



**MANUAL DE LABORATORIO DE QUÍMICA BÁSICA II**

**Diana Alexandra Torres Sánchez**  
**Qca. M.Sc; Dra**

**Fernando Pinzón Parada**  
**Qco.**

**Yaneth Cardona Rodríguez**  
**Qca. M.Sc**

**Francisco Flórez Barajas**  
**Qco.**

**UNIVERSIDAD DE PAMPLONA  
FACULTAD DE CIENCIAS BÁSICAS  
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA  
PAMPLONA, NORTE DE SANTANDER.  
COLOMBIA  
2017**



## CONTENIDO

Presentación del laboratorio de Química Básica II y recomendaciones generales para presentar un informe de laboratorio.....	4
I. Instrucciones generales.....	4
II. Instrucciones sobre operaciones en el laboratorio.....	5
<i>Contaminación de reactivos</i> .....	5
<i>Transferencia de sólidos</i> .....	6
<i>Transferencia de líquidos</i> .....	6
<i>Medida de volúmenes</i> .....	6
III. Guía para llevar el cuaderno de laboratorio.....	8
IV. Informe de laboratorio. ....	9
	14
<b>Laboratorio 1.</b> Aumento en el punto de ebullición .....	14
<b>Laboratorio 2.</b> Crioscopia .....	19
<b>Laboratorio 3.</b> Determinación de la densidad y peso molecular del $CO_2$ .....	24
<b>Laboratorio 4.</b> Ley de difusión de los gases .....	27
	32
<b>Laboratorio 5.</b> Estequiométria de reacciones Redox: Titulación yodimétrica de vitamina C .....	32
<b>Laboratorio 6.</b> Estequiometría: síntesis de ácido acetilsalicílico .....	37
	41
<b>Laboratorio 7.</b> Equilibrio químico.....	41
<b>Laboratorio 8.</b> Determinación de la constante de acidez del ácido acético. ....	45
<b>Laboratorio 9.</b> Celdas galvánicas o voltaicas .....	50
<b>ANEXOS</b> .....	53
<b>Anexo A.</b> Normas de seguridad en el laboratorio de química.....	53
<b>Anexo B.</b> Presentación de referencias bibliográficas.....	57
<b>Anexo C.</b> Factores de conversión .....	59
<b>Anexo D.</b> Propiedades fisicoquímicas de sustancias comunes. ....	61
<b>Anexo E.</b> Bibliografía de interés .....	63



## Introducción

El Laboratorio de Química Básica II es una asignatura en la que los estudiantes adquieren conceptos y procedimientos relacionados con la química y desarrolla las competencias interpretativas, argumentativas y propositiva a través de la ejecución y sustentación de los resultados de las diferentes prácticas e incluso tiene el espacio de proponer procedimientos para su ejecución en el último corte del periodo académico.

El estudiante de laboratorio de Química Básica II requiere observar, comprender y manejar los fenómenos fisicoquímicos relacionados con propiedades de gases y teoría cinética, termoquímica, oxidación reducción, concentración de las disoluciones, propiedades de las disoluciones, termoquímica y equilibrio químico, ácidos y bases y reacciones con soluciones valoradas, por ello en el transcurso de dicho curso, se desarrollaran prácticas relacionadas con los temas mencionados.



### 1. TITULO

## Presentación del laboratorio de Química Básica II y recomendaciones generales para presentar un informe de laboratorio

### 2. OBJETIVO

- ❖ El objetivo de este laboratorio es dar al estudiante las instrucciones generales tanto de seguridad como de entrega de informes y evaluación del correspondiente curso.

### 3. MARCO TEÓRICO

#### I. Instrucciones generales

Tenga en cuenta las siguientes instrucciones generales.

- 1º. Se debe conocer la ubicación de los elementos de seguridad en el lugar de trabajo: extintores, salidas de emergencia, lavaojos, gabinete para contener derrames y línea de desechos, etc.
- 2º. No se permite comer, beber, fumar o maquillarse dentro del laboratorio, ni se deben guardar alimentos.
- 3º. Se debe utilizar una vestimenta apropiada para realizar trabajos de laboratorio y **cabello recogido** (bata preferentemente de algodón y de mangas largas, **zapatos cerrados, evitando el uso de accesorios colgantes**).
- 4º. Para asistir al laboratorio cada alumno deberá llevar **gafas de seguridad, guantes de nitrilo, bata de laboratorio manga larga, un paño para la limpieza de su mesa de trabajo, gotero, cinta de enmascarar, marcador borrible y marcador permanente, además de jabón y cuaderno de trabajo**.
- 5º. Todos los alumnos deberán conocer el nombre de los utensilios de trabajo que van a manejar.
- 6º. Antes de entrar en el laboratorio, cada alumno deberá haber estudiado cuidadosamente la práctica que va a realizar y las instrucciones correspondientes, **por ello deberá presentar un pre-informe de laboratorio para poder ingresar a dicho recinto**. Cualquier duda deberá resolverla antes de empezar el trabajo.
- 7º. Durante la realización de la práctica deberá anotar en su cuaderno todas las observaciones que realice y los cálculos que desarrolle. Agilizar la capacidad de observación es uno de los primeros objetivos del curso práctico.
- 8º. Los residuos inservibles y los productos sólidos de deshecho no deben abandonarse sobre la mesa ni arrojarse al suelo o a la pila de desagüe sino únicamente a la basura o a los recipientes habilitados para ello. Los productos líquidos de deshecho, se depositarán en los recipientes destinados a tal efecto. Si por descuido se vierte cualquier sustancia sobre la mesa, debe ser inmediatamente recogida. La mesa de trabajo debe estar siempre limpia y ordenada. Al final de cada sesión todo el material



debe ser adecuadamente recogido. El material de vidrio que se rompa, se entregará al ayudante de laboratorio que procederá a su reposición. Los fragmentos de vidrio roto no se tirarán a la basura normal sino que se depositarán en los recipientes especiales para vidrio.

- 9º. Para verter sustancias en la pila de desagüe ha de tomarse la precaución de abrir la llave previamente para diluirlas, especialmente si se trata de ácidos o bases fuertes. Cuando se utilice ácido, recuerde que el agua nunca se añade sobre este: “*el ácido se añade sobre el agua*”.
- 10º. Se debe trabajar en campanas de extracción de gases siempre que se utilicen sustancias que así lo requieran (volátiles, inflamables, irritantes, o con cualquier otro grado de peligrosidad). Nunca debe calentarse con el mechero un líquido que produzca vapores inflamables. Cuando se caliente un tubo de ensayo, debe cuidarse que la boca del tubo no se dirija hacia ninguna persona cercana. Nunca deben dejarse los reactivos cerca de una fuente de calor.
- 11º. Cualquier accidente, corte o quemadura que sufra algún estudiante, debe comunicársele inmediatamente al profesor. Si por descuido se ingiere cualquier reactivo debe enjuagarse rápidamente con agua abundante y consultar al profesor. **Importante: se prohíbe pipetear cualquier producto con la boca.**
- 12º. Un posible peligro de envenenamiento, frecuentemente olvidado, es la contaminación a través de la piel. Lávese las manos inmediatamente después de exponerse a un reactivo peligroso y antes de dejar el laboratorio. Es conveniente usar **guantes de nitrilo** cuando se trabaja con reactivos peligrosos. Los símbolos de peligrosidad de las sustancias se muestran en la tabla 1.
- 13º. No deben transportarse innecesariamente los reactivos de un sitio a otro del laboratorio. Si tuviese que transportarlos, tenga cuidado con las botellas que deben ser siempre transportadas cogiéndolas por el fondo, nunca por la boca.
- 14º. El lugar y el material de trabajo deben quedar limpios y ordenados.
- 15º. **Hasta que el profesor no de su autorización no se considera finalizada la práctica y por lo tanto, no se puede salir del laboratorio.**

## II. Instrucciones sobre operaciones en el laboratorio.

### **Contaminación de reactivos**

La contaminación de reactivos sólidos y líquidos puede evitarse teniendo en cuenta las siguientes normas:

1. La parte interna del cierre de los frascos de los reactivos nunca se pondrá en contacto con la mesa y otras fuentes de contaminación.
2. Un reactivo cristalino o en polvo se sacará de su frasco con una espátula limpia y seca.
3. Después de que se saca una muestra de reactivo de un frasco, no debe devolverse al frasco ninguna porción de ella.
4. Antes de sacar una muestra de reactivo del frasco se debe estar seguro que es el reactivo necesario en la experiencia.

***Transferencia de sólidos***

Cantidades pequeñas de un reactivo sólido granulado o en polvo se transfieren desde un frasco a un recipiente, generalmente con una espátula limpia y seca.

1. Para sacar una gran cantidad de un reactivo sólido del frasco almacén se gira éste lentamente de un lado a otro en posición inclinada.
2. Un trozo de papel limpio y blanco ayuda a extraer un reactivo sólido de un frasco almacén y echarlo en un recipiente que tiene una abertura relativamente pequeña. Si se trata de grandes cantidades se utiliza un trozo de papel enrollado en forma de cono y si son pequeñas cantidades se vierte el sólido en una estrecha de papel previamente doblada. El papel se inserta en la pequeña apertura del recipiente y el reactivo se transfiere fácilmente. Si el sólido se va a disolver, se puede recoger en un embudo previamente dispuesto y añadir el disolvente a través del embudo en fracciones sucesivas para no dejar nada de sólido en el embudo.

***Transferencia de líquidos***

Para evitar salpicaduras al verter un líquido de un recipiente a otro se apoya una varilla de vidrio sobre el pico del recipiente de forma que el líquido fluya por la varilla y se recoja en el otro recipiente.

Si el recipiente tiene una abertura pequeña, debe utilizarse un embudo de vidrio seco y limpio en el que caiga el líquido procedente de la varilla.

***Medida de volúmenes***

Son cuatro los instrumentos utilizados para la medida de volúmenes líquidos: pipetas, probetas, buretas y matraces aforados. Estos instrumentos tienen marcas grabadas en su superficie que indican volúmenes determinados. Las pipetas y las buretas se utilizan para transferir volúmenes de líquido cuya medida requiere cierta exactitud. Los matraces aforados se emplean para preparar volúmenes determinados de soluciones de concentración conocida con una cierta exactitud. Las probetas se emplean cuando el volumen a medirse no requiere de una gran exactitud. La precisión de las medidas obtenidas con las probetas disminuye a medida que aumenta su capacidad. Para medir el volumen, el nivel del líquido se compara con las marcas de graduación señaladas sobre la pared del instrumento de medida. Dicho nivel se lee en el fondo del menisco que se forma en el líquido. Se obtienen lecturas exactas situando el ojo a la altura del menisco.

**Tabla 1. Símbolos de peligrosidad más habituales**

Símbolo	Tipo de sustancia
	<b>Explosivas.</b> Sustancias y preparados que pueden explosionar bajo el efecto de una llama.
	<b>Comburente.</b> Sustancias y preparados que, en contacto con otros, particularmente con los inflamables, originan una reacción fuertemente exotérmica.
	<b>Extremadamente inflamables</b> Sustancias y productos químicos cuyo punto de ignición sea inferior a 0°C, y su punto de ebullición inferior o igual a 35°C. <b>Fácilmente inflamables</b> <ul style="list-style-type: none"><li>• Sustancias y preparados que, a la temperatura ambiente, en el aire y sin aporte de energía, puedan calentarse e incluso inflamarse.</li><li>• Sustancias y preparados en estado líquido con un punto de ignición igual o superior a 0°C e inferior a 21°C.</li><li>• Sustancias y preparados sólidos que puedan inflamarse fácilmente por la acción breve de una fuente de ignición y que continúen quemándose o consumiéndose después del alejamiento de la misma.</li><li>• Sustancias y preparados gaseosos que sean inflamables en el aire a presión normal.</li><li>• Sustancias y preparados que, en contacto con el agua y el aire húmedo, desprendan gases inflamables en cantidades peligrosas.</li></ul> <b>Inflamables</b> Sustancias y preparados cuyo punto de ignición sea igual o superior a 21°C e inferior a 55°C.
	<b>Muy tóxicas.</b> Sustancias y preparados que por inhalación, ingestión o penetración cutánea puedan entrañar riesgos graves, agudos o crónicos, e incluso la muerte.
	<b>Nocivas.</b> Sustancias y preparados que por inhalación, ingestión o penetración cutánea puedan entrañar riesgos de gravedad limitada. <b>Irritantes.</b> Sustancias y preparados no corrosivos que por contacto inmediato, prolongado o repetido con la piel o mucosas pueden provocar una reacción inflamatoria.
	<b>Corrosivas.</b> Sustancias y preparados que en contacto con los tejidos vivos puedan ejercer sobre ellos una acción destructiva.



### III. Guía para llevar el cuaderno de laboratorio

El uso adecuado del cuaderno del laboratorio es una cualidad adquirida que requiere práctica. El completo cuidado de registro de eventos y observaciones puede ser aplicado en muchos campos. Las claves para un buen cuaderno de laboratorio son:

- ❖ Descripciones buenas y concisas
- ❖ Claro esquema

Las razones para mantener un cuaderno de laboratorio son muchas. Por ejemplo, repeticiones innecesarias de experimentos pueden ser evitadas teniendo un buen registro de notas. En situaciones en la industria, puede ser usado como evidencia para disputas de patentes o para verificación de evaluación de productos.

El cuaderno de laboratorio debe estar bien organizado y completo para que pueda ser una herramienta útil. El contenido debe ser completo, de tal manera que una persona con el mismo nivel del autor pueda leer el cuaderno y reproducir los experimentos.

#### El Cuaderno:

1. **Debe ser cocido** para evitar la pérdida de hojas.
2. **No se deben remover páginas del cuaderno o dejar páginas en blanco.** La excepción es la primera hoja donde se debe incluir la tabla de contenido cuando el trabajo sea concluido.
3. Todas las páginas deben ser numeradas consecutivamente.
4. La tabla de contenido debe aparecer en la primera hoja del cuaderno.

#### Adecuado registro de la información:

Técnicas experimentales, datos y observaciones deben ser registradas a medida que el trabajo es desarrollado.- Esto ayuda a evitar pérdida de información importante que puede ser olvidada.

Títulos claros y descriptivos ayudan al experimentador a organizar la información importante. Comúnmente, el cuaderno de laboratorio es escrito en primera persona para dar crédito al autor del trabajo realizado.

Tomar datos de interés de los equipos utilizados, dicha referencia debe incluirse en el cuaderno (equipo, fabricante, modelo, etc...).

#### Material de escritura:

Usar un lapicero de tinta permanente. **No usar lápiz.**

**No se permite el uso de correctores líquidos.** Si se comete algún error en el registro de información, se debe colocar una línea sobre la parte errada y colocar al lado de



## Guía Unificada de Laboratorios

<b>Código</b>	FLA-23 v.00
<b>Página</b>	9 de 52

información correcta.

### Organización de la información:

La habilidad más importante para mantener el cuaderno de notas es aprender a organizar la información para que sea de acceso fácil y entendible.

El formato para cada experimento puede variar dependiendo de las metas planteadas.

La discusión de resultados es una parte importante del reporte. Debe ser breve y concisa de lo que fue desarrollado o aprendido.

