

UNIVERSIDAD AUTONOMA DE SAN LUIS POTOSI

FACULTAD DE CIENCIAS

INSTITUTO DE FISICA

INSTRUCTIVO DE

**LABORATORIO DE FUNDAMENTOS
DE QUIMICA**

LICENCIATURA EN BIOFISICA

Elaborado por:

Dra. Isabel Lázaro Báez

Q.F.B. Ma. De Lourdes González González

I.Q. Angélica Yamilett Robledo Rivera

PREFACIO

El presente manual de prácticas de Laboratorio de Fundamentos de Química va dirigido a estudiantes de la carrera de Biofísica con el fin de que desarrollen una idea más completa del curso de Fundamentos de Química con el trabajo experimental realizado en el laboratorio.

Las prácticas realizadas buscan desde que el alumno conozca y aprenda a manejar el material y equipo de laboratorio, las reglas básicas de comportamiento y seguridad, hasta aplicar los conceptos de la teoría aprendida en el salón de clases.

Desde cualquier punto de vista es importante que alumno aprenda a realizar este tipo de prácticas experimentales ya que son básicas para su formación integral como un profesionalista del área de la Biofísica.

INDICE GENERAL

Instrucciones generales de seguridad en el laboratorio.....	1
Accidentes diversos y su tratamiento.....	3
Primeros auxilios en el laboratorio.....	4
Reglamento del Laboratorio de Química.....	5
Forma de reportar.....	6
Recomendaciones para el uso de aparatos e instrumentos.....	7
Práctica 1 Seguridad en el Laboratorio.....	8
Práctica 2 Procedimientos básicos en el laboratorio.....	11
Práctica 3 La materia y sus cambios.....	16
Práctica 4 Propiedades físicas de la materia.....	22
Práctica 5 Elementos y compuestos.....	27
Práctica 6 Reacciones químicas.....	31
Práctica 7 Soluciones.....	36
Práctica 8 Taller “Leyes de los Gases”.....	40
Práctica 9 Estequiometría de una reacción química.....	44
Práctica 10 Titulación ácido-base.....	48
Práctica 11 Calor específico.....	53

INSTRUCCIONES GENERALES DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

1. No debe poner ropa o mochilas sobre las mesas de trabajo. Una mesa limpia reduce las posibilidades de accidentes en el laboratorio.
2. Queda prohibido comer, fumar, maquillarse, o llevarse objetos a la boca por razones de seguridad.
3. Lavar las manos cuidadosamente después de cualquier manipulación con sustancias químicas y siempre antes de retirarse del laboratorio.
4. Es indispensable el uso de guantes y lentes de seguridad en cada práctica de laboratorio.
5. Por ningún motivo se debe pipetear con la boca, aún cuando se trate de productos inofensivos como el agua, ya que se puede hacer costumbre. Para esto, utilizar siempre instrumentos específicos para ello.
6. Usar la campana de extracción en aquellas prácticas en las cuales se produzcan gases, vapores, humos o partículas que puedan ser riesgosas por inhalación.
7. Cuando trabaje dentro de la campana, no la llene de estorbos, límpiela frecuentemente y, cuando termine una reacción déjela funcionando suficiente tiempo para permitir la evacuación del gas. No evapore en la campana o en la atmósfera grandes cantidades de disolvente sin recuperación.
8. Cuando se hagan disoluciones con ácidos fuertes, adicionar siempre el ácido sobre el agua y nunca al revés. Hacerlo con cuidado y lentamente para evitar proyecciones debido a la reacción exotérmica producida.
9. En caso de usar tubos de ensaye para calentar mezclas líquidas calentarlos de preferencia a baño María inclinándolo y agitándolo al mismo tiempo para evitar que el líquido salte. Nunca dirigir el tubo hacia uno mismo o hacia a algún compañero.
10. Usar tapones en los tubos de ensaye en caso de que se requieran agitar.
11. Para percibir el aroma de alguna sustancia abanicar la mano acercándola al tubo o recipiente, nunca oliendo directamente.
12. Las soluciones concentradas de álcalis o ácidos deben neutralizarse antes de ser desechadas.
13. Nunca devolver al envase original los remanentes de reactivos no utilizados para evitar contaminaciones.
14. Verificar antes de ser utilizado que el material esté limpio y seco.
15. Mantener alejados de toda fuente de calor o eléctrica líquidos inflamables.
16. Si se emplean agitadores magnéticos, hay que asegurarse que se encuentren correctamente alienados con los recipientes para evitar que brinquen y se desplacen.
17. Leer cuidadosamente las instrucciones antes de empezar cualquier experimento.
18. Al terminar cada práctica, si es el caso, colocar los residuos y desechos en los lugares destinados a tal fin.
19. Es necesario mantener el orden y la limpieza. Cada persona es responsable directa de la zona que le ha sido asignada y de todos los lugares comunes.
20. Está prohibida la realización de cualquier experiencia no programada, a no ser por indicación del profesor.

21. Al abandonar el laboratorio el material quedará limpio y ordenado. Los reactivos quedarán ordenados (no cambiados de mesa, ni abandonados junto a la balanza) y hay que asegurarse de que el agua y el gas queden cerrados y placas calefactoras desconectadas.
22. Respetar las condiciones de almacenamiento de reactivos inestable, volátiles o que puedan reaccionar violentamente.
23. Conocer la temperatura de ignición espontánea de las sustancias que se van a manejar.
24. Es indispensable el uso de guantes cuando se manejen productos corrosivos y tóxicos. Toda persona cuyos guantes se encuentren contaminados no deberá tocar objetos, ni superficies tales como: lapicera, manijas de cajones o puertas, cuadernos, etc. Uso de guantes obligatorio.

ACCIDENTES DIVERSOS Y SU TRATAMIENTO

Accidente	Causa	Tipo de lesión	Tratamiento
Quemaduras	Calor (Flama u objetos calientes)	<ul style="list-style-type: none"> • Quemadura leve: Enrojecimiento sin formación inmediata de ampulas. 	Agua fría corriente, pomada para quemaduras.
		<ul style="list-style-type: none"> • Quemadura muy grave o extendida. 	Envuelva en un paño húmedo y limpio, ir inmediatamente al hospital o llame a un médico.
	Acido	<ul style="list-style-type: none"> • Quemadura leve 	Lave con mucha agua y después con una solución de bicarbonato saturado, después otra vez con agua.
		<ul style="list-style-type: none"> • Quemadura grave 	Consultar con urgencia al médico.
	Sosa o potasa (hidróxidos)	<ul style="list-style-type: none"> • Quemadura leve 	Lave con mucha agua y después con ácido acético al 1% y después con agua.
		<ul style="list-style-type: none"> • Quemadura grave 	Consultar con urgencia al médico.
	Por Bromo		Lave con éter de petróleo, después agregue glicerina con masaje, cubra con una pomada.
	Por Fósforo		Lave con abundante agua.
Cortaduras		En toda cortadura profunda y con hemorragia	Tratar de parar la hemorragia por un punto de compresión, después con una curación compresiva. Vaya al hospital.
Accidentes en los ojos			Lave enseguida con agua o ácido bórico al 1%. Consulte al médico.
Envenenamiento			Recurrir al médico inmediatamente.

Todo tipo de accidentes se pueden prevenir, los envenenamientos sólo pueden ser debidos a una falta profesional grave, puede ser evitada, no pipetee con la boca y trabaje los productos tóxicos (aromáticos, solventes, etc.) en la campana y con el debido respeto de las precauciones más elementales, conservar el laboratorio lo más ventilado posible.

PRIMEROS AUXILIOS EN EL LABORATORIO

1. En caso de incendio aléjese inmediatamente y permita que el asesor lo apague con el extinguidor. Si el fuego afecta a alguien, trate de quitarle las prendas fuera del área del siniestro.
2. Si se salpica la piel con ácidos, lávese de inmediato con abundante agua y aplíquese una disolución de bicarbonato sódico. Pedirla al asesor.
3. Si una sustancia le salpica en los ojos, enjuáguese con abundante agua y después con una solución de bicarbonato sódico.
4. En caso de ingerir por accidente un ácido fuerte, se puede neutralizar con Melox. Pedir al profesor.
5. Cuando se ingiere una base se puede neutralizar con jugo de naranja o de uva o con vinagre.
6. Si se ingirió una sustancia venenosa o tóxica y sea necesario provocar el vómito, se puede tomar un emético como por ejemplo:
 - Agua con mostaza: Agregar una cucharadita de té de mostaza a un vaso de agua caliente. Se administra $\frac{1}{4}$ parte del contenido.
 - Agua salada: Disolver dos cucharaditas de sal en agua caliente y tomar hasta 4 vasos en intervalos de 1 minuto.

*NO ADMINISTRAR EMETICOS EN CASO DE :

- Inconsciencia
 - Incapacidad para digerir
 - Boca lastimada por haber ingerido un veneno corrosivo
7. Para neutralizar una sustancia venenosa o tóxica, administrar un ANTIDOTO:
 - Primeramente de ser posible, hay que identificar el tipo de veneno que fue ingerido ya que muchas de las veces en ellos viene una etiqueta con los antídotos.
 - El paciente deberá beber gran cantidad de leche para que el veneno se diluya y sea menos absorbido por el organismo.
 - Un antídoto universal sencillo se puede obtener mezclando una parte de té fuerte, una parte de magnesia y dos partes de polvillo de pan quemado. Este antídoto también está disponible en los comercios.Fuente: <https://primeros-auxilios.idoneos.com/envenenamiento/>

*EN CUALQUIER CASO, ACUDIR AL HOSPITAL MAS CERCANO INMEDIATAMENTE.

