera que permanezca en contacto con el eluyente, pero que este no cubra la muestra. El eluyente asciende por el papel y arrastra los componentes de la mezcla, los cuales producen “manchas” a diferentes distancias, de acuerdo con la solubilidad de cada uno de ellos en la fase móvil y su tendencia a permanecer en el papel.

En este procedimiento, el movimiento relativo de una sustancia respecto al eluyente es constante y característico para cada sistema específico; este valor que se repite o “relación de avance de la fase móvil respecto a la muestra” (R_f), se expresa como el siguiente cociente:

$$R_f = \frac{X_i}{d}$$

Donde “ X_i ” es la distancia del origen a cada mancha y “ d ” es la distancia del origen al frente del avance del eluyente (desde el origen hasta donde llegó). El valor de R_f sirve para identificar sustancias.

Objetivos

1. Emplear la técnica de cromatografía como método de separación de mezclas.
2. Realizar la separación de una mezcla de pigmentos utilizando la técnica de cromatografía sobre papel.

Materiales

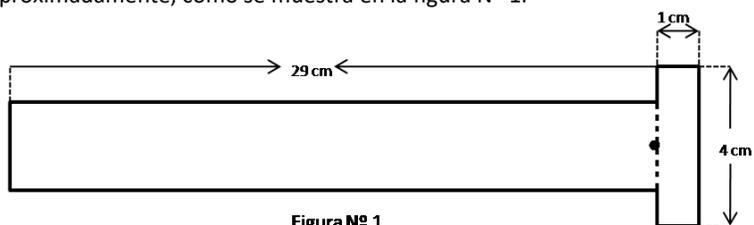
- | | |
|----------------------------------|--------------------------------------|
| ✓ Tijera | ✓ Cápsula de Petri o vidrio de reloj |
| ✓ Papel de filtro | ✓ Clip o paleta de helado |
| ✓ Marcadores | ✓ Papel de aluminio |
| ✓ Cilindro graduado de 250 mL | ✓ Pipeta |
| ✓ Vaso de precipitados de 250 mL | ✓ Alcohol |



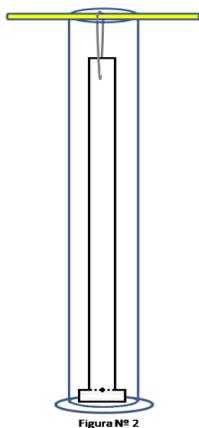
Procedimiento Experimental

I.- Cromatografía ascendente de la tinta de marcador negro.

1. Cortar el papel de filtro en una tira de 3 cm de ancho y 20 cm de largo aproximadamente, como se muestra en la figura N° 1.



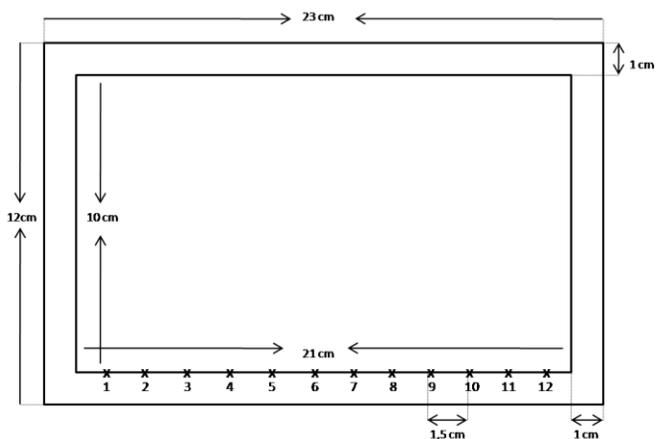
2. Aplicar directamente con la punta del marcador un punto pequeño sobre el punto de aplicación. Esperar que la marca se seque.
3. Introducir la tira de papel en el cilindro graduado y sujetarla con un clip o con una paleta de helado y cinta adhesiva. Como se muestra en la figura N° 2.



4. Añadir algunos mililitros de alcohol en el fondo del cilindro con la ayuda de una pipeta, de manera que el solvente quede por debajo de la marca. Tapar con un trozo de papel de aluminio.
5. Esperar que se separen los pigmentos de la tinta.
6. Marcar el frente del eluyente.
7. Calcular el R_f para cada mancha.

II.- Cromatografía ascendente de la tinta de varios marcadores.

1. Cortar el papel en una en un rectángulo de 20 x 23 cm² como se muestra en la figura 3.



2. Aplicar directamente con la punta de cada marcador un punto pequeño sobre el punto de aplicación. Esperar que la marca se seque.
3. Armar un cilindro con el papel y sujetar con tres grapas como se muestra en la figura 4.

Figura Nº 4

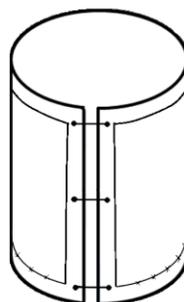
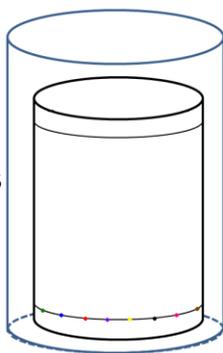


Figura Nº 5



4. Añadir la cantidad necesaria de alcohol en un vaso de precipitados de 250 mL de capacidad, introducir el cilindro de papel de manera que el solvente quede por debajo de las marcas y tapar con papel de aluminio. Ver figura Nº 5.
5. Esperar que el eluyente suba 10 cm aproximadamente, sacar el cromatograma y marcar el frente del solvente.
6. Calcular el R_f para cada mancha.