### Tablas y gráficas:

Las tablas y gráficas son importantes para organizar y presentar los datos. Cuando haga una tabla, tenga en cuenta los datos que va a registrar y deje un espacio para el cálculo de datos y comentarios. Otros puntos para recordar:

- ❖ Cada tabla o gráfica requiere de un título descriptivo. **Numere las tablas y gráficas consecutivamente.**
- ❖ Escribir las correspondientes unidades de medida en las columnas de las tablas o en los ejes de las gráficas.
- ❖ Anote la localización de cualquier dato adicional usado para el cálculo.

### Discusión o evaluación de datos:

Anotar las ideas y pensamientos acerca del experimento y lo que usted percibe de los resultados obtenidos. Puede incluir sugerencias para mejorar la técnica, equipo, cantidades de materiales usado. Rescriba la meta del experimento y lo que fue encontrado. ¿Ayuda esto a apoyar la hipótesis?, ¿Cuáles futuros experimentos podrían ser realizados para apoyar o refutar lo que usted ha hecho?

### IV. Informe de laboratorio.

El informe o reporte del laboratorio, es la puesta por escrito de los resultados de **SU** experimento. **Ningún tipo de plagio es permitido.** Esto puede ser:

- **Copia de datos de otra persona.**
- **Copia de texto de reportes viejos o de reportes de otros estudiantes de su clase.**
- **Copia exacta de texto de un libro, revista etc... sin escribir la respectiva referencia.**

	<b>Guía Unificada de Laboratorios</b>	<b>Código</b>	FLA-23 v.00
		<b>Página</b>	10 de 52

Usted debe presentar sus propios resultados lo mejor que pueda, si usted tiene problemas con la escritura científica, está a tiempo de empezar a trabajar en ello.

El informe debe incluir una fotocopia de las secciones relevantes de su cuaderno de notas, el cual debe ser firmado por el docente al terminar la práctica, como apéndice. Estas deben ser referenciadas en su reporte, “según los resultados obtenidos se puede concluir.... (*Cuaderno de notas del laboratorio*)”

Los informes deben ser escritos: a mano, con letra legible y con lapicero de tinta negra o en computador siguiendo las pautas de un artículo científico (ver secciones). Cuando escriba el reporte de laboratorio debe considerarlo como un ejemplo del tipo de reporte que usted haría en su trabajo. Pregúntese: ¿Está tan bien preparado como para entregárselo al jefe? Tenga en mente las limitaciones de tiempo y de equipo.

**Las figuras y tablas tienen que ir enumeradas en orden secuencial con el respectivo título. Las ecuaciones tienen que ser escritas en una línea separada con la respectiva referencia.**

#### **SECCIONES DEL INFORME DE LABORATORIO Y CALIFICACIÓN:**

En caso de elaborar el informe en computador, deberá realizarse en letra tipo Arial tamaño 12.

**TÍTULO:** Debe estar centrado, en mayúscula, negrita y **debe coincidir con la práctica realizada, en caso de que no coincida, el informe NO será calificado.**

**AUTORES:** Integrantes del grupo de laboratorio, deben estar separados por punto y coma, centrados y en negrita. Ejemplo:

**MANTILLA SÁNCHEZ, Angie Daniela; RODRÍGUEZ ALMEYDA, Rodrigo Andrés y VILLAMIZAR TORRES, Lilia Juliana.**

**RESUMEN (0,5):** Resumen de 1-5 frases (máximo 120 palabras), que expliquen que se hizo, porque se realizó, que se obtuvo y porque es importante. En una compañía este resumen es sumamente importante y crítico, hasta el punto que es la única parte que muchas personas leen. Es muy importante aprender cómo decir el punto principal en pocas frases. Los resúmenes no contienen referencias.

**ABSTRACT:** Resumen en inglés.

**PALABRAS CLAVE(S) (0,2):** 5 a 7 palabras consideradas como “claves” en la práctica realizada.

**KEYWORDS:** Palabras clave(s) en inglés.

	<b>Guía Unificada de Laboratorios</b>	<b>Código</b>	FLA-23 v.00
		<b>Página</b>	11 de 52

**INTRODUCCIÓN (0,5):** Marco teórico, describe las bases teóricas del experimento, incluye todas las ecuaciones y demostraciones necesarias para entender el reporte. Generalmente la introducción contiene las referencias de los trabajos realizados previamente, que son importantes para el informe, y **todos tienen que estar citados en la bibliografía**. Lo anterior no significa que usted tenga que ser un tratado de química referente al tema, sea conciso. **La introducción debe escribirse a modo de ensayo y debe incluir MÍNIMO un artículo científico de habla inglesa.**

**PARTE EXPERIMENTAL:** Tiene que describir todos los materiales, reactivos y equipos con sus respectivas referencias y la forma como los utilizó de una manera tan clara que cualquier otra persona leyendo su informe pueda repetir el procedimiento sin prestarse a confusiones. Este espacio consta de dos partes:

**Materiales y reactivos (0,2):** Citar montajes, equipos y reactivos con sus respectivas marcas, modelos y concentraciones, nada debe ir en lista y debe evitar escribir vidriería.

**Procedimiento (0,3):** Relate lo realizado (pasado, tercera persona), ciñéndose al procedimiento seguido en el laboratorio, incluidas las modificaciones que se consideraron necesarias en su momento.

**RESULTADOS Y ANÁLISIS (2,0):** Tablas de resultados y cálculos, los cuales deben usar las ecuaciones reportadas en la introducción. En esta parte, después de presentados los resultados, **debe realizarse el análisis e interpretación de los mismos** y la simultanea discusión de los problemas que se pudieron presentar con el experimento, las posibles fuentes de error y la propagación del error si es necesario. Esta puede ser cualitativa o cuantitativa dependiendo de la medida. Esta es una parte muy importante del reporte pues es aquí donde se justifica si los resultados obtenidos son válidos o no y por lo tanto deben tenerse en cuenta o desecharse. No olvide interpretar los resultados en el contexto del tema que se esa tratando e incluir la validez que usted le da a los mismos con base en la discusión hecha.

**CONCLUSIONES (0,5):** Como su nombre lo dice hace referencia a los aspectos más relevantes que **usted obtuvo o consiguió con la práctica de laboratorio**. Deben ser muy concisas y describir la importancia de los resultados, evite poner introducción o conjugar en pasado los objetivos.

**REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS (0,3):** Enumerar las respectivas referencias de acuerdo a su aparición en el reporte. En el reporte usar corchetes para las referencias, ejemplo: [1,4,8] o superíndices, ejemplo: <sup>1,4,8</sup>. Utilizar paréntesis para enumerar las ecuaciones (1).

## ANEXOS

**Respuesta a las preguntas formuladas en la guía (0,5):** Responda las preguntas



## Guía Unificada de Laboratorios

Código	FLA-23 v.00
Página	12 de 52

formuladas en la guía cuando haya lugar. En caso de que no haya preguntas en la guía; este 0,5 se tendrá como calificación del análisis de resultados, que en este caso será de 2,5.

Además anexe:

Las respectivas copias de su cuaderno de notas del laboratorio (en caso de ser necesario).

Otra información que usted considere importante para complementar el reporte.

Importancia relativa de las secciones del reporte: En un trabajo su jefe, típicamente leerá solamente el resumen y algunas veces la sección de conclusiones. Si estas secciones resultan importantes, el jefe leerá la sección de discusión. Usualmente confiaran en que usted trabajó bien la parte experimental y la sección de errores, al menos que ocurra alguna razón para dudar de los resultados. Mirando las cosas desde este punto de vista, las secciones de la parte experimental y los errores son importantes para validar sus resultados.

### Calificación:

10% Resumen.

4% Palabras clave(s).

10% Introducción.

10% Parte Experimental.

40% - 50% Resultados y análisis.

10% Conclusiones

6% Referencias

0 – 10% Anexos

Los reportes de laboratorio deben ser entregados una semana después de que se realizó la parte experimental, antes de iniciar la práctica siguiente. **NO SE ACEPTAN REPORTES FUERA DE LA FECHA LÍMITE.**

Si desea más información sobre cómo presentar el informe de laboratorio, se recomienda leer el artículo “Algunas claves para escribir correctamente un artículo científico” de Villagran y Harris.

### 4. MATERIALES, EQUIPOS E INSUMOS

No aplica

### 5. REACTIVOS

No aplica



## Guía Unificada de Laboratorios

<b>Código</b>	FLA-23 v.00
<b>Página</b>	13 de 52

### 6. PROCEDIMIENTO

Discusión de procedimiento que se seguirá para trabajar en el laboratorio y aclaración de dudas a los estudiantes.

### 7. NIVEL DE RIESGO

Ninguno

### 8. BIBLIOGRAFÍA

- S. Bawn, W. Bowen: "Laboratory Exercises in Organic and Biological Chemistry" 2º Edición. Mac Millan Publishers, New York 1981.
- A. Pomilio, A. Vitale "Métodos Experimentales de Laboratorio en Química Orgánica." O.E.A. 1988

### 9. ANEXOS

No aplica

**1. TITULO****Laboratorio 1. Aumento en el punto de ebullición****2. OBJETIVO**

- Determinar el aumento en el punto de ebullición del agua al adicionar cantidades crecientes de carbohidrato (sacarosa).

**3. MARCO TEÓRICO**

En general, la presencia de soluto en una solución modifica las propiedades del disolvente, generando nuevas propiedades en las soluciones. Estas propiedades se conocen como *coligativas*.

Las propiedades coligativas, dependen sólo del número de partículas del soluto en la disolución y no de la naturaleza de las partículas del soluto, independientemente de que sean átomos, iones o moléculas. Para el estudio de las propiedades coligativas de disoluciones de no electrólitos, es en disoluciones relativamente diluidas ( $<0,2\text{M}$ ). Las constantes de proporcionalidad  $K_e$  y  $K_c$  se llaman constantes ebulloscópica y crioscópica respectivamente. Para el agua  $K_e = 0,513 \frac{^\circ\text{C}}{\text{m}}$  y  $K_c = 1,86 \frac{^\circ\text{C}}{\text{m}}$ .

La molalidad de una solución puede escribirse:  $m = \frac{m_s * 1000}{M_s * m_d}$

Donde  $m_s$  y  $m_d$  son las masas del soluto y solvente respectivamente y  $M_s$  es la masa molar del soluto.

Una de las 4 propiedades coligativas, dice que las soluciones que contienen solutos no volátiles presentan punto de ebullición más altos que los solventes puros. La elevación del punto de ebullición ( $\Delta T_b$ ) a presión constante es directamente proporcional a la concentración molal del soluto (Ecuaciones 1 y 2).

$$\Delta T = K_e m \quad (1)$$

$$K_e = \frac{M_{solv} R T_0^2}{1000 \Delta_{vap} H} \quad (2)$$

Donde,  $T_0$  es la temperatura de ebullición del solvente puro,  $M$  peso molecular del solvente.  $R$  es la constante de los gases.



## Guía Unificada de Laboratorios

Código	FLA-23 v.00
Página	15 de 52

El punto de ebullición de un líquido es la temperatura a la cual su presión de vapor es igual a la presión ejercida por las moléculas sobre la superficie de este. Cuando la presión ejercida sobre la superficie del líquido es igual a 1 atm se denomina punto de ebullición normal. Para que una sustancia alcance su punto de ebullición, es necesario suministrar la energía necesaria para que pase del estado líquido al estado de vapor, durante la ebullición a pesar de que se siga suministrado calor, la temperatura del líquido no aumenta, debido a que la energía calórica es consumida por las moléculas de la sustancia para pasar al estado gaseoso. A la temperatura de ebullición leída del instrumento de medida se deben hacer dos correcciones, una asociada a la curva de calibración del aparato de medición (termómetro) y otra debida a la presión, la cual se realiza usando la siguiente ecuación.

$$\Delta = K * (760 - P)(T + 273) \quad (\text{ecuación 1})$$

$\Delta$  = Corrección debida a la presión.

$K$  = Constante que tiene un valor de 0,00012 para líquidos asociados y de 0,00010 para líquidos no asociados.

$P$  = Presión atmosférica ambiente en mmHg (Para pamplona puede usar 590 mmHg)

$T$  = Temperatura de ebullición después de la corrección según la curva de calibración.

El punto de ebullición normal será igual a la suma del punto de ebullición experimental más la corrección debida a la presión.

### 4. MATERIALES, EQUIPOS E INSUMOS

1 Balanza analítica	1 Pipeteador
1 Termómetro -10 a 150 °C	1 pipeta 10mL
1 Tubo de ensayo	1 Pipeta 2mL
5 Perlas de ebullición	1 Espátula
1 Mechero	1 Varilla de agitación
1 Soporte universal con pinza, malla de asbesto y aro.	1 Vaso de precipitado de 250mL
1 Pinza de madera	*6 Tubos capilares
1 Tubo de thiele	*Alambre de cobre o ligas
1 Pírex	*Fósforos o encendedor
6 vasos de precipitado de 50mL	*1 Gotero

\* Debe ser proporcionado por los estudiantes.

### 5. REACTIVOS

Sacarosa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ )
Agua destilada
*Aceite mineral
*Azúcar de mesa (3 cucharadas por grupo)

\* Debe ser proporcionado por los estudiantes

**6. PROCEDIMIENTO****a. Preparación del baño de hielo:**

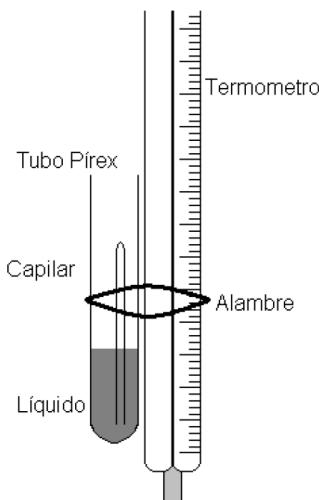
El sistema estudiado consiste en un carbohidrato (sólido) disuelto en agua (solvente). En la Tabla 1 se encuentran las mezclas usadas para cada una de las cuales se deben obtener los valores de temperatura y concentración (molalidad). Por favor, tenga en cuenta que debe registrar cada medición por duplicado.

**Tabla 1.** Preparación de soluciones

Solución	1	2	3	4	5	6
Carbohidrato (%p/p)	0,5	1	1,5	2	2,5	0
Agua (g)	10	10	10	10	10	10
Molalidad						
Temperatura						
$\Delta T$						
$\Delta H_{vap}$						

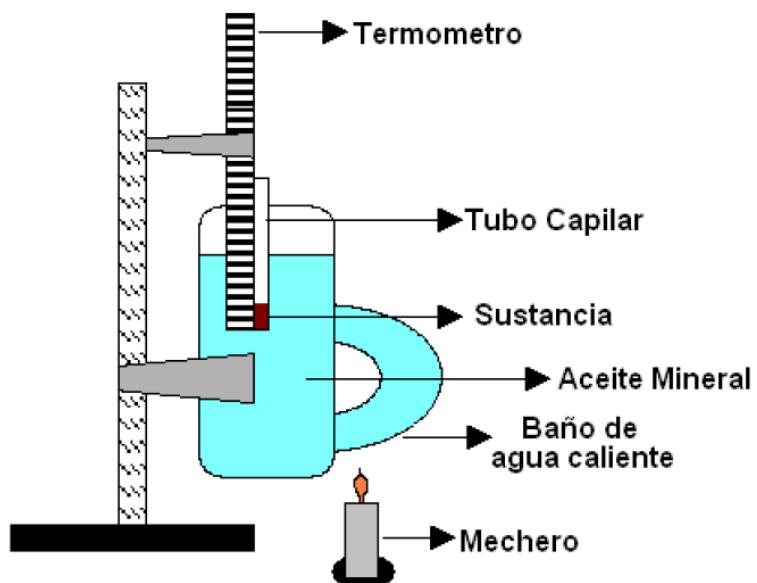
**b. Determinación del punto de ebullición.**

Selle un capilar por un extremo usando el mechero. En un tubo pírex ponga de 5 a 7 gotas de la solución y sujetelo al termómetro usando un hilo de cobre o una liga. Ponga el capilar invertido de tal forma que el extremo abierto quede sumergido en el líquido (ver figura 1).

