

	<b>Guía Unificada del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	1 de 45

## **LABORATORIO DE FUNDAMENTOS DE FÍSICOQUÍMICA**

**Francisco Javier Flórez Barajas**  
**Químico**

**Universidad de Pamplona**  
**Facultad de Ciencias Básicas**  
**Departamento de Química**  
**Colombia, Norte de Santander**  
**Pamplona**  
**2018**

	<b>Guía Unificada del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	2 de 45

## **TABLA DE CONTENIDO**

Introducción laboratorio de fundamentos de fisicoquímica.

**Laboratorio 1:** Medición de temperatura – sensores termoeléctricos

**Laboratorio 2:** Determinación del  $C_p$  de un calorímetro

**Laboratorio 3:** Calor de fusión y vaporización del agua

**Laboratorio 4:** Aumento en el punto de ebullición

**Laboratorio 5.** Electroquímica

	<b>Guía Unificada del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	3 de 45

## 1. MEDICION DE TEMPERATURA – SENSORES TERMoeLECTRICOS

### 2. Objetivo General

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

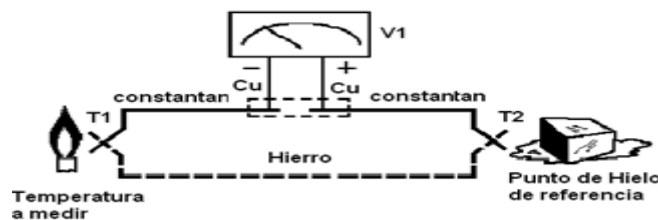
### 3. Marco Teórico

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  $0^\circ\text{C}$**

	<b>Guía Unificada del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	4 de 45

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

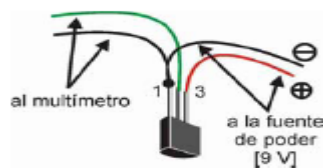
Circuito integrado LM-35 (proporcionado por los estudiantes)  
 3 m de cable (proporcionado por los estudiantes)  
 Multímetro  
 Pila de 9 V, con su respectiva conexión (proporcionada por los estudiantes)  
 Termómetro  
 Baño para calibración

#### 5. Reactivos

Agua.

#### 6. Procedimiento

Empleo del circuito integrado LM35



Conexiones para la operación del CI 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  $+9$  V 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 el proceso de calibración debe seguir las recomendaciones del profesor.

	<b>Guía Unificada del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	5 de 45

## **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 del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	6 de 45

## 2. 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 es la temperatura alcanzada después de la calorífica del agua,  $T_2$  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

	<b>Guía Unificada del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	7 de 45

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 del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	8 de 45

### 3. CALOR DE FUSIÓN Y VAPORIZACIÓN DEL AGUA

#### 2. Objetivo General

Determinar el calor de fusión del agua a presión atmosférica.

Determinar el calor de vaporización del agua a presión atmosférica.

#### 3. Marco Teórico

Un cambio de fase a T y P constante suele ir acompañado de un cambio de entalpía, al que con frecuencia se le denomina calor de transición (calor latente). Existen entalpías o calores de fusión, de vaporización, de sublimación (aproximadamente la suma del calor de fusión y evaporización) y de transición.

En las fases condensadas, las fuerzas intermoleculares mantienen unidas las moléculas. La fusión de un sólido requiere que las moléculas venzan las fuerzas intermoleculares para pasar de una estructura ordenada a una estructura desordenada que en general, tiene una distancia de separación mayor. La energía requerida para este proceso (calor de fusión) se puede medir cuantitativamente mediante el uso de un calorímetro previamente calibrado.

Para sustancias que son líquidas a temperatura ambiente, los valores del calor de vaporización oscilan entre los 20 y 50 KJ/mol. Cada molécula del líquido interacciona con varias moléculas distintas, por lo que la energía molar de interacción por lo que la energía molar de interacción entre dos moléculas es considerablemente menor que el calor de vaporización.

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 LM-35

Calorímetro

Multímetro

#### Material e insumos por grupo

2 Vasos de precipitado de 100 mL

2 Vasos de precipitado de 250 mL



	<b>Guía Unificada del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	9 de 45

- 1 Termómetro (-10 a 110°C)
- 1 Soporte universal con pinza
- 1 Plancha de calentamiento
- 1 Balanza semi-analítica
- 1 Erlenmeyer de 250 mL con desprendimiento lateral y tapón perforado
- 1 Manguera

## 5. REACTIVOS

Agua destilada  
Hielo\*

\*Materiales e insumos proporcionados por los estudiantes.