REGLAMENTO DE LABORATORIO DE QUIMICA

1. La teoría y el laboratorio se deben cursar y aprobar simultáneamente.
2. Apagar el celular antes de entrar al laboratorio.
3. Es obligatorio el uso de una bata blanca de algodón de manga larga, abotonada y lentes de seguridad.
4. Los alumnos se deben presentar al laboratorio con su cuaderno de prácticas.
5. Asear la superficie de trabajo, lavar el material usado durante la práctica y regresar todos los reactivos a su lugar antes de retirarse del laboratorio.
6. Estudiar en el instructivo la práctica a realizar antes de cada sesión, ya que se realizará un pequeño examen acerca de ésta (Examen pre-laboratorio).
7. Para tomar apuntes, se permite sólo el cuaderno de prácticas, esto con el fin de evitar amontonamientos en la mesa de trabajo.
8. Se dará sólo un margen de 10 minutos para comenzar la práctica; después de este tiempo no se permitirá la entrada al laboratorio y contará como falta.
9. El hecho de no asistir a realizar una práctica implica un reporte rechazado. Un total de 3 reportes rechazados causan reprobar el laboratorio.
10. Se evaluará la actividad práctica de laboratorio realizada por el alumno por medio de un “reporte escrito”, (reporte post-laboratorio) que entregará al profesor en cada sesión, no después.
11. El resultado de la evaluación de cada reporte se expresará como: “aceptado” o “rechazado”.
12. Un reporte Aceptado es, cuando se cumpla con al menos el 60% de la suma que a continuación se describe:

▪ Examen pre-laboratorio	30%
▪ Reporte Post-laboratorio	70%
▪ Total	100%
13. Cuando el resultado de un curso de laboratorio sea No Acreditado y el análisis del contenido total lo permita, (la conducta y que no tenga faltas), podrá efectuarse un examen final y su valor será la evaluación del laboratorio. Para ello deberá obtener una calificación mínima de 7.0 para considerarlo acreditado.
14. Los reportes post laboratorio deberá ser entregador en hoja de máquina blancas, tamaño carta y escritos a mano con pluma, no con lápiz. Deberán ser debidamente engrapados y con hoja de presentación. De no ser así, no se aceptará el reporte. El orden y limpieza con que sean elaborados se tomará en cuenta (baja puntos las faltas de ortografía y manchas).

PARA REPORTAR, SEGUIR EL SIGUIENTE ORDEN:

1. Hoja de presentación: Nombre y número de práctica, nombre del alumno, fecha, Grupo y hora de asistencia al laboratorio.
2. Objetivo
3. Observaciones. Este punto es muy importante ya que es aquí donde se debe explicar con dibujos y anotaciones los experimentos realizados y sus cambios. Uso de colores obligatorio. Valor del reporte: 3 puntos.
4. Cuestionario post-laboratorio. Viene incluido en cada práctica del manual y es obligatorio. Valor del reporte: 1 punto.
5. Conclusiones. Es importante darle relevancia a este punto ya que es aquí donde el alumno conecta la teoría con los experimentos realizados y debe explicar ampliamente. Valor en el reporte: 3 puntos.
6. Bibliografía. Usada para el desarrollo del reporte. Si no la incluyen se resta 1 punto del valor total del reporte.

***CADA PARTE DEL REPORTE ES OBLIGATORIA, DE NO SER ASI, EL REPORTE ES RECHAZADO.**

RECOMENDACIONES PARA EL USO DE APARATOS E INSTRUMENTOS

Balanza Analítica: Debes limpiar la balanza con una brocha de cerdas suaves antes y después de usarla, así como verificar que esté bien centrada y marque ceros antes de pesar.

Placa de calentamiento y agitación magnética: Checar que el cable esté conectado, y verificar que la perilla de agitación esté en “cero” antes de colocar el vaso de precipitados. Al colocar el vaso, hacerlo lo más centrado posible en la placa e introducir la barra magnética. No retirar nunca el vaso de la placa sin antes girar la perilla de agitación a cero. Es recomendable que durante la agitación se tape el vaso con un pedazo de papel aluminio para evitar contaminaciones o salpicaduras.

Potenciómetro:

- Checar que esté conectado
- Encenderlo
- Retirar capucha del electrodo
- Lavarlo con agua y secarlo con mucho cuidado para no dañarlo
- Introducir el electrodo en la solución de referencia. Esta puede ser de un pH de 4, 7 o 10 y se usan dependiendo del rango de pH que se necesite calibrar.
- Lavar el bulbo nuevamente con agua destilada, con extremo cuidado secarlo.
- Introducir ahora el electrodo en la solución deseada.
- Lavar nuevamente el electrodo como se describió anteriormente.
- Introducirlo en la solución de almacenamiento.

Campana de seguridad:

- Es importante que la campana esté libre de estorbos para poder trabajar cómodamente sin riesgo a derramar algún líquido que nos pueda hacer daño.
- Bajar los cristales protectores de ésta para evitar cualquier salpicadura.
- Si se ha de conectar un aparato de reflujo, verificar que las conexiones a la llave de agua estén correctamente insertadas así como las de gas.
- Al finalizar de usarla, guardar todo en su lugar y dejarla limpia y en orden.

Material de vidrio en general: Debe de estar perfectamente limpio y seco antes de usarlo para evitar contaminaciones y resultados de experimentos erróneos.

Nombre y fecha: _____

Tipo de práctica: Grupal

Tiempo de realización 1:30-2 hr

Práctica 1	Seguridad en el Laboratorio
Objetivo	Que el estudiante adquiera conocimiento sobre práctica segura en el laboratorio de química.
Metas	a) Aprender reglas básicas de seguridad en el laboratorio y conocer el uso del equipo de seguridad. b) Familiarizarse con el manejo de hojas de seguridad de materiales (MSDS).

Introducción

Debido a los riesgos que implica el manejo de sustancias perjudiciales al organismo humano, es muy común asociar la química con algo peligroso. Es innegable que hay algo de cierto en esto, pero ello no significa que sea algo que no se pueda controlar o prevenir.

Por tanto, es de suma importancia que todo profesional de la química y carreras afines conozca y aplique una serie de reglas básicas de comportamiento y el adecuado manejo de sustancias potencialmente riesgosas.

El elemento clave es la actitud proactiva hacia la seguridad al igual que en casa, un salón de clases o cualquier otro espacio en donde vayamos a desarrollar una actividad.

Especialmente, en el laboratorio es indispensable contar con el equipo de seguridad adecuado que nos permite realizar nuestros experimentos de forma más segura.

	Descripción
Material	Instrucciones generales de seguridad en el laboratorio Equipo de seguridad “Accidentes diversos y su tratamiento” Hojas de seguridad de algunos reactivos químicos usados en el laboratorio

Actividades a realizar.

1. Leer y discutir entre los alumnos las instrucciones generales de seguridad en el laboratorio y los posibles accidentes y su tratamiento.
2. Conocer cómo se usa el equipo de seguridad.
3. Revisar en qué consiste una Hoja de Seguridad de Materiales.

Cuestionario

1. Describa brevemente 5 reglas de comportamiento que se deban practicar en el laboratorio.
2. Antes de manipular una sustancia, qué es lo que debes conocer de ella? Explica.
3. ¿Cuáles son las causas más frecuentes de incendio en el laboratorio?
4. ¿Qué son un antídoto y un emético y en qué casos se usan?
5. Menciona 3 diferentes tipos de lentes de seguridad. Explica su uso y dibújalos.
6. Menciona 5 diferentes tipos de guantes de seguridad y en qué casos se usan. Pega una imagen o dibuja cada uno de ellos.
7. Menciona 3 diferentes tipos de mascarillas de seguridad, explica en qué casos se usan y dibújalas o pega una imagen.

OBSERVACIONES, CALCULOS Y DIBUJOS

Revisó: _____

Nombre y fecha: _____

Tipo de práctica: Grupal

Tiempo de realización 1:30-2 hr

Práctica 2	Procedimientos básicos en el laboratorio
Objetivo	Familiarizar al estudiante con el uso del material y el manejo de equipo comúnmente empleado en el laboratorio.
Metas	a) Que el alumno conozca y empiece a manejar el material de vidrio y equipo general del laboratorio.

Introducción

En el laboratorio de química se verifican en forma experimental los principios básicos de la Química. Para ello se requiere de ciertas técnicas básicas como son pipetear, pesar, medir volúmenes, preparar soluciones, determinar concentraciones, por ello también es importante saber el manejo de algunos equipos de laboratorio como son la balanza analítica, balanza granataria, placas de calentamiento, medidores de pH, etc. y comprender los conceptos de **exactitud y precisión** ya que están directamente relacionados con el uso del material de laboratorio y de los equipos. Todo esto con el fin de asegurar nuestros resultados, ya que en química la presencia de suciedad en un recipiente, el pasar por alto una secuencia en una técnica, un equipo mal calibrado, un volumen mal medido, entre otras cosas, da lugar a un resultado erróneo.

Exactitud es el grado de concordancia entre el valor medido y el verdadero.

Precisión se relaciona con la reproducibilidad de las mediciones.

A continuación se describen algunos materiales y equipos que se emplean usualmente en un laboratorio químico.

Material de vidrio

- Tubo de ensayo: Se usan para realizar reacciones químicas en pequeñas cantidades.
- Vaso de precipitado: Son de uso general, sirven para contener líquidos y formar precipitados.
- Matraces: Se emplean para contener, calentar o evaporar sustancias líquidas. Los hay de diferentes tipos (destilación, Erlenmeyer, balón de fondo plano, kitasato, etc.)