**Figura 1.** Montaje para determinación del punto de ebullición.



Luego, llene con aproximadamente 40 mL de aceite mineral un tubo thiele, ponga el termómetro junto con el tubo pírex dentro del tubo thiele de tal manera que el nivel del líquido quede sumergido en el aceite mineral y proceda a calentar lentamente (figura 2).



**Figura 2.** Montaje para la determinación del punto de ebullición. Registre la temperatura en que aparece un rosario de burbujas.

Observe el aumento de la temperatura y el desprendimiento lento de burbujas de aire por el extremo abierto del capilar, cuando el burbujeo es constante de tal forma que se observa una cadena de burbujas continuas saliendo del capilar se suspende el calentamiento, ya que la presión de vapor del líquido dentro del capilar es mayor que la presión atmosférica.

Una vez retirado el calentamiento se observa una disminución de la temperatura y se detiene la formación de burbujas, en ese momento se observa que el líquido asciende por el capilar, ya que la presión de vapor iguala a la presión atmosférica. La temperatura leída en ese momento se denomina temperatura de ebullición del líquido. Determine el punto de ebullición de cada solución contemplada en esta práctica y repita el procedimiento con la sustancia problema que le suministre el profesor.

## 7. NIVEL DE RIESGO

Riesgo medio alto  
R: 8-22-50/53; 11; 35-37; 22-36/38-50/53;  
S: 1/2-7/9-26-45

**8. BIBLIOGRAFÍA**

- P.W. Atkins. Physical chemistry. (6 ed.) Oxford University Press, Oxford, 2001.
- M-C. Potter, D. Wiggert, M. Honzo. Mecánica de Fluidos. (2 ed) Prentice Hall. México. 1998.
- Guzmán, D, D., Jiménez, Z. J., Polanco, H. V., Ulloa, C. E. Introducción a la técnica Instrumental. Primera Edición. México: Instituto Politécnico Nacional, 2001.
- Ladrón de Guevara O. Guía de seguridad para Laboratorios con Agentes Químicos. Instituto de Investigaciones Biomédicas.
- Mallinckrodt, Laboratory Chemicals Catalog. 1999-2000.
- Manual Merck, Productos y reactivos químicos. 1999-2000.
- Mortimer, R. G. Physical Chemistry. 3<sup>a</sup>. Edición. Canada: Elsevier Academic Press, 2008.
- Perry, R. H. Perry's chemical engineers' handbook. 7<sup>a</sup>. Edición. New York: McGraw-Hill, 1999.
- Poling, B. E., Prausnitz, J. M., y O'Connell, J. P. The Properties of Gases and Liquids, 5<sup>a</sup>. Edición. 2004. Digital Engineering Library @ McGraw-Hill. De: ([www.digitalengineeringlibrary.com](http://www.digitalengineeringlibrary.com)).

**9. ANEXOS****CALCULOS PARA EL INFORME**

- Para calcular el peso molecular del carbohidrato, debe determinarse el  $\Delta T = (T - T_0)$  para cada una de las mezclas estudiadas.
- Haga una gráfica  $\Delta T_b$  Vs  $m$  y de su pendiente encuentre el valor de  $K_e$  para el agua.
- Mediante la ecuación (1) sustituya el valor de  $K_b$  y despeje PM de la molalidad.
- Calcule el valor de  $\Delta H_{vap}$  con la ecuación (2).
- Compare los resultados con la literatura y discuta las posibles causas de error.

**1. TITULO****Laboratorio 2. Crioscopia****2. OBJETIVO**

- Obtener mediante puntos de congelación el peso molecular de un anticongelante comercial y el factor “i” de Vant’ Hoff en soluciones de NaCl y sacarosa.

**3. MARCO TEÓRICO**

Las propiedades de las soluciones que dependen del número de partículas disueltas se denominan *coligativas*. Al disolver un soluto no volátil (es decir, un soluto cuya presión de vapor es prácticamente nula) en un disolvente, la presión de vapor de este último en la solución resulta menor que la presión de vapor del disolvente puro. La relación cuantitativa entre dichas presiones de vapor y la composición de la solución viene dada por la ley de Raoult. En el caso más general esta ley expresa que en una solución líquida la presión parcial de un componente “y” en el vapor ( $P_i$ ) es igual a la presión de vapor del componente puro ( $P_i^0$ ) multiplicada por su fracción molar ( $x_i$ ), es decir:

$$P_i = P_i^0 * x_i$$

La presión total debida a todos los componentes (o sea la presión de vapor de la solución) es la suma de las presiones parciales  $P_i$ . En el caso que nos ocupa, la solución está formada por dos componentes: el disolvente “d” y el soluto no volátil “s”; cabe pues aplicar la ley de Raoult al disolvente únicamente, ya que la presión de vapor del soluto no volátil es despreciable, entonces:

$$P_v = P_d^0 * x_d$$

siendo  $P_v$  directamente la presión de vapor de la solución. La suma de las fracciones molares de disolvente y soluto debe ser siempre la unidad

$$x_d + x_s = 1$$

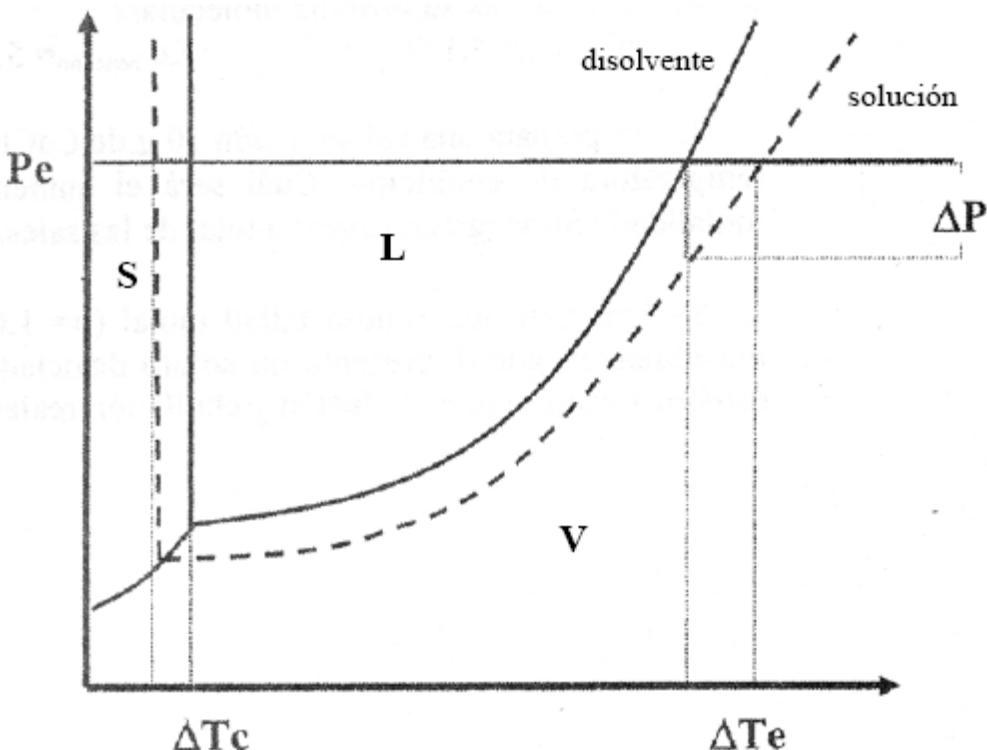
De modo que podemos escribir:

$$P_v = P_d^0 * (1 - x_s)$$

$$x_s = \frac{P_d^o - P_v}{P_d^o}$$

Esta última ecuación expresa que el descenso relativo de la presión de vapor es igual a la fracción molar del soluto en la solución. Es de hacer notar que esta expresión es aplicable solamente a soluciones diluidas. En caso contrario se observan desviaciones de la ley.

El descenso de la presión de vapor debido al soluto no volátil trae como consecuencias directas el aumento en el punto de ebullición (aumento ebulloscópico) y el descenso en el punto de congelación (descenso crioscópico) de la solución respecto de los del disolvente puro. Esto puede visualizarse mediante un diagrama de fases, que para el caso del agua como disolvente sería como el indicado en la figura 1.



**Figura 1.** Diagrama de fases del agua

El descenso  $P_d^o - P_v$  ( $\Delta P$ ) origina el aumento en el punto de ebullición  $\Delta T_e$  y un descenso  $\Delta T_c$  en el punto de congelación. En la figura 1  $P_e$  es la presión externa a la cual se efectúan las mediciones.



## Guía Unificada de Laboratorios

Código	FLA-23 v.00
Página	21 de 52

Tanto el  $\Delta T_e$  como el  $\Delta T_c$  son proporcionales a la concentración molal de la solución, lo que se expresa por:

$$\Delta T_e = T_e - T_e^o = K_e * m$$
$$\Delta T_c = T_c^o - T_c = K_c * m$$

Las constantes de proporcionalidad  $K_e$  y  $K_c$  se llaman constantes ebulloscópica y crioscópica respectivamente. Para el agua  $K_e = 0,513 \frac{^{\circ}C}{m}$  y  $K_c = 1,86 \frac{^{\circ}C}{m}$ .

La molalidad de una solución puede escribirse:

$$m = \frac{m_s * 1000}{M_s * m_d}$$

Donde  $m_s$  y  $m_d$  son las masas del soluto y solvente respectivamente y  $M_s$  es la masa molar del soluto.

El descenso de la presión de vapor, el descenso crioscópico y el aumento ebulloscópico son propiedades de las soluciones que dependen exclusivamente del número de partículas del soluto en solución. Las ecuaciones usadas suponen que el soluto no se disocia (ni total ni parcialmente) en la solución. Si esto ocurriera, el número de partículas de soluto en la solución aumentaría y debería agregarse un factor de corrección (conocido como factor “i” de Vant’ Hoff).

### 4. MATERIALES, EQUIPOS E INSUMOS

3 Vasos de precipitado de 100mL  
1 Pipeta graduada de 10mL  
1 Pipeta graduada de 5mL  
2 pipeteadores  
2 Varilla de agitación  
1 Probeta de 100mL  
2 Termómetro -10 a 110°C

1 Balanza analítica  
2 Espátulas  
8 Tubos de ensayo  
1 Gradilla  
2 Vidrios de reloj  
\*Termo (Capacidad mayor a 100mL)

\* Debe ser proporcionado por los estudiantes.

### 5. REACTIVOS



Agua	*Sal de mesa.
Anticongelante comercial (Etilenglicol)	*Azúcar de mesa
Cloruro de sodio (NaCl)	*Hielo
Sacarosa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ).	

**\* Debe ser proporcionado por los estudiantes.**

## 6. PROCEDIMIENTO

**a. Preparación del baño de hielo:**

1. Llene el termo con hielo.
2. Adicione aproximadamente 100 mL de agua (no destilada).
3. Adicione aproximadamente 25 g de sal.
4. Agite la mezcla hasta que la temperatura esté entre -5 °C a -10 °C.
5. Asegúrese de chequear la temperatura del baño antes de cada experimento. Si la temperatura del baño aumenta de -5 °C, bote un poco del agua y adicione más hielo y sal.

**b. Determinación de peso molecular a partir del punto de congelación:**

1. Disuelva aproximadamente 3,1 g de anticongelante comercial en 50 g de agua. Mezcle hasta que se hayan disuelto ambos líquidos.
2. Use un tubo limpio y seco y adicione aproximadamente 15 mL de solución de anticongelante.
3. Introduzca el tubo, el termómetro y el agitador en baño de hielo. Tenga cuidado de que el nivel del agua en el tubo sea menor que el del baño.
4. Registre la temperatura de la solución de anticongelante cada 30 segundos mientras agita vigorosamente.
5. Continúe registrando la temperatura hasta que la solución solidifique. Continúe registrado datos hasta obtener aproximadamente 10 lecturas por debajo del punto de solidificación del agua.
6. Repita la curva de enfriamiento teniendo cuidado de lavar y secar bien el tubo antes de agregar la solución.

**c. Determinación de (i) para la Sacarosa:**

1. Prepare una solución de sacarosa adicionando 17 g de sacarosa a 50 g de agua y mezcle hasta que los cristales se hayan disuelto.
2. Agregue 15 mL de esta solución al tubo.
3. Repita los pasos del 2 al 5 del procedimiento anterior (procedimiento b).
4. Repita la curva de enfriamiento teniendo cuidado de lavar y secar bien el tubo antes de repetir las medidas.

**d. Determinación de (i) para NaCl:**

1. Prepare una solución de NaCl adicionando 2,9 g de sal de mesa a 50 g de agua y



## Guía Unificada de Laboratorios

<b>Código</b>	FLA-23 v.00
<b>Página</b>	23 de 52

- mezcle hasta que los cristales se hayan disuelto.
2. Agregue 15 mL de esta solución al tubo.
  3. Repita los pasos del 2 al 5 del procedimiento b.
  4. Repita la curva de enfriamiento teniendo cuidado de lavar y secar bien el tubo antes de repetir las medidas.

**e. Curva de enfriamiento para el agua pura:**

1. Adicione 15 mL de agua destilada al tubo limpio y seco.
2. Introduzca el tubo, el termómetro y el agitador en baño de hielo. Tenga cuidado de que el nivel del agua en el tubo sea menor que el del baño.
3. Registre la temperatura de la solución de anticongelante cada 30 segundos mientras agita vigorosamente.
4. Continúe registrando la temperatura hasta que la solución solidifique. Continúe registrando datos hasta obtener 5 lecturas constantes.
5. Repita la curva de enfriamiento teniendo cuidado de lavar y secar bien el tubo antes de repetir las medidas.

### 7. NIVEL DE RIESGO

Riesgo moderado

R: 11

S: 2-7-16

### 8. BIBLIOGRAFÍA

- Luis H. Blanco, Tópicos en Química Básica, Experimentos de Laboratorio, Editorial Guadalupe, 1996.

### 9. ANEXOS

## CALCULOS PARA EL INFORME

- Obtenga una gráfica temperatura en función del tiempo para cada uno de los sistemas estudiados.
- Reporte la temperatura de fusión del agua, solución de sacarosa, solución de cloruro de sodio y solución anticongelante.
- Reportar el “i” promedio para las soluciones de cloruro de sodio y de sacarosa.
- Reportar el peso molecular promedio del anticongelante.
- Comparar los resultados obtenidos con los reportados por la literatura.



