

	<b>Guía Unificada de Laboratorios</b>	<b>Código</b>	FLA-23 v.00
		<b>Página</b>	1 de 1

## **MANUAL DE LABORATORIO DE FISICOQUIMICA I**

**Dra. Diana Alexandra Torres Sánchez**

**Msc. Fernando Pinzón Parada**

**UNIVERSIDAD DE PAMPLONA  
FACULTAD DE CIENCIAS BÁSICAS  
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA  
PAMPLONA, NORTE DE SANTANDER  
COLOMBIA  
2018**

	<b>Guía Unificada de Laboratorios</b>	<b>Código</b>	FLA-23 v.00
		<b>Página</b>	1 de 1

## 1. MEDIDA DE PRESION MANOMETRICA

### 2. Objetivo General

Analizar y comparar la precisión y el rango de medida de manómetros con diferente líquido manométrico.

### 3. Marco Teórico

La presión es una fuerza aplicada a una superficie o distribuida sobre ella. La presión  $P$  ejercida por una fuerza  $F$  y distribuida sobre un área  $A$ , se define como:

$$P = \frac{F}{A}$$

La presión puede medirse de dos maneras, la primera en términos absolutos, y la segunda en términos relativos.

**La presión absoluta** se mide con relación al cero absoluto o vacío total.

**La presión relativa** se mide con respecto a la presión atmosférica, es decir, su valor cero corresponderá al valor de la presión absoluta atmosférica.

**La presión atmosférica** es la que ejerce la masa de aire de la atmósfera terrestre sobre su superficie, medida mediante un barómetro. A nivel del mar, la presión atmosférica es de aproximadamente 760 mm de Hg absolutos, que es equivalente a 14,7 PSI.

Otro tipo de medida de esta variable, frecuentemente usada es la presión diferencial, que consistirá en la medida de la misma entre dos puntos de un proceso.

**La presión de vacío** es aquella que se mide como la diferencia entre una presión atmosférica y la presión absoluta (cero absoluto).

**Presión manométrica.** Es la presión medida con referencia a la presión atmosférica la diferencia entre la presión medida y la presión atmosférica real.

**Presión hidrostática.** Es la presión existente bajo la superficie de un líquido, ejercida por el mismo.

**Presión de línea.** Es la fuerza ejercida por el fluido, por unidad de superficie, sobre las paredes de una conducción por la que circula.

**Presión diferencial.** Es la diferencia entre un determinado valor de presión y otro utilizado como referencia. En cierto sentido, la presión absoluta podría considerarse como una presión diferencial que toma como referencia el vacío absoluto, y la presión manométrica como otra presión diferencial que toma como referencia la presión atmosférica.

#### 4. Materiales, Equipos e Insumos

Manómetros con mercurio, agua y aceite mineral

#### Material e insumos por grupo

Una jeringa de 1 mL.

#### 5. Reactivos

Agua

Aceite mineral

Mercurio

#### 6. Procedimiento

Para una presión dada del gas, mida los valores  $h_1$  y  $h_2$  en cada uno de los manómetros (ver figura 1).

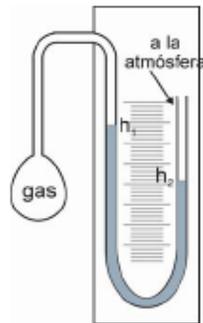


Figura 1. Manómetro de extremo abierto

#### Cálculos para el informe

- Calcule la presión manométrica en cada uno de los manómetros.
- Calcule y compare el rango de medida, (en mmHg), en cada uno de los manómetros.
- Analice los resultados.

$$\Delta h_A = (d_B/d_A) \Delta h_B$$

#### 7. Nivel de Riesgo

No aplica

## **8. Bibliografía**

1. Leonard C. Labowitz, John S. Arents, Fisicoquímica: problemas y soluciones. Academic Press Inc, 1969.
2. Luis H. Blanco, Tópicos en Química Básica, Experimentos de Laboratorio, Editorial Guadalupe, 1996
3. Walter J. Moore, Fisicoquímica Básica, Ed. Prentice Hall, 1986
4. Irving Shames, Mecánica de Fluidos, 1995.

## **9. Anexos**

Ninguno.

	<b>Guía Unificada de Laboratorios</b>	<b>Código</b>	FLA-23 v.00
		<b>Página</b>	1 de 1

## 1. BICARBONATO EN ALKA-SELTZER

### 2. Objetivo General

Determinar mediante la ecuación del gas ideal el contenido de bicarbonato en una pastilla comercial de Alka-Seltzer.

### 3. Marco Teórico

En este experimento se produce dióxido de carbono al hacer reaccionar la mezcla sólida que constituye el Alka-Seltzer, con agua acidulada. A partir del volumen medido del gas que resulta, se puede calcular el porcentaje de bicarbonato, asumiendo que todo el dióxido de carbono proviene de esta sustancia.

### 4. Materiales, Equipos e Insumos

Balanza Analítica

#### Material e insumos por grupo

Vidrio reloj (1)

Espátula (1)

Pipeta volumétrica de 25 mL (1)

Pipeta graduada de 10 mL (1)

Pipeteador (1)

Soporte universal (1)

Pinzas (3)

Bureta de 50 mL (1)

Balón aforado de 250 mL (1)

Kitasato de 125 mL (1)

Vaso de 100 mL (1)

Tapón perforado para el erlenmeyer (1)

Mangueras (2)

Termómetro (1)

1 tableta de Alka-Seltzer (proporcionada por los estudiantes)

Hilo de coser (proporcionado por los estudiantes)

