



4.10.2.

Laboratorios, talleres y espacios específicos para la realización de prácticas, y su equipamiento

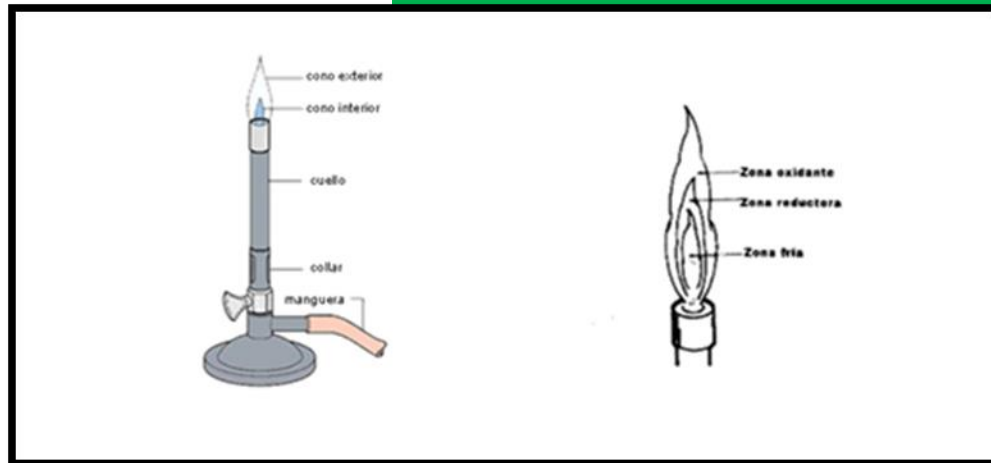
Manual de prácticas laboratorio de química general



Programa Académico
Licenciatura en Nutrición



Manual de prácticas laboratorio de química general



Universidad Autónoma de
Zacatecas

“Francisco García Salinas”

*Unidad Académica de
Enfermería*





Universidad Autónoma de Zacatecas

“Francisco García Salinas”
Unidad Académica de Enfermería

Programa Académico de la
Licenciatura en Nutrición



PROGRAMA DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO DE QUÍMICA GENERAL

Unidad Didáctica Integrada (UDI): **QUÍMICA GENERAL**

Grado: **PRIMER SEMESTRE**

Semestre: **AGOSTO-DICIEMBRE 2016**

CRITERIOS DE EVALUACIÓN DEL APRENDIZAJE Y ACREDITACIÓN DE LABORATORIO DE QUÍMICA GENERAL

La evaluación del aprendizaje durante el semestre se realizará, mediante:

- Pre-reporte (se realizará una evaluación previa en la cual debe obtener una calificación aprobatoria para su admisión al laboratorio).
- Desarrollo Experimental, solo se podrá recuperar una práctica con el docente asignado, tomando en cuenta el número de alumnos.
 - Reporte, se entregará por equipo.
- La escala de calificación es de 0 a 10

La calificación mínima aprobatoria es de 6 (seis).

La ponderación de teoría corresponderá al 70% de la calificación final y el 30% corresponderá a la parte práctica.

NOTA: alumno que no apruebe el laboratorio, no podrá aprobar la materia.

Parámetro	Valor asignado
Asistencia	Requisito indispensable 85%
Pre-reporte	45%
Desarrollo Experimental	30%
Reporte	25%
Total	100%

Se llevará control de asistencia, revisión de pre-reporte y reporte, así como el hecho de participar en el desarrollo experimental de la práctica, manteniendo una conducta de respeto ante compañeros y docentes.

1. Asistencia. Se llevará control de cada sesión ya que es uno de los aspectos más importantes a considerarse en la evaluación, la presencia del estudiante en laboratorio le permite desarrollar habilidades con equipo y material de laboratorio de Química (NO puede faltar a más de una práctica).

2. Pre-reporte (45%). Tiene que ver con el compromiso que el alumno asistirá al laboratorio con conocimiento básico del desarrollo de la práctica programada, incluye la respuesta del cuestionario del manual de prácticas, así como la lectura previa al desarrollo experimental y diagrama de flujo de la misma. Esta actividad la calificará el docente al inicio de la práctica realizando una evaluación previa (quien no cumpla con esta actividad NO tiene derecho a realizar la práctica).

3. Desarrollo Experimental (30%). El docente califica en este parámetro la participación individual y en equipo durante la práctica, así como el desarrollo de habilidades con material y equipo de laboratorio en el transcurso del semestre.

4. Reporte (25%). Incluirá: resultados, discusión, conclusión, bibliografía y cuestionario final del manual de prácticas, el docente revisará semanalmente este parámetro

Práctica	Nombre	Fecha
1	Seguridad en el laboratorio	22 a 26 de Agosto
2	Identificación de material de laboratorio	29 de Agosto a 2 de Septiembre
3	Manejo de material gravimétrico	5 a 9 de Septiembre
---	Revisión de manuales	12 a 16 de Septiembre
4	Manejo de material volumétrico	19 a 23 de Septiembre
5	Cambios físicos de la materia	26 a 30 de Septiembre
6	Enlaces químicos	3 a 7 de Octubre
7	Tipos de reacciones	10 a 14 de Octubre
8	Obtención de hidrógeno y oxígeno	17 a 21 de Octubre
9	Reactivo limitante	24 a 28 de Octubre
10	Rendimiento teórico y experimental	31 de Octubre a 4 de Noviembre
11	Preparación de soluciones	7 a 11 de Noviembre
12	Titulación volumétrica	7 a 11 de Noviembre

NOTA: Si no se realiza la práctica en la fecha programada, por motivo de examen departamental o alguna causa de fuerza mayor, el docente y responsable de laboratorio informarán la fecha para realizar la práctica.

FORMATO DE REPORTE

Hoja de presentación:

Unidad Académica

Nombre de la práctica

Nombre de los integrantes de equipo

Número de equipo

Grado y Grupo

Docente

Fecha de entrega

Objetivo

Introducción

Material y reactivos

Procedimiento realizado en el laboratorio

Resultados

Discusión

Conclusión

Bibliografía consultada

Cuestionario final

PRÁCTICA 1. SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

Objetivo

Conocer y aplicar las normas de seguridad en el laboratorio con el fin de evitar accidentes

Introducción

El hombre ha tenido curiosidad por investigar las transformaciones de la materia, desde la edad de piedra con el uso del fuego hasta nuestros días, con investigaciones más sofisticadas. Por ende surgió la idea de dedicar un espacio exclusivo para la experimentación, es decir, se originó la idea de un laboratorio.

El laboratorio de química debe de ser un lugar seguro de trabajo. Por ello siempre debe tenerse cuidado con los posibles peligros que estén asociados al manejo de los materiales, instrumentos y equipo de laboratorio, los cuales lleguen a generar un peligro a la integridad del usuario de laboratorio; por lo que la aplicación correcta de políticas, normatividades y reglamentaciones, deberán evitar excusas para la presencia de incidentes en el laboratorio.

Un laboratorio es un espacio en donde se encuentran mesas de trabajo, agua, corriente eléctrica, vertederos, tomas de gas combustible, conductos de ventilación, equipo, material, reactivos químicos etc.; cuyo fin es la experimentación. No es un espacio al cual se le debe temer, pero sí se debe conducir con precaución y observando las normas de seguridad.

Dentro de las disposiciones de la ley general del equilibrio ecológico y la protección del medio ambiente se desarrolló la norma oficial mexicana 052, la cual establece las características, el procedimiento de identificación, clasificación y el listado de los residuos peligrosos, con el fin de garantizar el derecho de toda persona a vivir en un medio adecuado para su desarrollo, salud y bienestar, la preservación, la restauración y el mejoramiento del medio ambiente, así como la prevención y el control de la contaminación del aire, agua y suelo.

Pre – reporte

1. ¿Qué significan las siglas CRETÍ?
2. ¿Mencione 5 normas de seguridad en el laboratorio de química?
3. ¿Por qué es importante el uso de bata en el laboratorio?
4. ¿Qué es una hoja de seguridad en los reactivos químicos?
5. ¿Describa a que se refiere la Norma Oficial Mexicana-052-SEMARNAT-2005?
6. Investiga en que consiste y como se desarrolla un diagrama de flujo.

Normas de seguridad

- Para realizar una práctica debe utilizar bata, calzado cerrado y cabello recogido.
- Conocer la localización y el uso de equipos de extinción.
- Verificar que el laboratorio tenga buena ventilación e iluminación y, además, rápido acceso al exterior, por si ocurre alguna emergencia.
- Las llaves de gas deben permanecer cerradas cuando no se requiera su uso. Igualmente es necesario verificar lo anterior luego de haberlas utilizado y al final de la práctica. No debe haber escapes de gas.
- Revisar el rótulo de los frascos de los reactivos antes de utilizar su contenido.
- Mantenga los reactivos de uso general en el lugar indicado, sin llevarlos a los lugares individuales de trabajo.