## Guía Unificada de Laboratorios

Código	FLA-23 v.00
Página	24 de 52

### 1. TITULO

## Laboratorio 3. Determinación de la densidad y peso molecular del $CO_2$ .

### 2. OBJETIVO

- Determinar mediante la ecuación del gas ideal la densidad y el peso molecular del  $CO_2$  obtenido a partir de una tableta efervescente de vitamina C o Alka-Seltzer.

### 3. MARCO TEÓRICO

Mientras los gases reales se vuelvan menos densos, sus propiedades  $PVT$  se acercarán cada vez más a las que predice la ecuación del gas ideal. Todos los gases a densidad suficientemente baja siguen la ecuación del gas ideal. La densidad  $\rho$  es la masa dividida entre el volumen:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{nM}{V}$$

donde  $M$  es la masa por unidad de cantidad de sustancia. De aquí que, para un gas ideal, la ecuación  $PV = nRT$  se puede escribir de la forma:

$$\rho = \frac{MP}{RT}$$

### 4. MATERIALES, EQUIPOS E INSUMOS

1 Balanza Analítica

2 Erlenmeyer de 100mL con corcho perforado

2 Vidrios de reloj

1 Espátula

1 Vaso de precipitado de 1000mL

1 Vaso de precipitado de 500mL

1 Probeta de 100mL

1 Probeta de 50mL

2 Mangueras

1 Termómetro -10 a 100°C

1 Frasco lavador

1 Probeta de 250mL

**\*Debe ser proporcionado por los estudiantes.**

### 5. REACTIVOS

Agua destilada

HCl concentrado

\*1 tableta efervescente de vitamina C

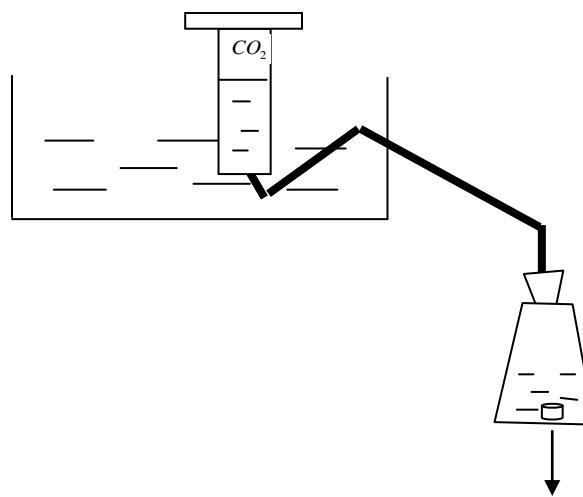
\*1 tableta efervescente de Alka-Seltzer

\* 1 Gotero

**\*Debe ser proporcionado por los estudiantes.**

## 6. PROCEDIMIENTO

1. Pese una tableta (o fracción de tableta) efervescente de vitamina C o Alka-Seltzer.
2. Pese un erlenmeyer de 100 mL con 50 mL de agua y una fracción de pastilla (Nota: No adicionar la fracción de pastilla al erlenmeyer)
3. Realice un montaje experimental en el que se pueda recoger el  $CO_2$  en una probeta llena de agua, como el que se muestra en la figura 1.



**TABLA**

**Figura 1.** Montaje para determinación de la cantidad de  $CO_2$  obtenida en la reacción.

4. Adicione la fracción de tableta al erlenmeyer y tape inmediatamente.
5. Agite el sistema (preferiblemente usando medios magnéticos), hasta que cese el desprendimiento de gas.
6. Observe y tome nota del volumen de gas desprendido y pese nuevamente el conjunto.
7. Reporte la temperatura del agua y la presión atmosférica.
8. Repita el procedimiento y use la tabla 1 para la recolección de datos de la pastilla usada.

**Tabla 1.** Datos experimentales relacionados con la práctica.

Dato	Toma 1	Toma 2
<b>Peso inicial del conjunto (g)</b>		
<b>Peso final del conjunto (g)</b>		
<b>Volumen de gas (mL)</b>		
<b>Temperatura (°C)</b>		
<b>Presión atmosférica (mmHg)</b>		
<b>Información Pastilla usada</b>		



## Guía Unificada de Laboratorios

<b>Código</b>	FLA-23 v.00
<b>Página</b>	26 de 52

### 7. NIVEL DE RIESGO

No aplica

### 8. BIBLIOGRAFÍA

- Leonard C. Labowitz, John S. Arents, Fisicoquímica: problemas y soluciones.
- Luis H. Blanco, Tópicos en Química Básica, Experimentos de Laboratorio, 1996

### 9. ANEXOS

#### PREINFORME

**1)** Consultar la reacción de efervescencia del bicarbonato de sodio

**2)** ¿Para qué es el ácido clorhídrico que se encuentra contemplado en los reactivos?

#### Ejercicios

**3)** Cuál es la presión que ejerce exactamente un mol de gas ideal a 273,15 K en un volumen de exactamente  $1\ m^3$ .

**Respuesta: 2772,2 Pa.**

**4)** Cuál es la densidad del  $N_2$ , como gas ideal, a 200 K y 100 kPa?

**Respuesta: 1,683 g/L**

#### CALCULOS PARA EL INFORME

- Use la Ley de Dalton y la presión de vapor del agua a la temperatura del laboratorio, para encontrar la presión del  $CO_2$ .
- Con los datos tomados calcule el porcentaje en peso de bicarbonato que contiene la pastilla de vitamina C.
- Determine la densidad y el peso molecular del  $CO_2$  a las condiciones de trabajo.

**1. TITULO****Laboratorio 4. Ley de difusión de los gases****2. OBJETIVO**

- Demostrar la ley de difusión de los gases (ley de Graham).
- Comparar la velocidad de difusión de los gases con la de los líquidos.
- Observar la producción de un gas a través de una reacción química.

**3. MARCO TEÓRICO**

De acuerdo con la teoría cinética de los gases, las moléculas de los gases están en rápido movimiento, sus velocidades promedio son proporcionales a la temperatura absoluta, también supone que a la misma temperatura, la energía cinética promedio de las moléculas de gases diferentes es igual. La ley de difusión de Graham se fundamenta en las anteriores suposiciones.

La ley de difusión de Graham establece que las velocidades con las que se difunden dos gases, bajo condiciones idénticas de T y P, son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus pesos moleculares o de sus densidades.

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} = \sqrt{\frac{D_2}{D_1}}$$

En dónde V1, M1, D1 representan la velocidad de difusión, peso molecular y densidad del primer gas, y V2, M2, D2 representa la velocidad de difusión, peso molecular y densidad del segundo gas.

La difusión es el proceso por el cual una sustancia en forma gradual y uniforme se dispersa a través de un espacio dado, debido al movimiento de sus moléculas. Los líquidos difunden más lentamente que los gases, porque sus moléculas están más cerca entre si y no pueden apartarse sin chocar.

En la presente práctica se observa la ley de Graham a través de la interacción del amoniaco y el ácido clorhídrico, los cuales son gases que al ponerse en contacto reaccionaran para formar otro compuesto, caracterizado por ser un gas de color blanco.

**4. MATERIALES, EQUIPOS E INSUMOS**

1 Tubo de vidrio ~1m de longitud.  
1 Tubo de ensayo con desprendimiento lateral, corcho y manguera de 40 cm.

2 Pipeteadores  
1 Pipeta graduada de 10mL  
2 Pipetas graduadas de 2mL



## Guía Unificada de Laboratorios

Código	FLA-23 v.00
Página	28 de 52

- |   |   |
|---|---|
| 1 soporte universal con pinza   | 1 Probeta de 100mL                        |
| 2 Tubos de ensayo con corcho perforado  | 1 Probeta de 250 mL                       |
| 1 Varilla de vidrio doblada en ángulo recto o una manguera corta (diámetro 0,5cm) | 2 Vidrios de reloj grandes                |
| 1 Vaso de precipitado de 1000mL   | 2 Vasos de precipitado de 100mL           |
| 1 Vaso de precipitado de 500mL  | 1 Erlemeyer de 100mL con corcho perforado |
| 1 Probeta de 50mL   | 1 Balanza analítica                       |
|   | 1 Espátula                                |

**\*Debe ser proporcionado por los estudiantes.**

### 5. REACTIVOS

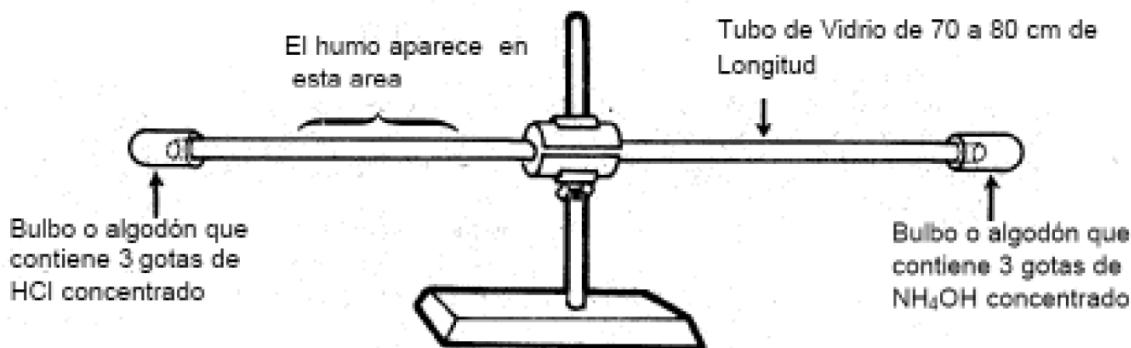
- |   |  |
|---|--|
| Solución concentrada de amoniaco (NH <sub>3</sub> )             | Ácido clorhídrico al 4% (HCl)            |
| Solución concentrada de ácido clorhídrico (HCl)                 | *Algodón                                 |
| Fenolftaleína (C <sub>20</sub> H <sub>14</sub> O <sub>4</sub> ) | *1 Gotero                                |
| Agua destilada  | *1 Cinta métrica                         |
| Bicarbonato de sodio (NaHCO <sub>3</sub> )                      | *2 Tabletas de antiácido (Alka-seltzer). |

**\*Debe ser proporcionado por los estudiantes.**

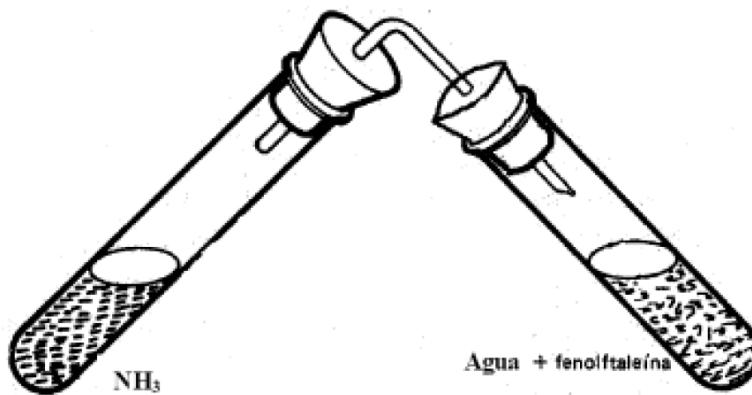
### 6. PROCEDIMIENTO

#### a. Ley de difusión de Graham:

1. Colocar en un soporte universal un tubo de vidrio cuya longitud se ha determinado con anterioridad (Figura 1).
2. En el extremo derecho del tubo introduzca un algodón impregnado con la solución concentrada de amoniaco, teniendo cuidado de no dejar que este químico entre en contacto con las manos. Como alternativa de seguridad se pueden usar bulbos de gotero, para dentro de estos poner un algodón impregnado con la sustancia a introducir en el extremo del tubo de vidrio, asegurando que el tubo quede sellado herméticamente.
3. En el extremo izquierdo del tubo coloque otro algodón impregnado con HCl, una vez hecho, tome este instante como tiempo cero y anote el tiempo cuando finaliza la operación, es decir, cuando aparece el anillo de gases blanco.
4. Observe cuidadosamente el proceso de difusión anotando el tiempo transcurrido para que los dos gases se pongan en contacto, lo cual se sabe por la aparición de un gas blanco debido a la formación de un compuesto, este tiempo se considera tiempo final. No mueva ni cambie de ángulo el tubo mientras transcurre la práctica.
5. Mida cuidadosamente la distancia que hay desde el centro del anillo donde aparecen los humos blancos hasta cada uno de los bordes extremos del tubo, tomando las mediciones de la distancia recorrida por cada gas.
6. Repita todo lo anterior con el segundo tubo haciendo un promedio de los datos obtenidos.

**Figura 1.** Montaje para difusión de gases.**b. Difusión de los líquidos:**

1. Poner en dos tubos de ensayo 2 mL de agua y 2 mL de NH<sub>3</sub> concentrado, respectivamente. Al tubo que contiene agua adicione dos gotas de fenolftaleína y ponga en contacto los tubos anteriores por medio de una varilla de vidrio doblada en Angulo recto contenido en cada extremo un tapón de caucho perforado. Observe y explique los resultados.

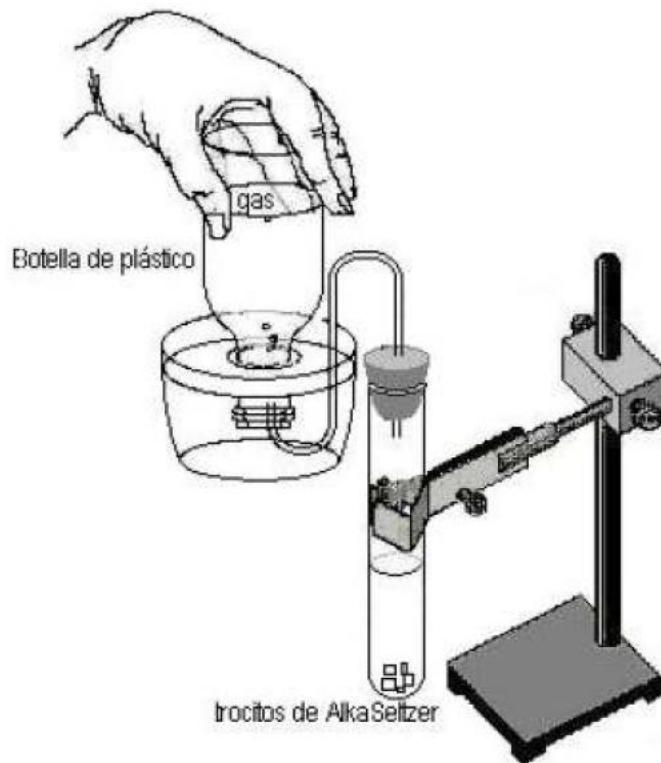
**Figura 2.** Montaje para difusión de líquidos.**c. Producción de gases:**

1. Pese la tableta de antiácido y luego el tubo de ensayo con desprendimiento lateral con 10 mL de agua.
2. Disponga el tubo de ensayo de forma vertical, ajustado con una pinza a un soporte como se ilustra en la figura 3.
3. Llene completamente con agua una probeta e inviértala, tapándola con el dedo pulgar o la palma de la mano, en una cubeta con agua. Introduzca el extremo libre de la manguera dentro de la probeta invertida.
4. Adicione el antiácido en trozos dentro del tubo con agua y tápelo rápidamente.



