



FUNDAMENTOS DE LA PRÁCTICA EN EL LABORATORIO DE QUÍMICA II

Química Inorgánica para Ingenieros

DESCRIPCIÓN BREVE

Libro sobre los fundamentos prácticos llevados a cabo en un laboratorio de química inorgánica. Especialmente en lo que respecta a preparación de soluciones y propiedades de la materia.

Química II

MÚZQUIZ RAMOS ELIA MARTHA

FLORES GUIA TIRSO EMMANUEL

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE COAHUILA FACULTAD DE CIENCIAS QUÍMICAS



FUNDAMENTOS DE LA PRÁCTICA EN EL LABORATORIO DE QUÍMICA II

PARA INGENIEROS QUÍMICOS

MÚZQUIZ RAMOS ELIA MARTHA
FLORES GUIA TIRSO EMMANUEL

Primera edición

México, Diciembre del 2016

ISBN: 978-607-506-271-6

Foto de portada: L. Miguel López Valdez

© Esta obra es propiedad de la Universidad Autónoma de Coahuila.
Derechos reservados por los autores

Queda prohibida la reproducción parcial o total por cualquier medio,
sin la autorización escrita de la Universidad Autónoma de Coahuila.

Agradecimientos:

Agradecemos el apoyo de la Secretaria de Planeación, a través del Programa de Apoyo al Desarrollo de la Educación Superior (PADES) otorgado en el año 2016 a la Universidad Autónoma de Coahuila.

Contenido

Objetivo	1
Introducción	2
Práctica 1. Manejo de Material y Técnicas Básicas de Laboratorio.	7
Práctica 2. Fórmula Empírica de un Compuesto	11
Práctica 3. Reactivo Limitante y Reactivo en Exceso.	16
Práctica 4. Densidad de Líquidos. Efecto de la Temperatura	21
Práctica 5. Punto de Ebullición	26
Práctica 6. Punto de Fusión.	31
Práctica 7. Preparación de soluciones.	35
Práctica 8. Preparación de Soluciones Estándar. Titulación	40
Práctica 9. ¡¿Que, qué..... Ácido en mi Estómago?!	45

Objetivo

Que el estudiante de la materia de Química Inorgánica II aplique en el laboratorio lo aprendido en la teoría para la resolución de problemas prácticos.

Objetivos Particulares

1. El alumno retomara las buenas prácticas de laboratorio con el correcto pesaje y la medición exacta de volúmenes.
2. El alumno inicie con la determinación de la fórmula empírica y molecular de compuestos simples.
3. Aplicará los conceptos de reactivo limitante y reactivo e exceso.
4. Determinará la densidad de varios materiales.
5. Relacionará el concepto de fuerzas intermoleculares con las propiedades físicas de los compuestos químicos.
6. Aprenderá a preparar y valorar soluciones, así como a hacer determinaciones cuantitativas por titulaciones químicas.
7. Aplicará el concepto de acidez a su vida diaria.
8. Estudiará sistemas en equilibrio para comprobar el principio de Le Châtelier.
9. Determinará el calor específico.
10. Determinará el cambio de energía asociado con la descomposición de un compuesto químico.

Introducción

El presente libro está dirigido a los alumnos de la carrera de Ingeniería Química que cursan la materia de Química Inorgánica II. Está diseñado de forma tal que al terminar la práctica el reporte esté listo para entregarse.

No contiene una introducción, sino que se hacen una serie de cuestionamientos que el alumno debe investigar antes de entrar al laboratorio para asegurarse que conozca el fundamento teórico de la práctica, además, deberá haber hecho los diagramas de flujo correspondientes, de preferencia con dibujos para obligarlo a consultar la fisonomía del material que desconoce. Las observaciones y cálculos pertinentes se harán sobre la marcha, y concluirán por equipo al finalizar la misma.

Indicaciones Para El Aprovechamiento De La Práctica

Requisitos pre-laboratorio:

1. Contestar las preguntas de la Introducción de la práctica a realizar
2. Ficha de seguridad de los reactivos a emplear (nombre, fórmula, peso molecular, solubilidad, puntos de fusión y ebullición, dosis letal media, clasificación química y, riesgos y precauciones).
3. Hacer los diagramas de flujo.
4. Efectuar los cálculos preliminares cuando así se requiera en la práctica.

***Es responsabilidad del estudiante, leer con anterioridad la guía de laboratorio para que se informe sobre el manejo de equipo, sustancias y procedimientos que se utilizarán.**

Requisitos para realizar la práctica:

1. Cumplir puntualmente con el horario establecido para asistir al laboratorio. No se aceptarán alumnos 15 minutos después del comienzo de las actividades.
2. Traer equipo de seguridad (bata, lentes, guantes, etc).

3. Traer el cuadernillo del laboratorio con los requisitos cumplidos.
4. Tener limpio y en orden el material y reactivos para trabajar.
5. Cuidar las medidas de seguridad e higiene necesarias en un laboratorio. (si se te han olvidado consulta los posters pegados en el laboratorio).
6. Recuerde que el profesor se reserva el derecho de SOLICITAR LA SALIDA del laboratorio a cualquier alumno que no respete las normas.
7. Los estudiantes deben asumir una posición de orden, seriedad, responsabilidad con el trabajo y respeto a su profesor, compañeros y personal no docente.