III.- Cromatografía circular de la tinta de uno o varios marcadores.

1. Cortar el papel de filtro circular como se muestra en la figura N° 6. Aplicar directamente con la punta del marcador un punto pequeño sobre el punto de aplicación. Esperar que la marca se seque.
2. Añadir algunos mililitros de alcohol en una cápsula de Petri, colocar el papel de filtro sobre los bordes de la misma, de modo que la tira recortada esté en contacto con el alcohol. Como se muestra en la figura N° 7.
3. Tapar con un vidrio de reloj y esperar que ocurra la separación.
4. Marcar el frente del solvente.
5. Calcular el R_f para cada mancha.



Figura N° 6

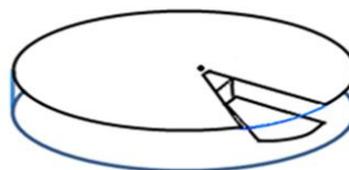


Figura N° 7

Cuestionario

1. ¿Qué es cromatografía?
2. ¿Qué es cromatografía de papel?
3. ¿Para que se utiliza la cromatografía?
4. Identificar las fases móvil y estacionaria del experimento.
5. ¿Para qué se utiliza el R_f ?



Práctica Nº 5

PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

Las soluciones en química, son mezclas homogéneas de sustancias en iguales o distintos estados de agregación. La concentración de una solución constituye una de sus principales características. Muchas propiedades de las soluciones dependen exclusivamente de la concentración. Su estudio resulta de interés tanto para la física como para la química. Algunos ejemplos de soluciones son: agua salada, oxígeno y nitrógeno del aire, el gas carbónico en los refrescos y todas las propiedades: color, sabor, densidad, punto de fusión y ebullición dependen de las cantidades que pongamos de las diferentes sustancias. La sustancia presente en mayor cantidad suele recibir el nombre de solvente, y a la de menor cantidad se le llama soluto y es la sustancia disuelta.

Al momento de preparar soluciones se deben tomar en cuenta varios aspectos, en el análisis químico son de particular importancia las "unidades" de concentración, y en particular dos de ellas: la molaridad y la normalidad. También punto de equivalencia, fracción molar, la concentración decimal, entre otros.

La composición de una solución se debe medir en términos de volumen y masa, por lo tanto es indispensable conocer la cantidad de soluto disuelto por unidad de volumen o masa de disolvente, es decir su concentración. Durante cualquier trabajo experimental, el uso de soluciones se hace indispensable, por lo que es necesario conocer los procedimientos para su elaboración. En la presente práctica se realizarán soluciones utilizando como concentración la molaridad.

La concentración molar o molaridad (M) de una solución indica los moles de soluto disueltos en un litro de disolución.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen de solución (L)}}$$

Objetivos

1. Emplear instrumentos de medida de masas, volúmenes y diversos materiales de laboratorio.
2. Preparar una solución acuosa de un soluto sólido (NaOH).
3. Preparar una solución acuosa de un soluto líquido (HCl).

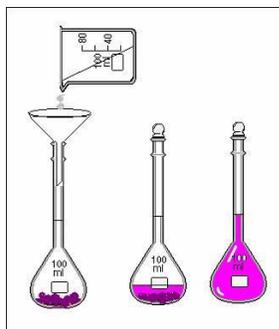
Materiales y reactivos

- | | |
|--|--------------------------------------|
| ✓ NaOH (Lentejas) | ✓ Piseta plástica con agua destilada |
| ✓ HCl (concentrado) | ✓ Embudo tallo largo |
| ✓ Vidrio de reloj o pesa sustancias | ✓ Varilla de vidrio |
| ✓ Espátula | ✓ Pipeta graduada |
| ✓ Balanza | ✓ Vaso de precipitados |
| ✓ Matraz aforado de 25 mL de capacidad | |

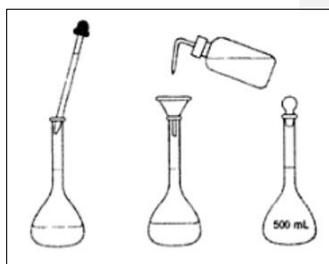


Procedimiento Experimental**Preparación de una solución 0.1 M de NaOH**

1. Calcular la cantidad de NaOH en lentejas necesaria para preparar 25 mL de solución 0,1 M.
Masa_(NaOH) = _____ g.
2. Pesarse la cantidad de NaOH (Calculada en el paso 1).
3. Agregar un poco de agua destilada en un vaso de precipitados y agregar el NaOH pesado en él.
4. Agitar con una varilla de vidrio hasta disolver el NaOH.
5. Trasvasar al matraz aforado utilizando un embudo tallo largo.
6. Enrasar hasta la marca de aforo con agua destilada.
7. Calcular la molaridad de la solución preparada.