### 5. Reactivos

#### Reactivos por grupo

Reactivo	Cantidad
Solución HCl, 1M	200 mL

## 6. Montaje experimental

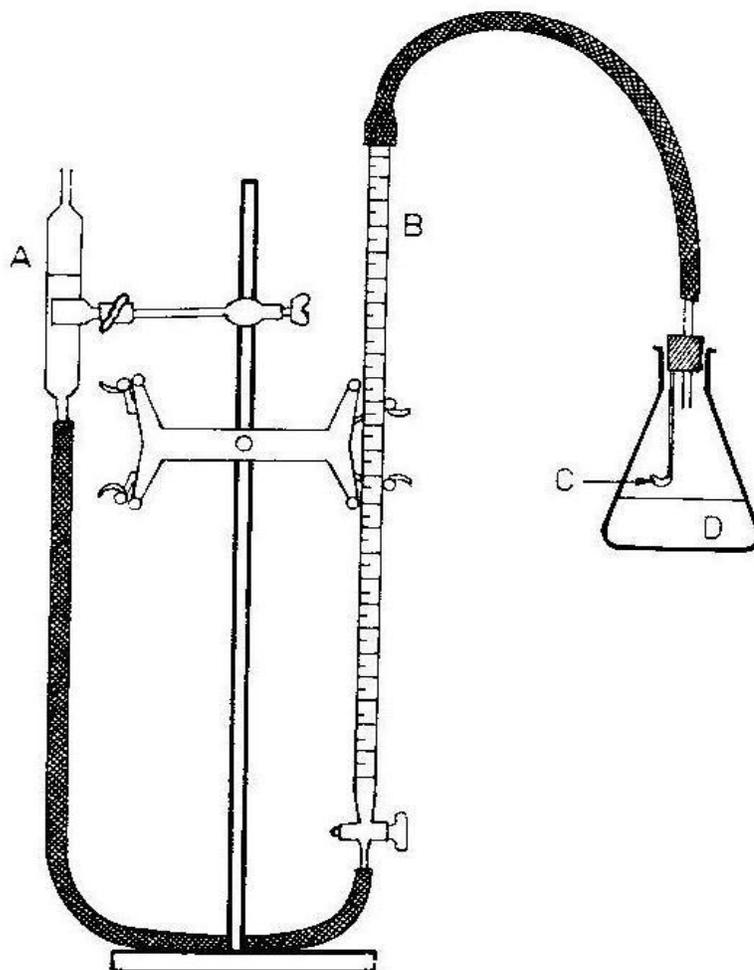


Figura 1

**Aparato para la determinación del contenido de Bicarbonato de Sodio en Alka-Seltzer.** Fuente: Luis H. Blanco, Tópicos en Química Básica, Experimentos de Laboratorio, 1996

A- Bulbo nivelador  
B- Bureta

C- Trozo de Alka-Seltzer  
D- Agua acidulada

## 7. Procedimiento

- Haga los cálculos necesarios para preparar 250 mL de solución acuosa de  $HCl$  1 molar. Prepare esta solución.
- Pese una fracción de tableta de Alka-Seltzer de aproximadamente 0,2 g. En el erlenmeyer colocar 100 mL de ácido clorhídrico 1 M. Amarre el pedazo de tableta con un hilo e instale en el aparato que se muestra en la figura 1. El bulbo nivelador se coloca de tal manera que en la bureta, el nivel del líquido esté en la última marca superior.

- Cuidadosamente se pone en contacto el Alka-Seltzer con el agua, ladeando el erlenmeyer. Tome todas las precauciones para que no escape el dióxido de carbono que se produce, agitando continuamente el erlenmeyer hasta que no se observan cambios en el nivel del líquido en la bureta.
- Cuando la reacción se completa mida el volumen de dióxido de carbono por medio de la bureta. Para esto se tiene que mover el bulbo nivelador a fin de igualar la presión interna con la presión atmosférica.
- Registre la presión atmosférica y la temperatura del laboratorio

<b>Datos experimentales</b>	
<b>Peso de la muestra:</b>	<i>g</i>
<b>Volumen de gas:</b>	<i>mL</i>
<b>Temperatura:</b>	<i>°C</i>
<b>Presión atmosférica:</b>	<i>mmHg</i>

- Use la Ley de Dalton y la presión de vapor del agua a la temperatura del laboratorio, para encontrar la presión del dióxido de carbono.
- Con los datos tomados calcule el porcentaje en peso de bicarbonato que contiene el Alka-Seltzer.

## 8. Nivel de Riesgo

4. Ácidos y sales inorgánicas y soluciones con metales

## 9. Bibliografía

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

## 10. Anexos

No aplica

	<b>Guía Unificada de Laboratorios</b>	<b>Código</b>	FLA-23 v.00
		<b>Página</b>	1 de 1

## 1. MEDICION DE TEMPERATURA – SENSORES TERMOELECTRICOS

### 2. Objetivo General

Construir, calibrar y aplicar el circuito integrado LM-35 para obtener medidas de temperatura.

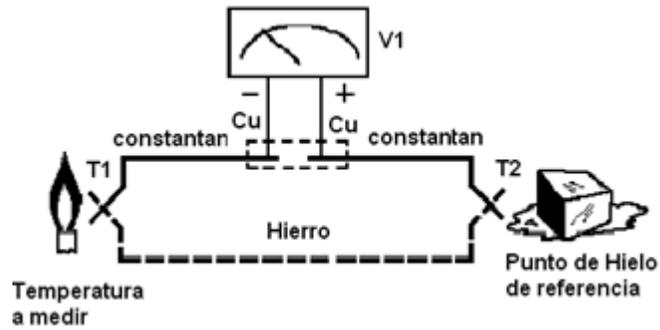
### 3. Marco Teórico

Los sensores electrónicos han ayudado a medir con mayor exactitud las magnitudes físicas; no se puede hablar de los sensores sin sus acondicionadores de señal, ya que normalmente entregan señales muy pequeñas y es muy importante equilibrar sus características, con las del circuito que le permiten adquirir, acondicionar, procesar y actuar con las señales. Probablemente sea la temperatura el parámetro físico más común que se mide en una aplicación electrónica, incluso en muchos casos en que el parámetro de interés no es la temperatura, ésta se ha de medir para incluir indirectamente su efecto en la medida deseada.

Un termopar es un dispositivo para la medición de la temperatura, basado en efectos termoeléctricos. Es un circuito formado por dos conductores de metales diferentes o aleaciones de metales diferentes, unidos en sus extremos y entre cuyas uniones existe una diferencia de temperatura, que origina una fuerza electromotriz.

El principio de funcionamiento de los sensores termoeléctricos se basa en los descubrimientos de Thomas Johann Seebeck (1822), Jean C.A. Peltier (1834) y William Thompson (1847), denominados efecto Seebeck, efecto Peltier y efecto Thompson.

En la Figura 1 se muestra un termopar constituido por un conductor de hierro y otro de constantán (aleación de cobre y níquel). Cuando las uniones están a temperaturas  $T_1$  y  $T_2$  se produce una tensión  $V_1$ , la cual corresponde a la suma de las caídas de potencial en cada una de las juntas. Por lo tanto, el termopar es básicamente un dispositivo de medida diferencial, se necesita una temperatura de referencia conocida para una de las uniones (normalmente es la del punto de agua/hielo de  $0^\circ\text{C}$ ), así la temperatura de la otra unión será deducida del voltaje de salida.



**Figura 1, Termopar con referencia a 0 °C**

Para la medición de la temperatura de referencia (ambiente) se utilizó un sensor de precisión, LM35 (National Semiconductor). El LM35 es un circuito integrado con un voltaje de salida linealmente proporcional a la temperatura en escala Celsius. No requiere calibración externa y proporciona una alta precisión en su rango de temperatura de  $-55$  a  $150$  °C, posee un factor de escala de  $10$  mV/°C, lo que facilita su utilización en la obtención directa de la temperatura a partir del voltaje de salida.

#### 4. Materiales, Equipos e Insumos

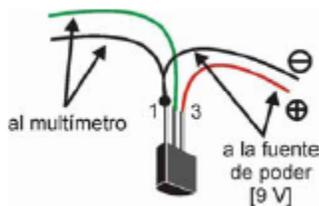
Circuito integrado LM-35 (proporcionado por los estudiantes)  
 1 m de cable negro-rojo (proporcionado por los estudiantes)  
 Multímetro  
 Pila de 9 V, con su respectiva conexión (proporcionada por los estudiantes)  
 Caimán (proporcionado por los estudiantes)  
 Termómetro  
 Baño para calibración

#### 5. Reactivos

Agua destilada.