Realización de la Práctica:

1. Empezar cuando el instructor lo indique, que será después de haber dado las instrucciones pertinentes.
2. Estar atento a los procedimientos y seguir las instrucciones dadas por el docente incluso durante la práctica.
3. Anotar todas las observaciones posibles, cuidando todos los detalles.
4. Consultar con el maestro en caso de dudas.
5. Realizar los cálculos cuando así lo requiera la práctica.
6. Concluir en base a las observaciones y el objetivo.
7. Entregar el cuadernillo al salir del laboratorio.
8. Al terminar el laboratorio deberá entregar limpia el área de trabajo. Devuelva el material solicitado en almacén, recoja todos los desechos y deposítelos en los recipientes correspondientes. Coloque las sillas debajo de la mesa.

Elaboración del reporte:

Cada estudiante debe contar con un cuaderno exclusivo para realizar las anotaciones de las prácticas realizadas en este laboratorio. El reporte deberá ser entregado después de llevar a cabo la práctica. Y debe contener, además de los requisitos pre-laboratorio lo siguiente:

Observaciones realizadas: dichas observaciones deben estar en forma ordenada y en el espacio que corresponde dentro de este libro. Es el registro detallado DE TODO lo que se ha llevado a cabo durante la práctica.

Resultados obtenidos: los cuales deberán estar registrados en el espacio correspondiente. En caso de requerir tablas, estas se deben llenar teniendo en cuenta:

No dejar espacios en blanco en el cuerpo de la tabla; estos pueden que no existen los datos o que se han omitido por error.

Si faltasen datos llenar los espacios con una línea y explicar el motivo por el que no se cuenta con dichos datos.

Nunca repetir las unidades de medida en el cuerpo de la tabla. El símbolo de medición se deberá agregar debajo del encabezado de las columnas.

Usar el mismo grado de precisión para todos los datos.

Colocar el cero a la izquierda del punto decimal en datos menores a la unidad.

Análisis de Resultados: Esta es la parte más importante del reporte. Aquí los resultados deberán interpretarse apoyándose en literatura científica (libros, artículos científicos, revistas, etc). Recuerde que la redacción será en tercera persona.

Conclusiones: Se presentan conforme a los resultados obtenidos o bien puede retomarse del tema de la práctica mencionando los datos más importantes y su relevancia en la práctica realizada.

Cuestionario resuelto.

Bibliografía.

Bibliografía recomendada

- Mettler-Toledo. Laboratory Weighing Pesaje correcto con balanzas de laboratorio.
- Chang, R. (2004) Química. 8^a edición. Mc. Graw-Hill. México

- Brown, T. (2005) Química la Ciencia Central. 9ª edición Prentice Hall. México.
- Whitten, K. (1992) Química General. 4ª edición Mc. Graw-Hill.. México.
- Butler. (1998) Química Inorgánica. Principios y Aplicaciones. 1ª edición. Addison Wesley Longman. México.
- Sherman, A.(1999) Conceptos Básicos de Química. 6ª edición. CECSA. México.
- Malone. (1999) Introducción a la Química. 2ª edición. Limusa Wiley. México.
- Spenser J.(1998) Química, Estructura y Dinámica. 1ª edición. CECSA. México.

Medidas De Seguridad Básicas

Es responsabilidad del alumno conocer las normas de seguridad que se deben seguir en el laboratorio al que está por ingresar; destacando la necesidad de cumplir dichas normas para evitar daños personales y a terceros. Es una obligación conocer el protocolo para preparar una práctica de laboratorio, así como, reportar y analizar los resultados obtenidos

El alumno deberá ubicar las áreas e implementos de seguridad con que cuenta el laboratorio para utilizarlos adecuadamente durante el desarrollo de las prácticas y en casos de emergencia. En caso de desconocerlos, una vez consultados responda lo siguiente:

¿Qué debes hacer si: ?

1.- Se produce un accidente

2.- Alguna sustancia química te salpica la piel o los ojos

3.- Se calienta un tubo de ensayo y despide vapores

4.- Se requiere conocer el olor de alguna sustancia

5.- Se incendia algún mechero por la base

6.- Prende fuego en algún solvente

7.- Te urge fumar o comer

8.- Tienes duda en algún experimento

9.- Se incendia el cabello y/o la ropa de algún compañero

10.- Se contamina el aire del laboratorio

Práctica 1. Manejo de Material y Técnicas Básicas de Laboratorio.

OBJETIVO.

El propósito de este experimento es el manejo de instrumentos de medición para que el alumno adquiriera las habilidades necesarias para el adecuado manejo de equipo y material volumétrico.

INTRODUCCIÓN.

¿Cuáles son las influencias externas que afectan las mediciones en la balanza analítica?