- Muchos de los solventes usados son inflamables. Los solventes deben mantenerse lejos de los mecheros encendidos. El lugar más adecuado para manejarlos es bajo la campana de extracción de vapores.
- Otra clase de sustancias químicas tales como ácidos de alta concentración (ácido clorhídrico, sulfúrico, acético, etc.) deben manejarse siempre en la campana de extracción.
- Lleve a cabo solamente los experimentos señaladas y consultados. No realice mezclas de reactivos al azar, puede ser peligroso.
- Evitar el utilizar la misma pipeta o espátula para diferentes reactivos, ya que se pueden contaminar los reactivos.
- Al calentar una sustancia en un tubo de ensayo, debe hacerse primero suavemente, colocando el tubo ligeramente inclinado y cuidando de no dirigir la boca del mismo hacia usted o un compañero.
- **NO** deben frotarse los ojos con las manos mientras se está trabajando en el laboratorio, en lugar de ello, use un pañuelo o cualquier otro material apropiado.
- **NO** verter al drenaje ácidos, bases concentradas, sustancias potencialmente peligrosas y corrosivas, parafina, grasa, fósforos, papeles, pedazos de vidrio o materiales insolubles.
- **NO** deben dejar sucio el equipo y el lugar de trabajo sucios, debido a que pueden haber quedado residuos de reactivos. Por eso es recomendable dedicar los últimos minutos a la limpieza. Ponga el equipo utilizado en el lugar del cual lo tomó.

Actividad en el laboratorio

Durante la práctica recibirás reactivos de sus etiquetas obtendrás la siguiente información:

Nombre:

Fórmula:

Equipo de protección personal:

CAS (Chemical Abstracts Service):

Rótulo NFPA (National Fire Protection Association):

DISCUSIÓN

CONCLUSIÓN

BIBLIOGRAFÍA

Cuestionario

1. Investigue una clasificación de los reactivos de acuerdo a su peligrosidad y los pictogramas respectivos.
2. Investigue los códigos de sistema de identificación de NFPA de los daños asociados con los materiales.
3. Investigue el sistema estándar de identificación y seguimiento de reactivos por peligrosidad (SAF-T-DATA) que fue creado por J. Baker en 1982. Este sistema utiliza códigos de colores que indican la peligrosidad del reactivo.
4. De la hoja de seguridad del hidróxido de sodio y del ácido clorhídrico escribir los procedimientos de primeros auxilios (inhalación, ingestión, contacto en piel, contacto en ojos).

PRÁCTICA 2. IDENTIFICACIÓN DE MATERIAL DE LABORATORIO

Objetivo

Identificar y conocer el uso del material de laboratorio de química general.

Introducción

El conocer e identificar el material de laboratorio de manera correcta es de gran importancia ya que esto nos ayuda a realizar de una mejor manera y más segura cada una de las prácticas que se realizarán durante el transcurso del semestre.

La clasificación del material de laboratorio puede ser por:

Elemento de fabricación como madera, metal, vidrio, plástico, porcelana.

De acuerdo a su uso:

El material de uso específico es aquel que permite realizar algunas operaciones específicas (agitador, embudo, cápsula de porcelana,).

El material de sostén permite sujetar algunas otras piezas de laboratorio (pinzas, anillo de hierro, gradilla, soporte universal, tela de alambre, tripié).

El material volumétrico permite medir volúmenes de sustancias líquidas (bureta, matraz volumétrico, pipeta, probeta.).

El material que se usa como recipiente solo nos permite contener sustancias (vaso de precipitado, matraz Erlenmeyer, frasco gotero).

Pre- Reporte

1. Realiza diagrama de flujo
2. ¿Cómo se puede clasificar el material de laboratorio?
3. ¿Qué es una campana de extracción y cuál es su función en el laboratorio?
4. Completa la siguiente tabla de material de laboratorio.

Material de laboratorio	Nombre del material	Clasificación	Usos
	Tubo de ensayo	Varios tamaños Vidrio y plástico	Para realizar experimentos o ensayos
	Gradilla metálica		
	Aro metálico		
	Tripié metálico		
	Pinzas para bureta		
	Espátula		
	Soporte universal		
	Pinzas para tubo de ensayo		

Material de laboratorio	Nombre del material	Clasificación	Usos
	Mortero		
	Probeta		
	Pipeta volumétrica		
	Pipeta graduada		
	Bureta		
	Vidrio de reloj		
	Termómetro		
	Nuez		

Material de laboratorio	Nombre del material	Clasificación	Usos
	Varilla agitador		
	Captura de porcelana		
	Embudo Buchner		
	Balanza granataria		
	Balanza semianalítica o electrónica		
	Malla de asbesto		
	Frasco gotero		
	Piseta		

DISCUSIÓN

CONCLUSIÓN

BIBLIOGRAFÍA

Cuestionario

1. ¿Investigue las características del vidrio marca Pirex o Kimax para fabricación del material de laboratorio?
2. Clasifica el material de laboratorio de la anterior tabla, según su uso (sostén, volumétrico, recipiente, uso específico).
3. Investiga porque los fluoruros no se pueden manejar en material de silicato.
4. ¿Cuál es la importancia de conocer con cual material es apropiado manejar determinados reactivos?

PRÁCTICA 3. MANEJO DE MATERIAL GRAVIMÉTRICO

Objetivo

Manipular de forma correcta el material gravimétrico en el laboratorio de química general.

Introducción

Existen varios tipos de balanzas de laboratorio. Entre ellos encontramos la balanza granataria, una balanza de precisión media que permite pesar sustancias con una sensibilidad de 0.1 gramos. En ocasiones es necesario pesar sustancias con mayor precisión. En ese caso deberemos utilizar otro tipo de balanzas de laboratorio: balanza semianalítica o balanza analítica. Cuando no sea necesario conocer el peso de las sustancias con mayor precisión, utilizaremos la balanza granataria.

Para operar correctamente este tipo de balanzas siempre se recomienda revisar que estén niveladas, no pesar sustancias químicas directamente sobre el plato de la balanza, para ello existen pesa sustancias, vidrio de reloj o bien un recipiente adecuado para medir el peso de esos materiales químicos.

En cuanto al encendido de balanzas analíticas y semianalíticas pedir instrucciones al profesor o encargado del laboratorio. Esto se recomienda debido a que la mayoría de las balanzas tiene un modo de operar diferente, de ahí que puedan encontrarse tantos modelos y series. Al igual que la balanza granataria, no se debe pesar sobre el plato directamente y evitar derramar reactivos; si sucede esto avisar al profesor.

Toda la materia posee masa y volumen, sin embargo la masa de sustancias diferentes ocupan distintos volúmenes; por ejemplo se puede notar que el hierro es pesado, mientras que el mismo volumen de goma de borrar es más ligera.

La propiedad que nos permite medir la ligereza o pesadez de una sustancia recibe el nombre de densidad. Cuanto mayor sea la densidad de un cuerpo, más pesado nos parecerá.

La densidad se define como el cociente entre la masa de un cuerpo y el volumen que ocupa. Así como en el sistema internacional, la masa se mide en Kilogramos (kg) y el volumen en metros cúbicos (m^3), la densidad se medirá en kilogramos por metro cúbico (kg/m^3).

La mayoría de las sustancias tienen densidades similares a la del agua por lo que al usar esta unidad, se estarían usando siempre números muy grandes. Para evitarlo, se suele emplear otra unidad de medida el gramo por centímetro cúbico (g/cm^3).

Medida	Volumen (mL)	Masa (g)	Densidad (g/mL)
1			
2			
3			
4			
5			

Procedimiento (parte 2)

Valoración de la densidad en función de la concentración, pesando en balanza semianalítica.

1. Anote el valor del volumen del picnómetro _____ mL.
2. Mida la masa del picnómetro vacío _____ g.
3. Llene el picnómetro con agua, utilizando una jeringa o pipeta y enseguida coloque el tapón.
4. Mida la masa del picnómetro lleno de líquido.
5. Determine la densidad del agua _____ g/mL.
6. Obtenga diferentes concentraciones de sal en agua de 5 g/L, 10 g/L, 20 g/L, 30 g/L y 50 g/L.
Sugerencias: será suficiente preparar una solución de 100 mL para cada concentración, disolviendo la cantidad de sal correspondiente. También puede comenzar preparando la solución de más baja concentración de sal y volver a utilizar la solución para la siguiente concentración, agregando la sal faltante (consultar al docente).
7. Determinar la densidad de cada concentración utilizando el picnómetro, siguiendo el procedimiento del paso 3 al 5 pero en lugar de agua utilizar cada una de las soluciones de sal con agua, anote los resultados en la tabla 2.
8. Obtenga una gráfica de la densidad contra la concentración (g/L).
9. Determina la temperatura de cada una de las soluciones utilizadas

		Tabla 2			
Concentración (g/L)	Masa picnómetro vacío (g)	Masa picnómetro + solución (g)	Masa (g)	Densidad (g/cm ³)	T (°C)
0					
5					
10					
20					
30					
50					

DISCUSIÓN

CONCLUSIÓN

BIBLIOGRAFÍA

Cuestionario

1. ¿Cuál es el objetivo de pesar el picnómetro vacío antes de llenarlo con disoluciones de sal (cloruro de sodio)?.