#### 6. Procedimiento

Empleo del circuito integrado LM35



En la figura anterior, se muestran las conexiones que se deben realizar para la construcción del circuito completo del LM35, a continuación se explica el procedimiento:

Realice la conexión a una fuente de poder de +9V DC entre las patas 1 y 3. Conecte las patas 1 y 2 al dispositivo de registro (un multímetro en la función de voltaje). Para verificar que el circuito esté conectado correctamente el voltaje debe estar entre 180 a 250 mV.

Para el proceso de calibración debe seguir las recomendaciones del profesor.

## **CALCULOS PARA EL INFORME**

Realice la curva de calibración para el LM-35 en el paquete estadístico Exel, teniendo en cuenta la ecuación de calibración, ubique las medidas de temperatura en el eje Y, y las medidas de voltaje (mV) en el eje X.

### **7. Nivel de Riesgo**

No Aplica

### **8. Bibliografía**

1. E. Alzate, J. Montes, C. Silva, Scientia et Technica Año XIII, No 34, 2007. Universidad Tecnológica de Pereira.

### **9. Anexos**

Ninguno.

	<b>Guía Unificada de Laboratorios</b>	<b>Código</b>	FLA-23 v.00
		<b>Página</b>	1 de 1

## 1. CAPACIDAD CALORIFICA DE UN CALORIMETRO

### 2. Objetivo General

Determinar la capacidad calorífica de un calorímetro.

### 3. Marco Teórico

Cuando se realizan determinaciones calorimétricas, se debe conocer la capacidad calorífica de la celda calorimétrica; ya que la cantidad de calor involucrada en el proceso, también afectará el calorímetro y sus componentes los cuales tomarán parte del calor. Si se tiene en cuenta lo anterior, la capacidad calorífica del calorímetro será una constante propia del instrumento y que está relacionada con el volumen de las sustancias utilizadas.

Al mezclar una cierta cantidad de agua fría con agua caliente, se introduce en la primera una cierta cantidad de calor que contiene la segunda y se puede realizar un balance del calor involucrado, al utilizar la condición de “adiabaticidad”.

$$\sum Q_i = 0$$

$$Q_{\text{aguafría}} + Q_{\text{aguacaliente}} + Q_{\text{calorímetro}} = 0$$

Conociendo que el calor involucrado en cada una de las partes es igual a:

$$Q = m.C_p(T_2 - T_1)$$

donde: m es la masa de agua involucrada,  $C_p$  es la capacidad calorífica del agua,  $T_2$  es la temperatura alcanzada después de la mezcla y  $T_1$  es la temperatura del sistema antes de la mezcla.

### 4. Materiales, Equipos e Insumos

Circuito integrado LM-35 (construido y calibrado por los estudiantes)

Calorímetro

Multímetro

Mechero

Vaso de precipitados 100mL (2)

Soporte universal  
Aro  
Malla  
Termómetro  
Balanza analítica

## 5. Reactivos

Agua.

## 6. Procedimiento

- Escoja la celda calorimétrica (recipiente aislado), al cual le va a determinar la capacidad calorífica o constante del instrumento.
- Determine su masa.
- Adicione aproximadamente 100mL de agua a temperatura ambiente, de los cuales conoce su masa.
- Se tapa el recipiente y se toman lecturas de temperatura cada minuto durante 10 a 15 minutos.
- Una vez transcurrido este tiempo agregue al calorímetro 100 mL de agua a aproximadamente 80°C, que ha sido pesada antes de calentarla.
- Continúe con las lecturas de temperatura por 10 minutos más.

## CALCULOS PARA EL INFORME

- Realice una curva de temperatura en función del tiempo, que representará un termograma en el que se aprecia un aumento de temperatura del sistema.
- Determine, por medio de la gráfica, la temperatura inicial  $T_1$  y la temperatura final  $T_2$ .
- Con los datos anteriores y las ecuaciones mencionadas en el marco teórico plantear la expresión de balance de calor.
- Calcule la capacidad calorífica del calorímetro.

## 7. Nivel de Riesgo

No Aplica

## 8. Bibliografía

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

## 9. Anexos

Ninguno.



	<b>Guía Unificada de Laboratorios</b>	<b>Código</b>	FLA-23 v.00
		<b>Página</b>	1 de 1

## 1. CALOR DE VAPORIZACION DEL AGUA

### 2. Objetivo General

Determinar el calor de vaporización del agua a presión atmosférica.

### 3. Marco Teórico

El calor transferido a un medio calorimétrico para obtener el cambio de fase de agua líquida a agua gaseosa, se conoce como el calor o entalpía de vaporización; y dicho valor se puede determinar también si se realiza el proceso contrario, es decir el proceso de condensación.

### 4. Materiales, Equipos e Insumos

Sensor LM35

Calorímetro

Multímetro

#### **Material e insumos por grupo**

Vasos de 100 mL (4)

Erlenmeyer de 250 mL con desprendimiento lateral y tapón con un hueco

Mechero

Soporte Universal

Aro con nuez

Manguera

### 5. REACTIVOS

Agua destilada

### 6. PROCEDIMIENTO

- Adicione al calorímetro, aproximadamente 200 mL de agua a temperatura ambiente, de los cuales se conoce su masa. (se puede pesar todo el sistema agua – calorímetro).
- Se tapa el recipiente y se toman lecturas de temperatura (con el sensor) cada minuto durante 10 a 15 minutos.

- En un recipiente adecuado genere vapor de agua que pueda ser introducida como vapor de agua al calorímetro.
- Introduzca vapor en el calorímetro hasta que se obtenga una variación de temperatura de aproximadamente 5 °C.
- Retire el generador de vapor del calorímetro.
- Continúe con las lecturas de temperatura durante 10 minutos más.
- Determine la masa de agua que entró al calorímetro como vapor.

## **CALCULOS PARA EL INFORME**

- Obtenga una gráfica temperatura en función del tiempo, que representará un termograma en el que se aprecia un aumento de temperatura del sistema.
- Determine, por medio de la gráfica, la temperatura inicial T1 y la temperatura final T2.
- Como se conoce la capacidad calorífica del calorímetro, puede calcular el calor que ha cedido el vapor al agua líquida.
- Calcule la cantidad de calor involucrado en el cambio de fase y exprese el calor por gramo y mol de sustancia.
- Compare el valor obtenido con los que puede encontrar en la literatura.

## **7. Nivel de Riesgo**

Ninguno

## **8. Bibliografía**

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

## **9. Anexos**

Ninguno.