¿Qué efecto tiene la temperatura de una muestra al pesarla y medir su volumen?

¿Qué medidas debe considerar cuando se trabaja con muestras que se evaporan?
¿Y qué medidas para muestras higroscópicas?

Mencione ejemplos de material volumétrico y ¿Qué es el menisco?

MATERIALES.

Balanza	Pipeta graduada de 2mL
Nieve seca	Mechero
Monedas de 1, 5 y 10 pesos	Probeta de 10 mL
Crisol	Bureta de 5 mL

PROCEDIMIENTO.

Parte I

El docente realizará una breve descripción de la balanza indicando, sus cuidados, sus partes, precisión y la forma en que se usa.

El alumno pesará tres veces y con la precisión indicada cada uno de los objetos que se le asignan. En cada pesada utilice las pinzas para manipular objetos. De este modo se evitara errores por aumento de peso debido a la grasa o la humedad que le pueda quedar adherida al objeto cuando se manipula directamente con las manos.

Para el caso del crisol pese primero a temperatura ambiente y luego péselo después de colocarlo dos minutos en el fuego directo

Parte II

En primer lugar se practicará el funcionamiento del mecanismo que se adhiere a la parte superior de la pipeta. Una vez hecho esto se procederá a realizar la primera actividad. Ésta consiste en tomar la pipeta de 2 mL., para comenzar a “pipetear” agua destilada de la pizeta en diferentes cantidades, hasta alcanzar un volumen teórico de 7 mL.

Este volumen se irá almacenando en una probeta de 10 mL. Se trasladará el contenido de la probeta a una bureta de 50 mL con la finalidad de seguir practicando con los instrumentos de medición de volumen.

Por último, se procede a vaciar el contenido de la bureta a un matraz aforado de 10 mL para, finalmente utilizando la densidad del agua en ese momento, calcular el volumen contenido en el vaso de precipitado y así comprobar si realmente habíamos medido 7 mL.

RESULTADOS Y OBSERVACIONES

CUESTIONARIO.

1.- Mencione algunas causas de error en caso de que no coincida la masa de las monedas.

2.- Determine la media, la desviación estándar y la incertidumbre de cada uno de los valores obtenidos en la balanza.

3.- Mencione algunas causas de error en caso de que no coincida el volumen inicial con el volumen final.

4.- ¿Cuál es la diferencia entre exactitud y precisión?

BIBLIOGRAFIA

Práctica 2. Fórmula Empírica de un Compuesto

OBJETIVO.

El propósito de este experimento es llevar a cabo una reacción química, la cual forma un compuesto y determinar la fórmula empírica del compuesto.

INTRODUCCIÓN.

Investigue lo siguiente:

¿Qué es una fórmula empírica?

¿Cómo se puede determinar?

¿Cuál es la diferencia entre fórmula empírica y molecular?

MATERIALES.

Crisol con tapa

Triángulo de porcelana

Soporte con anillo de hierro

Mechero Bunsen

Pinzas para crisol

5 cm de cinta de magnesio

Pizeta con agua destilada

PROCEDIMIENTO.

- 1.- Lave, enjuague y seque el crisol con su tapa.
- 2.- Coloque el crisol con su tapa sobre el triángulo de porcelana que, a su vez esté sobre un anillo de soporte universal.
- 3.- Coloque el mechero Bunsen debajo del crisol y caliente durante 5 minutos.
- 4.- Ajuste el mechero y el anillo, de tal forma que la parte caliente de la flama alcance el fondo del crisol.
- 5.- Después del calentamiento quite el mechero y deje enfriar el crisol a temperatura ambiente.
- 6.- Mientras se enfría el crisol tome aproximadamente 5 cm de cinta de magnesio, si es necesario límpiela hasta que quede plateada. Córtela en pedazos pequeños.
- 7.- Una vez frío pese el crisol con su tapa y anote la masa.
- 8.- Coloque los pedazos de la cinta de magnesio en el fondo del crisol y pese nuevamente (el crisol, la tapa y el magnesio). Anote la masa.
- 9.- Caliente el crisol sobre el triángulo de porcelana suavemente al principio, moviendo la flama de un lado a otro por unos minutos. Después caliente el crisol con la flama completa por unos 15 minutos. **NO CALIENTE EL CRISOL DESTAPADO.**
- 10.- Al cabo de 15 minutos deje enfriar el crisol 3 a 5 minutos y después, usando las pinzas para crisol ajuste la tapa dejando una pequeña abertura.
- 11.- Caliente nuevamente el crisol durante 10 minutos más, retire la flama y deje enfriar durante algunos minutos.
- 12.- Levante la tapa con precaución, usando las pinzas, y caliente el crisol fuertemente. Si el contenido del crisol brilla en forma intensa y desprende humo blanco, coloque la tapa y caliente por 5 minutos más.

13.- Repita el proceso hasta que vea que ha reaccionado todo el magnesio. Esto será cuando el contenido no brille en forma intensa.

14.- Una vez que estime que todo el magnesio ha reaccionado caliente fuertemente unos minutos manteniendo el crisol destapado.