Cuando haya cesado la producción de gas, marque con una cinta el nivel de agua dentro de la probeta invertida y retire el tapón del tubo de ensayo. Pese nuevamente el tubo de ensayo, con su contenido y sin el tapón.

5. Retire la probeta invertida de la cubeta y mida el volumen hasta la marca.
6. Determine la masa del gas recogido y su densidad a las condiciones del laboratorio. Repita la experiencia.
7. Realice nuevamente la experiencia adicionando 10 mL de HCl diluido y 1 g de bicarbonato de sodio al tubo con desprendimiento lateral. Determine la masa del gas recogido y su densidad a las condiciones del laboratorio. Repita la experiencia.



**Figura 3.** Montaje para la obtención de gas.

#### 7. NIVEL DE RIESGO

Riesgo moderado – alto.

Se recomienda trabajar bajo campana de extracción de gases.

R: 34-50/53

S: 1/2-26-36-45-60-61



## Guía Unificada de Laboratorios

<b>Código</b>	FLA-23 v.00
<b>Página</b>	31 de 52

### 8. BIBLIOGRAFÍA

- Briceño, Carlos Omar y Rodríguez de Cáceres, Lilia; QUÍMICA, Editorial, Educativa (Bogotá), pp. 681, 1993
- Mahan, Bruce H.; QUÍMICA, curso universitario; Addison-Wesley Iberoamericana (México), pp 814, 1986
- Chang, Raymond; QUÍMICA, Ed. McGraw-Hill (México), pp 1064, 1992

### 9. ANEXOS

#### CALCULOS PARA EL INFORME

- Escriba las reacciones químicas que suceden en cada experiencia. Explique.
- Los resultados del primer experimento están de acuerdo con la teoría? ¿Por qué?
- ¿Cuál gas se difunde más rápido en el primer experimento? ¿Por qué?

**1. TITULO****Laboratorio 5. Estequiométrica de reacciones Redox: Titulación yodimétrica de vitamina C****2. OBJETIVO**

- Determinar la cantidad de ácido ascórbico en una tableta comercial de vitamina C.

**3. MARCO TEÓRICO**

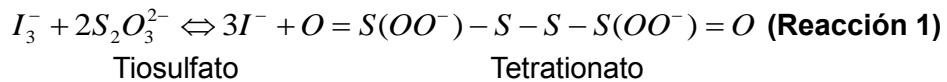
La titulación es un método de análisis volumétrico que implica conocer el volumen requerido de solución patrón para reaccionar completamente con el analito que se encuentra presente en un peso o volumen conocido de muestra. Los principales requisitos para la reacción de valoración, es que debe ser completa (esto es, tener constante de equilibrio grande) y rápida. Las titulaciones más comunes se basan en las reacciones ácido-base, de óxido-reducción, de formación de complejos o de precipitación. En algunos casos, es conveniente o necesario adicionar un exceso de solución patrón y después valorar dicho exceso, mediante una titulación por retroceso, con un segundo reactivo patrón.

En la titulación, se utiliza un indicador, que es un compuesto con una propiedad física (generalmente el color) que cambia en las proximidades del punto de equivalencia de la valoración. El cambio se debe a la rápida desaparición del analito o a la rápida aparición del titulante en el punto de equivalencia.

El punto de equivalencia es aquél en el que la cantidad de titulante adicionado es igual a la cantidad exactamente requerida para que reaccione estequiométricamente con el analito presente en la muestra. Encontrar el punto de equivalencia es el fin que debemos perseguir durante una titulación; en realidad, lo que se detecta y se mide es el **punto final**.

El punto final se caracteriza por un cambio brusco en una propiedad física o química de la solución. La diferencia entre el punto final (detectado durante la titulación) y el punto de equivalencia define el inevitable **error de titulación** (también llamado error de volumetría o de valoración). Para estimar el error de titulación se recurre a la titulación de un **blanco o testigo**. La exactitud del análisis volumétrico depende en gran parte del patrón primario utilizado; estos deben tener una pureza elevada, deben ser estables cuando entran en contacto con agentes atmosféricos, no deben contener agua de hidratación y se debe tener en cuenta su disponibilidad en el mercado y su costo.

El tiosulfato de sodio es el titulante universal para el ion triyoduro ( $I_3^-$ ). En soluciones neutras o ácidas, el triyoduro oxida el tiosulfato a tetrionato con la respectiva formación de ion yoduro:



El tiosulfato,  $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ , no es suficientemente puro para ser considerado como un patrón primario. El tiosulfato suele estandarizarse haciéndolo reaccionar con una solución recién preparada de  $I^-$  formada a partir de  $KIO_3$  más  $KI$ .

El ácido ascórbico (vitamina C) es un agente reductor que reacciona rápidamente con el ion triyoduro ( $I_3^-$ ). En esta práctica se adiciona un exceso conocido de  $I_3^-$  por reacción de yodato con yoduro, se deja que se efectúe la reacción con el ácido ascórbico, y luego el exceso de  $I_3^-$  se valora por retroceso con una solución de tiosulfato.

#### 4. MATERIALES, EQUIPOS E INSUMOS

- |  |   |
|--|---|
| 1 Balanza analítica                            | 1 Frasco lavador  |
| 2 Vidrios de reloj                             | 1 Probeta de 50mL   |
| 1 Vaso de precipitado de 1000 mL               | 1 Pipeteador  |
| 3 Vaso de precipitado 250mL                    | 1 Pipeta de 25 mL   |
| 4 Vaso de precipitado 100mL                    | 3 Varillas de agitación   |
| 2 Espátulas                                    | 1 Pipeta graduada de 10 mL  |
| 2 Mecheros                                     | 1 Pipeta graduada de 2 mL   |
| 2 Soportes Universales con pinza, aro y malla. | 2 Buretas de 50 mL  |
| 2 Soportes Universales con pinza               | 3 Erlenmeyer de 250mL   |
| 2 Balones aforado de 500 mL                    | 3 Erlenmeyer de 100mL   |
| 2 Balones aforado de 250 mL                    | *Fósforos o encendedor  |
| 2 Balones aforado de 100 mL                    | *Recipiente color ámbar para almacenar una solución de 500mL o papel aluminio |

\* Debe ser proporcionado por los estudiantes.

## 5. REACTIVOS

- |  |  |
|--|--|
| Almidón soluble                                  | Yoduro de potasio (KI)                       |
| Yoduro de mercurio II ( $HgI_2$ )                | Ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ )                |
| Tiosulfato de sodio ( $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ ) | Agua destilada                               |
| Carbonato de Sodio ( $Na_2CO_3$ )                | * 1 Pastilla de Vitamina C comercial (500mg) |
| Yodato potásico ( $KIO_3$ )                      |  |

\* Debe ser proporcionado por los estudiantes

**6. PROCEDIMIENTO****a. Preparación y estandarización de la solución de tiosulfato.**

1. El indicador de almidón se prepara haciendo un engrudo con 5g de almidón soluble y 5mg de  $HgI_2$  en 50mL de agua.
2. El engrudo se vierte en 500 mL de agua hirviendo y se mantiene en ebullición hasta que esté transparente.
3. Se prepara  $Na_2S_2O_3$  0,07 M disolviendo aproximadamente 8,7 g de  $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$  en 500 mL de agua recién hervida que contiene 0,05 g de  $Na_2CO_3$ .
4. Se almacena esta solución en un recipiente color ámbar que se mantiene tapado. Se preparan con exactitud 500 mL de una solución 0,01 M de  $KIO_3$ .
5. La solución de tiosulfato se estandariza como sigue: Con una pipeta se transfieren 50,00 mL de la solución de  $KIO_3$  a un erlenmeyer de 125 mL.
6. Se añaden 2 g de  $KI$  sólido y 10 mL de  $H_2SO_4$  0,5 M .
7. Se titula inmediatamente con tiosulfato hasta que la solución haya perdido gran parte de su color (amarillo pálido).
8. Entonces, se añaden 2 mL de engrudo almidón como indicador y se termina la titulación. Se repite el procedimiento dos o tres veces (dependiendo del tiempo empleado) y se recolectan los datos en la tabla 1.

**Tabla 1.** Datos de la estandarización de la solución de tiosulfato.

<b>Ensayo</b>	<b>Volumen de tiosulfato (mL)</b>
1	
2	
3	

**a. Determinación de vitamina c**

1. Verifique que la pastilla a utilizar cumpla con el requerimiento de 500 mg por tableta.
2. Pese en una balanza analítica la tableta de vitamina C.
3. Disuelva en 150 mL de  $H_2SO_4$  0,5 M , utilizando una varilla de vidrio para pulverizar el sólido (parte del sólido aglutinante no se disuelve).
4. Pase la muestra a un balón aforado de 250 mL y complete con agua destilada.
5. Coloque 50mL de muestra en tres erlenmeyer de 250 mL.
6. Añada 2 g de  $KI$  sólido y 50mL de  $KIO_3$  patrón a cada erlenmeyer.
7. Entonces proceda a titular con tiosulfato patrón, como se describió antes.
8. Recuerde que se debe agregar 2 mL del indicador de almidón justo antes de alcanzar el punto final de la titulación.



## Guía Unificada de Laboratorios

Código	FLA-23 v.00
Página	35 de 52

9. Repita la experiencia y tome nota de los volúmenes requeridos en la tabla 2

Peso de la tableta \_\_\_\_\_ g

**Tabla 2.** Datos de la estandarización de la tableta de vitamina C

Ensayo	Volumen de tiosulfato (mL)
1	
2	
3	

### 7. NIVEL DE RIESGO

Líquidos inorgánicos con metales- Riesgo moderado

R: 3-14-11-15

S: 2-7/8-43-24-25-9-20-36-37

### 8. BIBLIOGRAFÍA

- Harris, D., Análisis Químico Cuantitativo, 1992, Iberoamericana.
- Skoog, D., Química Analítica, 1992, Mc-Graw Hill.
- Russell, J.B., Química, 1991, Mc-Graw Hill.
- Chang, R., "Química". 1999, Mc-Graw Hill.

### 9. ANEXOS

#### PREINFORME

- Consultar la reacción entre el ion yodato y el ion yoduro en medio ácido
- Consulte la reacción entre la vitamina C y el ion triyoduro
- Consulte el uso del almidón como indicador

#### Ejercicios

- 1) El ácido ascórbico (vitamina C) reacciona con el ion triyoduro en una relación de 1:1; se utiliza almidón (engrudo) como indicador del punto final de la reacción. Cuando en solución aparece la primera gota sin reaccionar de  $I_3^-$  se forma un complejo yodo-almidón de color azul intenso. Si se requieren 28,41 mL de solución  $I_3^-$  para que reaccionen con



0,1879  $g$  de ácido ascórbico puro. Calcular la molaridad del ion triyoduro.

**Respuesta:** 0,03756  $M$

2) Una tableta de vitamina C constituida por ácido ascórbico y un aglutinante inerte se tritura hasta hacerla polvo; 0,4495  $g$  se titulan con 34,63  $mL$  de  $I_3^-$  del ejercicio anterior. Calcular el porcentaje en peso de ácido ascórbico en la tableta.

**Respuesta:** 50,96%

### LECTURA RECOMENDADA

Capítulo 16 de Química Analítica de Harris "Titulaciones Redox". pp 385-417.

### CALCULOS PARA EL INFORME

- Determinar la concentración de la solución de tiosulfato
- Calcule el porcentaje en peso de vitamina C en la tableta.

**1. TITULO****Laboratorio 6. Estequiométria: síntesis de ácido acetilsalicílico****2. OBJETIVO**

- Preparar aspirina mediante métodos de separación muy sencillos.

**3. MARCO TEÓRICO**

El **ácido acetilsalicílico** o **AAS** ( $C_9H_8O_4$ ), también conocido con el nombre de **Aspirina®**, es un fármaco de la familia de los salicilatos, usado frecuentemente como antiinflamatorio, analgésico, para el alivio del dolor leve y moderado, antipirético para reducir la fiebre y antiagregante plaquetario indicado para personas con alto riesgo de coagulación sanguínea, principalmente individuos que ya han tenido un infarto agudo de miocardio.

Los efectos adversos de la aspirina son principalmente gastrointestinales, es decir, úlcera pépticas gástricas y sangrado estomacal. En pacientes menores de 14 años se ha dejado de usar la aspirina para el control de los síntomas de la gripe o de la varicela debido al elevado riesgo de contraer el síndrome de Reye.

El ácido salicílico o salicilato, producto metabólico de la aspirina, es un ácido orgánico simple con un  $pK_a$  de 3,0. La aspirina, por su parte, tiene un  $pK_a$  de 3,5 a 25°C. Tanto la aspirina como el salicilato sódico son igualmente efectivos como antiinflamatorios, aunque la aspirina tiende a ser más eficaz como analgésico.

La reacción química de la síntesis de la aspirina se considera una esterificación. El ácido salicílico es tratado con anhídrido acético, un compuesto derivado de un ácido, lo que hace que el grupo alcohol del salicilato se convierta en un grupo acetilo (salicilato-OH → salicilato-OCOCH<sub>3</sub>). Este proceso produce aspirina y ácido acético, el cual se considera un subproducto de la reacción. La producción de ácido acético es la razón por la que la aspirina con frecuencia huele similar al vinagre. Como catalizador casi siempre se usan pequeñas cantidades de ácido sulfúrico y ocasionalmente ácido fosfórico.

**4. MATERIALES, EQUIPOS E INSUMOS**

2 Erlenmeyer de 100 ml	1 Pipeta de 10mL
4 Vasos de precipitados de 100 ml	1 Pipeteador
2 Vasos de precipitados de 250 ml	1 Gotero
1 Vaso de precipitado de 500mL	1 Mechero
1 Vidrio de reloj	2 Soportes Universales con pinza, aro y malla
1 Balanza analítica	1 Gotero
1 Espátula	



## Guía Unificada de Laboratorios

Código	FLA-23 v.00
Página	38 de 52

1 Equipo de filtración al vacío  
1 Pipeta de 10mL

1 Pipeteador

\* Debe ser proporcionado por los estudiantes.

### 5. REACTIVOS

Ácido sulfúrico concentrado ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )  
Ácido salicílico ( $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ )  
Anhídrido acético ( $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$ )  
Alcohol metílico ( $\text{CH}_3\text{OH}$ )  
Alcohol etílico ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ )

Papel filtro  
\*Fósforos o encendedor  
\*1 Gotero  
\*Hielo

\* Debe ser proporcionado por los estudiantes.