- Pipetas: Se utilizan para medir volúmenes con gran exactitud, las hay volumétricas y graduadas.
- Embudos: Se usan para separar sólidos de líquidos, utilizando un medio filtrante.
- Probetas: Están graduadas y se utilizan para medir volúmenes de líquidos.
- Buretas: Se utilizan para medir cantidades variables de líquidos y por ello están graduadas. Su uso principal se da en volumetría, debido a la necesidad de medir con precisión volúmenes de líquidos variables.
- Cristalizador: Su objetivo principal es cristalizar el soluto de una solución por medio de evaporación del solvente. Se trata de un recipiente de vidrio de base ancha y poco alto.
- Embudo de separación: Sirve para separar dos líquidos inmiscibles, es decir, para la separación de fases líquidas de distinta densidad.
- Vidrio de reloj: Se usa en química para evaporar líquidos, pesar productos sólidos y muestras húmedas, o como cubierta de vasos de precipitados. También para contener sustancias más o menos corrosivas.
- Refrigerante: O condensador, se usa para condensar los vapores que se desprenden del matraz de destilación, por medio de un líquido refrigerante que circula por éste, usualmente agua.
- Agitador: Varilla regularmente de vidrio que sirve para mezclar o revolver por medio de agitación algunas sustancias.
- Lámpara de alcohol: Se emplea como fuente de calor cuando se requiere calentamiento lento. Al usarla debe cuidarse que la mecha esté limpia y recortada para que el calor que proporcione sea adecuado.

Material general

- Pinzas: Se utilizan para sujetar material o llevarlo a diferentes operaciones que, entre otras, puede ser calentamiento. Hay de diferentes tipos.
- Soporte Universal: Se utiliza para fijar a la altura deseada pinzas y anillos, además de detener aparatos requeridos.
- Espátula: Se usa para manipular sólidos.
- Mortero y pistilo: Sirven para triturar sustancias.
- Crisol: Se usa para contener sustancias que serán calcinadas.
- Tubería de hule: Se usa para conectar aparatos o equipos. Sirve como conductor de líquidos o gases.
- Tapones: Se utilizan en operaciones en donde se generan gases.
- Gradilla: Sirve para colocar tubos de ensaye.
- Pipeteador: Existen

Equipo de laboratorio

- Balanzas: granataria o analítica, la primera se utiliza para pesar cantidades grandes y la segunda cantidades pequeñas y con gran precisión.
- Centrífuga: Aparato que se utiliza para la separación de sustancias generalmente sólidas, finamente divididas, o en estado coloidal de líquidos.

- Estufa: Se utiliza para el secado de algunas sustancias.
- Mufla: Se utiliza para calcinar sustancias.
- Potenciómetro o medidor de pH: Se usa para medir el potencial de iones hidrógeno (pH) de algunas soluciones.
- Bomba de vacío: En algunas operaciones químicas es necesario trabajar con vacío y para lograrlo se utiliza este aparato.

	Descripción
Material	-Material de vidrio: Pipetas serológicas, volumétricas y pasteur, matraces Erlenmeyer y volumétricos, vasos de precipitado, bureta, embudos. -Material general: Espátulas, charolas de aluminio para pesar, succionador para pipetas

Reactivos	-agua H ₂ O -sal de mesa NaCl -azúcar
------------------	--

Actividades a realizar

Experimento 1. Medición de volumen de líquidos.

Procedimiento:

1.- Toma un volumen de 10 ml de agua con una pipeta serológica y transfíerelo a una probeta. Repite esta operación 5 veces. Observa y responde: ¿Qué puedes decir acerca de la exactitud y la precisión de tus mediciones?

2.- Mide un volumen de 50 ml de agua en un vaso de precipitado y transfíerelo a una probeta y responde: ¿Este volumen de agua fue suficiente para llevar al aforo de 50 ml en la probeta? ¿A qué atribuyes el error?

3.- En un matraz Erlenmeyer mide un volumen de agua de 20 ml. Posteriormente, transfiere este volumen a una probeta. Repite este procedimiento 5 veces. Observa y responde: ¿El volumen contenido en el matraz Erlenmeyer fue suficiente para llevar al aforo en la probeta? ¿Qué puedes decir acerca de la exactitud y la precisión en tu experimento?

Experimento 2. Uso de la balanza analítica.

- 1.- Pesa 0.5g de sal y repite esta operación 3 veces. Anota tus resultados y explica qué tan precisos fueron.
- 2.- Repite el experimento anterior pesando ahora 2.3g de azúcar.

Experimento 3. Manejo de la Bureta.

- 1.- Revisa que la llave de la bureta esté cerrada antes de llenarla con ayuda de un embudo. Posteriormente manipula la llave para adicionar pequeños volúmenes en un vaso de precipitado.

Experimento 4. Manejo de un potenciómetro.

- 1.- Primeramente sigue los pasos de calibrado y cuidados del potenciómetro indicados y mide las 3 soluciones que la maestra te de. Anota el pH de las sustancias. Repite la medición con las tiras medidoras de pH y compara.

Cuestionario

- 1.- ¿Qué significa llevar al aforo un líquido en química? Ejemplifica con un dibujo la forma correcta de realizarlo cuando se trata de un líquido claro y uno oscuro.
- 2.- Según los experimentos que realizaste, explica el concepto de exactitud y precisión en cada uno de ellos.
- 3.- Explica por qué el vaso de precipitado y el matraz Erlenmeyer no se deben usar para medir volúmenes de líquidos.
- 4.- Dibuja 5 piezas de laboratorio, anota sus nombres y describe su uso.

OBSERVACIONES, CALCULOS Y DIBUJOS.

Revisó: _____

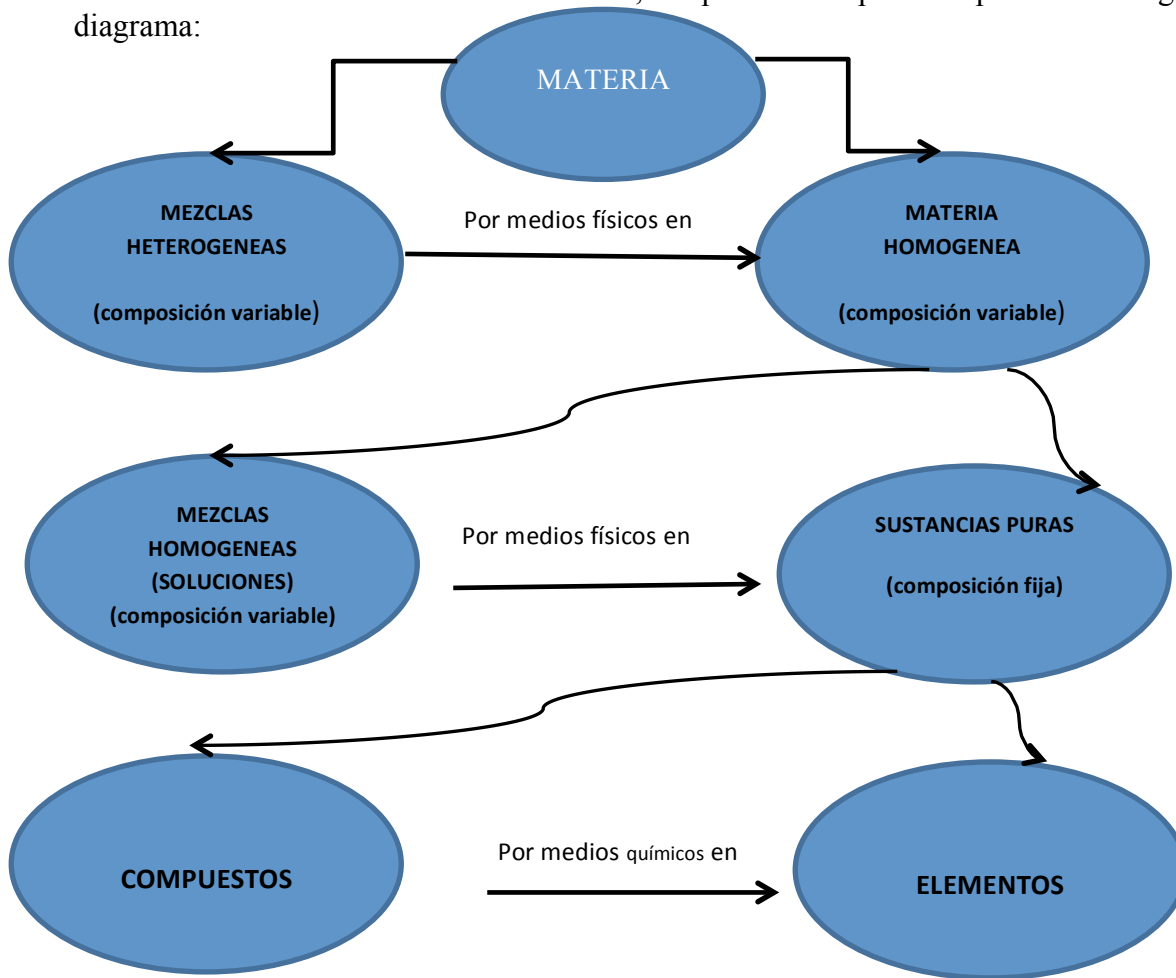
Nombre y fecha: _____

Tipo de práctica: Grupal

Tiempo de realización 1:30-2 hr

Práctica 3	La materia y sus cambios
Objetivo	Que el estudiante pueda diferenciar los tipos de materia y reconocer que esta presenta diferentes cambios.
Metas	<ul style="list-style-type: none"> a) Familiarizarse con los diferentes tipos de materia. b) Reconocer la diferencia entre cambio físico y cambio químico.
Tipo de práctica	Grupal e individual
Tiempo necesario	1:30 a 2 horas

Introducción: Para clasificar la materia, empezaremos por comprender el siguiente diagrama:



a) Sustancias puras

Una **sustancia pura** tiene una composición fija definida, y cualquier muestra tendrá siempre las mismas propiedades de cualquier otra muestra cuando las condiciones externas (por ejemplo temperatura y presión) son las mismas. Las sustancias puras incluyen compuestos y elementos.

b) Mezclas

Una **mezcla** es un agregado de varias sustancias que mantienen sus propiedades y pueden ser separadas por medios físicos. Las mezclas pueden ser **homogéneas** cuando mantienen las mismas propiedades físicas y químicas en todas sus partes. Por ejemplo el aire es una mezcla homogénea de gases, el agua de mar es una mezcla homogénea de agua y sales disueltas.