15.- Tápese el crisol y deje enfriar a temperatura ambiente. Una vez frío agregue de 10 a 15 gotas de agua destilada. Tápese y caliéntese suavemente durante 5 minutos.

16.- Déjelo enfriar y pese el crisol con la tapa y el producto. Anote la masa.

DIAGRAMA DE FLUJO.

RESULTADOS.

Crisol + tapa	-----
Crisol + tapa + Mg	-----
Crisol + tapa + producto	-----
Masa de magnesio	-----
Masa de producto	-----

OBSERVACIONES.

CUESTIONARIO.

- 1.- ¿Por qué es necesario calentar el crisol antes del experimento?
- 2.- Escriba la ecuación balanceada para la reacción que se llevó a cabo.
- 3.- Calcule la masa de oxígeno que se combinó con el magnesio.

4.- Calcule el número de átomos de magnesio que se tenían.

5.- Calcule el número de moles de oxígeno que se combinaron con el magnesio.

6.- ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto que se obtuvo?

CONCLUSIONES.

BIBLIOGRAFÍA.

Práctica 3. Reactivo Limitante y Reactivo en Exceso.

OBJETIVO.

El propósito de este experimento es aplicar los conceptos de reactivo limitante y reactivo en exceso

INTRODUCCIÓN.

Investigue lo siguiente:

¿Qué es una reacción química y qué es una ecuación química?

¿Cuándo se dice que un reactivo es limitante?

¿Cómo se puede calcular el reactivo limitante?

MATERIALES.

5 Bolsa de plástico con cierre (tipo Ziplock)

Probetas de 10 y 100 mL

Espátula

Pizeta

Vidrio de reloj

8 Alambres Forrados (de los utilizados para cerrar las bolsas de basura)

Bicarbonato de sodio comercial (NaHCO_3)

Vinagre Blanco Casero (5% CH_3COOH)

PROCEDIMIENTO.

Parte I.

1. Escriba una ecuación que represente la reacción que ocurrirá entre el bicarbonato de sodio y el vinagre blanco casero y balancéala.
2. Determine el volumen de una bolsa de plástico con cierre (Tipo Ziplock) de la siguiente manera: llene la bolsa con agua corriente y ciérrala, vuelva a abrir el cierre de la bolsa y vierte el agua en una probeta para medir el volumen de agua que utilizó.
3. Calcule la masa del bicarbonato de sodio necesaria para llenar de CO_2 toda la bolsa cuando este reaccione con el vinagre.
4. Pese la cantidad de bicarbonato de sodio que calculó y vacíela en la bolsa en una de las esquinas y selle la esquina con un alambre forrado.
5. En la otra esquina coloque 70 mL de vinagre (ácido acético) y selle también la esquina con alambre. Cuide que los reactivos no se mezclen.
6. Saque completamente el aire de la bolsa y ciérrela.
7. Retire los alambres de las esquinas de la bolsa y permita que se mezclen los reactivos. Deje que termine la reacción y realice sus observaciones.

Parte II.

1. Necesitarás 4 bolsitas iguales con cierre hermético.
2. Etiquételas con los números del 1 a la 4 y coloque las siguientes cantidades de bicarbonato de sodio 0.5 g, 1.0 g, 2.0 g y 2.5 g respectivamente en una de

las esquinas de la bolsa y sujete con un alambre al igual que en el experimento anterior.

3. Añada 60 mL de vinagre a cada una de las bolsitas, saque el aire y cierre perfectamente el cierre hermético.

4. Coloque las bolsas sobre la mesa e inicie la reacción aflojando el alambre.

5. Observe la reacción y revise las cantidades de CO_2 producidas en cada bolsita.

DIAGRAMA DE FLUJO.

RESULTADOS.

La reacción que ocurrió entre el bicarbonato de sodio y ácido acético es:

Calcule:

Volumen de la bolsa

gramos de bicarbonato necesarios para llenar la bolsa sin que explote

Cálculo de los gramos de bicarbonato:

Identifica cual de los reactivos es el limitante y cual está en exceso en todos los casos

	Reactivo limitante	Reactivo en exceso
Experimento 1		
Experimento 2		
Experimento 3		
Experimento 4		

OBSERVACIONES.

CUESTIONARIO.

1.- ¿Cuánto carbonato ácido de sodio necesitarías si quisieras producir 15000 litros de CO₂, a condiciones normales de presión y temperatura? Anota los cálculos.

2. ¿Qué pasaría si la cantidad que pusiste de vinagre en el primer experimento fuera menor? ¿Qué compuestos químicos te quedarían al final de la reacción?

CONCLUSIONES.

BIBLIOGRAFÍA.

Práctica 4. Densidad de Líquidos. Efecto de la Temperatura

OBJETIVO.

Al finalizar la presente práctica, el alumno deberá tener los conocimientos necesarios para realizar determinaciones de densidades en materiales líquidos además de conocer la influencia que la temperatura ejerce en los mismos.

INTRODUCCIÓN.

Investigue lo siguiente:

¿Qué es la densidad y cómo se define?