2. ¿Qué pasa con la densidad si la temperatura no es constante?

¿Cuál es el comportamiento de la densidad con respecto a la concentración de las disoluciones?

PRÁCTICA 4. MANEJO DE MATERIAL VOLUMÉTRICO

Objetivo

Manipular de forma correcta el material volumétrico en el laboratorio de química general.

Introducción

Generalmente los materiales de laboratorio son instrumentos de vidrio, ya que es el material que más resiste a un mayor número de agentes químicos, es fácil de limpiar y resiste bien el calor.

El vidrio utilizado debe cumplir dos propiedades fundamentales; la resistencia química a hidrólisis, compuestos ácidos y alcalinos; estabilidad térmica, que depende del coeficiente de dilatación del vidrio, parámetro que nos orienta sobre su resistencia a cambios bruscos de temperatura.

El volumen ocupado por una determinada masa de un líquido varía con la temperatura, lo mismo que sucede con el recipiente que contiene el líquido durante la medición. La mayor parte de los dispositivos para mediciones volumétricas se fabrican de vidrio, que tiene un pequeño coeficiente de expansión. En consecuencia, para el trabajo analítico común no es necesario tomar en cuenta las variaciones de volumen de un recipiente de vidrio.

Las mediciones volumétricas se deben referir a alguna temperatura estándar, este punto de referencia por lo general es de 20°C. La temperatura ambiente de la mayor parte de los laboratorios es lo suficiente cercana a los 20°C como para eliminar la necesidad de correcciones en las mediciones de volumen para las soluciones acuosas.

Los matraces y vasos de precipitado se utilizan para contener líquidos, mientras que las probetas, pipetas y buretas se usan para medir y transferir líquidos.

La unidad de volumen es el litro (L). El mililitro (mL) es la milésima parte de un litro y se utiliza cuando el litro representa una unidad de volumen muy grande.

Los materiales volumétricos tienen grabada una escala, casi siempre en mililitros o centímetros cúbicos; ambas partes corresponden a la milésima parte de un litro.

Las medidas confiables de volumen se realiza con una pipeta, una bureta y con un matraz volumétrico. Las pipetas y buretas se calibran para transferir volúmenes específicos, mientras que los matraces volumétricos se calibran para contener.

La superficie de un líquido confinado en un tubo estrecho presenta una marcada curvatura o menisco. Un menisco es la superficie curva de un líquido en su interface con la atmósfera. En una práctica común usar la parte inferior del menisco como el punto de referencia en la calibración y empleo del equipo volumétrico. Este nivel mínimo se puede establecer con mayor exactitud colocando una tarjeta opaca o una pieza de papel detrás de la graduación.

En una lectura de los volúmenes los ojos del observador deben estar al nivel de la superficie del líquido para evitar un error debido al paralaje, esta situación hace que el volumen parezca menor de lo que es en realidad si el menisco se observa desde arriba y mayor si se observa desde abajo.

Los términos precisión y exactitud con frecuencia se utilizan para explicar las incertidumbres de los valores medidos. La precisión es la medida de qué tanto coinciden las mediciones individuales entre sí. La exactitud se refiere a que tanto coinciden las mediciones individuales con el valor correcto, o “verdadero”.

En el laboratorio a menudo se realizan varios “ensayos” del mismo experimento y promediamos los resultados. La precisión de las mediciones con frecuencia se expresa en términos de lo que llamamos la desviación estándar, la cual refleja qué tanto difieren las mediciones individuales del promedio.

Pre - reporte

1. Realiza el diagrama de flujo.
2. ¿Cuál es la diferencia entre el material para medir y el material para contener, menciona 3 ejemplos de cada uno de ellos?
3. ¿Defina los términos de precisión y exactitud?
4. ¿Cuál es la diferencia entre una pipeta volumétrica y una pipeta graduada de la misma capacidad?
5. ¿Cuál es la equivalencia de 0.005 litros en mililitros?
6. ¿Cuál es la equivalencia de 2.5 litros en mililitros?

Desarrollo experimental 1

1. Tomar y anotar la temperatura del agua destilada (temperatura ambiente). _____ °C

2. Anotar las características del matraz volumétrico que va a utilizar.

Fabricante: _____

Volumen del matraz: _____

Temperatura de referencia: _____

Límite de error: _____

3. Caliente agua destilada hasta una temperatura aproximada de 50°C en un vaso de precipitado y con ésta llene un matraz volumétrico hasta la marca de aforo.

4. Después de 1 hora.

5. Observar que paso con el nivel de aforo en el matraz y vacía el contenido en un vaso de precipitado y registra la temperatura en que se encuentra el agua _____ °C

6. En otro matraz de aforo realizar lo siguiente

7. Llena al nivel de aforo el matraz con agua a temperatura ambiente.

8. Enfría el matraz con agua destilada durante 1 hora

9. Observar que paso con el nivel de aforo en el matraz y vacía el contenido en un vaso de precipitado y registra la temperatura en que se encuentra el agua _____ °C

Desarrollo experimental 2

1. Anotar las características e indicaciones de la pipeta graduada a utilizar.

Fabricante: _____

Volumen de la pipeta graduada: _____

Temperatura de referencia: _____

Límite de error: _____

2. El docente indicará la técnica adecuada para la correcta manipulación y uso de la pipeta graduada.
3. Es importante repetir la técnica indicada por el docente las veces necesarias por parte de todos los alumnos para tener una adecuada manipulación de la pipeta.
4. Etiqueta 5 vasos de precipitado (1 al 5).
5. Determina la masa de cada vaso de precipitado, siempre utilizando la misma balanza, el docente indicará el uso correcto de la balanza (se utilizan la balanza semianalítica y balanza granataria).

	Balanza granataria (g)	Balanza semianalítica (g)
Masa del vaso de ppt 1 vacío		
Masa del vaso de ppt 2 vacío		
Masa del vaso de ppt 3 vacío		
Masa del vaso de ppt 4 vacío		
Masa del vaso de ppt 5 vacío		

6. Determine la temperatura de agua destilada. _____ °C

7. Mida 5 mL de agua destilada con la pipeta graduada, vacíe el agua en cada vaso y determine la masa del agua (restando el peso del vaso vacío al peso final del vaso con agua) para las dos balanzas, anotar los datos en la siguiente tabla.

8. Repita el procedimiento en los cinco vasos.

9. Realiza las operaciones necesarias para obtener los datos que se piden en la siguiente tabla.

Pipeta graduada

Muestra	Balanza granataria		Balanza semianalítica	
	Vaso + agua	H ₂ O (gr)	Vaso + agua	H ₂ O (gr)
1				
2				
3				
4				
5				
Media aritmética				
Desviación estándar				
Incertidumbre porcentual				
Precisión				
Error porcentual				
Exactitud				

X_i = valor de cada experimento $\{x_1, \dots, x_n\}$

n = número de
experimentos X_{teo} = valor
teórico

\bar{x} = valor promedio

$$\text{Media aritmética: } \bar{x} = \frac{\sum_{i=1}^n x_i}{n}$$

$$\text{Desviación estándar: } s = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}{n}}$$

$$\text{Incertidumbre porcentual} = \frac{s}{\bar{x}} \times 100 \%$$

Precisión: 100% - E%

$$\text{Error porcentual: } E\% = \frac{|x - x_{teo}|}{x_{teo}} \times 100$$

Exactitud = 100% - E%

Desarrollo experimental 3

1. Anotar las características e indicaciones de la pipeta volumétrica.

Fabricante: _____

Volumen de la pipeta: _____

Temperatura de referencia: _____

Límite de error: _____

2. El docente indicará la técnica adecuada para la correcta manipulación y uso de la pipeta volumétrica.

3. Es importante repetir la técnica indicada por el docente las veces necesarias por parte de todos los alumnos para tener una adecuada manipulación de la pipeta volumétrica.

4. Realiza el procedimiento como lo indica el desarrollo experimental 2 a partir del punto

	Balanza granataria (g)	Balanza semianalítica (g)
Masa del vaso de ppt 1 vacío		
Masa del vaso de ppt 2 vacío		
Masa del vaso de ppt 3 vacío		
Masa del vaso de ppt 4 vacío		
Masa del vaso de ppt 5 vacío		

Pipeta volumétrica

Muestra	Balanza granataria		Balanza semianalítica	
	Vaso + agua	H ₂ O (g)	Vaso + agua	H ₂ O (g)
1				
2				
3				
4				
5				
Media aritmética				
Desviación estándar				
Incertidumbre porcentual				
Precisión				
Error porcentual				
Exactitud				

Desarrollo experimental 4

1. Anotar las características e indicaciones de la bureta.

Fabricante: _____

Volumen de la bureta: _____

Temperatura de referencia: _____

Límite de error: _____

2. El docente indicará la técnica adecuada para la correcta manipulación y uso de la bureta.

3. Es importante repetir la técnica indicada por el docente las veces necesarias por parte de todos los alumnos para tener una adecuada manipulación de la bureta.