	<b>Guía Unificada de Laboratorios</b>	<b>Código</b>	FLA-23 v.00
		<b>Página</b>	3 de 1

## 1. CALOR DE FUSION DEL AGUA

### 2. Objetivo General

Determinar el calor de fusión del agua a presión atmosférica.

### 3. Marco Teórico

El calor transferido a un medio calorimétrico para obtener el cambio de fase de agua líquida a agua gaseosa, se conoce como el calor o entalpía de vaporización; y dicho valor se puede determinar también si se realiza el proceso contrario, es decir el proceso de condensación.

### 4. Materiales, Equipos e Insumos

Termómetro  
Calorímetro

#### **Material e insumos por grupo**

Vasos de 100 mL (3)

### 5. REACTIVOS

Agua destilada  
Hielo (debe ser suministrado por el estudiante)

### 6. PROCEDIMIENTO

- Adicione al calorímetro, aproximadamente 200 mL de agua a temperatura ambiente, de los cuales se conoce su masa. (se puede pesar todo el sistema agua – calorímetro).
- Se tapa el recipiente y se toman lecturas de temperatura cada minuto durante 10 a 15 minutos.
- Adicionar tres a cuatro cubos de hielo.

- Continuar las lecturas de temperatura hasta que ésta permanezca constante.
- Se pesa el conjunto total y se obtiene la masa de hielo que se ha fundido.

### **CALCULOS PARA EL INFORME**

- Obtenga una gráfica temperatura en función del tiempo, que representará un termograma en el que se aprecia una disminución de temperatura del sistema.
- Determine, por medio de la gráfica, la temperatura inicial  $T_1$  y la temperatura final  $T_2$ .
- Como se conoce la capacidad calorífica del calorímetro, puede calcular el calor que ha adsorbido para la fusión del hielo a agua líquida.
- Calcule la cantidad de calor involucrado en el cambio de fase y exprese el calor por gramo y mol de sustancia.
- Compare el valor obtenido con los que puede encontrar en la literatura.

### **7. Nivel de Riesgo**

Ninguno

### **8. Bibliografía**

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

### **9. Anexos**

Ninguno.

	<b>Guía Unificada de Laboratorios</b>	<b>Código</b>	FLA-23 v.00
		<b>Página</b>	1 de 1

## 1. DETERMINACION DE ENTALPIAS DE REACCION Y APLICACIÓN DE LA LEY DE HESS

### 2. Objetivo General

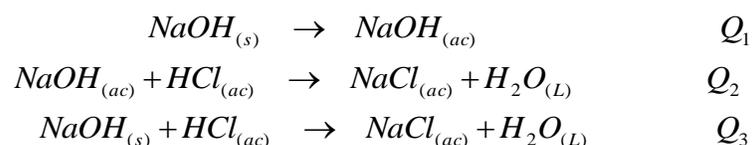
Comprobar la ley de Hess a partir del calor de disolución de  $NaOH_{(s)}$  ( $Q_1$ ), calor de neutralización del  $HCl_{(ac)}$  con  $NaOH_{(ac)}$  ( $Q_2$ ), y el calor de neutralización entre  $HCl_{(ac)}$  con  $NaOH_{(s)}$  ( $Q_3$ ).

### 3. Marco Teórico

La inmensa mayoría de los procesos químicos transcurre con un intercambio de energía entre el sistema que reacciona y el medio. El estudio de estos intercambios de energía constituye el objeto de la termodinámica química. En gran parte de los casos la energía se intercambia únicamente en forma de calor y recibe el nombre de **termoquímica** la rama de la termodinámica que se ocupa exclusivamente de la energía calorífica asociada a un determinado cambio químico.

Para medir el intercambio de calor que acompaña a una reacción química se emplea un recipiente cerrado y térmicamente aislado de los alrededores denominado *calorímetro*. Si la medida del calor se realiza a presión constante, el valor obtenido es la entalpía de reacción.

De acuerdo con la Ley de Hess la entalpía de una reacción depende únicamente de los productos y de los reaccionantes y no de las etapas mediante las cuales ocurre dicha reacción. En este caso  $Q_3 = Q_1 + Q_2$  obtenidos a partir de las reacciones:



### 4. Materiales, Equipos e Insumos

Sensor LM35  
Calorímetro

## **Material e insumos por grupo**

Vasos de 250 mL (2)

Vasos de 100 mL (4)

Espátula

Vidrio reloj

Probeta 50 mL (2)

## **5. Reactivos**

Acido clorhídrico 0,5 M

Acido clorhídrico 0,25 M

Hidróxido de sodio 0,5 M

Hidróxido de sodio (sólido)

Agua destilada

## **6. Procedimiento**

### **6.1. DETERMINACION DE ENTALPIA DE DISOLUCIÓN DE $NaOH_{(s)}$**

- Añadir 100 mL de agua destilada previamente pesada al calorímetro y registrar el voltaje cada minuto durante 10 minutos ( $T_i$ ).
- Añadir 2 g de  $NaOH_{(s)}$  agitar cuidadosamente y registrar el voltaje cada minuto durante 10 minutos ( $T_f$ ), o hasta que la lectura sea constante.
- Determinar  $Q_1$ .

### **6.2. DETERMINACION DE LA ENTALPIA NEUTRALIZACIÓN DE $HCl_{(ac)}$ CON $NaOH_{(ac)}$**

- Añadir 50 mL de  $HCl_{(ac)}$  0,5M previamente pesado al calorímetro y registrar el voltaje cada minuto durante 10 minutos ( $T_i$ ).
- Añadir 50 mL de  $NaOH_{(ac)}$  0,5M previamente pesado, agitar cuidadosamente y registrar el voltaje cada minuto durante 10 minutos ( $T_f$ ), o hasta que la lectura sea constante.
- Determinar  $Q_2$ .

### **6.3. DETERMINACION DE LA ENTALPIA NEUTRALIZACIÓN DE $HCl_{(ac)}$ CON $NaOH_{(s)}$**

- Añadir 110 mL de  $HCl_{(ac)}$  0,25M previamente pesado al calorímetro y registrar el voltaje cada minuto durante 10 minutos ( $T_i$ ).

- Añadir 3 g de  $NaOH_{(s)}$  agitar cuidadosamente y registrar el voltaje cada minuto durante 10 minutos ( $T_f$ ), o hasta que la lectura sea constante.
- Determinar  $Q_3$ .

**Nota:** Si las temperaturas iniciales de los reactivos no son iguales, se puede tomar como temperatura inicial el promedio de las temperaturas.

## 7. Nivel de Riesgo

Línea de ácidos inorgánicos

## 8. Bibliografía

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

## 9. Anexos

Ninguno.