¿Para qué se utiliza?

¿Cómo se puede determinar?

¿Por qué es importante anotar la temperatura en la medición de una densidad?

MATERIALES.

Vaso de precipitado de 250 mL

Balanza

Picnómetro

Termómetro

Recipiente para baño de agua

Agua destilada

Glicerina

PROCEDIMIENTO.

Determinación del volumen del picnómetro.

Se pesa el picnómetro limpio y seco, se le agrega agua y se pesa de nuevo, se determina el volumen del picnómetro en función de su masa. Mide la temperatura del agua y consulta la densidad de la misma a esa temperatura.

Determinación de la densidad de un líquido no volátil

Con el volumen estandarizado del picnómetro, determinar la densidad de la glicerina a diferentes temperaturas:

- 1) Temperatura ambiente
- 2) A 40°C
- 3) A 60°C
- 4) A 90°C

DIAGRAMA DE FLUJO.

OBSERVACIONES Y RESULTADOS.

Parte I

Masa de picnómetro: _____

Temperatura del agua: _____

Masa del picnómetro más agua: _____

Densidad del agua a esa temperatura: _____

Masa del agua: _____

Volumen del picnómetro: _____

Parte II

Masa del picnómetro limpio y seco _____

Volumen del picnómetro _____

Temperatura	Masa del picnómetro + glicerina	Masa de la glicerina	Densidad
T. Ambiente () °C			
40 °C			
60 °C			
90 °C			

CUESTIONARIO.

- 1.- ¿Cómo afectará la temperatura en la medición de las densidades?

- 2.- ¿Qué factores crees que pueden generar errores en la medición de las densidades?

- 3.- ¿Cuáles son las ventajas y desventajas del uso de un picnómetro?

- 4.- ¿Qué son los grados Brix?

- 5.- ¿En qué unidades se puede expresar la densidad?

- 6.- ¿En qué consiste el método de Mohr-Westphal?

- 7.- Menciona por lo menos cinco aplicaciones industriales del uso de la densidad.

CONCLUSIONES.

BIBLIOGRAFÍA.

Práctica 5. Punto de Ebullición

OBJETIVO.

El alumno determinará el punto de ebullición de varios alcoholes aplicando la técnica en microescala y relacionará estos valores con el número de átomos de carbono del alcohol.

INTRODUCCIÓN.

Investigue lo siguiente:

¿Qué es el calor de vaporización?

¿Qué es el punto de ebullición?

¿Para qué se utiliza?

¿Cómo se puede determinar?

¿Cómo afectan la estructura molecular y las condiciones de presión a los resultados?

MATERIALES Y REACTIVOS.

Parrilla de calentamiento	Termómetro de -10 a 250 °C
2 tubos capilares	Liga de goma
1 pizeta	Aceite mineral
1 soporte universal	5 alcoholes
2 tubos de ensaye pequeño	1 pinzas de tres dedos
1 vaso de precipitado de 100 mL	1 agitador

PROCEDIMIENTO.

1. Partir el capilar en dos partes y con la flama del mechero sellar un lado.
2. Colocar sobre la parrilla el vaso de precipitados con aceite. Servirá como baño caliente.
3. Con la ayuda de una pipeta, colocar 1 mL del líquido problema en el tubo de ensaye, y dentro, el capilar sumergido en el líquido con el lado sellado hacia arriba.
4. Calentar el baño lentamente con una velocidad aprox. de 2°C por minuto hasta que una corriente de burbujas rápida y continua salga del capilar.
5. Anotar la temperatura en la cual las burbujas dejan de salir del capilar y el líquido empieza a entrar en él.
6. Repetir el experimento y promediar ambas temperaturas para obtener la temperatura de ebullición de las muestras.
7. Determine el punto de ebullición de los alcoholes que se le proporcionan y haga una tabla del punto de ebullición del alcohol y el número de carbonos del mismo.
8. Utilizando los datos de su equipo y de los compañeros haga una gráfica de número de átomos de carbono (eje X) contra puntos de ebullición (eje Y).
9. Utilizando ésta gráfica como curva de calibración determine el número de átomos de C de su alcohol problema.

DIAGRAMA DE FLUJO.

OBSERVACIONES Y RESULTADOS.

		Punto de ebullición °C		
ALCOHOL	# de Carbonos	1 ^a determ.	2 ^a determ.	Promedio
Desconocido				

El alcohol Problema del equipo # _____ es _____
 porque _____

CUESTIONARIO.

1.- ¿Cómo afectará la presión ambiental en la medición de los puntos de ebullición?

2.- ¿Qué factores crees que pueden generar errores en la medición de los puntos de ebullición?

3.- ¿Por qué se recomienda no usar mechero en la determinación para calentar el baño de aceite?

4.- ¿Por qué se forman burbujas cuando un líquido ebulle?

CONCLUSIONES.

BIBLIOGRAFÍA.

Práctica 6. Punto de Fusión.

OBJETIVO.

El alumno determinará el punto de fusión aplicando la técnica en microescala y relacionará estos valores con la estructura del compuesto.