4. Realiza el procedimiento como lo indica el desarrollo experimental 2 a partir del punto

	Balanza granataria (g)	Balanza semianalítica (g)
Masa del vaso de ppt 1 vacío		
Masa del vaso de ppt 2 vacío		
Masa del vaso de ppt 3 vacío		
Masa del vaso de ppt 4 vacío		
Masa del vaso de ppt 5 vacío		

Bureta

Muestra	Balanza granataria		Balanza semianalítica	
	Vaso + agua	H ₂ O (g)	Vaso + agua	H ₂ O (g)
1				
2				
3				
4				
5				
Media aritmética				
Desviación estándar				
Incertidumbre porcentual				
Precisión				
Error porcentual				
Exactitud				

DISCUSIÓN

CONCLUSIÓN

BIBLIOGRAFÍA

Cuestionario

1. Ordenar los materiales utilizados (pipeta graduada, pipeta volumétrica y bureta) en forma decreciente respecto a la exactitud de las mediciones realizadas con ellos.
2. Ordenar los materiales utilizados (pipeta graduada, pipeta volumétrica y bureta) en forma creciente respecto a la precisión de las mediciones realizadas con ellos.
3. ¿Cuál de los materiales utilizados (pipeta graduada, pipeta volumétrica y bureta) es adecuado para medir con mayor exactitud y precisión 5 mL de agua destilada?

PRÁCTICA 5. CAMBIOS FÍSICOS DE LA MATERIA

Objetivo

Diferenciar los cambios físicos de los químicos

Conocer la llama característica de algunos metales

Introducción

Uno de los más importantes aparatos usados en el laboratorio de Química es el mechero de Bunsen. Se llama así porque fue ideado por Robert Bunsen en 1857. Es un quemador de gas, de manejo sencillo, que arde al efectuarse la combustión de una mezcla de aire y gas.

El mechero de Bunsen consiste en un tubo de entrada de gas, el gas entra por un orificio pequeño en una cámara, donde se mezcla con el aire, el collarín se puede abrir y cerrar para regular el paso del aire. La cámara se prolonga en un tubo, del que sale la cámara cónica.

El aire que se introduce por el agujero del collarín se mezcla con el gas antes de llegar a la parte superior del tubo, donde posteriormente se enciende la llama.

La zona que está más en contacto con el aire, en la que abunda mayor cantidad de oxígeno, se llama **zona oxidante**.

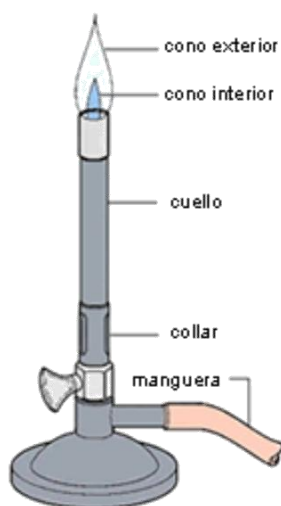
La zona que se halla muy lejos del aire, tiene poco oxígeno y por eso su combustión es incompleta, se le llama **zona reductora**.

La **zona fría o de descomposición** tiene menos temperatura que la anterior: está casi privada de oxígeno y no permite la combustión; en ella sólo se descomponen dos sustancias combustibles sin quemarse. La falta de combustión trae como consecuencia la ausencia de calor.

Cambio físico: es aquel que no cambia la naturaleza íntima de la materia; es decir; la composición química de los elementos y sustancias involucradas no se altera.

Cambio químico: es aquel que ocasiona que la sustancia pierda sus propiedades originales, dando origen a otras sustancias con características distintas.

Los metales son sustancias cuyos átomos por lo general contienen uno o dos electrones en su configuración electrónica externa. Al reaccionar tiende a formar compuestos iónicos por transferencia de electrones. Son muy activos por ceder electrones fácilmente y emiten luz al cambiar de nivel energético, produciendo llamas de diversos colores. Esta propiedad se utiliza para identificarlos.



Pre-reporte

1. Realizar el diagrama de flujo.
2. ¿Cuál es la diferencia entre un cambio físico y un cambio químico?

3. Cuándo el mechero se prende ¿se efectúa un cambio físico o químico? ¿Por qué?
4. ¿Los metales al reaccionar que compuestos tienden a formar?
5. ¿Qué es un ensayo en flama?

Experimento 1. Fusión

1. Se coloca hielo dentro de un vaso de precipitado y con el termómetro se toma la temperatura _____ °C
2. Se enciende el mechero y cuando el hielo se ha derretido, se anota la temperatura del agua en estado líquido _____ °C

Experimento 2. Ebullición

1. Se continúa calentando hasta que el agua hierva.
2. Se toma la temperatura _____ °C

Experimento 3. Evaporación

1. Se continúa calentando y el agua seguirá hirviendo; se toma la temperatura _____ °C. ¿Es la misma que cuando empezó a hervir? ¿Por qué?

Experimento 4. Condensación

Se tapa el vaso de precipitado que contiene agua hirviendo con un vidrio de reloj: al cabo de unos minutos se apaga el mechero, se toma el vidrio de reloj y se observa por el lado que tapa el vidrio ¿Qué sucede?

Experimento para la identificación de los metales a la flama

1. Con ayuda de tu profesor enciende el mechero de Bunsen
2. Introduce el alambre en ácido clorhídrico y se pone en la flama
3. Se deja enfriar
4. Introduce nuevamente el alambre en el ácido clorhídrico y toca la partícula de la sustancia.
5. Acerca el alambre en la flama y anota la coloración que adquiere.
6. Llene la siguiente tabla:

Nombre de la sustancia	Fórmula	Color de la flama	Metal que la produce

DISCUSIÓN

CONCLUSIÓN

BIBLIOGRAFÍA

Cuestionario

1. Investiga cuales son los principales elementos y compuestos químicos utilizados en la pirotecnia o fuegos artificiales
2. ¿Qué propiedades químicas tienen los metales?
3. ¿De qué forma se pueden utilizar los metales en medicina?
4. ¿Cuál es la importancia del calcio en la osteoporosis?
5. ¿Cómo afectan los metales pesados en el organismo humano?
6. ¿Cuáles son los alimentos ricos en calcio y hierro?

PRÁCTICA 6. ENLACES QUÍMICOS

Objetivo

Diferenciar algunos tipos de enlace.

Introducción

Siempre que hay dos átomos o iones unidos fuertemente entre sí, decimos que hay un enlace químico. Los enlaces químicos son las fuerzas que mantienen a los átomos unidos para formar moléculas o cristales. Los elementos conocidos tienen diferentes estructuras electrónicas, diferente cantidad de energía y, por lo tanto, la variedad de uniones químicas que pueden formarse es enorme.

Existen tres tipos generales de enlaces químicos: iónicos covalentes y metálicos. Ejemplos de enlaces iónicos son: óxido de magnesio, dicromato de potasio y óxido de níquel; ejemplos de enlaces covalentes son: azufre, bromo y sacarosa; ejemplos de enlaces metálicos son: magnesio, oro y cobre.

El término enlace iónico se refiere a la fuerza electrostática que existe entre iones con cargas opuestas. Los iones pueden formarse a partir de átomos mediante la transferencia de uno o más electrones de un átomo a otro. Las sustancias iónicas por lo general resultan de la interacción de los metales del lado izquierdo de la tabla periódica, con los no metales del lado derecho de la tabla (excluyendo a los gases nobles, grupo 8A).

Un enlace covalente se forma cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones. Los ejemplos más conocidos de enlaces covalentes son los que se aprecian en las interacciones entre elementos no metálicos.

Los enlaces metálicos se encuentran en los metales como el cobre, hierro y aluminio. Cada átomo de un metal se encuentra unido a varios átomos vecinos. Los electrones de enlace se encuentran relativamente libres para moverse a

través de la estructura tridimensional del metal. Los enlaces metálicos dan lugar a propiedades metálicas típicas, como la elevada conductividad eléctrica y el brillo.

Pre – reporte

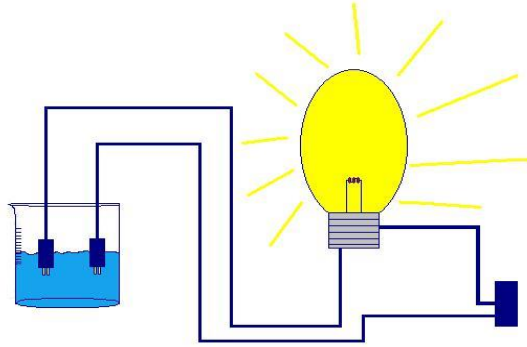
1. Realiza el diagrama de flujo.
2. Características de un enlace iónico
3. Características de un enlace covalente
4. Características de un enlace metálico
5. Iones más comunes en el cuerpo humano.