Las mezclas **heterogéneas** tienen diferentes propiedades físicas y químicas de una parte a otra de la mezcla. Los componentes de una mezcla heterogénea permanecen separados y pueden distinguirse a simple vista.

c) Compuestos

Los **compuestos** son sustancias constituidas por dos o más elementos químicamente unidos en proporciones determinadas. Por ejemplo, el cloruro de sodio (sal de mesa) es un compuesto y en él las muestras de NaCl siempre tendrán 39.34% de masa de sodio y 60.66% de masa de cloro. Los elementos en un compuesto se pueden separar por medios químicos.

d) Elementos

Los **elementos** son las formas más simples en que se puede hallar la materia. Hay apenas un poco más de cien elementos de los cuales están compuestas millones de sustancias diferentes.

Cambios físicos y químicos

La materia puede sufrir dos tipos de cambios: físicos y químicos.

Los **cambios físicos** son alteraciones en propiedades físicas (tamaño, forma, densidad), o en el estado de la materia sin un cambio simultáneo de composición. La energía implicada es generalmente pequeña. No se forman sustancias nuevas en estas alteraciones físicas.

En los **cambios químicos**, por el contrario, se forman sustancias nuevas con propiedades y composición diferentes a la muestra original. La energía desprendida o absorbida es mayor que en el caso del cambio físico. Por ejemplo, cuando se calienta un alambre de cobre en la flama de un mechero, el cobre adquiere un aspecto rojo brillante por el calentamiento, pero al enfriarse se torna negro en una capa superficial. Esta capa tiene una composición diferente al material original, el cobre se transforma en óxido de cobre II.

En cualquier cambio químico:

- 1) Se utiliza una o más sustancias

- 2) Se forman una o más sustancias nuevas.
- 3) Se libera o se absorbe energía

	Descripción
Material	<ul style="list-style-type: none"> -vidrio de reloj -placa de calentamiento -pipetas serológicas de 5 ml -pipetas pasteur -vasos de precipitado -cerillos -luz de bengala -globos

	Descripción
Reactivos	<ul style="list-style-type: none"> -cascarón de huevo -agua destilada -fenolftaleína -sal de mesa -bicarbonato de sodio NaHCO_3 -jugo de limón -parafina -hilo de cobre -balines de fierro -huevo -jugo de limón -luz de bengala -ácido acético CH_3COOH

Experimento 1. Clasificación de la materia

A partir del concepto de sustancia pura (elemento o compuesto) y mezcla (homogénea o heterogénea), realiza una clasificación de cada una de las sustancias que te proporcionará tu maestra a continuación.

Nombre	Clasificación

Experimento 2. Cambios físicos y químicos.

Procedimiento:

- 2.1 Coloca un trozo de cascarón en el mortero y tritúralo. ¿Está ocurriendo un cambio? ¿Es físico o químico?

Ahora, ya triturado el cascarón, caliéntalo en la placa de calentamiento hasta quemarlo. Observa y anota si acaso está ocurriendo un cambio y cuál es.

- 2.2 Disuelve 0.5 g de NaCl en 5 ml de agua y calienta hasta sequedad. ¿Qué residuo queda en el vaso? ¿Qué ocurrió con el agua?

- 2.3 Quema una luz de bengala. ¿Qué sucede con ésta? ¿Se formó algún residuo? ¿Existió desprendimiento o absorción de energía?

- 2.4 Coloca en un vidrio de reloj 0.5g de bicarbonato de sodio NaHCO_3 y añádele unas gotas de jugo de limón. Observa y explica si hubo un cambio físico o químico.

- 2.5 Enciende una vela y déjala prendida por unos tres minutos. ¿Qué ocurre con la vela? ¿Qué sucede con el pabilo?

- 2.6 Disuelve 0.5g de bicarbonato de sodio NaHCO_3 en 5 ml de agua H_2O ¿Existe reacción química? ¿Se desprende algún gas?

- 2.8 Coloca 1 g de NaHCO_3 dentro de un globo, por otro lado, vierte 5 ml de ácido acético CH_3COOH . Observa y explica este fenómeno.

Actividad 1

Basados en los conceptos vistos en la presente práctica, cada alumno dará varios ejemplos de sustancias puras, mezclas, cambios físicos y cambios químicos.

Cuestionario

- 1) De cada uno de los experimentos en la parte 2 identifica en dónde se presentó un cambio físico o químico. Si existió una reacción química escríbela.
- 2) Define la Ley de la Conservación de la materia y explica ampliamente cómo la aplicas a los conceptos de cambios físicos y químicos. Escribe un ejemplo de cada uno de ellos.
- 3) Explica qué tipo de cambio se da en la maduración de una fruta.
- 4) La fotosíntesis es un claro ejemplo de un cambio químico; explica de qué se trata ésta y escribe la reacción química.
- 5) ¿Qué tipo de cambio (físico o químico) es el de la digestión? Explica ampliamente este fenómeno.

OBSERVACIONES, CALCULOS Y DIBUJOS

Revisó: _____

Nombre y fecha: _____

Tipo de práctica: Grupal

Tiempo de realización 1:30-2 hr

Práctica 4	Propiedades físicas de la materia
Objetivo	Que el estudiante sepa diferenciar los tipos de propiedades físicas de la materia.
Metas	a) Determinar la densidad de un líquido y de un sólido. b) Determinar el punto de ebullición del agua pura, con sal y con azúcar.

Introducción

Propiedades físicas de la materia

Las **propiedades físicas** son aquéllas características que se pueden observar o medir en una muestra de materia sin que se produzca una nueva sustancia. Las propiedades físicas de un trozo de alambre de cobre, por ejemplo, incluyen la longitud, el diámetro, la masa, la densidad, el color, el punto de fusión, la resistencia eléctrica y la dureza, por mencionar algunas.

Existen dos clases de propiedades físicas:

- 1) Las propiedades **extensivas de la materia** dependen de la cantidad o del tamaño de un sistema, y por lo tanto, pueden variar de una muestra a otra, por ejemplo el volumen, cantidad de calor, peso. Estas propiedades pueden convertirse en intensivas al ser divididas por la cantidad de sustancia, la masa o el volumen de la muestra.
- 2) Las propiedades **intensivas** no dependen de la cantidad de sustancia o de su tamaño, como por ejemplo la temperatura, velocidad, punto de ebullición, punto de fusión, densidad, viscosidad, dureza, solubilidad, etc.

Particularmente, es esta práctica revisaremos los conceptos de densidad del agua y su variación con la temperatura. Recordemos que a medida que calentamos una sustancia, disminuye su densidad.

El principio de Arquímedes nos demuestra cómo

Las **propiedades químicas** de la materia son aquellas propiedades distintivas de las sustancias que se observan cuando reaccionan, es decir, cuando se rompen o se forman enlaces químicos entre los átomos, formándose con la misma materia sustancias nuevas

distintas de las originales. Las propiedades químicas se manifiestan en los procesos químicos (reacciones químicas) que estudiaremos más adelante.

	Descripción
Material	-Balanza analítica -charolas para pesar -espátulas -probetas de 50 y 100 ml -vasos de precipitado de 50 y 100 ml -pipetas de 10 ml

	Descripción
Reactivos	-agua a temperatura ambiente -agua caliente -agua fría -hielos -balines de fierro -azúcar $C_{12}H_{22}O_{11}$ -sal NaCl -colorantes azul y rojo

Experimento 1. Medición de una propiedad intensiva: La densidad del agua

El concepto de densidad involucra una relación entre la masa y el volumen de una sustancia, que expresada en unidades del SI sería Kg/m^3 .

Procedimiento:

- 1.- Registra la masa de un vaso de precipitado de 50 ml vacío, pesándolo en la balanza analítica.
- 2.- Colocar 10 ml de H_2O en el vaso de precipitado.
- 3.- Registra el peso del vaso conteniendo el H_2O .

El registro de la masa de agua se realizará por diferencia.

- 4.- Calcula la densidad del agua a temperatura ambiente a partir de tus datos experimentales. Anota tus cálculos.

Experimento 2. Densidad y temperatura

- 1.- Enciende la placa de calentamiento y pon a calentar 100 ml de agua en un vaso de precipitado. Simultáneamente, en otro vaso de precipitado, vierte 100 ml de agua y enfríala con cubos de hielo.
- 2.- Cuando el agua esté helada retira los hielitos y adiciona unas cuantas gotas de colorante azul. Vierte 30 ml de éste volumen en una probeta de 100 ml.
- 3.- Ahora, retira el agua caliente de la placa y adiciona unas cuantas gotas de colorante rojo. Vierte 30 ml en la misma probeta. Anota tus observaciones.
- 4.- En otra probeta vierte ahora 30 ml de agua caliente (con colorante rojo) en una nueva probeta y adiciónale 30 ml de agua helada (colorante azul). Anota tus observaciones.

Experimento 3. Medición de la densidad de un sólido.

Procedimiento:

- 1.- Registra la masa de 10 balines de fierro pesándolos en la balanza analítica.
- 2.- Vierte 50 ml de agua en una probeta de 100 ml.
- 3.- Registra el volumen inicial del líquido (50 ml)
- 4.- Agrega los balines.
- 5.- Registra el cambio en el volumen del líquido por diferencia respecto al volumen inicial.
- 6.- Determina la densidad de los balines. Anota tus cálculos.