### 6. PROCEDIMIENTO

#### a. Preparación de aspirina.

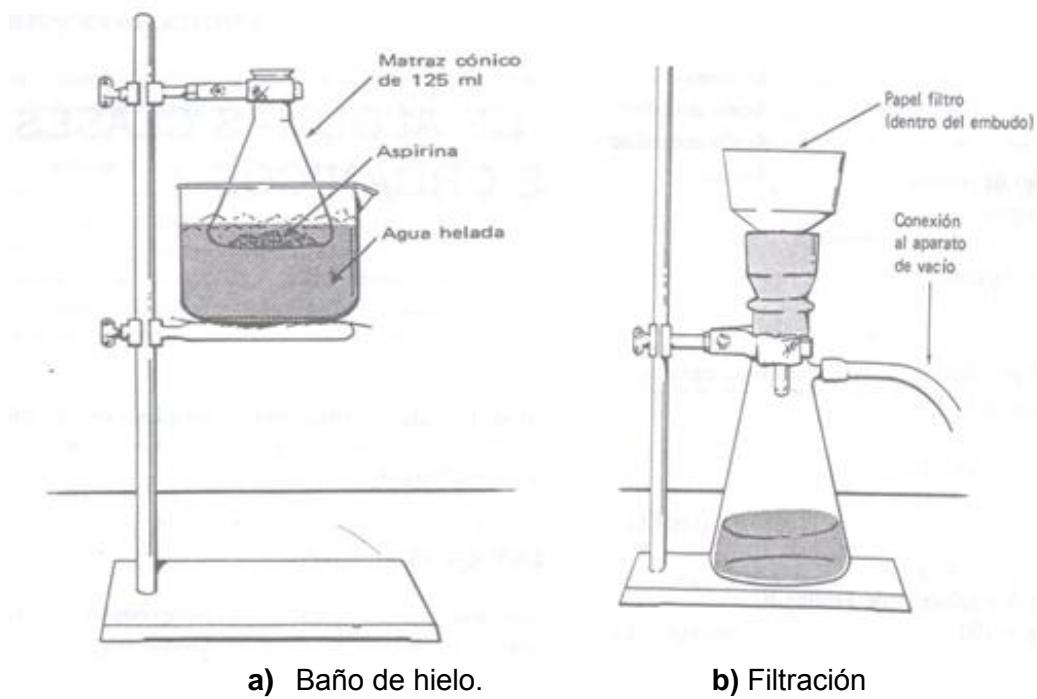
- Prepárese un baño María.
- Colóquense 6 g (pesar con exactitud a 0.01 g) de ácido salicílico en un erlenmeyer de 100 ml.
- Añada 8 mL de anhídrido acético al matraz.

**PRECAUCIÓN:** Añádanse 10 gotas de ácido sulfúrico concentrado a la mezcla, agite suavemente el matraz describiendo círculos y caliéntese el matraz en un vaso de precipitados con agua hirviendo 15 minutos. Si el sólido no se disuelve, caliéntese la muestra 10 minutos adicionales. Quizá necesite menearse para llegar a las pruebas finales.

- Quítese el matraz del baño María y viértanse en él 25 mL de agua a  $\sim 5^\circ\text{C}$ .
- Colóquese el matraz en un vaso de precipitados lleno de hielo hasta que la cristalización parezca completa (fig. 1.a).
- Sepárense los cristales del líquido valiéndose del aparato de filtración por vacío (fig. 1.b).
- Recristalícese la aspirina al disolver los cristales en 20 mL de alcohol etílico en un vaso de precipitados de 100 mL; caliéntese en baño María, si es necesario para lograr la disolución.
- Después, viértanse 50 mL de agua caliente en la solución. Cúbrase el recipiente con un vidrio de reloj y póngase a un lado para permitir que se enfrie. Para apresurar el enfriamiento, el matraz puede colocarse en un vaso de precipitado con hielo.
- Fíltrense los cristales valiéndose del aparato de filtración por vacío y séquense



extendiéndolos sobre un pedazo de papel filtro y golpeándolos suavemente con otro pedazo de papel filtro. Muévanse y tritúrense los cristales con una espátula. Pésese la aspirina en un matraz de 50 mL que se ha pesado previamente.

**a)** Baño de hielo.**b)** Filtración**Figura 1.** Montajes necesarios

El rendimiento de 100 por 100 produciría 7.82 g de aspirina. Calcúlese el porcentaje de rendimiento aplicando la siguiente ecuación:

$$\text{Peso de la aspirina Porcentaje de rendimiento} = \frac{\text{Peso de la aspirina}}{7,82} \times 100$$

Ponga los siguientes datos en la etiqueta de la botella y entregue el producto al profesor.

**Nombre integrantes del grupo**  
**Nombre del producto**  
**Rendimiento en gramos**  
**Porcentaje de rendimiento**

**7. NIVEL DE RIESGO**

Moderado



## Guía Unificada de Laboratorios

<b>Código</b>	FLA-23 v.00
<b>Página</b>	40 de 52

### 8. BIBLIOGRAFÍA

- Brewster R.Q., Vander Werf C.A. y Mc. Ewen W.E. *Curso Práctico de Química Orgánico*. Segunda Edición, Alambra Madrid, 1979
- Vogel A.I. *A Textbook of Practical Organic Chemistry* Third Edition
- Moore J.A. and Dalrymple D.L. *Experimental Methods in Organic Chemistry* 2nd edition W.B. Saunders Co. Philadelphia, 1976.
- Roberts R.M., Gilbert J.C., Rodewald L.B. and Wingrove A.S. *Modern Experimental Organic Chemistry* Third Edition Holt, Rinehart and Winston N.Y., 1978.

### 9. ANEXOS

**1. TITULO****Laboratorio 7. Equilibrio químico****2. OBJETIVO**

- Observar algunas reacciones químicas que son ejemplos de sistemas en equilibrio.
- Manipular dichos equilibrios introduciendo cambios de concentración o de temperatura.
- Comprobar que la dirección del desplazamiento de la reacción en equilibrio tiende, al menos parcialmente, a contrarrestar los cambios en las condiciones de acuerdo con lo previsto por el Principio de Le Chatelier.

**3. MARCO TEÓRICO**

Muchas reacciones químicas tienen lugar disminuyendo la concentración (o la masa) de las sustancias reaccionantes y terminan cuando prácticamente, se ha consumido la sustancia limitante de la reacción. Estas reacciones se denominan irreversibles. Sin embargo, muy frecuentemente, la reacción "se paraliza" permaneciendo en equilibrio una mezcla de productos de reacción y reactivos no consumidos. Se dice entonces, que el proceso es reversible y que hay una evolución en ambos sentidos hasta alcanzar dicho equilibrio, en el cual la velocidad de la reacción directa es igual a la de la reacción inversa.

Hay reacciones muy lentas y que aparentemente no ocurren, pero las elegidas en esta práctica, transcurren en tiempos muy pequeños y pueden observarse inmediatamente los efectos que el cambio de concentración en los reactivos o productos, o de la temperatura, tienen sobre el equilibrio alcanzado.

El comportamiento observado responde a un principio general que fue establecido en 1884 independiente y simultáneamente por F. Brauny H. Le Chatelier. El texto tal y como fue enunciado por Le Chatelier establece que "una reacción química que es desplazada del equilibrio por un cambio de las condiciones (concentración, temperatura, presión, volumen) evoluciona hacia un nuevo estado de equilibrio en la dirección en la que, al menos parcialmente, compense el cambio experimentado"

**4. MATERIALES, EQUIPOS E INSUMOS**

1 Balanza  
9Tubos de ensayo  
1Gradilla

2 Pipeta de 10 mL  
2 Pipeta de 5 mL  
2 Pipeteadores



## Guía Unificada de Laboratorios

<b>Código</b>	FLA-23 v.00
<b>Página</b>	42 de 52

1 Vidrio de reloj	1 Gotero
1 Espátula	1 Termómetro
1 Balón aforado de 10mL	1 Mechero bunsen
1 Balón aforado de 25mL	1 Soporte universal con pinza, aro y malla
1 Balón aforado de 50mL	1 Probeta de 100mL
2 Frascos lavadores	1 Probeta de 50mL
2 Varilla de vidrio	1 Pinza de madera
4 Vasos de precipitados de 100mL	1 Embudo
1 Vaso de precipitado de 250mL	

\* Debe ser proporcionado por los estudiantes.

### 5. REACTIVOS

Fenolftaleína	Cloruro de Hierro (III)
Agua destilada	Cloruro de Cobalto (II)
Hidróxido de sodio	Metanol
Ácido clorhídrico	*Hielo
Dicromato de potasio	*Fósforos o encendedor
Cloruro de Bario	*1 Gotero
Tiocianato de potasio	

\* Debe ser proporcionado por los estudiantes.

### 6. PROCEDIMIENTO

#### EFECTO DE LA CONCENTRACIÓN SOBRE EL EQUILIBRIO.

##### a) Equilibrio de Indicadores ácido-base

- Realice los cálculos necesarios para preparar 25mL de NaOH 6M y 25mL de HCl 6M.
- Coloque en un tubo de ensayo 3 gotas de indicador fenolftaleína y 3 mL de agua.
- Añada a continuación 2 gotas de NaOH 6M y observe.
- Adicione 6 gotas de HCl 6M y observe.

##### b) Equilibrio del ion cromato-dicromato

- Disuelva 1 g de dicromato de potasio en 50 mL de agua.
- Añada 3 mL de dicha disolución en un tubo de ensayo y adicione gota a gota, agitando el tubo, hidróxido de sodio 6 M hasta observar un cambio de color.



- A continuación añada de la misma manera ácido clorhídrico 6 M hasta recuperar el color inicial.
- Adicione de nuevo (gota a gota), hidróxido de sodio e interprete los cambios observados.

**c) Equilibrio de precipitación del cromato de bario**

- Adicionar 3 mL de la disolución de dicromato de potasio en un tubo de ensayo.
- Añadir gota a gota, hidróxido de sodio 6 M hasta que cambie de color (amarillo por la presencia de iones  $(CrO_4)^{2-}$ )
- Luego adicione 3mL de una disolución de cloruro de bario 0,2 M y observe.
- Posteriormente añada, gota a gota, HCl 6 M hasta que desaparezca completamente el precipitado
- A continuación, vuelva a adicionar gota a gota hidróxido de sodio 6 M.
- Utiliza el principio Le Chatelier. Para justificar los cambios ocurridos.

**d) Equilibrio del ion complejo tiocianato férrico**

- Agregue en un vaso de precipitado 3 mL de KSCN 0,1M y 3 mL de una disolución de cloruro de hierro (III).
- Diluya esta mezcla con 60 mL de agua con el objeto de disminuir la intensidad de color y poder observar más fácilmente los cambios del mismo.
- Prepare 4 tubos de ensayo, introduciendo en cada uno de ellos 5 mL de esta disolución.
- Añada 1 mL de  $FeCl_3$  0,1M al primero, y al segundo, 1 mL de KSCN 0,1 M.
- A la tercera disolución, añádale 5 ó 6 gotas de NaOH 6M.
- Eventualmente puede formarse un coloide amarillo pardo de hidróxido férrico que se deberá redisolver añadiendo gota a gota ácido clorhídrico 6 M.
- El cuarto tubo de ensayo sirve de referencia a los otros tres, compare la intensidad relativa del complejo en cada uno de los tres tubos de ensayo e interprete las observaciones aplicando el principio de Le Chatelier.

**e) Efecto de la Temperatura sobre el equilibrio.**

- Coloque en un tubo de ensayo seco 3 mL de disolución en metanol de  $CoCl_2 \cdot 6H_2O$  0,15 M (color rosa del acuocomplejo).
- Seguidamente, añada unas gotas de ácido clorhídrico concentrado.
- Caliente en "baño María" hasta unos 65-70°C, (**precaución:** los vapores del metanol son tóxicos e inflamables).
- Se debería observar un cambio de color de rosa a azul (que denota la presencia del ion  $(CoCl_4)^{2-}$ ). En caso de no producirse hay que seguir calentando, ya que probablemente haya un exceso de agua en la disolución original.



## Guía Unificada de Laboratorios

Código	FLA-23 v.00
Página	44 de 52

### 7. NIVEL DE RIESGO

Moderado –alto

**Precaución:** los vapores del metanol son tóxicos e inflamables.

### 8. BIBLIOGRAFÍA

- HARRIS, Daniel C.2 ed., Barcelona: Editorial Reverté, 2001. p.220-231.

### 9. ANEXOS

#### CALCULOS PARA EL INFORME

1. Escribir y explicar las diferentes reacciones que se producen en cada paso de la parte experimental.
2. Debatir sobre los cambios observados, utilizando el principio de Le Chatelier.
2. Comentar si las reacciones que tienen lugar en el apartado (e) son endotérmicas o exotérmicas y justificarlo.

**1. TITULO****Laboratorio 8. Determinación de la constante de acidez del ácido acético.****2. OBJETIVO**

- Determinar la constante de disociación del ácido acético mediante medidas de pH en mezclas acuosas de ácido acético y acetato de sodio

**3. MARCO TEÓRICO**

La reacción general entre un ácido HA y el agua, que actúa como base, es



La constante de equilibrio para esta reacción es:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \quad (1)$$

Donde  $K_a$  es la constante de ionización de disociación del ácido. Otra manera de expresar el equilibrio anterior es:



$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad (2)$$

El valor numérico de  $K_a$  expresa la fuerza del ácido débil HA. Cuanto mayor es  $K_a$ , más fuerte es el ácido.

El equilibrio del ácido acético en solución acuosa se puede expresar de la siguiente manera:



Con una constante de ionización:

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \quad (3)$$



## Guía Unificada de Laboratorios

Código	FLA-23 v.00
Página	46 de 52

La constante de ionización  $K_a$  para el ácido acético a 25 °C es  $1,75 \times 10^{-5}$ .

Al despejar la concentración de iones  $H^+$  en la ecuación 3 se obtiene:

$$[H^+] = \left( \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} \right) K_a \quad (4)$$

Sacando logaritmo a ambos lados de la ecuación 4:

$$\log[H^+] = \log K_a + \log \left( \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} \right)$$

$$-\log[H^+] = -\log K_a - \log \left( \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \right)$$

$$pH = pK_a - \log \left( \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \right)$$

Esta última ecuación se puede reescribir en una forma denominada ecuación de Henderson-Hasselbalch para el ácido acético

$$pH = pK_a + \log \left( \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \right) \quad (5)$$

### 4. MATERIALES, EQUIPOS E INSUMOS

1 Balanza Analítica  
1 pH-metro  
2 Balones aforados de 100mL  
5 Balones aforados de 50mL  
2 Balones aforados de 25mL  
2 Frascos lavadores

2 Pipetas de 10mL  
1 Pipeta de 5mL  
1 Pipeta de 2mL  
2 Pipeteadores  
5 Erlenmeyer de 100mL  
5 Vasos de precipitado de 100mL

\* Debe ser proporcionado por los estudiantes.

### 5. REACTIVOS

Agua destilada  
Solución NaOH 0,1 M  
Solución HCl 0,1M

Ácido acético  
Acetato de sodio

**6. PROCEDIMIENTO****a. Preparación del ácido acético y acetato de sodio**

- Preparar 100 mL de ácido acético al 0,2 M
- Preparar 100 mL de acetato de sodio al 0,2 M

**b. Preparación de las soluciones Buffer**

- Rotular 5 erlenmeyer con los números 1 al 5.
- Colocar en dos buretas de 50 mL el ácido acético (solución A) y el acetato de sodio (solución B).
- Adicionar a cada erlenmeyer las cantidades de solución A y solución B que se indican en la siguiente tabla:

Erlenmeyer	Solución A: ácido acético (mL)	Solución B: acetato de sodio (mL)
1	16	4
2	14	6
3	12	8
4	8	12
5	6	14

- Pasar el contenido de cada erlenmeyer a un balón aforado de 50,0 mL y completar con agua destilada. Agitar y rotular (1 al 5)

**c. Medida del pH**

- Pasar el contenido de cada aforado a un Becker de 100 mL y medir el pH

Balón aforado	pH
1	
2	
3	
4	
5	

**d. Efecto Tampón**

- Preparar dos buffer con 15 mL de solución A y 10 mL de solución B, aforar con agua destilada.
- En cuatro recipientes de 100 mL, colocar (vaso A y B) los buffer anteriores y (vaso C y D) 50 mL de agua destilada



## Guía Unificada de Laboratorios

Código	FLA-23 v.00
Página	48 de 52

- Medir el pH en cada vaso

Becker	pH
A	
B	
C	
D	

- Adicionar a los recipientes A y C 1 mL de HCl 0,1 M; y a los recipientes B y D 1 mL de NaOH 0,1 M.
- Medir nuevamente el pH.