## Tabla de datos

Reacción	Masa $H_2O$ (g)	Masa $NaOH$ (g)	Masa $HCl$ (g)	$\Delta T$
6.1				
6.2				
6.3				

## Datos teóricos

$C_p H_2O_{(L)}$	4,184 J/gK
$\Delta H_{disolución}$ del $NaOH$	-43 kJ/mol
$\Delta H_{neutralización}$ del $NaOH_{(ac)}$	-56 kJ/mol
$\Delta H_{neutralización}$ del $NaOH_{(s)}$	-103 kJ/mol

## Muestra de cálculos

### 1. Determinación de $\Delta H_{\text{disolución}}$ del NaOH

$$\Delta H_{\text{disolución}} = \frac{q_{\text{disolución}}}{\text{moles NaOH}}$$

$$q_{\text{disolución}} = (m_{\text{NaOH}} + m_{\text{H}_2\text{O}}) * C_{p_{\text{H}_2\text{O}}} * \Delta T_{\text{disolución}} + (mC_{p_{\text{cal}}}) * \Delta T$$

### 2. Determinación de $\Delta H_{\text{neutralización}}$ del NaOH(ac)

$$\Delta H_{\text{neutralización}} = \frac{q_{\text{neutralización}}}{\text{moles HCl}}$$

$$q_{\text{neutralización}} = (m_{\text{NaOH}_{(\text{ac})}} + m_{\text{HCl}_{(\text{ac})}}) * C_{p_{\text{H}_2\text{O}}} * \Delta T_{\text{neutralización}} + (mC_{p_{\text{cal}}}) * \Delta T$$

### 3. Determinación de $\Delta H_{\text{neutralización}}$ del NaOH(s)

$$\Delta H_{\text{neutralización 2}} = \frac{q_{\text{neutralización 2}}}{\text{moles NaOH}}$$

$$q_{\text{neutralización 2}} = (m_{\text{NaOH}_{(\text{s})}} + m_{\text{HCl}_{(\text{ac})}}) * C_{p_{\text{H}_2\text{O}}} * \Delta T_{\text{neutralización 2}} + (mC_{p_{\text{cal}}}) * \Delta T$$

### 4. Comprobación Ley de Hess

$$\Delta H_{\text{disolución}} + \Delta H_{\text{neutralización 1}} = \Delta H_{\text{neutralización 2}}$$

**Nota:** Determinar en cada caso el error relativo

	<b>Guía Unificada de Laboratorios</b>	<b>Código</b>	FLA-23 v.00
		<b>Página</b>	1 de 1

## 1. CALOR DE DILUCION

### 2. Objetivo General

Estudiar las características de una reacción exotérmica de solvatación.

### 3. Marco Teórico

Cuando una reacción tiene lugar en disolución, o cuando una o más de las sustancias reaccionantes o de los productos resultantes se encuentran en disolución en lugar de hallarse en estado puro, el cambio térmico viene afectado de la misma manera que un cambio de fase. Esto es debido a que la formación de una disolución va acompañada casi invariablemente por una variación en el contenido calorífico, es decir, se absorbe o se desarrolla calor. El cambio térmico por mol de soluto disuelto, conocido como calor de disolución, no es, sin embargo, una magnitud constante, ya que depende de la cantidad de disolvente. Dicho de otro modo: el calor de disolución a una temperatura dada varía con la concentración de la disolución.

La dilución del ácido sulfúrico concentrado libera considerable energía. La reacción puede escribirse como:



donde n = mol de agua / mol de sulfúrico.

El proceso de disolución de una sustancia suele ir acompañado de un desprendimiento de calor que, referido a un mol de sustancia, se conoce con el nombre de “calor molar de disolución”. Esta magnitud no es constante ya que depende de la cantidad de disolvente y, por lo tanto, de la concentración de la disolución. Se debe a que la molécula o ion en disolución se rodea de moléculas o iones de signo contrario, cuando se trata de moléculas se polarizan y las partes negativas atraen a las partes positivas de otra moléculas; se establecen así unos enlaces, los cuales liberan la energía de enlace, que se manifiesta en la elevación de temperatura.

### 4. Materiales, Equipos e Insumos

#### Material e insumos por grupo

Vaso de 250 mL (1)  
 Vaso de 100 mL (1)  
 Termómetro (1)  
 Varilla de vidrio (1)  
 Calorímetro con  $C_p$  conocido

## 5. Reactivos

$H_2SO_4$  Concentrado (96%)  
 $H_2O$  Destilada

## 6. Procedimiento

De acuerdo con la siguiente tabla, se añade cuidadosamente el  $H_2SO_4$  concentrado, se agita brevemente y se mide la máxima temperatura alcanzada.

**Tabla 1. Dilución de  $H_2SO_4$**

Temperatura inicial del agua:						
Agua (mL)	50,0	50,0	50,0	50,0	50,0	50,0
$H_2SO_4$ (mL)	0	1,0	2,0	5,0	10,0	15,0
Temperatura final (°C)						

Agua (mL)	50,0	50,0	50,0	50,0	50,0	50,0
$H_2SO_4$ (mL)	20,0	25,0	30,0	35,0	40,0	45,0
Temperatura final (°C)						

## CALCULOS PARA EL INFORME

- Calcular para cada dilución el calor de dilución  $\Delta H = mC_p\Delta T$ ; donde  $m$  es la molalidad del soluto, considere que  $C_p$  molar para el  $H_2SO_4$  a 25 °C es  $139 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$  y  $\Delta T$  es el cambio de temperatura.
- Para cada dilución calcular el cociente  $\frac{\text{mol}H_2O}{\text{mol}H_2SO_4}$ .
- Graficar  $\Delta H$  contra  $\frac{\text{mol}H_2O}{\text{mol}H_2SO_4}$
- Analizar los resultados

## 7. Nivel de Riesgo

Línea de ácidos inorgánicos

## **8. Bibliografía**

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

## **9. Anexos**

Ninguno.

**Nota: Llevar guantes y gafas de seguridad.**

	<b>Guía Unificada de Laboratorios</b>	<b>Código</b>	FLA-23 v.00
		<b>Página</b>	1 de 1

## 1. DETERMINACION DE ENTALPIAS DE NEUTRALIZACION

### 2. Objetivo General

Determinar las entalpías de neutralización de varias reacciones.

### 3. Marco Teórico

La inmensa mayoría de los procesos químicos transcurre con un intercambio de energía entre el sistema que reacciona y el medio. El estudio de estos intercambios de energía constituye el objeto de la termodinámica química. En gran parte de los casos la energía se intercambia únicamente en forma de calor y recibe el nombre de **termoquímica** la rama de la termodinámica que se ocupa exclusivamente de la energía calorífica asociada a un determinado cambio químico.

Para medir el intercambio de calor que acompaña a una reacción química se emplea un recipiente cerrado y térmicamente aislado de los alrededores denominado *calorímetro*. Si la medida del calor se realiza a presión constante, el valor obtenido es la entalpía de reacción.