**Preparación de una solución 0.1 M de HCl**

1. Calcular el volumen de HCl concentrado necesario para preparar 25 mL de solución 0,1 M.
Volumen_(HCl) = _____ mL.
2. Medir con una pipeta graduada el volumen de HCl (Calculado en el paso 1).
3. Agregar un poco de agua destilada en el balón aforado con ayuda de un embudo tallo largo.
NOTA IMPORTANTE: Verter siempre el ácido sobre el agua.
4. Agregar el volumen medido de HCl en el balón aforado que contiene agua destilada.
5. Agitar y enrasar con agua destilada hasta la marca de aforo.
6. Calcular la molaridad de la solución preparada.

Cuestionario

1. ¿Qué es la molaridad y en qué unidades se expresa?
2. ¿Por qué se debe verter el ácido sobre el agua y no al contrario?



Práctica Nº 6

VOLUMETRÍA ÁCIDO-BASE

La concentración es la magnitud química que expresa la cantidad de un elemento o un compuesto por unidad de volumen. Cada sustancia tiene una solubilidad que es la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en una disolución, y depende de condiciones como la temperatura, presión, y otras sustancias disueltas o en suspensión. en química, para expresar cuantitativamente la proporción entre un soluto y el disolvente en una disolución se emplean distintas unidades: molaridad, normalidad, molalidad, formalidad, porcentaje en peso, porcentaje en volumen, fracción molar, partes por millón, partes por billón, partes por trillón, etc.

Una volumetría ácido-base, es una técnica o método de análisis cuantitativo que permite conocer la concentración desconocida de una disolución de una sustancia que pueda actuar como ácido o base, neutralizándolo con una base o ácido de concentración conocida. Es un tipo de valoración basada en una reacción de neutralización entre el analito (la sustancia cuya concentración queremos conocer) y la sustancia valorante.

La acidez total (o grado acético) se define como la totalidad de los ácidos volátiles y fijos que contiene el vinagre, expresada en gramos de ácido acético por 100mL de vinagre. Es decir, que para determinar la acidez total de un vinagre se debe obtener la proporción equivalente de ácido acético que contiene.

En la práctica se determinará la concentración de ácido acético en la muestra de vinagre por valoración con una disolución de hidróxido de sodio, previamente valorada con una disolución de HCl de concentración conocida.



Objetivos

1. Aprender a realizar una volumetría ácido-base.
2. Determinar la concentración de una disolución de NaOH de concentración desconocida por neutralización con una disolución de HCl de concentración conocida.
3. Determinar la acidez del vinagre como Ácido Acético.

Reactivos y materiales

- ✓ Disolución de HCl 0,1 M (Disolución valorante)
- ✓ Disolución de NaOH de concentración desconocida (Disolución a valorar)
- ✓ Disolución de Fenolftaleína



- ✓ Bureta
- ✓ Vaso de precipitados de 100 mL
- ✓ Soporte universal
- ✓ Pinza para bureta y nueces
- ✓ Fiola de 25 mL
- ✓ Pipeta volumétrica de 10 mL
- ✓ Embudo tallo largo
- ✓ Piseta con agua destilada
- ✓ Balón aforado de 25 mL
- ✓ Vinagre comercial

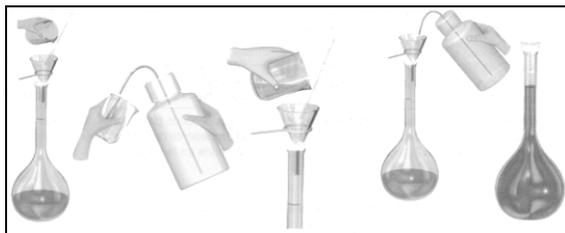
Procedimiento Experimental

I.- PREPARACIÓN DE LA SOLUCIÓN DE HCl 0,1 M

1. Calcular el volumen de HCl concentrado necesario para preparar 25 mL de solución 0,1 M. $V_{\text{HCl}} = \text{_____ mL}$.
2. Medir con una pipeta graduada el volumen de HCl (Calculado en el paso 1).
3. Agregar un poco de agua destilada en el balón aforado con ayuda de un embudo tallo largo.

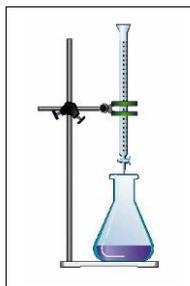
NOTA IMPORTANTE: Verter siempre el ácido sobre el agua.

4. Agregar el volumen medido de HCl en el balón aforado que contiene agua destilada.
5. Agitar y enrasar con agua destilada hasta la marca de aforo.



II.- TITULACIÓN DE LA SOLUCIÓN DE NaOH

1. Lavar la bureta y enjuagarla con un poco de solución de NaOH.
2. Colocar la bureta en el soporte universal con ayuda de la pinza y las nueces (como se muestra en la figura).
3. Enrasar la bureta con solución de NaOH. Anotar el volumen inicial.
 $V_{\text{inicial}} = \text{_____ mL}$
4. Agregar una alícuota de 10 mL de HCl en una fiola y agregar 3 gotas de Fenolftaleína.



5. Agregar una alícuota de 10 mL de HCl en una fiola y agregar 3 gotas de Fenolftaleína.
6. Comenzar la adición de NaOH gota a gota hasta cambio de color permanente a un rosa pálido (colocar un papel blanco debajo de la fiola para observar el cambio de color).
7. Anotar el volumen de NaOH gastado.
8. Repetir tres veces la titulación y anotar el volumen consumido de NaOH.