Procedimiento

Experimento 1

Las soluciones que conducen la electricidad son llamadas electrolitos; según la mayor o menor capacidad que tengan para conducirla, se les clasifica en fuertes o débiles. Cuando un compuesto iónico se disuelve en agua se disocia, y se obtiene un ión positivo (catión) y un ión negativo (anión). Estos iones pueden ser un vehículo para conducir la corriente eléctrica.

Comprueba la conductividad eléctrica de las soluciones introduciendo las terminales del circuito eléctrico en cada una de ellas por separado. Cuida que las terminales no se toquen dentro de la solución y límpialos bien al sacarlos de un vaso para introducirlo en un vaso distinto, como se muestra en la figura. Observa con que intensidad se enciende el foco en cada una de las soluciones.



1. Marcar vasos de precipitado del 1 al 6.
2. Del vaso 1 al 5 vierte 20 mL de agua destilada.
3. El vaso número 1 será el control.
4. Agrega 1 g de azúcar al vaso 2 y agita hasta disolver.
5. Agrega 1 g de sal al vaso 3 y agita hasta disolver.
6. Agrega 4 mL de jugo de limón al vaso 4 y agitar hasta que se disuelva.
7. Agrega 1 g de bicarbonato de sodio al vaso 5 hasta que se disuelva.
8. En el vaso 6 coloca 10 mL de aceite comestible.
9. Determina la conductividad eléctrica en cada uno de los vasos.

NOTA: Los alumnos son responsables de traer el aceite, azúcar, sal, limón y bicarbonato de sodio.

Sustancia	¿Conduce corriente eléctrica?	Intensidad de luz
Agua		
Agua con azúcar		
Agua con sal		
Agua con limón		
Agua con bicarbonato de sodio		
Aceite		

Debido a que los compuestos iónicos y covalentes polares sí conducen la corriente eléctrica, y los compuestos covalentes no la conducen, la prueba de la conductividad también revela el tipo de enlace.

Este experimento consiste en probar, una por una, las diversas soluciones para determinar si conducen o no la corriente eléctrica. Se vierte en vasos de precipitado cada una de las sustancias y se observa si se prende o no el foco. Se pueden usar algunas otras sustancias que se quieran revisar si conduce electricidad.

Completa el cuadro indicando las características que observaste

Sustancia	¿Conduce corriente eléctrica?	Tipo de enlace
Agua destilada		
Agua de la llave		
Cloruro de sodio (sólido)		
Cloruro de sodio (solución)		
Sacarosa (sólido)		
Sacarosa (solución)		
Sulfato de cobre (solución)		
Etanol		
Ácido acético		
Cobre		

¿Qué indica el hecho de que se prenda el foco?

¿Se prendió en todos los casos?

Sí No

DISCUSIÓN

CONCLUSIÓN

BIBLIOGRAFÍA

Cuestionario

- 1.- ¿Qué sustancias son conductoras de la corriente eléctrica?
- 2.- Consulta en la tabla periódica la electronegatividad de cada elemento que forma parte de los compuestos involucrados en la práctica.
- 3.- ¿Qué puedes deducir del tipo de enlace que presentan los compuestos ensayados? 4.- ¿Cómo se llama el enlace que se presenta cuando dos átomos de igual y alta electronegatividad comparten un par de electrones que ambos suministran?
- 5.- ¿Qué tipo de enlace se forma cuando se unen dos átomos con alta diferencia de electronegatividad?

PRÁCTICA 7. TIPO DE REACCIONES

Objetivo

Identificar que sucede en las reacciones químicas y observar las transformaciones de dichas reacciones.

Introducción

Se llama nomenclatura química a las reglas establecidas que permiten nombrar a las sustancias. Los nombres de las sustancias o compuestos químicos están formados de una manera precisa, que nos ayudan a conocer ciertas características de cada uno. La base de la nomenclatura son los prefijos, que indican la cantidad de veces que entra un átomo del elemento en el compuesto, y los sufijos, que revelan la función química del mismo.

La química como sabemos es la ciencia que estudia los cambios que sufre la materia, cuando las sustancias se transforman en otras, decimos que ha sucedido una reacción química.

La reacción química se representa de una manera concisa por medio de ecuaciones químicas. Por ejemplo cuando arde hidrógeno gaseoso (H_2), éste reacciona con oxígeno del aire (O_2) para formar agua (H_2O).



Leemos el signo + como “reacciona con”, y la flecha \longrightarrow como “produce”. Las fórmulas químicas a la izquierda de la flecha representan las sustancias de inicio, conocidas como reactivos. Las fórmulas químicas de la derecha de la flecha representan las sustancias producidas en la reacción, conocidas como productos. Los números que preceden a las fórmulas coeficientes (como en las ecuaciones algebraicas el número 1 no se escribe) los coeficientes indican el número relativo de moléculas de cada tipo involucradas en la reacción.

Las reacciones de combustión son reacciones rápidas que producen energía. La mayor parte de las reacciones de combustión que observamos involucran al O_2 del aire como un reactivo.

Pre-reporte

1. Realiza el diagrama de flujo.
- 2.- Combine los siguientes cationes con los aniones para formar el compuesto

Aniones						
Cationes	$OH^- 1$	$O^{2-} 2$	CO_3^{2-}	$PO_4^{3-} 3$	$NO_2^- 1$	$NO_3^- 1$
Li^+						
Mg^{+2}						
Zn^{+2}						
Ag^+						
Al^{+3}						
Fe^{+3}						

3.- Sustituye los hidrógenos de los ácidos por los metales para formar sales

Metal						
Ácido	Na ⁺¹	K ⁺¹	Li ⁺¹	Mg ⁺²	Al ⁺³	Ca ⁺²
HCl						
H ₂ SO ₄						
HNO ₃						
H ₂ S						
H ₂ CO ₃						

4.- Escribe la fórmula de los siguientes compuestos:

Bromuro de zinc

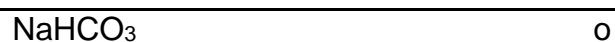
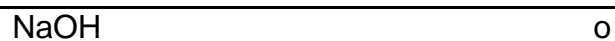
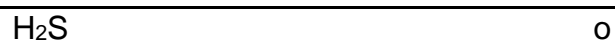
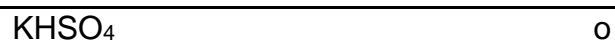
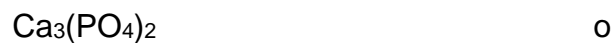
Cloruro de aluminio

Óxido de mercurio (II)

Sulfato de hierro (II)

Dióxido de carbono

5.- Escribe el nombre de los siguientes compuestos usando las diferentes nomenclaturas:



Procedimiento

Experimento 1

En un tubo de ensaye coloca 1.5 mL de sulfato cúprico al 0.1M y agrega un clavo de hierro, espera 60 minutos y anota lo que se observa en la superficie del clavo.

La reacción que sucede es la siguiente (completa la ecuación química correcta)



a) Escribe el nombre de los productos que se obtuvieron

b) ¿Qué le pasó a la superficie del clavo?

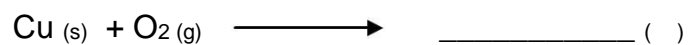
c) ¿A qué se debe este cambio?

d) Dibuja lo que observaste

Experimento 2

Calienta un tramo de cobre en la flama del mechero. El cobre adquiere un color oscuro, se debe a la formación de una capa de óxido cúprico.

La reacción que sucede es la siguiente (completa la ecuación química correcta)



- a) Escribe el nombre del producto que se obtuvo

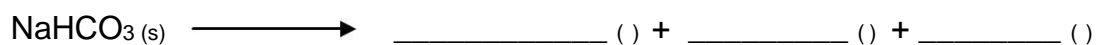
- b) ¿Por qué esta reacción no se considera una reacción de combustión?

- c) Dibuja lo que observaste

Experimento 3

En un tubo de ensaye vierte 2 g de bicarbonato de sodio sólido, cubre la boca del tubo de ensaye con un papel parafilm y calienta.

La reacción que sucede es la siguiente (completa la ecuación química correcta)



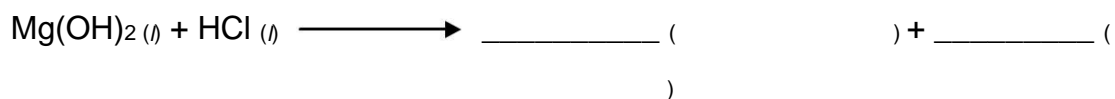
a) Escribe el nombre de los productos que se obtuvieron

b) ¿Por qué se expande el parafilm?

c) Dibuja lo que observaste

Experimento 5

En un matraz Erlenmeyer coloca 4 mL de ácido clorhídrico, agrega 3 gotas de fenolftaleína y adiciona gradualmente hidróxido de magnesio (leche de magnesia), cada vez que se agrega el hidróxido agitar, continúa adicionando el hidróxido hasta que la solución se torne rosa; la reacción que sucede es la siguiente (completa la ecuación química correcta)



- Escribe el nombre de los productos que se obtuvieron
- ¿Qué tipo de reacción química es la que se lleva a cabo en este experimento?
- ¿El hidróxido de magnesio es un compuesto soluble, fundamenta tu respuesta?
- Dibuja lo que observaste

DISCUSIÓN

CONCLUSIÓN

BIBLIOGRAFÍA

Questionario

1.- ¿Qué es una reacción química?