Becker	pH
A	
B	
C	
D	

## 7. NIVEL DE RIESGO

Riesgo moderado

R: 11

S: 2-7-16

## 8. BIBLIOGRAFÍA

- Harris, D., Análisis Químico Cuantitativo, 1992, Iberoamericana.
- Skoog, D., Química Analítica, 1992, Mc-Graw Hill.
- Russell, J.B., Química, 1991, Mc-Graw Hill.
- Chang, R., "Química". 1999, Mc-Graw Hill.

## 9. ANEXOS

### PREINFORME

- Consultar que es un par conjugado ácido/base
- Consultar que es una solución buffer
- Como se prepara un buffer de pH 5,0 utilizando ácido acético y acetato de sodio.

**CALCULOS PARA EL INFORME**

Con la fórmula de dilución calcular la concentración corregida del ácido acético y del acetato de sodio en cada una de las disoluciones obtenidas:

Balón aforado	pH	$[\text{CH}_3\text{COOH}]$ (M)	$[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ (M)	$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$	$\log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}\right)$
1					
2					
3					
4					
5					

- Reportar una gráfica de pH vs  $\log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}\right)$ , incluir la pendiente, intercepto y coeficiente de correlación lineal.
- Determinar desde la gráfica el valor de  $\text{pK}_a$  (comparar con la literatura)
- Determinar el valor de  $K_a$  (comparar con la literatura)
- Explicar los resultados obtenidos en el numeral 6.4

**1. TITULO****Laboratorio 9. Celdas galvánicas o voltaicas****2. OBJETIVO**

- Construir celdas galvánicas a partir de distintos pares redox y comparar el poder oxidante de algunos pares redox.

**3. MARCO TEÓRICO**

Las celdas galvánicas, son celdas electroquímicas las cuales en el proceso de oxidación-reducción producen energía eléctrica. Las dos semi-reacciones redox se separan, lo que requiere de un circuito eléctrico externo para que se dé la transferencia de electrones y al mismo tiempo sirve para obtener energía eléctrica de forma útil. Aplicaciones de las baterías comúnmente las podemos encontrar en: linternas, radios portátiles, juguetes, electrodomésticos, etc., que son aplicaciones de las celdas voltaicas.

**Construcción de una celda voltaica simple.**

Una semi-celda contiene la forma oxidada y reducida de un elemento u otra especie más compleja en contacto una con la otra. El tipo más común de una semi-celda consiste en una pieza de metal inmerso en una solución de sus iones. Luego los electrodos se conectan mediante un cable unido a un multímetro para medir la diferencia de potencial entre los dos electrodos o medir el flujo de corriente.

El circuito entre las dos soluciones se completa por un puente salino, el cual puede realizarse con un tubo de vidrio en forma de "U" y llenándolo con una solución salina saturada. Un puente salino realiza las siguientes funciones:

- Mantiene el contacto eléctrico entre las dos soluciones.
- Previene la mezcla de las soluciones de las semi-celdas.
- Mantiene la neutralidad eléctrica en cada Semi-celda al permitir la salida y entrada de iones del puente salino.

**4. MATERIALES, EQUIPOS E INSUMOS**

1 Electrodo de cobre	2 Pipeteadores
1 Electrodo de zinc	2 Vidrios de reloj
4 Vasos de precipitados de 100 mL	2 Espátulas
5 Balones aforados de 100 mL	1 Balanza analítica
2 Pipeta de 10 mL	1 Multímetro
	1 Tubo de vidrio doblado en forma de U

**5. REACTIVOS**

Sulfato de cobre (II)	*Cobre
Sulfato de zinc	*Barra de grafito
Sulfato de Hierro (II)	*Barra de Zinc
Nitrato de Hierro (III)	*Algodón
Cloruro de sodio	

**6. PROCEDIMIENTO****a. Preparar las siguientes soluciones:**

- 100 mL de sulfato cúprico al 0,1 M
- 100 mL de sulfato de zinc al 0,1 M
- 100 mL de sulfato ferroso al 0,1 M
- 100 mL de nitrato férrico al 0,1 M
- 100 50 mL de solución de cloruro de sodio al 5 %

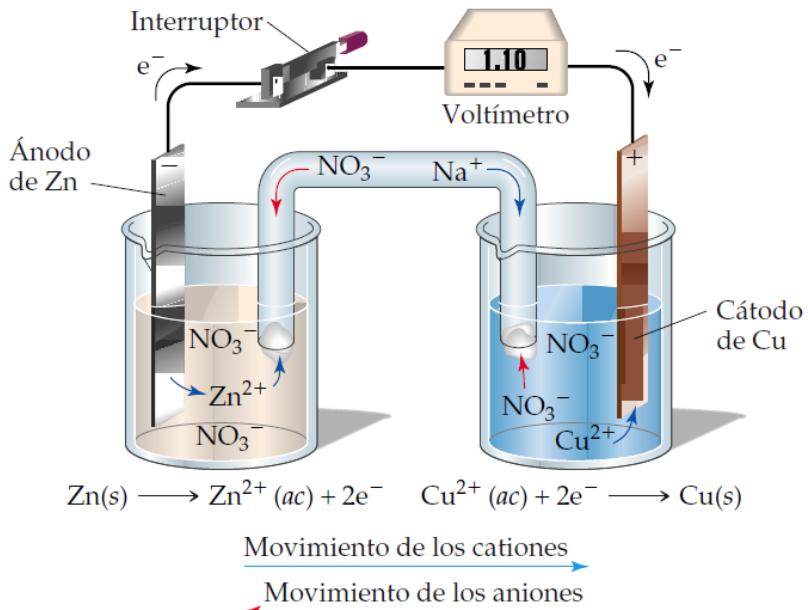
**b. Preparación de las semi-celdas:**

- $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ : se transfiere 20 mL de la solución de sulfato cúprico a un vaso de precipitado de 100 mL y se introduce una barra de cobre.
- $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ : se transfiere 20 mL de la solución de sulfato de zinc a un vaso de precipitado de 100 mL y se introduce una barra o lámina de zinc.
- $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ : se transfiere 10 mL de la solución de sulfato ferroso y 10 mL de la solución de nitrato férrico a un vaso de precipitado de 100 mL y se introduce una barra de grafito.

**c. Estudio de las celdas voltaicas:**

- Las celdas se preparan uniendo un par de semi-celdas mediante un puente salino. El puente salino se prepara con la solución de cloruro de sodio y una manguera.

- Finalmente se pueden conectar los electrodos al multímetro (figura 1).
- Unir las siguientes semi-celdas:  
 Semi-celda  $Zn^{2+}/Zn$  con semi-celda  $Cu^{2+}/Cu$ .  
 Semi-celda  $Fe^{3+}/Fe^{2+}$  con semi-celda  $Cu^{2+}/Cu$ .



**Figura 4.** Representación de una celda voltaica zinc-cobre.

## 7. NIVEL DE RIESGO

No Aplica

## 8. BIBLIOGRAFÍA

- Harris, D., Análisis Químico Cuantitativo, 1992, Iberoamericana.
- Skoog, D., Química Analítica, 1992, Mc-Graw Hill.

## 9. ANEXOS

No Aplica



## **ANEXOS**

### **Anexo A. Normas de seguridad en el laboratorio de química.**

La realización de prácticas de laboratorio requiere atención a una serie de detalles que pueden evitar consecuencias desagradables. Las normas de seguridad en el laboratorio han sido elaboradas a partir de innumerables experiencias a lo largo y ancho de los laboratorios de química que funcionan en el mundo conocido. No son consecuencia del capricho de los profesores. Han sido propuestas para minimizar accidentes y proporcionar el mayor grado de seguridad posible a las personas que se dedican a la práctica de esta interesante disciplina.

Recuerde que el laboratorio es un lugar serio de trabajo. Las prácticas de laboratorio serán realizadas en grupo y cada grupo se ubicará en un determinado espacio de la mesa de trabajo, del cual debe hacerse responsable y mantenerlo limpio y en orden.

1. Antes de llegar a realizar cada una de las prácticas, LEA CUIDADOSAMENTE la guía correspondiente, preparando el pre-informe de la misma.
2. Para ingresar al laboratorio de química, es requisito inapelable:
  - El uso de bata de laboratorio. La misma debe ser de tela blanca no inflamable, manga larga y debe cubrir desde los hombros y el cuello hasta la rodilla. Igualmente debe presentar al menos un bolsillo a la altura del pecho y dos más en la parte inferior. La bata de laboratorio debe permanecer abotonada. Por su seguridad, la bata de laboratorio debe poder ser retirada con facilidad en caso de accidente, por lo mismo se recomienda el uso de botones para cerrar la misma.
  - El uso de gafas de seguridad. Las gafas de seguridad para el laboratorio de química deben ser de material transparente resistente al impacto. Deben cubrir totalmente los ojos desde el inicio de la cuenca ocular en el borde exterior del cráneo, hasta el borde externo de la nariz, en cada ojo. Igualmente debe cubrir desde la parte superior de las cejas hasta la parte inferior de la cuenca ocular. Por su seguridad, el estudiante debe permanecer con ellas permanentemente puestas el tiempo que dure la práctica. No está permitido el uso de lentes de contacto durante las prácticas de laboratorio de química. La presencia de sustancias irritantes y contaminantes puede comprometer seriamente su visión de forma permanente al penetrar entre el lente y la superficie del ojo.
  - El uso de indumentaria adecuada. No debe ingresar al laboratorio vistiendo ropa que dejen al descubierto el abdomen, las piernas o los pies.
  - Permanecer con el cabello recogido (para las personas que tiene cabello de longitud suficiente como para que el mismo pueda ser amarrado mediante un dispositivo adecuado). No está permitido el uso de gorras, sombreros, turbantes o dispositivos semejantes.
  - Al ingresar al laboratorio asegúrese de conocer la ubicación de extintores de incendio, llaves de gas, duchas y salidas de emergencia.



- En el laboratorio está terminantemente prohibido el uso de celulares, audífonos o cualquier otro dispositivo que distraiga la atención del practicante o de sus compañeros.
- Al realizar las prácticas, solo efectúe la señalada para ese día, siguiendo las correspondientes normas de seguridad.
- Al recibir su material de manos del auxiliar de laboratorio, verifique que se encuentre en buen estado. NO ACEPTE MATERIAL AVERIADO pues todo material roto o extraviado durante la práctica será responsabilidad de los integrantes del grupo de trabajo.
- No toque las sustancias ni los aparatos de los estantes sin autorización.
- No desplace hasta su lugar de trabajo los diferentes reactivos en los frascos principales. Mida la cantidad indicada en el lugar en que estos se encuentran y luego, haciendo uso de un recipiente adecuado, desplácese hasta su lugar de trabajo, con el mismo.
- No juegue con las llaves de agua, gas, etc. que se encuentran en las mesas.
- Si deja caer sustancias químicas sobre la mesa, limpie inmediatamente.
- En caso de accidente en el que se vierta sobre sí un ácido o cualquier sustancia corrosiva, lávese inmediatamente con abundante agua.
- No toque directamente con las manos las sustancias químicas desconocidas.
- Si desea conocer el olor de una sustancia, no acerque a la cara directamente, abanique un poco de vapor a las fosas nasales, moviendo la mano sobre la sustancia o el recipiente que contiene la sustancia.
- Compruebe cuidadosamente los rótulos de los frascos de reactivos antes de usar su contenido.
- No devuelva los sobrantes de compuestos usados a los frascos originales, no introduzca objetos extraños dentro de ellos, no cambie las tapas de los frascos de reactivos por ningún motivo.
- No transite por el laboratorio con líquidos en goteros o pipetas. Cuando deba medir líquidos, tenga siempre a mano el recipiente sobre en el cual va a depositar el líquido medido.
- Para medir líquidos en el laboratorio haciendo uso de goteros o pipetas, no pipetee succionando con la boca. Haga uso de las peras o de los dispositivos adecuados para cada sistema de medida.
- No transite por el laboratorio con sólidos en espátulas. Cuando deba pesar un sólido, tenga siempre a mano el recipiente sobre en el cual va a depositar el sólido pesado.
- No ingiera alimentos ni bebidas durante su permanencia en el laboratorio.
- No fume dentro del laboratorio.
- Al momento de encender el mechero, verifique que las llaves y manguera correspondan al respectivo mechero.
- Antes y después del experimento, asegúrese de la limpieza de las mesas y aparatos usados, deje todo en su sitio.
- Todo material roto o extraviado durante la práctica será de responsabilidad de todos los integrantes del grupo.

**OPERACIONES PELIGROSAS**

1. Nunca caliente un tubo de ensayo, dirigiendo éste hacia sí o hacia algún compañero, las sustancias que se calientan, generalmente líquidas, pueden proyectarse violentamente hacia afuera, provocando un accidente.
2. Nunca prenda un mechero, abriendo totalmente la llave de gas y manteniendo la cara sobre el mismo; la presión del gas produce una llama bastante larga que podría causarle quemaduras.
3. Tenga mucho cuidado al introducir un tubo o un termómetro a través de un tapón de corcho o caucho. La presión deberá ejercerse sobre el tubo en un punto próximo al tapón; si se presiona desde el extremo opuesto, se tendrá mayor facilidad, pero puede producirse una palanca que fácilmente lo rompa, es aconsejable cubrirse la mano con un guante de cuero grueso y humedecer en agua, aceite o álcali el tubo o termómetro.
4. Emplee siempre la pinza para coger los tubos, especialmente cuanto está efectuando calentamiento. Recuerde que el tubo no siempre se pone rojo cuando está lo suficientemente caliente, como para producir dolorosas quemaduras.
5. Mantenga lejos de la cara, extendiendo bien los brazos, toda clase de reactivos cuando por primera vez se ha de verificar alguna reacción química. Muchas veces ésta desprende gran cantidad de calor, que puede proyectar violentamente los reactantes fuera del tubo.
6. Siempre que deba hacer soluciones acuosas de ácidos y bases fuertes, VIERTA EL REACTIVO SOBRE EL AGUA y no al contrario. El incumplimiento de esta norma puede causar salpicaduras, quemaduras graves e incluso explosiones.