INTRODUCCIÓN.

Investigue lo siguiente:

¿Qué ocurre en el punto de fusión de un sólido?

¿Para qué se utiliza?

¿Cómo se puede determinar?

¿Cómo afectan la estructura molecular y las condiciones de presión a los resultados?

MATERIALES Y REACTIVOS.

1 tubo de Thiele con tapón horadado	Termómetro de -10 a 250 °C
1 pinzas de tres dedos	Liga de goma
1 mechero	Glicerina
1 soporte universal	1 anillo metálico
Tela de asbesto	2 compuestos químicos
2 tubos capilares	

PROCEDIMIENTO.

1. Partir el capilar en dos partes y con la flama del mechero sellar un lado.
2. Colocar en el soporte el anillo de hierro, la tela de asbesto y el tubo de Thiele con glicerina. Servirá como baño caliente.
3. Pulverizar con un mortero y su pistilo (seco) la sustancia a analizar.
4. Empacar los tubos capilares con cada uno de los sólidos presionando y después volteando y golpeando sobre la mesa ligeramente o dejando caer el capilar empacado dentro de un tubo de vidrio. El empaque debe ser a una altura aproximada de 5 mm.
5. Con la ayuda de una liga, colocar el capilar en el termómetro y sumergirlo en la glicerina con el lado abierto hacia arriba.
6. Calentar el tubo lentamente con una velocidad aprox. de 2 °C por minuto hasta que el sólido se funda completamente.
7. Anotar la temperatura de fusión.
8. Repetir el experimento y promediar ambas temperaturas para obtener la temperatura de fusión de las muestras.
9. Determine el punto de fusión de las sustancias que se le proporcionan y haga un comparativo entre la estructura química de la sustancia y su punto de fusión.

DIAGRAMA DE FLUJO.

OBSERVACIONES Y RESULTADOS

	Nombre	Temperatura de Fusión °C
1		
2		

CUESTIONARIO.

1.- ¿De los tres estados de la materia qué fases coexisten cuando un sólido se funde?

2.- ¿Por qué se tiene que moler la muestra en el procedimiento experimental?

3.- ¿Qué factores crees que pueden generar errores en la medición de los puntos de fusión?

4.- ¿Qué otras propiedades físicas pueden ser utilizadas para identificar un compuesto desconocido?

CONCLUSIONES.

BIBLIOGRAFÍA.

Práctica 7. Preparación de soluciones.

OBJETIVO.

Que el alumno aprenda el proceso de la preparación de soluciones manejando diferentes tipos de expresar la concentración, así como a realizar los cálculos necesarios para esto.

INTRODUCCIÓN.

Investigue lo siguiente:

¿Qué es una solución?

¿Qué tipos de soluciones se pueden encontrar?

¿Qué es el soluto y qué el solvente?

¿Qué indica una concentración?

¿Cómo se expresa una concentración en forma cualitativa y cómo en forma cuantitativa?

MATERIALES Y REACTIVOS.

1 probeta de 50 mL	Espátula
2 Matraces aforados de 100 mL	Cloruro de sodio (NaCl)
2 vasos de precipitados de 250 mL	Sulfato de cobre (CuSO ₄)
1 Matraz aforado de 250 mL	Sacarosa
Vidrio de reloj	HCl concentrado
Pipeta de 5 mL	Agua destilada
Vaso de precipitados de 80 mL	Pizeta
Jeringa de 5 mL con tubo de hule	

PROCEDIMIENTO.

Soluciones al tanto por ciento peso volumen (p/v)

Se expresa el número de gramos de soluto que hay en 100 mL de solución.

1. Preparar 20 mL de una solución al 2.5% (p/v) de NaCl
2. A partir de la solución anterior preparar 10 mL de una solución al 1.0% (p/v).

Soluciones molares

Una solución 1 M es cuando se tiene un mol de soluto en 1000 mL de solución, a su vez, 1 mol de soluto es la cantidad en gramos que corresponde a su peso molecular. De la misma manera, una solución 0.253 M cuando contiene 0.253 moles de soluto en 1 litro de solución.

1. Prepare 100 mL de una solución 0.15M de CuSO₄.
2. Prepare 100 mL de solución 0.05M de CuSO₄ a partir de la solución anterior.

Soluciones molales

Una solución 1 molal (1 m) es cuando contiene un mol de soluto disuelto en 1000 g de solvente. En este tipo de soluciones, a diferencia de las molares, la cantidad de solvente siempre es la misma, independientemente de la clase de soluto o la clase de solvente. Una solución 0.02 m de sacarosa es la que se prepara poniendo 0.02 m de sacarosa en 1000 g de agua; en cambio una solución 0.02 M de sacarosa es la que se prepara poniendo 0.02 moles de sacarosa agregando agua hasta completar 1000 mL de solución.

3. Prepare en 100 mL de solvente una solución 0.02 m de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

Soluciones normales

Una solución es 1 normal (1 N) cuando contiene un equivalente químico de soluto en un litro de solución.