Experimento 4. Determinación del punto de ebullición del agua.

Procedimiento:

- 1.- Pesa primeramente 2 g de sal y 2 g de azúcar.
- 2.- Mide en un vaso de precipitado de 100 ml un volumen de agua de 60 ml y coloca un termómetro dentro del vaso con agua.
- 3.- Enciende la placa de calentamiento y lleva a ebullición el vaso con agua.
- 4.- Registra la temperatura a la que el agua empieza a hervir.
- 5.- Ahora mide en otro vaso de precipitado el mismo volumen de agua (60 ml) y agrégale los dos gramos de sal de mesa NaCl que pesaste previamente.
- 6.- Introduce un agitador magnético al vaso y colócalo en la placa de calentamiento activando la perilla de la temperatura y la de agitación. Introduce nuevamente el termómetro y registra la temperatura a la cual el agua en este caso empieza a hervir.

Repita el experimento pero ahora adicionándole 2 gramos de azúcar $C_{12}H_{22}O_{11}$ y registra la temperatura a la cual el agua empieza a hervir.

Cuestionario

1. Define densidad y punto de ebullición.
2. ¿A qué llamamos propiedades coligativas?
3. Menciona 5 propiedades físicas de la materia diferentes a las vistas en esta práctica.
4. ¿Cómo determinarías la densidad de tu cuerpo?
5. ¿Por qué se dice que la densidad es una propiedad intensiva de la materia?
6. ¿A qué fenómeno se debe que la densidad de un líquido disminuya con el aumento de la temperatura?
7. Explica ampliamente los resultados del experimento 4, punto de ebullición.

OBSERVACIONES, CALCULOS Y DIBUJOS

Revisó: _____

Nombre y fecha: _____

Tipo de práctica: Grupal

Tiempo de realización: 1:30-2 hr

Práctica 5	Elementos y compuestos
Objetivo	Que el estudiante pueda familiarizarse con el concepto de elemento, a través del estudio de la tabla periódica y que pueda en base a esto reconocer que hay diferentes tipos de compuestos que pueden producirse con la combinación de dos o más elementos.
Metas	a) Comprobar la periodicidad química de los elementos. b) Diferenciar compuestos iónicos de compuestos moleculares

Introducción

En la presente práctica revisaremos de manera más específica el significado de sustancia pura, es decir, elementos y compuestos. Específicamente, los elementos los estudiaremos por medio de la Periodicidad Química y los compuestos los dividiremos en iónicos y moleculares.

Tabla periódica moderna. Esta tabla deriva de los trabajos de Meyer Mendeleiev, Wemer y Moseley. Adopta como criterio de ordenación el número atómico creciente de los elementos y se rige por la ley periódica de Moseley. El resultado es que se tienen siete renglones o líneas horizontales que se llaman periodos. Este arreglo forma columnas o líneas verticales de elementos que tienen estructuras electrónicas idénticas o semejantes en la capa externa y, por lo mismo, propiedades químicas semejantes. A estas columnas se les llama grupos o familias de elementos. Al estudiar el formato de la tabla periódica, se evidencia que la periodicidad de las propiedades de los elementos se debe a las semejanzas repetitivas de sus estructuras electrónicas. Las propiedades periódicas de los elementos son: valencia, carácter metálico, radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

De forma global, los compuestos se dividen en iónicos y moleculares. Un compuesto iónico es aquél que al disolverse en agua se separa en iones a diferencia del compuesto molecular que se mantiene en forma de molécula. Esto último asociado también al hecho de que los primeros presentan enlaces de tipo iónico y los segundos de tipo covalente.

	Descripción
Material	-Charolas para pesar -Espátulas -Tubos de ensaye de 10 mL -Tapones para tubos de ensaye -Tiras medidoras de pH -Mechero -Lámpara de alcohol

	Descripción
Reactivos	-NaCl -MgCl ₂ -AlCl ₃ -KCl -CaCl ₂ -ZnCl ₂ -H ₂ O -KI -MgCl ₂ -Parafina -Vaselina

Procedimiento:

Experimento 1. Solubilidad de los cloruros del periodo 3 y 4.

1. Pesar 0.5 g de los siguientes reactivos: NaCl, MgCl₂, AlCl₃, KCl, CaCl₂ y ZnCl₂
2. Colocar en un tubo de ensaye marcado, por separado.
3. Añadir 4 ml de H₂O.
4. Colocar el tapón al tubo de ensaye y agitar.
5. Observa y anota cuál fue el más soluble y cuál el menos soluble de cada periodo.

Experimento 2. Carácter ácido-base de los cloruros del periodo 3 y 4.

1. Retira el tapón de los tubos de ensaye a los cuáles estudiaste la solubilidad en el experimento anterior.
2. Introduce una tira medidora de pH en cada tubo.
3. Observa. Cómo varía el pH de cada cloruro en el periodo 3? Cómo varía el pH de cada cloruro del periodo 4?

Experimento 3. Volatilidad de los cloruros del periodo 3 y 4

1. Vuelve a pesar 0.5 g de cada uno de los cloruros anteriores e introdúcelos dentro de un tubo de ensaye marcado por separado.

2. Acerca con mucho cuidado el tubo de ensaye a la flama del mechero y anota el tiempo en que se volatiliza cada cloruro.
3. Anota tus observaciones.

Experimento 4. Punto de fusión de compuestos iónicos y moleculares.

Se sabe que los compuestos iónicos presentan en general un mayor punto de fusión que los compuestos moleculares. Para esta parte de la evaluación bastará con establecer el tiempo relativo en que se logra la fusión de varios sólidos. Así entonces, los sólidos moleculares tienen bajos puntos de fusión y por lo tanto tomará menos tiempo llevar a cabo este proceso, a diferencia de los compuestos iónicos para los cuales tomará más tiempo o incluso no podría alcanzarse.

Procedimiento:

1. Usando la punta de la espátula toma una pequeña cantidad de parafina, vaselina, yoduro de potasio y cloruro de magnesio.
2. Coloca una pequeña cantidad de cada uno de los compuestos en un tubo de ensaye diferente. Rotula los tubos.
3. Enciende la lámpara de alcohol.
4. Toma un tubo con las pinzas y colócalo en la flama.
5. Observa cada uno de los tubos, anota el tiempo que tarda cada uno de los compuestos en fundirse.

Cuestionario

- 1.- Explica por qué es importante la Tabla periódica moderna de Mendeleev.
- 2.- ¿Cuál es el comportamiento de los elementos que se encuentran en un mismo periodo y cual el de los elementos que pertenecen a una misma familia en la tabla periódica?
- 3.- De los experimentos realizados en la práctica acerca de la periodicidad química de los elementos, explica los resultados obtenidos en cada caso.
- 4.- ¿Qué es un compuesto iónico?
- 5.- ¿Qué es un compuesto covalente?
- 6.- Explica los resultados obtenidos en el experimento 3, basado en la definición de compuesto iónico y covalente.

OBSERVACIONES, CALCULOS Y DIBUJOS

Revisó: _____

Nombre y fecha: _____

Tipo de práctica: Grupal

Tiempo de realización 1:30-2 hr

Práctica 6	Reacciones químicas
Objetivo	Que el estudiante pueda establecer en forma básica cuando se tiene reacción química.
Metas	<p>a) Reconocer reacciones en base a la descripción general de la ecuación química que la representa.</p> <p>b) Aplicar el concepto de cambio químico para reconocer cuando hay una reacción química y cuando no.</p>

Introducción

Las ecuaciones químicas son representaciones de las reacciones en términos de símbolos y fórmulas de los elementos y compuestos involucrados. Los reactivos se indican en la parte de la izquierda y los productos en la derecha.

Las reacciones químicas dan los resultados de la experimentación. Uno de los objetivos de la química es el descubrimiento y desarrollo de los principios que hacen posible la predicción de los productos de las reacciones químicas. Sin embargo, lo que puede parecer razonable sobre el papel, no es necesariamente lo que ocurre en el laboratorio.

Las ecuaciones químicas deben balancearse, ya que, estrictamente hablando, la expresión no es una ecuación hasta que esté balanceada o igualada.

En la presente práctica vamos a revisar cinco tipos de reacciones químicas como lo son: reacción de síntesis, de descomposición, de desplazamiento, de intercambio i de combustión.

Una representación general de estas reacciones se ilustra en la siguiente tabla:

Tipo	Ecuación química
Síntesis	$A+B \rightarrow C$
Descomposición	$A \rightarrow B+C$
Desplazamiento	$A+BC \rightarrow AC+B$
Intercambio	$AB+CD \rightarrow AD+BC$

	Descripción
Material	Agitador de vidrio Vidrio de reloj Espátulas Probeta de 50 mL Matraz Erlenmeyer de 100 mL

	Vasos de precipitado de 50 y 100 mL Bureta de 50 mL Lámpara de alcohol Papel filtro Embudo pequeño
--	--

	Descripción
Reactivos	Agua desionizada H ₂ O Oxido de calcio CaO Peróxido de Hidrógeno H ₂ O ₂ Ioduro de potasio KI (catalizador) Detergente líquido Acido clorhídrico HCl 0.1M Papel aluminio Al Granalla de zinc Zn Granalla de magnesio Mg Cloruro de Sodio NaCl 0.1M Nitrato de plata AgNO ₃ 0.1M Hidróxido de Sodio NaOH 0.1 M Fenolftaleína C ₂₀ H ₁₄ O ₄ (INDICADOR) Bicarbonato de Sodio NaHCO ₃ Sacarosa C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁

Actividades a realizar

Experimento 1. Reacción de síntesis $A+B \rightarrow C$

En el presente experimento realizaremos la hidratación de óxido de calcio, para formar hidróxido de calcio.