2.- En la representación de una reacción química en qué posición se colocan los reactivos y los productos

3.- Realiza 1 ejemplo de cada una de las reacciones que se mencionan en la introducción 4.- ¿Para qué sirve un catalizador en una reacción química? Escribe el nombre de uno.

PRÁCTICA 8. OBTENCIÓN DE HIDRÓGENO Y OXÍGENO

Objetivo

Obtención de hidrógeno y oxígeno por reacción de aluminio con ácido clorhídrico y reacción de permanganato de potasio con peróxido de hidrógeno.

Introducción

La atmósfera está compuesta por una mezcla de gases que conocemos como aire. El aire contiene N_2 (78%) y O_2 (21%). Nosotros respiramos aire para transportar y almacenar oxígeno que sostiene la vida humana.

La regulación del pH del plasma sanguíneo se relaciona directamente con el transporte eficaz de O_2 hacia los tejidos corporales. La proteína hemoglobina, la cual se encuentra en los glóbulos rojos, transporta el oxígeno.

El oxígeno tiene como símbolo O, en la tabla periódica se encuentra en el grupo VI A y tiene un total de 8 electrones, su configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^4$. Para llenar su última capa comparte dos pares de electrones con otro oxígeno, para formar una molécula diatómica O_2 .

El hidrógeno es el único elemento que no es miembro de ninguna familia de la tabla periódica. Debido a su configuración electrónica es $1s^1$. En temperatura ambiente el hidrógeno elemental existe como un gas incoloro, inodoro e insípido, compuesto por una molécula diatómica H_2 .

El hidrógeno forma enlaces covalentes fuertes con muchos elementos, incluyendo el oxígeno. Cuando H_2 se enciende en presencia de aire, se lleva a cabo una reacción que forma H_2O . La combustión de mezclas hidrógeno – oxígeno en general se utilizan en motores de cohetes de combustible líquido como de los transbordadores espaciales.

Pre-reporte

- 1.- Realiza el diagrama de flujo.
- 2.- Investigue propiedades físicas y químicas del hidrógeno.
- 3.- Investigue las propiedades físicas y químicas del oxígeno.
- 4.- Defina el término de corrosión.
- 5.- Defina el término de combustión.
- 6.- Usos del hidrógeno y oxígeno.

Procedimiento 1

1. Coloca 2 mL de permanganato de potasio (KMnO_4) al 0.5% en un matraz Erlenmeyer de 50 mL.
2. Encender un aplicador de madera, acercarlo en la boca del matraz Erlenmeyer.
3. Agrega de manera rápida 1 mL de peróxido de hidrógeno (H_2O_2)
4. Observar que sucede con la intensidad de la flama en el aplicador, apagar la flama dejando la punta del aplicador como si fuera brasa e introducir el aplicador dentro del matraz, observa y anota que sucede con el aplicador.

Nota: Debes tener precaución al introducir el aplicador al matraz de que éste no se caiga dentro del matraz.

Dibuja la reacción que observaste en el laboratorio.

Procedimiento 2

1. Coloca en el matraz Erlenmeyer 10 mL de una solución acuosa de ácido clorhídrico al 20%
2. Pesar 0.3 g de aluminio
3. Hacer bolitas el aluminio
4. Depositar el aluminio en el matraz Erlenmeyer
5. Tapa con un vidrio de reloj la boca del matraz
6. Mezcla con precaución para que reaccione
7. Espera a que se observe el desprendimiento de vapores.
8. Enciende un aplicador de madera, retira el vidrio de reloj, inmediatamente acerca a la boca del matraz el aplicador encendido, anota tus observaciones.
9. Con precaución toca el matraz

Dibuja la reacción que observaste en el laboratorio.

DISCUSIÓN

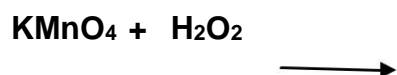
CONCLUSIÓN

BIBLIOGRAFÍA

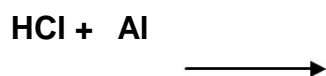
Cuestionario

1.- ¿Por qué se incendia el aplicador de nuevo al introducirlo en el matraz en la reacción de permanganato de potasio y peróxido de hidrógeno?

2.- Complementa la ecuación química que se lleva a cabo.



3.- Complementa la ecuación química que se lleva a cabo.



4.- Explica los términos reacción endotérmica y reacción exotérmica.

5.- La reacción que se lleva dentro del matraz en la reacción de ácido clorhídrico y aluminio es endotérmica o exotérmica fundamenta tu respuesta.

PRÁCTICA 9. REACTIVO LIMITANTE

Objetivo

Identificar en una reacción química el reactivo limitante y el reactivo en exceso.

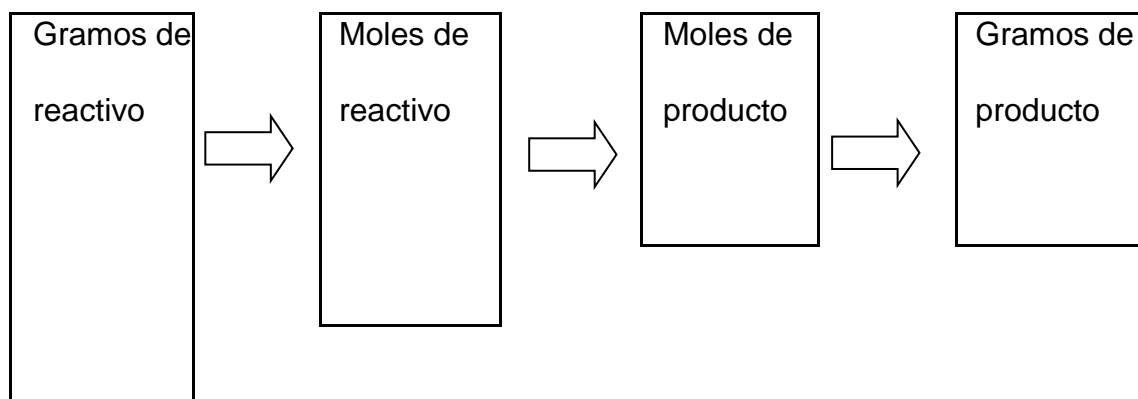
Introducción

Una pregunta que surge en el laboratorio químico. “¿qué cantidad de producto se obtendrá a partir de cantidades específicas de la materia prima (reactivos)?” O bien, en algunos casos la pregunta se plantea de manera inversa: “¿Qué cantidad de materia prima se debe utilizar para obtener una cantidad específica del producto?”. Para interpretar una reacción en forma cuantitativa necesitamos aplicar el conocimiento de las masas molares y el concepto de mol. La estequiometría es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química.

Para calcular la cantidad de productos formados en una ecuación se utilizan moles. El método general para resolver problemas de estequiometría se resume a continuación.

1. Escribir una ecuación balanceada de la reacción.
2. Convierta la cantidad conocida del reactivo (en gramos u otras unidades) a número de moles.
3. Utilice la relación molar de la ecuación balanceada para calcular el número de moles del producto formado.
4. Convierta los moles de producto en gramos (u otras unidades) de producto.

En la siguiente figura se muestran estos pasos. Algunas veces podemos requerir que se calcule la cantidad de un reactivo que se necesita para formar una cantidad específica de producto. En esos casos. Los pasos mostrados en la figura se pueden invertir.



Cuando se efectúa una reacción, generalmente los reactivos no están presentes en las cantidades estequiométricas exactas, es decir, en las proporciones que indica la ecuación balanceada. Debido a que la meta de una reacción es producir la cantidad máxima de un compuesto útil a partir de las materias primas, con frecuencia se suministra un exceso de uno de los reactivos para asegurar que el reactivo más costoso se convierta por completo en el producto deseado. En consecuencia, una parte del reactivo sobrará al final de la reacción. El reactivo que se consume primero en una reacción se denomina reactivo limitante, ya que la máxima cantidad de producto que se forma depende de la cantidad original de este reactivo. Cuando este reactivo se consume, no se puede formar más producto. Los reactivos en exceso son los reactivos presentes en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante.

Los seres humanos siempre han tratado de buscar remedios para sus dolores y en la antigüedad los encontraban en la propia naturaleza. Con el tiempo la investigación científica y las soluciones químicas se abrieron camino en la búsqueda de estos caminos.

Uno de los productos que servía para quitar la fiebre y aliviar el dolor era el extracto de la corteza del sauce blanco (*Salix alba*), cuyo principio activo es la

salicina, que sirve para sintetizar el ácido salicílico, que a su vez es la materia prima para la preparación del ácido acetilsalicílico o aspirina.

En 1899 se pudo obtener en forma pura y estable el ácido acetilsalicílico, que se ha vendido en todo el mundo bajo el nombre de "Aspirina". Es el único producto farmacéutico que se fabrica a la escala de producto químico industrial.