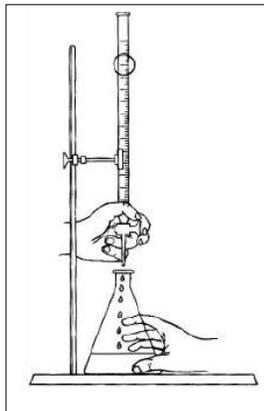
$V_1 =$ _____ mL

$V_2 =$ _____ mL

$V_3 =$ _____ mL

$V_{\text{PROMEDIO}} =$ _____ mL

9. Calcular la concentración de la solución de NaOH.



III.- DETERMINACIÓN DE LA ACIDEZ DEL VINAGRE

1. Enrasar la bureta con solución de NaOH. Anotar el volumen inicial

$V_{\text{inicial}} =$ _____ mL

2. Agregar una alícuota de 1 mL de vinagre en una fiola, agregar 5 mL de agua y 3 gotas de Fenolftaleína.
3. Comenzar la adición de NaOH gota a gota hasta cambio de color permanente a un rosa pálido (colocar un papel blanco debajo de la fiola para observar el cambio de color).
4. Anotar el volumen de NaOH gastado.
5. Repetir tres veces la titulación y anotar el volumen consumido de NaOH.

$V_1 =$ _____ mL

$V_2 =$ _____ mL

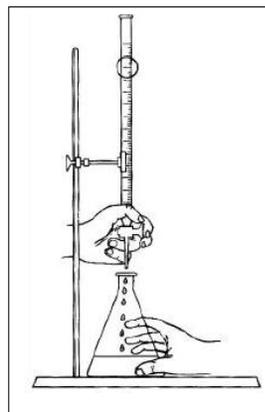
$V_3 =$ _____ mL

$V_{\text{PROMEDIO}} =$ _____ mL

6. Calcular la concentración de la solución de NaOH.
7. Calcular el porcentaje de CH_3COOH en el vinagre.

Cuestionario

1. ¿Qué es una volumetría ácido-base?
2. ¿Cuál es la función de la fenolftaleína en la titulación ácido-base?
3. ¿Por qué se realiza tres veces la titulación del HCl y del vinagre?
4. Cite algunas aplicaciones del ácido acético. Práctica N° 7



REACCIONES EXOTÉRMICAS, ENDOTÉRMICAS Y DE DESCOMPOSICIÓN

Una reacción química es el proceso en el que una o más sustancias se transforman en otras sustancias diferentes, los productos de la reacción.

Durante las reacciones químicas puede producirse absorción o liberación de energía. Esto indica que tanto los reaccionantes como los productos contienen calor que es característico de su masa. El contenido de calor es una medida de la energía que está acumulada por una sustancia durante su formación. Si en el producto se forman enlaces más fuertes que los que se rompen en el reactivo, se libera energía en forma de calor, constituyendo una reacción exotérmica. En caso contrario, la energía es absorbida y la reacción se denomina endotérmica.

Las reacciones endotérmicas son aquellas reacciones que absorben calor, lo que significa que la energía de las moléculas de los productos es mayor que la energía de las moléculas de los reaccionantes.



Las reacciones exotérmicas son aquellas reacciones donde se libera calor, esto significa que la energía de las moléculas de los productos es menor que la energía de las moléculas de los reaccionantes.



La descomposición química es un proceso que experimentan algunos compuestos químicos en el que, de modo espontáneo o provocado por algún agente externo, a partir de una sustancia compuesta se originan dos o más sustancias de estructura química más simple. La mayoría de carbonatos se descomponen al calentarlos dando óxidos y CO_2 . Por ejemplo carbonato cálcico (piedra caliza) cuando se calienta forma óxido de calcio (cal viva) y CO_2 . Los bicarbonatos en su mayoría cuando se calientan se descomponen para formar un ácido más agua y CO_2 .

Objetivos

1. Conocer e identificar distintos tipos de reacciones Químicas.
2. Analizar los cambios que se producen al combinar dos sustancias químicas.
3. Conocer las reacciones involucradas en la reacción química.

Materiales y reactivos



- | | |
|--|--------------------------------|
| ✓ Vaso de precipitados | ✓ Láminas de magnesio (Mg) |
| ✓ Pinza de madera | ✓ Fenolftaleína |
| ✓ Pinza metálica | ✓ 1 Vela |
| ✓ Tubo de ensayo | ✓ Bicarbonato de sodio |
| ✓ Varilla de vidrio | ✓ Vinagre |
| ✓ Termómetro | ✓ 1 globo |
| ✓ Carbonato de calcio (CaCO ₃) | ✓ 1 cuchara |
| ✓ Solución de ácido sulfúrico (H ₂ SO ₄) concentrado. | ✓ 1 botella plástica de 250 ml |

Procedimiento Experimental

I.-Reacción exotérmica

1. Agregar la solución de ácido sulfúrico (H₂SO₄) en el vaso de precipitados.

PRECAUCIÓN: Este paso debe realizarse con cuidado – los ácidos son corrosivos.

2. Sumergir un termómetro en la solución medir la temperatura y anotar.
3. Añadir cuidadosamente, con ayuda de una pinza metálica, un pedazo de lámina de magnesio (Mg) a la solución.
4. Observar los cambios, medir nuevamente la temperatura después de la reacción y anotar las observaciones.