1. Prepare 250 mL de una solución 0.2N de HCl, si el ácido comercial está al 37 % en masa y tiene una densidad de 1.22 g/mL
2. A partir de la solución anterior prepare 100 mL de una solución 0.025 N

DIAGRAMA DE FLUJO.

OBSERVACIONES Y RESULTADOS.

Soluciones tanto por ciento.

1.- Gramos de NaCl pesados_____

2.- Volumen de la solución al 2.5% utilizada para la dilución_____

Soluciones molares.

1.- Gramos de CuSO_4 pesados_____

2.- Volumen de la solución 0.15 M utilizada para la dilución_____

Soluciones molales.

1.- Gramos de sacarosa pesados_____

2.- Gramos de agua pesados_____

Soluciones Normales.

1.- Volumen de HCl comercial_____

2.- Volumen de la solución 0.2 N utilizada para la dilución_____

¡¡GUARDA ESTA SOLUCIÓN PARA LA PRÁCTICA SIGUIENTE!!

CONCLUSIONES.

CUESTIONARIO.

1.- ¿Qué es un equivalente químico?

2.- ¿Cuál es la diferencia entre el equivalente químico de un ácido monoprótico y uno diprótico?

3.- Suponiendo que titula con hidróxido de sodio (NaOH) 0.2M, 20 mL de la solución que preparó del ácido, ¿cuánto NaOH gastará en la titulación?

BIBLIOGRAFÍA.

Práctica 8. Preparación de Soluciones Estándar.

Titulación.

OBJETIVO.

Que el alumno aprenda el proceso de valoración de soluciones, así como a realizar los cálculos necesarios para esto. Que aprenda a determinar la cantidad de un ácido presente en una solución desconocida (estequiometría de soluciones) mediante la titulación.

INTRODUCCIÓN.

Investigue lo siguiente:

¿Qué es una solución estándar?

¿Cómo se realiza una valoración de un ácido y cómo la de una base?

¿Qué es un indicador de titulación?

Si se tiene un ácido de concentración desconocida y se debe valorar empleando carbonato de calcio ¿cómo se hace?

MATERIALES Y REACTIVOS.

Probeta de 10 mL	Soporte universal
Matraz aforado de 250 mL	Pinzas para bureta
2 Matraz Erlenmeyer de 250 mL	Jeringa de 10 mL
Bureta de 50 mL	HCl 0.2 N valorado
Vidrio de reloj	Vinagre de mesa
Pipeta de 10 mL	Agua destilada
Vaso de precipitados de 100 mL	Pizeta
2 Limones	NaOH
Solución de Fenolftaleína	

PROCEDIMIENTO.

Preparación y valoración de la solución de NaOH.

1. Prepare una solución de hidróxido de sodio (NaOH) disolviendo 2.0 g de NaOH (pesados en el vidrio de reloj) en agua destilada para completar 250 mL en un matraz volumétrico. Llene la bureta con la solución preparada, enjuagando previamente con la misma.
2. Con una pipeta agregue 20 mL de la solución ácida valorada preparada en la práctica anterior (Práctica # 6) a un matraz erlenmeyer, agregue luego dos o tres gotas de fenolftaleína, que sirve como indicadora del punto final.
3. De la bureta que contiene el hidróxido, empiece a agregar gota a gota a la solución del ácido agitando constantemente hasta que la solución cambie a rosa.
4. Anote el volumen de hidróxido gastado.
5. Repita los pasos 2 al 4.

Determinación de la acidez de un vinagre.

1. Mida exactamente dos volúmenes de 5 mL de vinagre; póngalos en dos matraces Erlenmeyer y agregue 30 mL de agua destilada a cada uno.
2. Añada dos o tres gotas de fenolftaleína.
3. Agregue lentamente la solución de NaOH, agitando, hasta la aparición de un color rosa pálido.

4. Los volúmenes de NaOH consumidos por los dos matraces deben ser muy parecidos, de lo contrario titule una tercera muestra.
5. Calcule el % de ácido acético en el vinagre.

Determinación del contenido de ácido cítrico en el limón $C_6H_8O_7$.

1. Corte el limón y exprímalo.
2. Tome dos fracciones exactas de 5 mL y póngalas en dos matraces Erlenmeyer de 250 mL, diluyendo con agua destilada.
3. Añada dos o tres gotas de fenolftaleína.
4. Agregue lentamente la solución de NaOH, agitando, hasta la aparición de un color rosa pálido.
5. Los volúmenes de NaOH consumidos por los dos matraces deben ser muy parecidos, de lo contrario titule una tercera muestra.
6. Calcule el % de ácido cítrico en el jugo.

DIAGRAMA DE FLUJO.

OBSERVACIONES Y RESULTADOS.