El calor liberado en los procesos que tengan lugar en este calorímetro en parte se invertirá en aumentar la temperatura de la mezcla de reacción y en parte será transferido al calorímetro. Con el fin de tener esto en cuenta y efectuar las correcciones pertinentes en las medidas, se debe estimar la cantidad de calor que el calorímetro absorbe en cada caso. Para ello calcularemos su "equivalente calorífico en agua"

### 4. Materiales, Equipos e Insumos

Estufa  
Sensor LM35  
Calorímetro

#### Material e insumos por grupo

Vasos de 250 mL (1)  
Vasos de 100 mL (2)  
Bureta de 50 mL (3)  
Varilla de agitación  
Frasco lavador  
Espátula

Vidrio reloj  
Pipeta graduada de 10 mL(1)  
Soporte  
Pinza con nuez  
Balones aforados de 50 mL(2)  
Balones aforados de 100 mL (2)

## 5. Reactivos

Acido clorhídrico concentrado  
Hidróxido de sodio  
Acido acético  
Agua destilada

## 6. Procedimiento

### 6.1. Cálculo del equivalente calorífico en agua del calorímetro.

Colocar en el calorímetro 80 mL de agua a temperatura ambiente  $T_1$ . Calentar en un vaso de precipitados otros 80 mL de agua hasta una temperatura  $T_2$ , veinte grados superior a la anterior, y añadirlos al calorímetro. Anotar el tiempo y agitar suavemente el calorímetro con movimientos circulares. Anotar la temperatura a intervalos de 30 segundos hasta que se obtengan cuatro lecturas constantes dentro de 0,1 °C. Reporte este valor de temperatura como  $T_m$ . (para medir la temperatura utilice el LM35).

Calcular el calor cedido ( $q_{cedido}$ ) por el agua caliente; considere que la densidad del agua es  $1 \frac{g}{cm^3}$  y su calor específico ( $C_e$ ) es  $1 \frac{cal}{gK}$ .

$$q_{cedido} = m_{caliente} C_e * (T_2 - T_m)$$

Donde  $m_{caliente}$  y  $T_2$  son la masa y temperatura del agua caliente respectivamente.

Calcular el calor ganado por el agua fría ( $q_{ganado}$ ):

$$q_{ganado} = m_{fría} C_e * (T_m - T_1)$$

Donde  $m_{fría}$  y  $T_1$  son la masa y temperatura del agua caliente respectivamente.

La diferencia entre las dos cantidades anteriores corresponde al calor ganado por el calorímetro.

$$q_{\text{calorimetro}} = q_{\text{cedido}} - q_{\text{ganado}}$$

Por último, el cociente entre el calor ganado por el calorímetro y la variación de temperatura ( $T_m - T_1$ ) es el equivalente calorífico en agua del calorímetro.

$$eq_c = \frac{q_{\text{calorimetro}}}{T_m - T_1}$$

## 6.2. DETERMINACION DE ENTALPIAS DE NEUTRALIZACION

### REACCION DE NEUTRALIZACION ACIDO FUERTE CON BASE FUERTE

Colocar en el calorímetro 40 mL de una disolución de hidróxido de sodio 2M a temperatura ambiente. Preparar un vaso a la misma temperatura con 40 mL de una disolución de ácido clorhídrico 2M. Añadirlo al calorímetro y anotar las temperaturas con la mayor precisión posible en función del tiempo como en el apartado anterior.

Suponiendo que la densidad de la mezcla de reacción es aproximadamente  $1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

y que su calor específico se aproxima a  $1 \frac{\text{cal}}{\text{gK}}$ , calcular el calor absorbido o

desprendido por la mezcla. Añadir a esta cantidad el calor absorbido por el calorímetro, que se obtendrá a partir de su equivalente en agua. Calcular a partir de estos datos la entalpía de neutralización (en KJ/mol) por mol de sal producido.

### REACCION DE NEUTRALIZACION ACIDO DEBIL CON BASE FUERTE

Repetir el proceso del apartado anterior empleando 40 mL de una solución de NaOH 2M y 40 mL de una solución de ácido acético 2M. Calcular la entalpía de neutralización.

### **CALCULOS PARA EL INFORME**

- Calcular la entalpía de neutralización para las reacciones consideradas y comparar los resultados.
- Realice una recomendación para mejorar los resultados obtenidos durante la parte experimental de esta práctica de laboratorio.
- Adjuntar para cada caso la grafica de temperatura contra tiempo.

## 7. Nivel de Riesgo

Línea de ácidos inorgánicos

## **8. Bibliografía**

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

## **9. Anexos**

Ninguno.

	<b>Guía Unificada de Laboratorios</b>	<b>Código</b>	FLA-23 v.00
		<b>Página</b>	1 de 1

## 1. Equilibrio líquido-sólido en un sistema binario

### 2. Objetivo General

- ❖ Estudiar un sistema líquido-sólido binario.
- ❖ Estudiar el comportamiento del sistema fenol-agua el cual, presenta miscibilidad parcial en fase líquida.

### 3. Marco Teórico

El equilibrio entre una fase sólida y una fase líquida para un sistema de dos componentes presenta características especiales dependiendo de la naturaleza de los constituyentes, lo que permite establecer una clasificación muy general en componentes completamente miscibles en la fase líquida y componentes parcialmente miscibles en la fase líquida.

Como puede observarse en la figura 1, los puntos situados en los extremos de la curva corresponden a los puntos de congelación de los componentes puros. Los puntos ubicados sobre la curva en donde se presenta el equilibrio líquido-sólido representan la temperatura de congelación a la respectiva composición de las soluciones. Si las soluciones son lo suficientemente diluidas, para ser consideradas ideales, es aplicable la ecuación de Van't Hoff, mediante la cual puede calcularse la solubilidad ideal, es decir, la composición que a una temperatura dada debería tener la mezcla si su comportamiento fuese ideal. Esta ecuación, que es aplicable a los dos componentes de la mezcla se expresa así:

$$\ln X_i = -\frac{\Delta H_{i\text{ fus}}}{R} \left[ \frac{1}{T} - \frac{1}{T_{0i}} \right]$$

En ella  $X_i$  representa la fracción molar del componente  $i$ ,  $\Delta H_{i\text{ fus}}$ , su entalpía molar de fusión.  $T$  la temperatura equilibrio correspondiente a la composición  $X_i$  y  $T_{0i}$  la temperatura de fusión del componente  $i$  puro.