II.-Reacción endotérmica.

1. Colocar una pequeña cantidad de carbonato de calcio (CaCO₃) en un tubo de ensayo.
2. Sujetar con la ayuda de una pinza de madera y calentar cuidadosamente sobre la llama.
3. Una vez terminada la reacción, dejar enfriar.
4. Añadir 2 mL de agua al producto formado y agitar.
5. Agregar 3 gotas de fenolftaleína, observar y anotar los cambios.



III.-Reacción de sustitución con desprendimiento de CO₂ (Efervescencia)

1. Colocar media cucharada de bicarbonato de sodio en la botella plástica.
2. Añadir 200 ml de vinagre aproximadamente en la botella plástica. Rápidamente colocar el globo en el cuello de la botella.
3. Agitar con cuidado la botella para mezclar el vinagre con el bicarbonato.
4. Colocar la botella en la mesa y anotar sus observaciones.

Reacción involucrada



Cuestionario

1. ¿Cómo puede comprobarse la liberación del calor en la reacción exotérmica?
2. ¿Cómo puede comprobarse la absorción del calor en la reacción endotérmica?
Escriba las ecuaciones de las reacciones que ocurren en la de la reacción endotérmica.
3. ¿Por qué al agregar fenolftaleína, obtuvimos el color rojo (rosáceo)?
4. ¿Qué es lo que hace que el globo se infle? Escriba la ecuación de la reacción.



Práctica Nº 8

LLUVIA DE ORO

Ley de conservación de la masa

Reacción de sustitución doble, solubilidad y cristalización

La ley de conservación de la masa o ley de conservación de la materia es una de las leyes fundamentales en todas las ciencias naturales. Fue elaborada por Lavoisier y otros científicos que le sucedieron. Establece un punto muy importante: “En toda reacción química la masa se conserva, es decir, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos”.

Lavoisier comprobó que al calentar metales como el estaño y el plomo en recipientes cerrados con una cantidad limitada de aire, estos se recubrían con una capa de calcinado hasta un momento determinado en que ésta no avanzaba más. Si se pesaba el conjunto (metal, calcinado, aire, etc.) después del calentamiento, el resultado era igual al peso antes de comenzar el proceso. Si el metal había ganado peso al calcinarse, era evidente que algo del recipiente debía haber perdido la misma cantidad de masa. Ese algo era el aire. Por tanto, Lavoisier demostró que la calcinación de un metal no era el resultado de la pérdida del misterioso flogisto, sino la ganancia de algo muy material: una parte de aire. La experiencia anterior y otras más realizadas por Lavoisier pusieron de manifiesto que si se tiene en cuenta todas las sustancias que forman parte en una reacción química y todos los productos formados, nunca varía la masa.

Objetivos

1. Familiarizar a los alumnos con las reacciones químicas.
2. Comprender la reacción de sustitución doble.
3. Observar la formación de un precipitado.
4. Estudiar el comportamiento de la solubilidad de un precipitado con la temperatura.
5. Utilizar la técnica de cristalización.
6. Aplicar la ley de la conservación de la materia.



Materiales y reactivos

- | | |
|---------------------------------|-------------------|
| ✓ Agua destilada | ✓ Tubo de ensayo |
| ✓ Nitrato de plomo $Pb(NO_3)_2$ | ✓ Vela o mechero |
| ✓ Ioduro de potasio KI | ✓ Pinza de madera |
| ✓ 2 matraces aforados de 25 mL | |



Procedimiento experimental

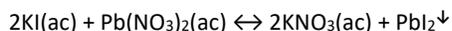
1. Calcular la cantidad necesaria de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ para preparar 25 mL de una solución 0.1 M. Preparar la solución y reservar.
2. Calcular la cantidad de KI necesario para preparar 25 mL de una solución 0.1 M. Preparar la solución y reservar.
3. Medir 3 mL de la solución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y agregarlos en un tubo de ensayo previamente pesado y rotulado.
4. Agregar el doble del volumen de solución de KI en otro tubo de ensayo previamente pesado y rotulado.
5. Pesar los dos tubos con las soluciones. Anotar el peso.
6. Verter el contenido de la solución de KI en el tubo que contiene la solución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. ¿Qué sucede? Anotar las observaciones.

7. Sujetar el tubo de ensayo con una pinza de madera y calentar suavemente, teniendo cuidado de no llegar a ebullición para evitar proyecciones del líquido. ¿Qué sucede? Anotar las observaciones.

8. Enfriar el tubo de ensayo en un vaso con agua fría. ¿Qué sucede? Anotar las observaciones.

9. Pesar el tubo con el producto de la reacción. Comparar con el peso inicial.

Reacción involucrada



Cuestionario

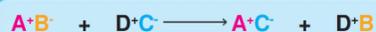
1. ¿Qué producto de los formados en la reacción es el que precipita?
2. ¿Qué cantidad de KI ha reaccionó?
3. ¿Qué cantidad de PbI_2 se obtuvo?



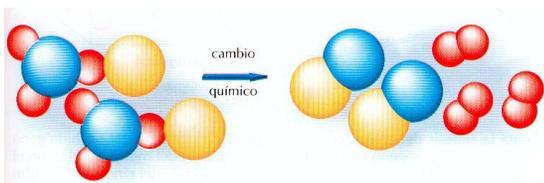
4. ¿Se cumple la Ley de conservación de la materia?