Nota: traer una pastilla Alka Seltzer efervescente.

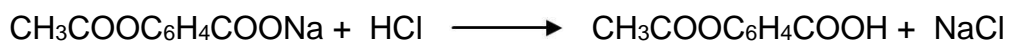
Pre - reporte

1. Realizar diagrama de flujo.
2. En una reacción ¿qué es el reactivo limitante?
3. ¿Qué es el reactivo en exceso?
4. ¿Cuál es la equivalencia de 2 mol de H₂O en gramos?
5. ¿Cuál es la equivalencia de 100 gramos de H₂O en mol?
6. Investiga la fórmula estructural de la aspirina.

Procedimiento

El siguiente experimento consiste en separar la aspirina presente en una tableta efervescente, que además de ácido acetilsalicílico, entre sus ingredientes contiene bicarbonato de sodio.

1. En un vaso de precipitado coloca y pesa $\frac{1}{2}$ pastilla _____ g y 10 mL de agua. Espera a que termine de reaccionar. Quedará algo de sólido sin disolver.
2. Vierte en otro vaso de precipitado 10 mL de ácido clorhídrico (6 M) y adiciónalo a la solución del medicamento, en porciones de 5 gotas, utilizando el gotero o la pipeta de plástico. Al principio el sólido insoluble que se encontraba en el fondo del vaso se disuelve, con desprendimiento de burbujas de CO_2 , ya que se trata de bicarbonato de sodio. Una vez que se termine el bicarbonato, la aspirina que se encuentra disuelta en la forma de su sal de sodio, acetisalicilato de sodio ($\text{CH}_3\text{COOC}_6\text{H}_4\text{COONa}$), reaccionará con el ácido clorhídrico para formar el ácido acetilsalicílico que es insoluble en agua, por lo que se precipitará.



3. Agrega ácido clorhídrico hasta que ya no se forme más sólido. Anota cuantos mililitros se agregaron de ácido _____ mL.
4. Pesa un papel filtro
5. Filtra la suspensión que tienes en el vaso, y enjuaga el sólido (aspirina) que queda en el papel filtro con dos porciones de dos mililitros de agua helada.
6. Secar en la estufa el papel filtro con el producto.

7. Pesar en balanza.

DISCUSIÓN

CONCLUSIÓN

BIBLIOGRAFÍA

Cuestionario

1. ¿A qué se debe que la sal de sodio del ácido acetilsalicílico sea soluble en agua, en tanto que el ácido no lo es?
2. ¿Cuál de los reactivos es el limitante?
3. ¿Cuál es el rendimiento teórico?
4. ¿Cuál es el rendimiento real?
5. ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?

PRÁCTICA 10. RENDIMIENTO TEÓRICO Y EXPERIMENTAL

Objetivo

Calcular el porcentaje de rendimiento por medio del rendimiento teórico y experimental.

Introducción

Retomando conceptos de la práctica anterior la cantidad de reactivo limitante presente al inicio de una reacción determina el rendimiento teórico de la reacción, es decir, la cantidad de producto que se obtendrá si reacciona todo el reactivo limitante. Por lo tanto, el rendimiento teórico es el rendimiento máximo que se puede obtener, que se calcula a partir de la ecuación balanceada. En la práctica el rendimiento real, o bien la cantidad de producto que se obtiene en una reacción, es menor que el rendimiento teórico.

Para determinar la eficiencia de una reacción específica, se utilizan el término rendimiento porcentual, que describe la proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico. Se calcula de la siguiente manera:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

El intervalo del porcentaje del rendimiento puede fluctuar desde 1% hasta 100%. En las reacciones siempre se busca aumentar el porcentaje de rendimiento. Entre los factores que pueden afectar el porcentaje del rendimiento se encuentra la temperatura y la presión.

El rendimiento real es el que se obtiene en la reacción de un experimento, es decir el producto final que se pesa en una reacción en un laboratorio. El rendimiento

teórico es el que se hace mediante la estequiometría realizada con cálculos en el cuaderno.

NOTA: Traer una regla con graduación en milímetros

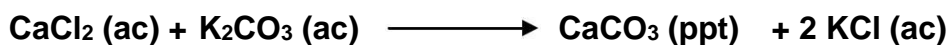
Pre reporte

1. Realiza el diagrama de flujo.
2. ¿Qué es un precipitado?
3. ¿Cómo se calcula el porcentaje de rendimiento de una reacción?
4. De qué forma se puede separar un sólido de una mezcla de líquido-sólido en el laboratorio.
5. Investigar en las hojas de seguridad las propiedades físicas y químicas de los reactivos y productos de la práctica.

Procedimiento experimental

Etiquetar tubos de ensaye de igual tamaño con números del 0 al 4.

- 1) Agregar a cada tubo los volúmenes de agua destilada indicados en la tabla 1 usando una pipeta graduada.
- 2) Agregar cuidadosamente a cada tubo los volúmenes de reactivo A indicados en la tabla 1, usando una pipeta graduada. Lavar la pipeta al terminar de agregar el reactivo.
- 3) Agregar cuidadosamente a cada tubo los volúmenes de reactivo B, indicados en la tabla 1, usando una pipeta graduada. Lavar la pipeta al terminar de agregar el reactivo.
- 4) Mezclar el contenido de cada tubo. Asegurarse de tapar los tubos para evitar pérdidas de la disolución.
- 5) Medir y anotar en la tabla 1 el pH de cada uno de los tubos.
- 6) Dejar reposar durante un par de minutos los tubos y anotar la altura del precipitado en la tabla 1



Reactivo A: CaCl₂ 1M

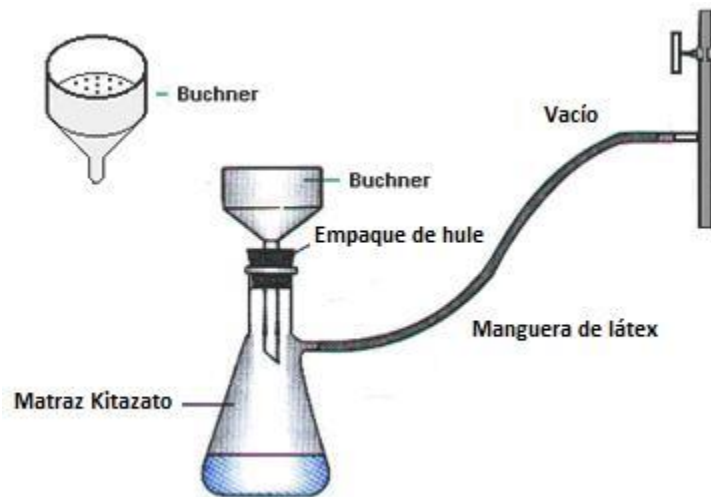
Reactivo B: K₂CO₃ 1M

Tabla 1.

Tubo	0	1	2	3	4
Reactivo					
A (mL)	0.0	3.0	3.0	3.0	3.0
B (mL)	0.0	1.0	3.0	4.0	6.0
H ₂ O (mL)	9.0	5.0	3.0	2.0	0.0
Altura del ppt (mm)					
pH de la mezcla					

Procedimiento para la filtración del sólido obtenido

1. Numerar con lápiz en la parte inferior cuatro piezas de papel filtro y pesar en la balanza, registrar el peso de cada papel en la tabla 2.
2. Para la filtración a vacío se requiere un matraz Kitazato, un embudo Buchner, un empaque de hule en forma de dona y una manguera de látex. Es necesario emplear papel filtro en forma de círculos, cuyo tamaño se ajuste al interior del embudo Buchner. El sistema de filtración se monta según el esquema que se presenta a continuación:



3. Agregar una pequeña cantidad de agua sobre el papel filtro y abrir el vacío. Filtrar el contenido de cada tubo de ensaye, a partir del tubo 1, sobre el papel filtro correspondiente. Evitar pérdidas de precipitado, recuperando el precipitado que se queda adherido al tubo para lo cual es necesario adicionar varias veces agua destilada y verter sobre el papel filtro.

NOTA: Tener precaución con el agua que se encuentre en el matraz Kitazato, no permita que llegue al nivel de donde se conecta a la manguera o el pico del matraz, para evitar que se dañe el sistema de vacío.

4. Cerrar el vacío y con una espátula retirar con cuidado el papel con el sólido del embudo Buchner.
5. Secar en estufa el producto, con precaución de no tirarlo.
6. Pesar cada uno de los papeles filtro con el sólido y anotar el resultado en la tabla 2.

7. Por diferencia calcular la masa de sólido obtenido en cada tubo de ensaye y registrar la información en la tabla 2.

Tabla 2.

Tubo	1	2	3	4
Masa del papel				
Masa del papel + ppt				
Masa del ppt				

Tabla 3.