**EN CASO DE ACCIDENTE**

- EN CUALQUIER TIPO DE INCENDIO, inmediatamente cerrar toda llave de salida de gas. Si la llama es pequeña, puede ser apagada con una toalla húmeda o con el extintor.
- ÁCIDOS EN LA ROPA: Si cae algo de ácido en el vestido, aplicar inmediatamente solución de amoníaco. Si la cantidad derramada es muy grande, retire la ropa rápidamente y coloque al accidentado bajo la ducha de emergencia. Lave con abundante agua. En caso de accidente, el pudor debe ser dejado en segundo plano pues prima la seguridad y la salud.
- FUEGO EN LA ROPA: Inmediatamente cubrir con una manta o con una toalla. De ser necesario, retire la ropa rápidamente y coloque al accidentado bajo la ducha de emergencia. Lave con abundante agua. En caso de accidente, el pudor debe ser dejado en segundo plano pues prima la seguridad y la salud.
- INCENDIO DE REACTIVOS: Cuando hay incendios en vasos o frascos de laboratorio, tapar inmediatamente la boquilla de éstos con una plancha de asbesto o con una toalla húmeda. Para incendios mayores usar el extintor.



- CORTES, producidos por roturas de tubos de vidrio o termómetros, deben ser lavados con agua, aplicar un antiséptico y luego una venda.
- ÁCIDOS EN LOS OJOS: Lavar inmediatamente la parte afectada con bastante agua, luego con una solución saturada de ácido bórico o una solución de ácido acético al 1%; secar y poner dentro del ojo unas gotas de aceite de oliva.
- ÁLCALI EN LOS OJOS: Lavar inmediatamente la parte afectada con bastante agua, luego con una solución saturada de ácido bórico.

**QUEMADURAS PRODUCIDAS POR:**

- ÁCIDOS: Lavar con bastante agua, luego con una solución saturada de bicarbonato de sodio, volver a lavar con agua, secar con gasa y aplicar picrato de butesina.
- FENOL: Lavar con alcohol al 50% con una solución de agua de bromo al 1%, secar y aplicar vaselina.
- BROMO: Lavar con bastante agua, luego con una solución concentrada de bisulfito de sodio hasta eliminar el bromo lavar con agua, secar y aplicar vaselina.
- FUEGO: Las quemaduras por fuego o por contacto con objetos calientes se alivian, aplicando a la parte afectada picrato de butesina.

**ATENCIÓN: EN CASOS GRAVES, SOLICITAR ATENCIÓN MEDICA.**

**Anexo B. Presentación de referencias bibliográficas.****Para referenciar textos de internet:**

Autores, fecha de publicación del escrito, título del artículo. Consultado (fecha en que bajaron la información), de: (dirección electrónica).

Elder, Linda y Paul, Richard, 15/11/2005 11:40, El arte de formular preguntas esenciales, consultado 13 de junio de 2007, de <http://www.colombiaaprende.edu.co/html/mediateca/1607/article-90456.html>

**Para Referenciar libros:**

Apellido del autor, Nombre del autor. Nombre del Libro. Edición. Ciudad: Editorial, Año de publicación. Paginas (#p).

Chang, Raymond y College, Williams. Química. (7a ed.). Bogotá: McGraw-Hill, 2002. 1001p.

**Para referenciar normas:**

Autor corporativo. Título: subtítulo, publicación. Paginación: il. (Serie y número de la norma).

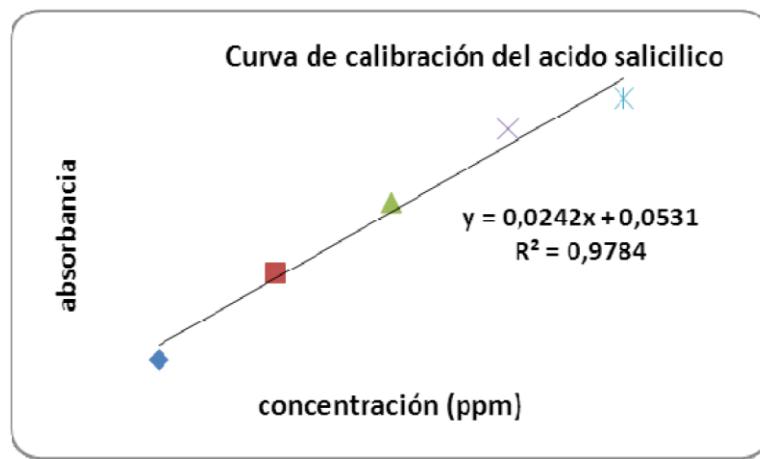
COMISIÓN PANAMERICANA DE NORMAS TÉCNICAS. Ferro molibdeno: Método gravimétrico con ácido nítrico para la determinación de azufre. Buenos Aires: COPANT, 1976. 3p. (COPANT 345).

**Presentación de tablas y figuras:**

Las tablas y figuras citadas en el texto, deben estar enumeradas, nombradas y referenciadas si no son propias, como se muestra en la tabla 1 y la figura 1 que se dan a continuación.

**Tabla 1.** Contenido de calcio en varias leches utilizadas en los países en desarrollo. Tomada de B., Fuentes, 2003.

<b>Fuente de leche</b>	<b>Contenido de calcio (mg/100 mL)</b>
Humana	32
Vaca	119
Camello	120
Cabra	134
Búfalo de agua	169
Oveja	193

**Figura 1.** Curva de calibración para determinar la cantidad de ácido salicílico en tabletas de analgésico. Imagen Propia.

**Anexo C. Factores de conversión****Ilustración 2. Factores de conversión básicos.**

Propiedad	Unidad	Equivalencia	Propiedad	Unidad	Equivalencia
<b>Longitud</b>	1 pulg	2,54 cm	<b>Volumen</b>	1 L	1000 cm <sup>3</sup>
	100 cm	1 m		1 pulg <sup>3</sup>	16,387 cm <sup>3</sup>
	1 milla	5280 pie		1 pie <sup>3</sup>	28,317 L
	1 m	3,2808 pie		1 m <sup>3</sup>	1000L
	1m	39,37 pulg		1m <sup>3</sup>	35,313 pie <sup>3</sup>
<b>Masa</b>	1 Kg	1000g	<b>Viscosidad</b>	1 cp	0,01 g/cm*s
	1 lb	453,59 g		1 cp	2,4191 lb/pie*h
	1 Ton	1000 Kg		1 Pa*s	1000 cp
	1 lb	16 oz		1 cp	10 <sup>-3</sup> N*s/m <sup>2</sup>
	1 Kg	2,2046 lb		1 cp	6,7197*10 <sup>-4</sup> lb/pie*s

Tomado de Perry's Chemical Engineers Handbook. Página 1-17.

**Tabla 2. Conversión de temperaturas.**

Temperatura Inicial	Para pasar a	Aplicar
<b>Celsius</b>	Fahrenheit	$^{\circ}\text{F} = (9/5) ^{\circ}\text{C} + 32$
	Kelvin	$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273,15$
	Rankine	$^{\circ}\text{R} = (9/5) (^{\circ}\text{C} + 273,15)$
<b>Fahrenheit</b>	Celsius	$^{\circ}\text{C} = (5/9) (^{\circ}\text{F} - 32)$
	Kelvin	$\text{K} = (5/9) (^{\circ}\text{F} - 32) + 273,15$
	Rankine	$^{\circ}\text{R} = ^{\circ}\text{F} + 459,67$
<b>Kelvin</b>	Celsius	$^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273,15$
	Rankine	$^{\circ}\text{R} = (9/5) \text{K}$
<b>Rankine</b>	Fahrenheit	$^{\circ}\text{F} = ^{\circ}\text{R} - 459,67$
	Kelvin	$\text{K} = (5/9) ^{\circ}\text{R}$

Tomado de CRC Handbook of Chemistry and Physics. Página 1-46.



## Guía Unificada de Laboratorios

Código

FLA-23 v.00

Página

60 de 52

Tabla 3. Factores de Conversión de Presión.

	Pa	KPa	Mpa	bar	Atm	Torr	mmHg	psi
Pa	1	0,001	1,00E-06	1,00E-05	9,8692E-06	7,5006E-03	7,5006E-03	1,4504E-04
KPa	1000	1	0,001	0,01	9,8692E-03	7,5006	7,5006	0,1450377
MPa	1000000	1000	1	10	9,8692	7500,6	7500,6168	145,0377
bar	100000	100	0,1	1	0,98692	750,06	750,0617	14,50377
Atm	101325	101,325	0,101325	1,01325	1	760	760	14,69594
Torr	133,322	0,133322	1,3332E-04	1,3332E-03	1,3158E-03	1	760	1,9337E-02
mmHg	133,3224	0,1333	1,3332E-04	1,3332E-03	1,3158E-03	1,32E-03	1	1,9337E-02
psi	6894,7614	6,8948	6,8948E-03	0,0689	0,0680	51,7150	51,7150	1

Tomado de CRC Handbook of Chemistry and Physics. Página 1-49.

**Anexo D. Propiedades fisicoquímicas de sustancias comunes.**

Tabla 4. Índice de refracción de algunas sustancias.

<b>Sustancia</b>	<b>Temp. °C</b>	<b>Índice de Refracción</b>
<b>Agua</b>	20	1,33336
<b>H<sub>2</sub>O<sub>2</sub></b>	28	1,4061
<b>CO<sub>2</sub></b>	24	1,6630
<b>HNO<sub>3</sub></b>	25	1,393
<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	20	1,4183
<b>Ac. Acético</b>	25	1,0446
<b>Etanol</b>	20	1,3611
<b>1-Propanol</b>	25	0,7997
<b>Iso-propanol</b>	25	0,7809
<b>1-Butanol</b>	20	0,8095
<b>2-Butanol</b>	20	0,8063
<b>n-Octano</b>	25	0,6986

Tomado de CRC Handbook of Chemistry and Physics. Página 4-136.

Ilustración 3. Tabla 5. Viscosidad de algunas sustancias.

<b>Sustancia</b>	<b>Temp. °C</b>	<b>μ (cp)</b>
<b>Agua</b>	25	0,890
<b>Hg</b>	25	1,526
<b>CCl<sub>4</sub></b>	25	0,908
<b>Metanol</b>	25	0,544
<b>Acetonitrilo</b>	25	0,369
<b>Ac. Acético</b>	25	1,056
<b>Etanol</b>	25	1,074
<b>Acetona</b>	25	0,306
<b>n-propanol</b>	25	1,945
<b>Iso-propanol</b>	25	2,038

Tomado de CRC Handbook of Chemistry and Physics. Página 6-186.

**Tabla 3. Densidad del Agua en función de la temperatura.**

T, K	$\rho$ , kg/m <sup>3</sup>	T, K	$\rho$ , kg/m <sup>3</sup>	T, K	$\rho$ , kg/m <sup>3</sup>
273,160	999,793	352	972,479	432	908,571
274	999,843	354	971,235	434	906,617
276	999,914	356	969,972	436	904,645
278	999,919	358	968,689	438	902,656
280	999,862	360	967,386	440	900,649
282	999,746	362	966,064	442	898,624
284	999,575	364	964,723	444	896,58
286	999,352	366	963,363	446	894,519
288	999,079	368	961,984	448	892,439
290	998,758	370	960,587	450	890,341
292	998,392	372	959,171	452	888,225
294	997,983	374	957,737	454	886,089
296	997,532	376	956,285	456	883,935
298	997,042	378	954,815	458	881,761
300	996,513	380	953,327	460	879,569
302	995,948	382	951,822	462	877,357
304	995,346	384	950,298	464	875,125
306	994,711	386	948,758	466	872,873
308	994,042	388	947,199	468	870,601
310	993,342	390	945,624	470	868,31
312	992,61	392	944,03	472	865,997
314	991,848	394	942,42	474	863,664
316	991,056	396	940,793	476	861,31
318	990,235	398	939,148	478	858,934
320	989,387	400	937,486	480	856,537
322	988,512	402	935,807	482	854,118
324	987,61	404	934,111	484	851,678
326	986,682	406	932,398	486	849,214
328	985,728	408	930,668	488	846,728
330	984,75	410	928,921	490	844,219
332	983,747	412	927,157	492	841,686
334	982,721	414	925,375	494	839,13
336	981,671	416	923,577	496	836,549
338	980,599	418	921,761	498	833,944
340	979,503	420	919,929	500	831,313
342	978,386	422	918,079	502	828,658
344	977,247	424	916,212	504	825,976
346	976,086	426	914,328	506	823,269
348	974,904	428	912,426	508	820,534
350	973,702	430	910,507	510	817,772

**Tomado de Perry's Chemical Engineers Handbook. Página 2-96.**

**Anexo E. Bibliografía de interés**

- Briceño, Carlos Omar y Rodríguez de Cáceres, Lilia. QUÍMICA. Bogotá: Editorial Educativa, 1993. 681p.
- Buscarons, F.; Capitán, F. y Capitán, L.F. Análisis inorgánico cualitativo sistemático. Séptima edición. Barcelona: Reverté, 1986.
- Chang, Raymond. QUÍMICA. México: McGraw-Hill, 1992. 1064p.
- Cotton, A. y Wilkinson, G. Química Inorgánica Básica. Limusa, 2002.
- Finn, Edward J. y Alonso, Marcelo. Física Vol II Interacciones y campos. Addison-Wesley Iberoamericana, 1995. 970p.
- Guzmán, D, D., Jiménez, Z. J., Polanco, H. V., Ulloa, C. E. Introducción a la técnicaInstrumental. Primera Edición. México: Instituto Politécnico Nacional, 2001.
- Holler, F.J.; Skoog, D.A. y West, D.M. Química Analítica. (6<sup>a</sup> ed.). Mexico: McGraw-Hill, 1995.
- Ladrón de Guevara O. Guía de seguridad para Laboratorios con Agentes Químicos. Instituto de Investigaciones Biomédicas
- Mahan, Bruce H. QUÍMICA, curso universitario. México: Addison-Wesley Iberoamericana, 1986. 814p.
- Mallinckodt, Laboratory Chemicals Catalog. 1999-2000.
- Manual Merck, Productos y reactivos químicos. 1999-2000
- Mortimer, R. G. Physical Chemistry. 3<sup>a</sup>. Edición. Canada: Elsevier Academic Press, 2008.
- Perry, R. H. Perry's chemical engineers' handbook. 7<sup>a</sup>. Edición. New York: McGraw-Hill, 1999.
- Petrucci, Ralph, Harwood, William y HerringGeoffrei. Química General. 8<sup>a</sup> Edición. Madrid: Pentrice Hall, 2003. 1178p.
- Poling, B. E., Prausnitz, J. M., y O'Connell, J. P. The Properties of Gases and Liquids, 5<sup>a</sup>. Edición. 2004. Digital Engineering Library @ McGraw-Hill. De: ([www.digitalengineeringlibrary.com](http://www.digitalengineeringlibrary.com)).

**Páginas Web recomendadas.**

- <http://www.fichasdeseguridad.com/>  
<http://www.ilpi.com/msds/index.html>  
[http://www.mtas.es/insht/ntp/ntp\\_459.htm](http://www.mtas.es/insht/ntp/ntp_459.htm)  
[http://www.mtas.es/insht/ntp/ntp\\_005.htm](http://www.mtas.es/insht/ntp/ntp_005.htm)  
[http://www.creat.uab.es/propies/pilar/LibroRiesgos/13\\_Cap%C3%ADtulo12.pdf](http://www.creat.uab.es/propies/pilar/LibroRiesgos/13_Cap%C3%ADtulo12.pdf)  
[www.virtualpro.com](http://www.virtualpro.com)