Procedimiento:

1. Usando un vidrio de reloj (el cual deberás pesar vacío previamente), pesa 2 g de óxido de calcio.
2. Con una pipeta añade al óxido 2 mL de agua.
3. Homogeniza con un agitador de vidrio la pasta resultante.
4. Una vez homogénea la pasta, pesa el vidrio de reloj.
5. Deja la muestra secándose bajo la campana de extracción y regresa en un par de días a pesar la pasta seca.
6. Registra tus observaciones.

Descripción	Peso (g)
Vidrio de reloj vacío	
Vidrio de reloj + pasta húmeda	
Vidrio de reloj + pasta seca	

Experimento 2. Reacción de descomposición $A \rightarrow B+C$

Tal y como se observa en la ecuación general, la reacción de descomposición es inversa a la de síntesis. En el siguiente experimento observarás la descomposición del peróxido de hidrógeno catalizada por Ioduro de potasio.

Procedimiento:

1. Coloca en una probeta 30 mL de peróxido de hidrógeno.
2. Añade un poco de detergente líquido.
3. Adiciona una pequeña cantidad de ioduro de potasio.
4. Anota tus observaciones.

Experimento 3. Reacción de desplazamiento $A+BC \rightarrow AC+B$

La reactividad de algunos elementos, particularmente los metales, se denota por su posición en la tabla periódica. Así entonces, se tiene que hay metales que tienen la capacidad de desplazar al hidrógeno de compuestos binarios de los que forma parte. Tenemos el ejemplo del magnesio cuya reacción con ácido libera hidrógeno, la cual verás a continuación.

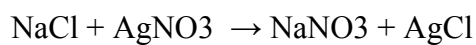
Procedimiento:

1. Agregar 20 mL de solución de HCl 0.1M en un matraz Erlenmeyer de 100 mL
2. Adiciona un poco de granalla de magnesio.
3. Observa.
4. Realiza el mismo procedimiento utilizando ahora granalla de zinc y de aluminio.
5. Observa.

Reacción de intercambio iónico $AB+CD \rightarrow AD+BC$

Este tipo de reacciones es característica de soluciones iónicas o compuestos iónicos en donde básicamente lo que genera la reacción es un intercambio de iones entre las sustancias que forman parte de la reacción. La formación de un precipitado es una característica de este tipo de reacciones.

Procedimiento 1. Formación de un precipitado. Estudiaremos la siguiente reacción entre el cloruro de sodio y el nitrato de plata:



1. Coloca por separado 10 ml de solución 0.1M de NaCl y 10 ml de solución 0.1M de AgNO₃ en vasos de precipitado de 50 ml.
2. Mezcla ambas soluciones en un solo vaso de precipitado.
3. Homogeniza agitando con un agitador de vidrio.
4. Observa. ¿Ves la formación de un precipitado?
5. Ahora, filtra este precipitado con ayuda de un papel filtro y un embudo. ¿Qué características tiene el precipitado?

Cuestionario post-laboratorio

1. Escribe 3 reacciones que ejemplifiquen cada uno de los tipos de reacciones que vimos en la práctica.
2. De acuerdo a la serie de reactividad, ¿qué esperarías al comparar la reactividad del magnesio y la del aluminio?
3. Escribe todas las reacciones ocurridas en los experimentos de esta práctica.

OBSERVACIONES, CALCULOS Y DIBUJOS

Revisó _____

Nombre y fecha: _____

Tipo de práctica: Grupal

Tiempo de realización 1:30-2 hr

Práctica 7	Soluciones
Objetivo	Que el alumno adquiriera la habilidad experimental en la preparación de soluciones y que se familiarice con el uso de algunas fórmulas químicas.
Metas	a) Que el estudiante obtenga evidencia experimental de las diferentes capacidades de disolución de algunas sustancias en agua. b) Que el estudiante emplee el material de laboratorio para preparar soluciones.

Las “soluciones” son mezclas homogéneas en las que tenemos la unión física de una sustancia llamada soluto y otra llamada solvente. Cuando el solvente es agua (generalmente) se le denomina solución acuosa. Dada la capacidad de disolución que tiene el agua para una gran cantidad de sustancias, se le considera el solvente universal.

Cuando hacemos referencia a la capacidad de disolución que tiene un determinado solvente, sin usar cantidades exactas, se emplea una clasificación de la solución, tal como diluida, concentrada, saturada o sobresaturada. Estas, referidas a lo que se denomina coeficiente de solubilidad de una sustancia. Para un soluto dado, a una temperatura dada, se define como solubilidad a la composición de la solución saturada a dicha temperatura.

Cuando necesitamos conocer con exactitud la cantidad de soluto y/o disolvente, se utilizan las denominadas unidades de concentración: %masa, %volumen, %p/p g/L, ppm, molaridad y molalidad.

La siguiente tabla resume una serie de fórmulas que serán útiles para el desarrollo de esta práctica:

Unidad	Fórmula
% m/m	$\% \text{masa} = (\text{masa del soluto} / \text{masa de la solución}) \times 100$
% m/v o p/v (sólido)	$\% \text{ p/v} = (\text{g de soluto} / \text{mL de la disolución}) \times 100$
% p/v (líquido)	$\% \text{p/v} = (\% \text{p/p})(\rho)$
ppm (partes por millón)	$\text{ppm} = \text{mg del soluto} / \text{L solución}$
Molaridad	$M = \text{moles de soluto} / \text{L solución}$

Molalidad	$m = \text{moles de soluto} / \text{Kg solvente}$
Normalidad	$N = \text{no. de equivalentes} / \text{L solución}$
Formalidad	$F = \text{no. PFG} / \text{L solución};$ $\text{No. PFG} = m / \text{PM}$

	Descripción
Material	Agitadores magnéticos Botes de plástico con tapa Etiquetas Matraces volúmetricos de 50 ml Probetas de 100 ml, 200 ml y 500 ml Pipetas de 5 y 10 ml Placa de calentamiento Vasos de precipitado de 50 , 100 ml y 500 ml

	Descripción
Reactivos	Agua desionizada (H_2O) Azúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) Cloruro de sodio (NaCl) Sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) Cloruro Bario (BaCl_2) Hidróxido de Sodio (NaOH) Acido Clorhídrico (HCl)

Experimento 1. Preparación de soluciones.

- a) % masa.
Prepara 100 ml de una solución de NaCl cuya concentración tenga 10% en masa.
- b) % masa/volumen.
Prepara 100 ml de una solución de NaCl cuyo peso de soluto es de 5 g. Cuál es su %p/v?
- c) Prepara 100 ml de una solución de azúcar cuya concentración sea de 30,000ppm.
- d) Prepara una solución 0.1 M de NaOH

Prepara una solución 0.25 M de HCl
- e) Prepara una solución acuosa de NaOH 2 molal. Utiliza 200 ml de disolvente.
- f) Prepara 500 ml de una solución 2 Normal de NaOH.

- g) Prepara 100 ml de una solución 0.5 Molar de azúcar.

Cuestionario.

1. Indica el procedimiento completo para preparar una disolución.
2. ¿A qué llamamos disolvente?
3. ¿A qué llamamos soluto?
4. ¿Qué es la solubilidad?
5. ¿A qué se le llama concentración de una solución?
6. ¿Qué es una solución concentrada?
7. ¿Qué es una solución diluída?
8. ¿Qué es una solución supersaturada?

OBSERVACIONES, CALCULOS Y DIBUJOS

Revisó: _____

Nombre y fecha: _____

Tipo de práctica: Grupal

Tiempo de realización 1:30-2 hr

Práctica 8	Leyes de los gases
Objetivo	Que el estudiante revise el concepto de gas ideal y las leyes que rigen su comportamiento.
Metas	Mediante experimentos, se afirmarán las leyes de los gases.

Introducción

Cuando se habla de gases, es inevitable pensar en el oxígeno que respiramos, y que está contenido en la mezcla de gases que nos rodea y que llamamos aire. El estudio del tema de gases es importante ya que provee información respecto al comportamiento de éstos, y las variables que lo afectan debido a que presentan características muy particulares, que los distinguen de otros estados de agregación molecular (líquidos, sólidos).

La siguiente tabla resume las leyes de los gases y las condiciones bajo las cuales aplican.

Ley	Ecuación	Condiciones
Ley de Boyle	$P_1V_1=P_2V_2$	T= cte
Ley de Charles	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	P= cte
Ley de Gay-Lussac	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	V= cte
Ley de Avogadro	1 mol gas = 22.4 L	Condiciones normales de temperatura y presión (P=1 atm y T=0°C)
Ley General	$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$	Para condiciones variables de P, V y T
Ecuación de gas ideal	PV=nRT	R= cte universal de los gases (0.082 atm L/mol °K)
Ley de Dalton (presiones parciales)	$P_T=\Sigma P_i$	Para mezclas de gases
Leyes de Graham (Difusión y Efusión)	Difusión $\propto 1/\sqrt{M}$ Efusión $\propto 1/\sqrt{M}$	

Tres variables importantes para describir el comportamiento de los gases son la presión P , el volumen (V) y la temperatura (T). Numerosos experimentos realizados a través de varios siglos, en los que se estudió el efecto de estas variables sobre las propiedades físicas de los gases, condujeron al establecimiento de varias leyes que describen y permiten predecir el comportamiento de un gas como una función de tales variables.

En todas las leyes se asume un comportamiento ideal, y como tal se define a un gas ideal como un estado en el que las partículas (átomos o moléculas) que forman a una sustancia presentan fuerzas de atracción nula y se mueven en forma aleatoria e independiente unas de otras.

Actividades a realizar.