Desarrollando esta ecuación se encuentra para una mezcla binaria que en el límite, cuando las soluciones son infinitamente diluidas la ecuación se transforma para dar:

$$\frac{(T - T_{0i})}{X_2} = \frac{RT_{01}^2}{\Delta H_{fus1}}$$

Pues:

$$\ln X_1 = \ln(1 - X_2) \cong -X_2$$

y

$$T T_{0X_1} \approx T_{0X_1}^2$$

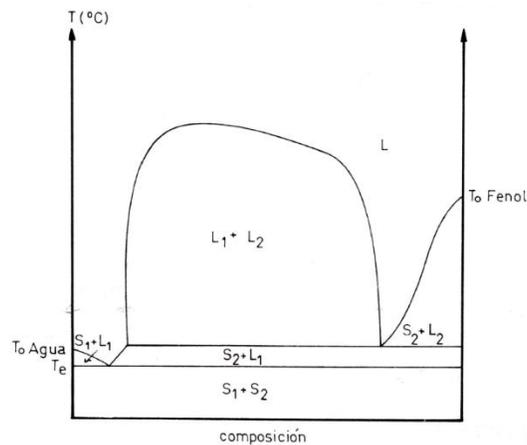
Para el sistema fenol-agua se tiene:

$$\frac{(T - T_{0 \text{ fenol}})}{X_{H_2O}} = - \frac{RT_{0 \text{ fenol}}^2}{\Delta H_{fus \text{ fenol}}}$$

y

$$\frac{(T - T_{0 H_2O})}{X_{\text{fenol}}} = - \frac{RT_{0 H_2O}^2}{\Delta H_{fus H_2O}}$$

Como puede apreciarse los términos de la izquierda corresponden a las pendientes límites del diagrama de equilibrio en la región infinitamente diluida de agua en fenol y de fenol en agua respectivamente. A partir de ellas se pueden calcular las entalpías molares de fusión del fenol y del agua.



**Figura 1. Sistema fenol-agua.**

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

#### 4. Materiales, Equipos e Insumos

Balanza analítica (precisión 0.0001g)

##### Material e insumos por grupo

2 Vasos de 250 mL

3 Vasos de 100 mL

- 1 Varilla de agitación
- 1 Frasco lavador
- 1 Espátula
- 1 Vidrio reloj
- 1 Pipeta graduada de 10 mL
- 1 Pipeta graduada de 5 mL
- 1 Soporte universal con aro y malla de asbesto
- 1 Pinza con nuez
- 1 Mechero
- 1 Bureta de 25 mL
- 1 Pipeteador
- 10 tubos de ensayo
- 1 gradilla
- 1 termómetro

## **5. Reactivos**

Fenol (25 g por grupo)  
Agua destilada (250 mL por grupo)

## **6. Procedimiento**

Para desarrollar la primera parte (región rica en agua), colocar la cantidad de agua indica en un tubo de ensayo. Registrar la temperatura ambiente y después usar la densidad a dicha temperatura para el cálculo de la cantidad de agua en gramos.

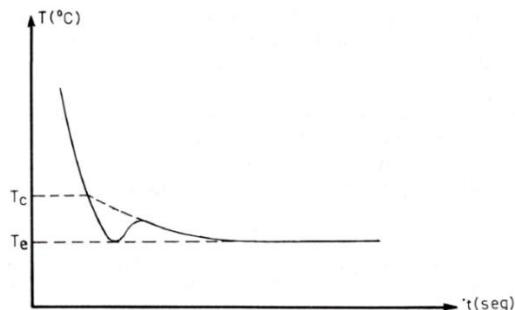
Colocar el tubo de ensayo en un baño frío y determinar el punto de congelación del agua mediante la curva de enfriamiento (temperatura Vs tiempo).

Determinar las curvas de enfriamiento para las mezclas de fenol en agua, las cuales deben prepararse por adiciones sucesivas de fenol. Las adiciones deben efectuarse cuando el solvente o la mezcla en el tubo estén en fase líquida.

Para estudiar en otro extremo de la curva se parte de fenol puro. Puesto que es sólido a temperatura ambiente debe fundirse primero en un baño de agua caliente (70 °C) para luego determinar la respectiva curva de enfriamiento colocándolo en un baño de agua a temperatura ambiente.

Del mismo modo se procede con las mezclas de agua en fenol disminuyendo progresivamente la temperatura del baño por adición de hielo y sal.

En el caso del sistema fenol-agua se llega a un punto eutéctico, en consecuencia la curva de enfriamiento presenta el comportamiento típico, que se ilustra en la figura 2.



**Figura 2. Ejemplo de una curva de enfriamiento para una mezcla binaria que forma un eutéctico.**

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

Las mezclas que serán estudiadas, se señalan a continuación en la tabla 1:

**Tabla 1. Composición de las mezclas.**

<b>H<sub>2</sub>O (mL)</b>	20	20	20	20	20	20	20	20	20	0	0,2	0,4	0,7	1,0	1,2	1,5	1,6
<b>Fenol (g)</b>	0	0,4	0,8	1,2	1,24	1,28	1,32	1,40	1,45	5,00	5,00	5,00	5,00	5,00	5,00	5,00	5,00

## 7. CALCULOS PARA EL INFORME

A partir de las curvas de enfriamiento determinar las temperaturas de equilibrio líquido-sólido para los componentes puros y pasar las mezclas estudiadas.

Con estos resultados y los obtenidos en el estudio del equilibrio líquido-líquido para el sistema de fenol agua, construir el diagrama de fases completo para este sistema. Aplicando la regla de las fases, analizar los equilibrios que se presentan en cada una de las regiones del diagrama.

Aplicar el método de pendientes límites para calcular las entalpías molares de fusión del fenol y del agua. Si los valores obtenidos son comparables con reportados en la literatura pueden utilizarse para aplicar la ecuación de Van't Hoff y así hallar las curvas de solubilidad ideal de fenol en agua y de agua en fenol. Comparar las curvas calculadas con las obtenidas experimentalmente.

### 7. Nivel de Riesgo

Riesgo de sufrir quemaduras con fenol, se debe utilizar los elementos de protección personal adecuados para este tipo de sustancia. Consultar muy bien las fichas de seguridad.

Desechar residuos en la línea de compuestos fenólicos.

## 8. Bibliografía

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

## **9. Anexos**

Ninguno.

	<b>Guía Unificada de Laboratorios</b>	<b>Código</b>	FLA-23 v.00
		<b>Página</b>	1 de 1

## 1. Sistema ternario líquido

### 2. Objetivo General

- ❖ Determinar la curva de solubilidad para un sistema líquido-líquido de tres componentes.
- ❖ Trazar las líneas de reparto para el sistema líquido-líquido de tres componentes

### 3. Marco Teórico

En este experimento se determina la solubilidad mutua de un sistema de tres componentes líquidos y se establece la composición de algunos de los pares de fases líquidas que se encuentran en equilibrio, en la región apropiada.

Las condiciones se fijan de tal modo, que la presión sea la atmosférica y la temperatura la ambiente o cualquiera prefijada y mantenida constante mediante un termostato. De esta manera las variables quedan reducidas a las composiciones y si se aplica la regla de las fases se encuentra que el sistema tiene una varianza igual a dos cuando hay solo una fase presente e igual a uno si coexisten dos fases.