Valoración del hidróxido de sodio

Cálculos:

Determinación	Vol. de HCl	M del HCl	Vol. de NaOH	M del NaOH
1				
2				
promedio				

Acidez del vinagre

Cálculos:

1.- Volumen 1 de NaOH agregado_____

2.- Volumen 1 de NaOH agregado_____

3.- % de ácido acético en el vinagre_____

Contenido de ácido cítrico en el jugo de limón

Cálculos:

1.- Volumen 1 de NaOH agregado_____

2.- Volumen 1 de NaOH agregado_____

3.- % de ácido cítrico en el limón_____

CONCLUSIONES.

CUESTIONARIO.

BIBLIOGRAFÍA.

Práctica 9. ¿Que, qué..... Ácido en mi Estómago?!

OBJETIVO.

Llevar a cabo una valoración o titulación ácido-base en microescala.

Determinar la concentración de una solución comercial de leche de magnesia y evaluar la eficiencia de diferentes antiácidos comerciales.

INTRODUCCIÓN.

Investigue lo siguiente:

¿Qué es la acidez estomacal y que la produce?

¿Cual es el principio activo de la leche de magnesia?

¿Por qué la leche de magnesia alivia la acidez estomacal? Escribe la ecuación de la reacción que se realiza en el estómago.

¿Por qué se utiliza vinagre blanco para medir la concentración de la leche de magnesia?

¿Cuál es la función del extracto de repollo morado en una valoración ácido base?

MATERIALES Y REACTIVOS.

Pipeta graduada de 5 mL	Soporte universal
Jeringa de 5 mL	Pinzas para bureta
Manguera de caucho (3 cm)	Leche de magnesia
3 Matraces Erlenmeyer de 25 mL	Vinagre blanco al 5%
Probeta 10 mL	Extracto acuoso de repollo
4 Bolsas pequeñas con cierre hermético	Antiácidos comerciales

PROCEDIMIENTO.

Valoración de la leche de magnesia

1. Antes de utilizar la leche de magnesia, agítala un momento hasta que se mezcle por completo.
2. Vacía 5 mL de leche de magnesia en un matraz Erlenmeyer de 25 mL.
3. Añade a la mezcla anterior 3 mL de extracto acuoso de repollo morado, agita y observa lo que sucede.
4. Arma tu bureta de microescala de la siguiente manera: toma tu pipeta graduada e inserta la parte superior de la misma en uno de los extremos del pedacito de manguera. En el otro extremo de la manguera conecta la jeringa sin aguja y sin aire.
5. Utilizando la jeringa llena la bureta con vinagre hasta la marca de cero y sujétala con una pinza a un soporte Universal.
6. Coloca el matraz debajo de tu microbureta y utilizando la jeringa agrega gota a gota el vinagre hasta que la solución cambie de color lo que te indicará el final de la titulación.
7. Toma la lectura del volumen de vinagre gastado y repite la operación anterior dos veces más.

Determinación de la acción de antiácidos comerciales

1. Marca cuatro bolsas pequeñas con cierre hermético, con el nombre de los antiácidos comerciales que conseguiste.
2. Agrega la tableta de antiácido correspondiente a cada bolsa pero sujétala en la parte superior de la misma para que puedas luego añadir el vinagre y no se mezclen.

3. Vacía 5 mL de vinagre en cada una de las bolsas, más 10 mL de agua e indicador de jugo de col morada (aproximadamente entre 30 y 40 gotas). Elimina el exceso de aire y ciérrala perfectamente.
4. Permite que la tableta de antiácido correspondiente a cada bolsa entre en contacto con el vinagre.
5. Anota todas tus observaciones de cada una de las bolsas, observa bien el color del indicador para sacar tus conclusiones.

DIAGRAMA DE FLUJO.

OBSERVACIONES Y RESULTADOS.

Determinación	Vol. de leche de magnesia	Vol de ácido	Moles de ácido	Gramos de $Mg(OH)_2$
1				
2				
3				
promedio				

CUESTIONARIO.

Valoración de la leche de magnesia

1. Calcula el volumen de vinagre que utilizaste del promedio de tus mediciones.
2. Sabiendo que el vinagre que utilizaste contiene 0.83 moles de ácido acético por litro, determina las moles de ácido que gastaste.

3. Ya que pusiste 5 mL de leche de magnesia, calcula el número de gramos de hidróxido de magnesio presentes en la leche de magnesia. Utiliza los datos de los incisos anteriores.
4. Determina la concentración de hidróxido de magnesio en 100 mL de solución de leche de magnesia.

Determinación de antiácidos comerciales

1. ¿Todos los antiácidos reaccionaron igual con el vinagre?
2. Observa las soluciones de los antiácidos ¿Cuál de ellas es más básica?
3. En base a la observación anterior ¿Cuál antiácido funcionaría mejor?

CONCLUSIONES.

BIBLIOGRAFÍA.

Toxicidades, Propiedades y Medidas de seguridad de las sustancias empleadas.

Fundamentos de la Práctica en el Laboratorio de Química II.

Este libro se terminó de reproducir el 7 de diciembre de 2016 con un tiraje de 250 discos. Y fue elaborado por miembros de la Academia de Química Inorgánica de la Facultad de Ciencias Químicas de la Universidad Autónoma de Coahuila en la ciudad de Saltillo, Coahuila. México.