En esta práctica entraremos al sitio www.isftic.mepsyd.es y buscaremos en el apartado de “leyes de los gases” el comportamiento de los mismos mediante simuladores.

Experimento 1: Ley de Boyle, realizar una gráfica de Presión vs Volumen. Anotar los datos en la siguiente tabla.

Presión (mmHg)	Volumen (mL)

Experimento 2: Ley de Charles, realizar una gráfica de Volumen vs Temperatura. Anotar los datos en la siguiente tabla.

Volumen (mL)	Temperatura (K)

Experimento 3: Ley de Graham. Realizar una gráfica para cada diferente gas, de Volumen vs Tiempo.

Volumen (ml)	Tiempo (s)

Cuestionario post-laboratorio

1. Enuncia la Teoría Cinético-Molecular de los gases.
2. Enuncia la Ley de a)Avogadro, b)Boyle, c)Charles, d)Gay-Lussac, e)Gases Ideales y la f)Ley Generalizada.
3. Expresa una presión de 5×10^4 Pa en a)atm, b)torr
4. Resuelve el siguiente problema: Una muestra de neón (Ne) ocupa 4L a una presión de 5×10^4 Pa y a una T de 273°K. Determinar el volumen de esta muestra a TPE (1 atm y 0°C)
5. Se sabe que el comportamiento de los gases reales se desvía de las leyes exactas de los gases, ¿cuáles son éstas?
6. Escribe la ecuación de van der Waals que describe el comportamiento de los gases reales.
7. Presenta todas las gráficas de la práctica en hojas milimétricas.

OBSERVACIONES, CALCULOS Y DIBUJOS

Nombre y fecha: _____

Tipo de práctica: Grupal

Tiempo de realización 1.30 hr

Práctica 9	Estequiometría de una reacción química
Objetivo	Que el alumno confirme un principio básico en química, la ley de conservación de la materia.
Metas	a) Que el estudiante se familiarice con la estequiometría de una reacción y los cálculos que están involucrados. b) Que el estudiante observe experimentalmente que en una reacción química no se obtiene el 100% de productos.

Introducción

La ley de la conservación de la materia es por muchas razones uno de los principios fundamentales no solo de la química, sino de la ciencia en general. Al igual que con una receta de comida en la que nos preguntamos cuantos ingredientes hay que emplear para prepararla para 10 personas, en un proceso químico es importante también poder predecir la cantidad requerida de reactivos para generar una cierta cantidad de productos, o también qué cantidad se genera de producto para una cantidad dada de reactivo.

Sabemos que para toda reacción química se cumple que:



Donde, la suma de la masa de reactivos es equivalente a la suma de la masa de los productos.

De ahí que el balance de una reacción es sumamente importante, ya que en base a los coeficientes estequiométricos (a,b,c y d) se establecen relaciones molares que permiten determinar para una base de cálculo dada, la cantidad de cada reactivo que está reaccionando y la cantidad de cada producto generado.

Para la reacción:



Se lee que cuando a moles de la sustancia A, reaccionan con b moles de la sustancia B, se producen c moles de la sustancia C y d moles de la sustancia D. Así que a partir de tales

relaciones se puede establecer para cualquier cantidad de moles de cualquier reactivo o producto la cantidad equivalente de reactivo o producto contra el cual se esté comparando.

De manera ideal se espera que toda la cantidad de reactivos se consuma y genere una masa equivalente de productos, sin embargo, esto no siempre es el caso, y por lo tanto se mide en términos de lo que se denomina Rendimiento porcentual de una reacción (% Rendimiento). El cual se determina en base a una relación porcentual entre el Rendimiento real (que es lo obtenido experimentalmente) y el Rendimiento teórico (que es lo calculado).

$$\% \text{Rendimiento} = \frac{R_{\text{real}}}{R_{\text{teórico}}} * 100$$

	Descripción
Material	Agitador de vidrio Balanza Analítica Charolas para pesar Probeta Embudo de vidrio Papel filtro Vasos de precipitado

	Nombre
Reactivos	Agua destilada H ₂ O Hidróxido de sodio NaOH 0.1 M Sulfato de cobre CuSO ₄ 0.1M

Actividades a realizar

Experimento 1. Estequiometría de una reacción química

En este experimento tendrás nuevamente la oportunidad de revisar el concepto de reacción química, en la cual se estudiará una reacción de precipitación con CuSO₄ el cual se obtendrá de forma sólida. Notarás que 1 mol de CuSO₄ genera 1 mol de precipitado. La cantidad obtenida de precipitado está en función del Reactivo Limitante.



Procedimiento:

- Mide un volumen de 30 ml de solución de CuSO_4 0.1 M. Viértelo en un vaso de precipitado.
- Por separado, mide un volumen de 30 ml de solución de NaOH 0.1M
- Agrega esta solución al vaso de precipitado que contiene la solución de CuSO_4 y agita por un par de minutos.
- Usando un embudo de vidrio y papel filtro realiza una separación sólido-líquido. **Registra el peso del papel filtro antes de empezar a filtrar.**
- Recoge la solución que se filtra en un vaso de precipitado.
- Realiza el lavado de los residuos que pudieron haber quedado en el vaso que contenía la mezcla de las dos soluciones y transfíerelo a filtrar.
- Al finalizar la filtración, coloca con cuidado el papel filtro en un vidrio de reloj y déjalo secando en la campana.
- Regresa a pesar en un par de días. El sólido obtenido será tu dato de **Rendimiento real (o experimental) y generalmente es menor al calculado.**
- Calcula el % Rendimiento de la reacción.

Prueba	R.L.	R. Teórico (g)	R. Real (g)	%Rendimiento reacción
NaOH				

Cuestionario:

1. Definición de Estequiometría.
2. ¿Cuándo se produce una reacción química?
3. ¿Qué es una ecuación química?
4. ¿Qué es el coeficiente estequiométrico?
5. ¿Cuándo se dice que una ecuación se encuentra balanceada?
6. ¿Cuáles son los métodos para balancear una ecuación química?
7. ¿Qué es un cálculo estequiométrico?

OBSERVACIONES, CALCULOS Y DIBUJOS

Revisó: _____

Nombre y fecha: _____

Tipo de práctica: Grupal

Tiempo de realización 1:30-2 hr

Práctica no. 10	Titulación Acido-Base
Objetivo	Que el alumno compruebe el concepto del Equilibrio Acido-Base de una forma experimental.
Metas	a) Que el alumno calcule concentraciones de soluciones acuosas partiendo de una valoración ácido-base. b) Que el alumno compruebe el pH de una solución usando algunos indicadores y lo compare usando un potenciómetro.

Introducción

En el transcurso de la historia de la química se han utilizado y propuesto varios conceptos ácido-base. Los primeros criterios utilizados para caracterizar los ácidos y las bases fueron las propiedades observadas experimentalmente en las soluciones acuosas. Se definió un ácido como una sustancia que en solución acuosa tiene sabor agrio, vuelve rojo el tornasol, neutraliza las bases, etc. Una sustancia era una base si en solución acuosa tenía sabor amargo, volvía azul el tornasol, neutralizaba los ácidos, etc. Los científicos han investigado la correlación entre propiedades ácidas y básicas y la estructura de los compuestos que exhiben estas propiedades, como ejemplo la Teoría del Concepto de Arrhenius, Concepto de Bronsted-Lowry, y ya para 1923 la Teoría de Lewis. Este científico estudió que los ácidos son capaces de aceptar un par de electrones mientras que las bases donan un par de estos para formar un enlace covalente coordinado.

El concepto del **pH** se refiere a la concentración de iones H^+ en la disolución y se define por la siguiente ecuación:

$$pH = -\log [H^+] \quad , \quad \text{donde } [H^+] \text{ es la concentración del ion}$$

En disoluciones acuosas se cumple la siguiente relación para el producto iónico del agua K_w :

$$[H^+] [OH^-] = K_w = 1.0 \times 10^{-14} \quad \text{a } 25 \text{ } ^\circ\text{C}$$

En disoluciones neutras $[H^+] = [OH^-]$ y, por tanto, según la ecuación anterior, su pH será igual a 7.

Las disoluciones en las que $[H^+] > [OH^-]$ se llaman **disoluciones ácidas** y tendrán $pH < 7$; aquellas en las que $[H^+] < [OH^-]$ se llaman **disoluciones básicas** y tendrán un $pH > 7$.

Los **indicadores** son compuestos orgánicos de estructura compleja que cambian de color en solución a medida que cambia el pH. Por ejemplo, el anaranjado de metilo es rojo en solución de pH inferiores a 3.1 y amarillo en soluciones de pH mayores de 4.5. El color de este indicador es una mezcla variable de amarillo y rojo en el nivel de pH de 3.1 y 4.5.

El pH de una solución se determina generalmente mediante un potenciómetro, pero también pueden utilizarse indicadores para este propósito.

Los indicadores son ácidos o bases débiles. Debido a su intensa coloración, sólo se necesitan unas pocas gotas de una solución diluida de un indicador para cualquier determinación. Es por eso que la acidez de la solución en cuestión no es alterada significativamente por la adición del indicador.

Valoración ácido-base

Si se desea **determinar la concentración de un ácido o una base** en disolución se le hace reaccionar con una base o ácido (disolución valorante) cuya concentración sea perfectamente conocida. A este proceso se le llama valoración.

El **punto de equivalencia** de una valoración se define teóricamente como el punto en el cual la cantidad de valorante agregado es estequiométricamente equivalente a la sustancia objeto de la determinación.

En este punto el número de equivalentes de la sustancia a valorar será igual al número de equivalentes de la sustancia valorante :

$$V_{base} \times N_{base} = \text{Número de equivalentes de base}$$

$$V_{ácido} \times N_{ácido} = \text{Número de equivalentes de ácido}$$

El número de equivalentes se calcula dividiendo el número de moles por la valencia del compuesto.