Práctica N° 9REACCIONES DE SUSTITUCIÓN DOBLE

En las reacciones de sustitución doble ocurre un intercambio entre los elementos químicos o grupos de elementos químicos de las sustancias que intervienen en la reacción química, esta reacción se representa mediante:



Estas reacciones se caracterizan porque dos compuestos reaccionan entre sí, para producir dos compuestos distintos a los iniciales. En este tipo de reacción hay un intercambio de partículas positivas y negativas; atrayéndose por diferencia de carga entre ellas. Las partículas que participan pueden ser iones monoatómicos o poliatómicos (radicales). En muchas de las reacciones de doble sustitución existe desprendimiento de calor, producción de algún gas o bien, la formación de un precipitado insoluble.



En la práctica se realizarán reacciones de sustitución doble donde se produce la formación de un precipitado insoluble.

Objetivos

1. Conocer e identificar una reacción de sustitución doble.
2. Visualizar los cambios que ocurren en las sustancias cuando se produce una reacción química.
3. Identificar los productos de una reacción de sustitución.

Materiales y reactivos

- | | |
|---|--|
| ✓ 5 tubos de ensayo | ✓ Agua destilada |
| ✓ 1 vaso de precipitados de 100 ml | ✓ 1 gradilla |
| ✓ 1 embudo | ✓ 1 varilla de vidrio |
| ✓ 1 papel de filtro | ✓ 1 cuchara |
| ✓ 1 vidrio de reloj | ✓ ½ cucharada de Sulfato de cobre (CuSO ₄) |
| ✓ Cloruro de sodio (NaCl) | |
| ✓ Nitrato de plata (AgNO ₃) | |



- ✓ ½ cucharada de Hidróxido de calcio
(Ca(OH)₂)

Procedimiento Experimental

1ª Reacción

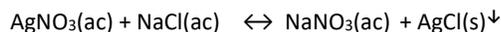
1. Verter agua destilada en los dos tubos de ensayo hasta un poco menos de la mitad, etiquetarlos con los números 1 y 2.
2. Agregar al tubo Nº 1 una pizca de cloruro de sodio. Agitar hasta que se disuelva ¿Qué color presenta la solución?

3. Agregar al tubo Nº 2 aproximadamente la misma cantidad de Nitrato de plata. Agitar hasta que se disuelva ¿Qué color presenta la solución?

4. Verter poco a poco la solución del tubo Nº 1 al tubo Nº 2. Describir lo que se observa cuando se unen las dos soluciones.

5. Filtrar por gravedad los compuestos obtenidos, utilizando para ello el embudo y el papel de filtro. Colocar papel de filtro que contiene el sólido en un vidrio de reloj. Reserve el líquido filtrado. Anote sus observaciones. ¿Qué es el compuesto del papel de filtro? ¿Qué es el compuesto del vaso de precipitados?

Reacción involucrada



2ª Reacción

1. Tubo Nº 1: preparar una solución de Sulfato de cobre agregando una tercera parte de agua y ½ cucharada de Sulfato de cobre (CuSO₄). Agitar con la varilla de vidrio hasta que la sal se disuelva completamente. Anotar las características de la solución.



- _____
- _____
- _____
2. Tubo N° 2: preparar una solución de Hidróxido de calcio agregando tres terceras partes de agua y ½ cucharada de Hidróxido de calcio (Ca(OH)₂). Agitar con la varilla de vidrio y dejar reposar. Anotar las características de la solución.

- _____
- _____
- _____
3. Tubo N° 3: separar por decantación el líquido del tubo N° 2, recoger la solución del Ca(OH)₂ (sin sedimento).
4. Verter un poco de la solución en el tubo N° 1 que contiene la solución azul de CuSO₄. ¿Qué sucedió? ¿Habrá ocurrido una reacción química? Anotar las observaciones.

Reacción involucrada



Cuestionario

1. ¿Qué tipo de reacciones se realizaron en el experimento?
2. ¿Qué compuesto químico se produce en cada reacción y cómo se puede evidenciar su presencia?
3. ¿Qué puedes concluir del experimento?



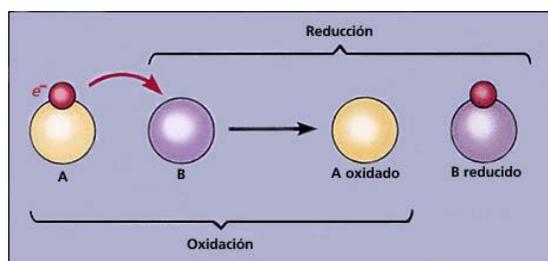
Práctica Nº 10REACCIONES DE OXIDO-REDUCCIÓN

(Sustitución Simple)

Las reacciones de reducción-oxidación (también conocidas como reacción redox) son las reacciones de transferencia de electrones. Esta transferencia se produce entre un conjunto de especies químicas, uno oxidante y uno reductor (una forma reducida y una forma oxidada respectivamente). Para que exista una reacción redox, en el sistema debe haber una especie que ceda electrones y otra especie que los acepte: El reductor es aquella especie química que tiende a ceder electrones de su estructura química al medio, quedando con una carga mayor a la que tenía. El oxidante es la especie que tiende a captar esos electrones, quedando con carga menor a la que tenía.