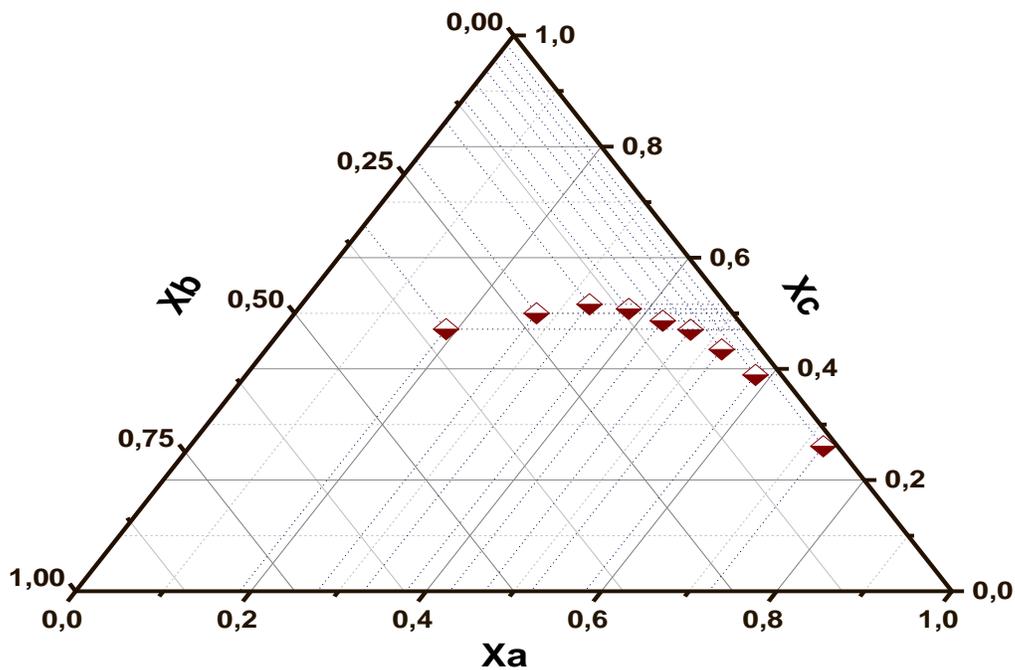
El diagrama de fases correspondiente debe mostrar el comportamiento de tres componentes. Por esta razón el papel de coordenadas rectangulares no es el adecuado y se debe apelar al papel de coordenadas triangulares.

El sistema que se ha escogido es agua-cloroformo-ácido acético en este hay dos parejas (sistemas binarios) que son completamente miscibles: ácido acético-cloroformo y ácido acético-agua, mientras que la tercera, agua-cloroformo, presenta solubilidad parcial. El comportamiento del sistema se describe esquemáticamente en la figura 1.

La región que está bajo la curva corresponde a la zona de composiciones donde hay dos fases líquidas presentes. Si una composición D se establece, se separan dos fases que tendrán composiciones E y F. las rectas que las une se llama línea de unión. El resto de la superficie del triángulo muestra la zona donde existe una sola fase. Una parte del experimento sirve para encontrar las composiciones que están sobre la curva. Para esto se aprovecha que al aparecer una segunda fase, lo que era un líquido homogéneo claro a la vista se torna turbio. La segunda parte tiene como objeto determinar la composición de parejas de fases líquidas en

equilibrio haciendo uso de los resultados obtenidos en la primera parte.

Figura 1. Sistemas ternarios<sup>1</sup>.



#### 4. Materiales, Equipos e Insumos

Balanza analítica (precisión 0.0001g)

##### Material e insumos por grupo

Vasos de 250 mL  
Vasos de 100 mL  
Varilla de agitación  
Frasco lavador  
Espátula  
Vidrio reloj  
Pipeta graduada de 10 mL  
Soporte universal  
Pipeta graduada de 5 mL  
Pinza con nuez  
Balones aforados de 50 mL  
Erlenmeyer de 250 mL  
Bureta de 50 mL

<sup>1</sup> Estos resultados son tomados experimentalmente, pero no fueron suficientes para completar la gráfica.

## 5. Reactivos

Cloroformo  
Ácido acético glacial  
Hidróxido de sodio 1N y 2N  
Agua destilada  
Fenolftaleína

## 6. Procedimiento

### 6.1. Determinación de las solubilidades mutuas.

En un Erlenmeyer o cualquier otro recipiente de vidrio claro y con capacidad de 250 mL aproximadamente, se prepara una mezcla de 10 mL de cloroformo y 1 mL de agua destilada. A continuación se titula esta mezcla con ácido acético hasta obtener una sola fase. A esta solución se le agrega 1 mL de agua y se titula nuevamente. Se repite todo lo anterior agregando 1, 2, 5, 10, 15 y 20 mL de agua.

De modo similar se procede a la titulación de una mezcla de 2 mL de cloroformo y 5 mL de agua. Se obtiene una solución clara agregando ácido acético. A continuación se agrega una porción de agua de 5 mL y se hace la titulación. Esta se repite agregando sucesivamente 3 porciones de 5 mL de agua.

### 6.1. Líneas de unión.

Se preparan aproximadamente 50 g de muestra que tengan la siguiente composición:

Tabla 1. Composición de las muestras.

<i>Cloroformo (%)</i>	<i>Ácido acético (%)</i>	<i>Agua (%)</i>
45	10	45
45	20	35
45	30	25
45	40	15

Las mezclas se obtienen adicionando cada reactivo con una pipeta y pesando en la balanza. Se agitan fuertemente las mezclas. Se deja en reposo hasta que se separan claramente dos fases líquidas. Se toma una alícuota de 10 mL de cada fase y se titula con hidróxido de sodio 1 N la fase orgánica y con hidróxido de sodio 2 N la fase acuosa en presencia de fenolftaleína.

## 7. CALCULOS PARA EL INFORME

A partir de los datos de las titulaciones y las densidades de los líquidos puros a 20 °C se obtienen los resultados de composición en porcentaje en peso. Llevar estos

puntos a un sistema de coordenadas triangulares. Las curvas que se obtienen al unir todos los puntos separa las regiones de dos fases líquidas y de una fase líquida.

Las densidades necesarias pueden obtenerse de la siguiente relación:

$$d_t = d_0 + 10^{-3}\alpha t + 10^{-6}\beta t^2 + 10^{-9}\gamma t^3$$

Donde  $d_0$  es la densidad en g/mL a 0 °C y  $t$  es la temperatura de interés expresada en grados centígrados.

Los valores usados son:

Tabla 2. Datos de densidad.

<b>Sustancia</b>	<b><math>d_0</math></b>	<b><math>\alpha</math></b>	<b><math>\beta</math></b>	<b><math>\gamma</math></b>
Cloroformo	1,52643	-1,8563	-0,5309	-8,81
Ácido acético	1.0724	-1,1229	0,0058	-2

Usando los resultados de las determinaciones de concentración de ácido acético en las fases en equilibrio y los de composición inicial de cada muestra se trazan las cuatro líneas de unión.

<https://www.youtube.com/watch?v=ryt8doYtBy0>

[http://www.prosim.net/en/resources-downloads\\_7.php](http://www.prosim.net/en/resources-downloads_7.php)

## 7. Nivel de Riesgo

Línea de solventes halogenados.

## 8. Bibliografía

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

## 9. Anexos

Ninguno.