Cuando la reacción se produce entre un ácido fuerte y una base fuerte, el pH correspondiente a la neutralización completa (punto de equivalencia) es 7.

Si un ácido débil se valora con una base fuerte, el pH del punto de equivalencia es mayor que 7 (hidrólisis del anión del ácido) y cuando es una base débil la que se valora el pH es menor que 7 (hidrólisis del catión de la base). En todo caso, en el punto de equivalencia se produce un cambio brusco del pH.

Algunos indicadores aparecen en la siguiente tabla.

Indicador	Color ácido	Rango de pH del cambio de color	Color alcalino
azul de timol	rojo	1.2 - 2.8	amarillo
anaranjado de metilo	rojo	3.1 – 4.5	amarillo
verde de bromocresol	amarillo	3.8 – 5.5	azul
rojo de metilo	rojo	4.2 – 6.3	amarillo
papel de tornasol	rojo	5.0 – 8.0	azul
azul de bromotimol	amarillo	6.0 – 7.6	azul
azul de timol	amarillo	8.0 – 9.6	azul
fenolftaleína	incoloro	8.3 – 10.0	rojo

	Descripción
Material	Matraz erlenmeyer de 125 ml Probeta de 50 ml Vasos de precipitado de 50 y 100 ml Bureta de 25 ml Agitadores magnéticos Placa de calentamiento Balanza analítica Papel parafilm Charolas para pesar

	Nombre
Reactivos	Hidróxido de sodio 0.1M NaOH Acido Clorhídrico HCl de concentración desconocida Acido acético glacial CH ₃ COOH de concentración desconocida

Procedimiento

Medición del pH de las soluciones en cuestión.

1. Siguiendo los pasos para el uso del potenciómetro citados en el apartado "RECOMENDACIONES PARA EL USO DE APARATOS E INSTRUMENTOS" de este manual, mide el pH de las soluciones que utilizarás.
2. Regístralas.

Titulación

1. En una bureta limpia y seca vierte 50 ml de la solución de NaOH 0.1M. Utiliza un embudo para realizar esta operación y ten cuidado de no derramarlo. Afora hasta la marca con una pipeta. Este sistema ármalo en un soporte universal con ayuda de tu maestra.
2. Coloca debajo de la bureta un matraz erlenmeyer con la solución de HCl de concentración desconocida y añádele unas gotas de fenolftaleína.
3. Abre la llave de la bureta de poco a poco hasta que empiece a gotear lentamente.
4. Al mismo tiempo que el NaOH está goteando agita suavemente el matraz erlenmeyer con la solución de HCl.
5. En el momento de que la solución de HCl cambie de color toma nota del volumen gastado de NaOH.
6. Repite la misma operación partiendo del punto 1 pero ahora para el Acido Clorhídrico 0.1M.
7. En este punto vamos a determinar ahora la concentración de una base, en este caso NaOH. Por lo tanto, arma el sistema igual que el anterior pero vierte en la bureta una solución de HCl 0.1M.
8. En el matraz erlenmeyer que vas a colocar debajo, añade la solución de NaOH de concentración desconocida y añade unas 3 gotas de indicador de fenolftaleína.
9. Realiza todos tus cálculos.

Cuestionario

1. ¿A qué se refiere el término “análisis volumétrico”?
2. ¿A qué se le llama titulación?
3. ¿Qué es una solución estándar?
4. Menciona todos los pasos realizados en una Titulación ácido-base.
5. ¿Cuántos tipos de análisis volumétrico se usan? ¿Cuáles son?
6. Resuelve el siguiente problema: Una muestra de 25 g de vinagre que contiene ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$), requiere 37.5 ml de NaOH 0.46M para su neutralización. ¿Cuál es el porcentaje de masa de ácido acético en el vinagre?

OBSERVACIONES, CALCULOS Y DIBUJOS

Revisó: _____

Nombre y fecha: _____

Tipo de práctica: **Grupal**Tiempo de realización **1.30-2 hr**

Práctica No. 11	Calor específico
Objetivo	Que el estudiante reconozca la diferencia entre temperatura y calor, así como la relación cuantitativa entre estas dos variables a través del calor específico.
Metas	a) Familiarizarse con el uso de un calorímetro b) Realizar mediciones de transferencia de calor y a partir de los datos obtenidos, calcular valores de C_e para diferentes sustancias.

Introducción

Es muy común hacer uso indistinto de los términos de calor y temperatura, sin embargo, aunque son dos cantidades que se relacionan, son diferentes una de la otra. Mientras que la temperatura específicamente, está relacionada directamente con la parte de la energía interna conocida como “energía sensible” que es la energía asociada a los movimientos de las partículas del sistema, sea en un sentido traslacional, rotacional o en forma de vibraciones. A medida que es mayor la energía sensible de un sistema se observa que su temperatura es mayor. El **calor** es la transferencia de energía térmica desde un sistema a otro de menor temperatura. La temperatura no depende de la cantidad de la masa, el calor sí.

La relación cuantitativa entre temperatura y calor es diferente para cada sustancia y recibe el nombre de **calor específico de la sustancia**. Por definición, el calor específico (C_e) es la cantidad de energía (calor Q) requerida para elevar la temperatura de 1g de sustancia en 1°C.

Por lo que la relación entre calor (Q) y temperatura, está dada por:

$$Q = mC_e\Delta T$$

Las unidades de Q pueden ser joules (J) o calorías (cal), la masa está en g y la temperatura en °C. Por lo tanto C_e debe tener unidades de $J/g^\circ C$.

Así entonces, el calor específico de una sustancia puede ser determinado mediante un calorímetro. El calorímetro es un instrumento que sirve para medir las cantidades de calor suministradas y liberadas.

	Descripción
Material	Barra magnética Placa de calentamiento y agitación Soporte universal con pinzas Vasos de precipitado de 500 ml Vasos de unisel con tapa Termómetro Tubos de ensaye

	Nombre
Reactivos	Agua desionizada (H ₂ O) Aluminio (Al) Cobre (Cu) Grafito (C)

Actividades a realizar

Experimento 1. Preparación del calorímetro

Un calorímetro es un dispositivo empleado para medir las cantidades de calor suministrado o recibidas por un material o sustancia, así como para medir las cantidades de calor que liberan o absorben. En este caso en particular, se usará para medir la transferencia de calor de una sustancia al agua, a partir de diferencias de temperatura.

Se utilizarán 3 vasos de unisel que harán la función de calorímetro.

Procedimiento:

- 1) Coloca un vaso de unisel dentro de otro (así los tres) y pésalos. Esta será la masa del calorímetro (m₁).
 - 2) Agrega agua en el calorímetro hasta alcanzar unos 2cm de profundidad.
 - 3) Pesa el calorímetro con agua (m₂), y obtén la masa de agua por diferencia (m_a).
 - 4) Registra la temperatura del agua en ese momento (T_a).
- *Nota: Repetir este procedimiento 3 veces ya que el experimento se realiza para tres sustancias (aluminio, cobre y grafito).

Sustancia	m ₁	m ₂	m _a	T _a (°C)
Aluminio				
Cobre				
Grafito				

Experimento 2. Calor específico

En este experimento vas a medir el Ce del aluminio, el cobre y el grafito. Basados en la ecuación de calor, tenemos que:

$$C_e = \frac{Q}{m\Delta T} = \frac{Q}{m(T_f - T_i)}$$

Por lo que para obtener el valor de Ce, seguiremos el siguiente procedimiento:

1. Pesa cada una de las sustancias proporcionadas y registra los resultados en una tabla.
2. Coloca la placa de calentamiento y agitación en la base del soporte universal, teniendo cuidado de que quede firme y nivelada.
3. Coloca el vaso de precipitado sobre la placa de calentamiento, y coloca la barra magnética dentro del vaso.
4. Usando la pinza del soporte, sujeta el tubo de ensaye de tal manera que quede dentro del vaso y a una distancia aproximada de 1cm por encima de la barra magnética.
5. Introduce una de las tres sustancias al tubo de ensaye.
6. Agrega agua al vaso de tal manera que cubra 3cm aproximadamente por encima de la sustancia dentro del tubo de ensaye.
7. Enciende la placa de calentamiento y fija la máxima temperatura.
8. Enciende también la función de agitación y fíjala de tal manera que se obtenga una agitación leve y constante.
9. Una vez que el agua empiece a hervir, mide la temperatura del material dentro del tubo. Registra este valor como (Ti) hasta que se mantenga constante por un minuto.
10. Usa las pinzas para retirar el tubo de ensaye y vacía su contenido en el calorímetro. Inmediatamente, tapa el calorímetro con la tapa (previamente perforada para introducir el termómetro) para evitar que el calor se disperse.
11. Introduce lo más rápido posible el termómetro y registra la máxima temperatura alcanzada por el agua y la sustancia en el agua (Tf).
12. Repite este procedimiento para las otras sustancias.

Calcula el Q transferido de la sustancia al agua, usando el valor del Ce del agua (4.184J/g°C).

$$Q = m_{\text{agua}} C_{e_{\text{agua}}} (T_f - T_a)$$

En base a este dato de calor calcula el Ce de cada sustancia:

Sustancia	Masa (g)	Ti(°C)	Tf(°C)	Q(J)	Ce J/g°C
Aluminio					

Cobre					
Grafito					

Cuestionario

1. ¿Por qué se dice que el calor es una forma de energía?
2. Si se tiene una taza y una jarra con café a 50°C , cuál tiene mayor calor y por qué?
3. Compara tus resultados con valores reportados en la literatura. Calcula el % de error en tus mediciones y explica a qué se debe.

OBSERVACIONES, CALCULOS Y DIBUJOS

Revisó: _____