Cuando una especie química reductora cede electrones al medio se convierte en una especie oxidada, y la relación que guarda con su precursor queda establecida mediante lo que se llama un par redox. Análogamente, se dice que cuando una especie capta electrones del medio se convierte en una especie reducida, e igualmente forma un par redox con su precursor reducido.

En la figura se muestra de manera sencilla una reacción de óxido-reducción.

Objetivos

1. Conocer e identificar una reacción de sustitución simple.
2. Visualizar los cambios que ocurren en las sustancias cuando ocurre una reacción de óxido-reducción.



3. Aplicar los conceptos de oxidación reducción de acuerdo con las reacciones para identificar los agentes oxidantes y reductores.

Materiales y reactivos

- ✓ Nitrato de plata (AgNO₃)
- ✓ Sulfato de cobre (CuSO₄)
- ✓ Cobre metálico (Cu⁰)
- ✓ Agua destilada
- ✓ 2 Vasos de precipitados de 50 mL
- ✓ 1 clavo o alambre de hierro

Procedimiento Experimental

I.- Reacción con AgNO₃

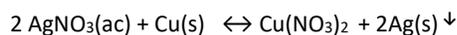
1. Calcular la cantidad necesaria de Ag(NO₃) para preparar 25 mL de una solución 0.01 M.
2. Preparar la solución de Ag(NO₃).
3. Agregar la solución de Ag(NO₃) en el vaso de precipitados.
4. Tomar varias láminas de cobre metálico y sumergirlas en el vaso de precipitados que contiene la solución de Ag(NO₃).

Nota: Las láminas deben estar completamente cubiertas por la solución.

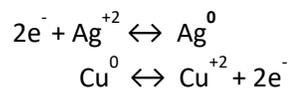
PRECAUCIÓN: El Nitrato de plata deja manchas color café en la piel y ropa.

5. Esperar que ocurra la reacción y anotar las observaciones.

Reacción involucrada



Semirreacciones



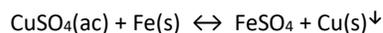
II.- Reacción con CuSO_4

1. Preparar una solución concentrada de Sulfato de cobre.
2. Colocar el clavo o alambre de hierro dentro de la solución.

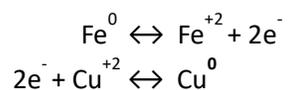
Nota: El alambre o clavo de hierro debe estar completamente cubierto por la solución de CuSO_4 .

3. Esperar que ocurra la reacción y anotar las observaciones.

Reacción involucrada



Semirreacciones



Cuestionario

1. ¿Qué es una reacción de óxido-reducción?
2. Defina agente reductor y agente oxidante.
3. ¿Qué producto de los formados en la reacción es el que precipita?
4. ¿Cuál especie se oxida en cada reacción? Explique.
5. ¿Cuál especie se reduce en cada reacción? Explique.
6. Determine el agente oxidante y el agente reductor en cada reacción.



Práctica Nº 11

QUÍMICA EN COLORES CAMBIANTES

Reacciones de oxido-reducción

La oxidación de la glucosa por la acción del oxígeno, se ve favorecida cinética y termodinámicamente a valores de pH altamente alcalinos. La velocidad de reacción se encuentra limitada por el suministro de oxígeno, el cual se agota con rapidez en ausencia de agitación. Una de las formas en las que se puede producir una reacción química es por transferencia de electrones de unas sustancias a otras. La pérdida de electrones es conocida como oxidación y la ganancia de éstos reducción.

La glucosa es una sustancia que se oxida fácilmente cuando se encuentra en un medio alcalino.



Para observar la reacción se utiliza un indicador, el azul de metileno, que se presenta en dos formas: cuando hay oxígeno presente en la disolución el indicador toma un color azul (forma oxidada). Al agitar se disuelve el oxígeno del aire en la disolución. Pero, si el oxígeno se agota la disolución se decolora porque el azul de metileno se transforma en su forma reducida. Al dejar en reposo el oxígeno disuelto reacciona con la glucosa.



Esta transformación va asociada, a cambios de color que se pueden detectar fácilmente. En este experimento se trabaja con una reacción y un indicador ácido-base que se decolora, de azul a transparente, pero que vuelve al color inicial bajo determinadas condiciones.

Objetivos

- Observar el cambio que se produce en una sustancia cuando se somete a una perturbación física.

Materiales y reactivos

- ✓ Glucosa
- ✓ Hidróxido de sodio al 4%
- ✓ Azul de metileno
- ✓ Naranja de metilo
- ✓ Agua destilada
- ✓ Varilla de vidrio
- ✓ Vaso de precipitados o botella plástica.