	CaCl ₂ (ac) + K ₂ CO ₃ (ac)	CaCO ₃ + 2KCl (ac)	Sólido obtenido CaCO ₃	
Tubo	Reactivo A: CaCl ₂ (cantidad en mol)	Reactivo B: K ₂ CO ₃ (cantidad en mol)	Masa (g) de sólido obtenido	Cantidad (mol) de sólido obtenido
1				
2				
3				
4				

Tratamiento de residuos

Mezclar todas las disoluciones filtradas de los tubos 1 a 4, neutralizar (pH entre 6 y 7) y desechar en la tarja.

El sólido obtenido, se junta en un frasco.

DISCUSIÓN

CONCLUSIÓN

BIBLIOGRAFÍA

Cuestionario

1. ¿Qué reactivo limita la formación de CaCO_3 , en cada uno de los tubos?
2. ¿Qué reactivo está en exceso en la formación de CaCO_3 , en cada uno de los tubos?
3. Realiza una gráfica en papel milimétrico, los datos de masa del precipitado obtenido en gramos (ordenadas, eje "y") en función del volumen en mililitros, de reactivo B agregado (abscisas, eje "x").
4. Calcula el rendimiento teórico para cada uno de los tubos.
5. Con el rendimiento teórico y rendimiento experimental, calcular el porcentaje de rendimiento para cada uno de los tubos.

PRÁCTICA 11. PREPARACIÓN DE SOLUCIONES

Objetivo

Conocer y utilizar correctamente las diferentes expresiones que permiten el cálculo de la concentración de una disolución.

Introducción

En el laboratorio es fundamental e imprescindible el conocimiento de la estequiometría de las reacciones que se llevan a cabo. La mayoría de estas reacciones se realizan en disolución, de manera que para su control es necesario conocer las concentraciones de los reactivos en uso y manejar perfectamente las ecuaciones y expresiones que rigen su cálculo.

Eso ocurre en la utilización de ácidos y bases fuertes que se suministran comercialmente como reactivos en disoluciones muy concentradas. Antes de hacer uso de ellas, nos debemos plantear ¿qué concentración tienen estas disoluciones comerciales? En este punto hay que señalar que esa concentración oscila dependiendo del fabricante e incluso de la remesa que suministra un proveedor determinado. Estos productos vienen etiquetados con un valor de concentración aproximado que no siempre coincide con el valor exacto y real, en consecuencia es necesario que se determine la concentración real de cada reactivo que utilicemos.

La concentración es una unidad de medición general que indica la cantidad de soluto presente en una cantidad conocida de disolución, es decir, es una expresión de la cantidad relativa de soluto por unidad de volumen o unidad de masa de la disolución.

Concentración = cantidad de soluto/ cantidad de disolución

Precauciones de seguridad: Los ácidos y bases que se utilizarán en esta práctica son sustancias muy corrosivas y/o tóxicas. Evite en todo momento su inhalación directa, o el contacto con ojos o piel.

NOTA: Llevar el día de la práctica frascos limpios para guardar las soluciones a preparar.

Pre-reporte

1. Realiza el diagrama de flujo.
2. ¿Qué es una disolución?
3. De acuerdo a la cantidad de soluto, clasifique y explique los tipos de disoluciones.
4. ¿Qué es una disolución acuosa?
5. ¿Qué es concentración de una disolución?
6. Escriba la fórmula de las siguientes medidas de concentración:
 - a) Porcentaje en peso/peso (p/p)
 - b) Porcentaje en volumen/volumen (v/v)

c) Por ciento peso/volumen (p/v)

d) Molaridad

e) Normalidad

f) ppm (partes por millón)

Procedimiento

1. Calcula la cantidad de reactivo necesario para preparar:

50 mL de NaOH al 0.4%

50 mL de HCl al 0.1 M

Estos reactivos se utilizarán en la siguiente práctica.

2. Una vez realizados los cálculos, preparar las disoluciones como se menciona a continuación.

3. Preparación de la disolución a partir del reactivo en estado sólido.

a) Pesa una hojuela de hidróxido de sodio, haz los cálculos de concentración de esta disolución, vacía el reactivo (sólido) a un vaso de precipitado en el cual se tendrá un poco de agua destilada (cuida no sobrepasar la cantidad final de solución que vas a preparar, es decir, si vas a preparar 50 mL de la solución puedes agregar de 20 a 30 mL de agua destilada en el vaso de precipitado, no más de 50 mL) y disuelve el reactivo en el agua con ayuda de un agitador.

b) Una vez disuelto el reactivo pasa la disolución al matraz de aforo de 50 mL y agrega la cantidad de agua destilada faltante hasta la marca de aforo, de esta manera tendrás 50 mL de la disolución a la concentración deseada.

c) Etiqueta de manera correcta tu disolución.

d) Comprueba el pH de tu disolución con ayuda de papel indicador.

4. Preparación de la disolución a partir del reactivo en estado líquido.

a) Agrega un poco de agua en tu matraz de aforo de 50 mL.

- b) Agrega la cantidad de reactivo líquido necesario (según los cálculos realizados) poco a poco a través de las paredes del matraz
- c) Agrega agua destilada hasta la marca de aforo.
- d) Etiqueta de manera correcta tu disolución.
- e) Comprueba el pH de tu disolución con ayuda de papel indicador.

Resultados

Anota en la siguiente tabla la información que se pide de las disoluciones preparadas.

Reactivo	Concentración	Gramos o volumen utilizados	Pureza	Densidad	pH
HCl	0.1 M		36%	1.19 g/mL	
NaOH	0.4 %		100%	2.1 g/mL	

DISCUSIÓN

CONCLUSIÓN

BIBLIOGRAFÍA

Cuestionario

1. ¿Cuáles son las diferencias al preparar una disolución a partir de un reactivo líquido y un sólido?
2. ¿Qué balanza utilizarías (granataria, semianalítica o analítica) para tener una mejor exactitud y precisión en la preparación de disoluciones?
3. ¿Cómo afecta la concentración comercial de los ácidos al momento de preparar una disolución en el laboratorio?
4. ¿Cómo afecta la solubilidad en la preparación de las disoluciones?

PRÁCTICA 12. TITULACIÓN VOLUMÉTRICA

Objetivo

Conocer el fundamento de una titulación volumétrica en medio ácido- base.

Introducción

Para determinar la concentración de un soluto dado en una disolución, se puede realizar una titulación, la cual involucra la combinación de una muestra de la disolución con una disolución reactiva de concentración conocida, llamada disolución estándar. Las titulaciones pueden realizarse mediante reacciones ácido – base, de precipitación o de oxidación – reducción. El punto en que reaccionan cantidades estequiométricamente equivalentes, se le conoce como punto de equivalencia de la titulación.

Para titular una disolución desconocida con una disolución estándar, debe haber alguna forma de determinar cuándo se ha llegado al punto de equivalencia de la titulación. En las titulaciones ácido – base, se utilizan compuestos orgánicos de elevado peso molecular conocidos como indicadores ácido – base para este propósito, los cuales cambian de los colores dependiendo del carácter ácido o básico de la disolución . Por ejemplo, el indicador conocido como fenolftaleína es incoloro en disolución ácida, pero rosa en disolución básica.

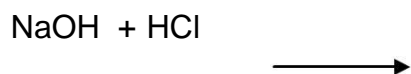
Pre- reporte

1. Realiza el diagrama de flujo.
2. ¿Qué es la valoración volumétrica?
3. ¿Para qué se utiliza esta técnica?

4. ¿Qué es un indicador en la técnica de valoración volumétrica? Menciona 3 indicadores que se pueden utilizar en esta técnica.
5. A que se refiere como punto de equivalencia en esta técnica.
6. En las hojas de seguridad del hidróxido de sodio y ácido clorhídrico, busca el nombre común que tienen estos reactivos.

Cuestionario

1. Indica la reacción que se produce entre el hidróxido de sodio y el ácido clorhídrico



2. ¿Qué tipo de reacción es la que sucede entre un ácido y una base?
3. ¿Qué es una solución estándar?
4. ¿Cuál es el punto de equivalencia de la fenolftaleína (rango de pH)?
5. ¿Cómo se lleva a cabo la preparación de la fenolftaleína?

Universidad Autónoma de Zacatecas

DR. ANTONIO GUZMÁN FERNANDEZ

Rector de la Universidad Autónoma de Zacatecas

DR. RUBEN IBARRA

Secretario General de la UAZ

DR. FRANCISCO LUNA PACHECO

Coordinador del Consejo Académico del Área de Ciencias de
la Salud

Unidad Académica Enfermería

DRA. EN C. PERLA MARIA TREJO ORTIZ

Directora de la Unidad Académica de Enfermería

Programa Académico de la Licenciatura en Nutrición

M.N.C. CRISTINA SARAI CONTRERAS MARTÍNEZ

Responsable del Programa Académico

de la Licenciatura en Nutrición



Este documento ha sido elaborado por:
Dr. en C. María Guadalupe Pacheco Tovar

Avalado por:
H. Consejo de la Unidad Académica de Enfermería
A los _____ días el mes de _____
del año _____

Fecha de la última revisión: _____
Fecha de la última modificación: _____