Procedimiento experimental

1. Pesar 2,0 g de glucosa y colocarlos en un vaso de precipitados, añadir 100 mL de agua destilada. Agitar hasta disolver completamente la glucosa.
2. Añadir 50 mL de disolución de hidróxido de sodio al 4%.
3. Pasar al matraz de 250 mL y añadir 3 gotas de azul de metileno, dejar reposar unos minutos. ¿Qué sucedió? Anotar las observaciones:

4. Agitar enérgicamente el matraz.
¿Qué sucedió? Anotar las observaciones:

5. Dejar reposar el matraz por 5 minutos, añadir 3 gotas de naranja de metilo.
¿Qué sucedió? Anotar las observaciones:



6. Agitar enérgicamente el matraz. ¿Qué sucedió? Anotar las observaciones:

Reacciones involucradas

(indicador azul) +

(Forma oxidada)

(Forma reducida)

glucosa → (indicador incoloro)

+ ácido glucónico

(indicador incoloro) +

Oxígeno + agua → (indicador azul) + OH⁻

(Forma reducida)

(Forma oxidada)

Cuestionario

1. ¿Qué reacción ocurre mientras el sistema está en reposo?
2. ¿Qué reacción ocurre cuando se agita el sistema?
3. ¿Por qué cambia de color la solución cuando se agita?
4. ¿Por qué cambia de color la solución cuando se deja en reposo?



Práctica Nº 12

REACCIÓN DE SAPONIFICACIÓN
(Elaboración de jabón)

El jabón es un agente limpiador o detergente que se fabrica utilizando grasas vegetales y animales, y aceites. Químicamente, es la sal de sodio o potasio de un ácido graso que se forma por la reacción de grasas y aceites con álcali. Las grasas y aceites utilizados son compuestos de glicerina y un ácido graso como el ácido palmítico o esteárico.



La preparación del jabón es una de las más antiguas reacciones químicas conocidas. Durante siglos la elaboración de jabones fue una tarea casera empleándose para ello cenizas vegetales y grasas animales o vegetales. Posteriormente se sustituyó la ceniza por álcalis.

Las grasas y aceites son ésteres formados por un alcohol más un ácido. Las sustancias grasas se descomponen al tratarlas con una solución acuosa de álcalis (sosa sódica o potásica) produciéndose una reacción química denominada saponificación que da como resultado jabón y glicerina. El término saponificación, que originariamente designaba la preparación artesanal del jabón por tratamiento con sosa de una grasa animal o vegetal, se generalizó a la hidrólisis básica de un éster.

Objetivos

1. Aprender a fabricar jabón a partir de aceite usado, como una manera de reciclar el aceite de una manera fácil y sencilla.
2. Llevar a cabo una reacción de saponificación (disociación de las grasas en un medio alcalino, separándose glicerina y ácidos grasos).

Materiales y reactivos

- ✓ 100 mL de aceite usado, previamente filtrado para que no contenga impurezas
- ✓ 100 mL de agua
- ✓ 24 g de sosa cáustica (NaOH)
- ✓ Vaso de precipitados de 250 mL
- ✓ Varilla de vidrio
- ✓ Aceite esencial del aroma deseado o colorante (opcional)



Procedimiento Experimental

1. Agregar el hidróxido de sodio en el vaso de precipitados.

PRECAUCIÓN: El hidróxido de sodio (sosa cáustica) es corrosivo, se debe evitar el contacto con la piel o la ropa.

2. Añadir el agua y remover hasta diluir completamente.
3. Agregar lentamente el aceite removiendo continuamente y en la misma dirección, esto evitara que se corte la mezcla. Poco a poco se irá logrando la saponificación (pasta blanca densa).
4. Continuar con la agitación por 1 hora aproximadamente.
5. Una vez adicionado todo el aceite, añadir el colorante, la esencia y remover para dar color y aroma.
6. Verter la pasta obtenida en moldes con pequeñas perforaciones para que drene el líquido en exceso.
7. Dejar enfriar y secar por al menos uno o dos días.
8. Desmoldar y cortar en trozos del tamaño deseado, dejar secar nuevamente por tres días y estará listo para su uso.

- ❖ El jabón tarda en formarse, ya que se trata de una reacción lenta. Se debe agitar de 30 a 45 minutos como mínimo. Si la mezcla permanece líquida después de ese tiempo, calentar a baño de maría y agitar nuevamente hasta obtener una pasta blanca (jabón).

Cuestionario

1. ¿Qué es la saponificación?
2. Mencione varias fuentes animales y/o vegetales que puedan utilizarse en la fabricación de jabón.
3. Escriba la reacción de saponificación. ¿Cuáles son los productos?



REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

1. Andrés Dulce M., *Física y Química*. Editorial Editex, S. A. España 2008. 214-215.
2. Corrales Fernando, *Manual de Experimentos de Laboratorio para química I y II*. Editorial Universidad Estatal a Distancia. Costa Rica 2007. 31-32.
3. Cruz Javier, *Química Cuantitativa I*. Once Ríos Editores. México 2008. 126-132.
4. Malagoli Krelling, *Manual de Actividades Prácticas Química y Ciencias*. 3ª Edición, Autolabor. 33,34, 38-40, 72-73, 93-97, 116-117, 124-127.
5. Domínguez Miguel A., *Química la Ciencia Básica*. Thomson Ediciones Paraninfo, S.A Madrid España 2008. 2-5.
6. Doria María del C., *Experimentos de Química en Microescala Para Nivel Medio Superior*. Universidad Iberoamericana, México D. F 2009. 23, 38, 75-79, 81-82.
7. Picado María B. *Química I: Introducción al estudio de la materia*. Editorial Universidad Estatal a Distancia. Costa Rica 2008. 34-35.