## 6. PROCEDIMIENTO

### Determinación del calor de fusión

- 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 20 segundos 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.

### Determinación del calor de vaporización

- 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 20 segundos 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.

	<b>Guía Unificada del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	10 de 45

- Determine la masa de agua que entró al calorímetro como vapor.

## **CALCULOS PARA EL INFORME**

- Con los datos obtenidos en la determinación del calor de fusión, realice una gráfica de 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 T1 y la temperatura final T2.
- Como se conoce la capacidad calorífica del calorímetro, puede calcular el calor que se 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.
- Con los datos obtenidos en la determinación del calor de vaporización, realice una gráfica 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 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**

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

## **9. Anexos**

Ninguno.

	<b>Guía Unificada del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	11 de 45

## 4. AUMENTO EN EL PUNTO DE EBULLICIÓN

### 2. Objetivo General

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 (<0,2M). Las constantes de proporcionalidad  $K_e$  y  $K_c$  se llaman constantes ebulloscópica y crioscópica respectivamente. Para el agua  $K_e = 0,513$

$$K_e = 0,513 \frac{^{\circ}\text{C}}{m} \text{ y } K_c = 1,86 \frac{^{\circ}\text{C}}{m}$$

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

Donde  $m$  y  $d$  son las masas del soluto y solvente respectivamente y  $M$  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).

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

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

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

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

	<b>Guía Unificada del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	12 de 45

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

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

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

\* Debe ser proporcionado por los estudiantes.

#### **5. REACTIVOS**

Sacarosa (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>) 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 (solute) 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

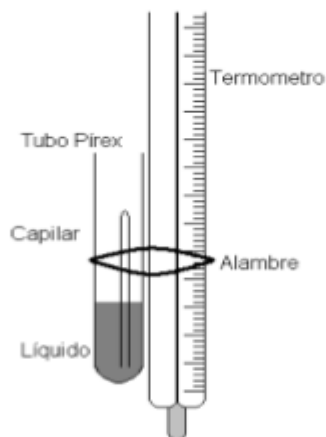
	<b>Guía Unificada del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	13 de 45

**Tabla 1.** Preparación de soluciones

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

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

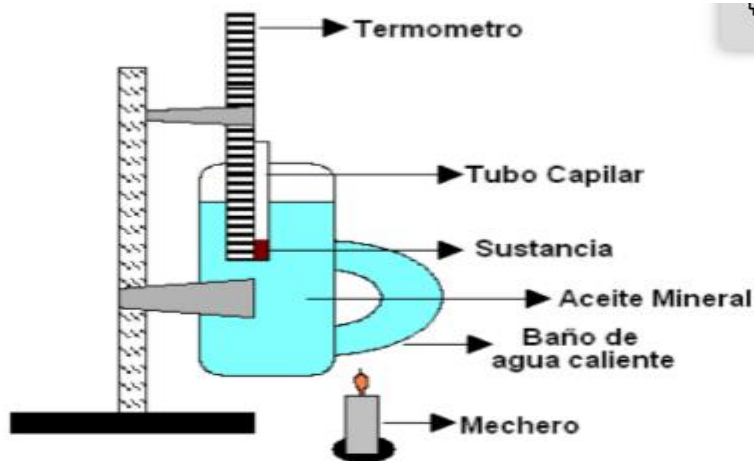
Selle un capilar por un extremo usando el mechero. En un tubo pírrex ponga de 5 a 7 gotas de la solución y sujételo al termómetro usando un hilo de cobre o una liga. Ponga el capilar invertido de tal forma que el extremo abierto quede sumergido en el líquido (ver figura 1).



**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 pírrex 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).

	<b>Guía Unificada del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	14 de 45



**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.

### 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.

	<b>Guía Unificada del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	15 de 45

## 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.
- Mallinckodt, Laboratory Chemicals Catalog. 1999-2000.
- Manual Merck, Productos y reactivos químicos. 1999-2000.
- Mortimer, R. G. Physical Chemistry. 3ª. Edición. Canada: Elsevier Academic Press, 2008.
- Perry, R. H. Perry's chemical engineers' handbook. 7ª. Edición. New York: McGraw-Hill, 1999.
- Poling, B. E., Prausnitz, J. M., y O'Connell, J. P. The Properties of Gases and Liquids, 5ª. Edición. 2004. Digital Engineering Library @ McGraw-Hill. De: ([www.digitalengineeringlibrary.com](http://www.digitalengineeringlibrary.com)).

## 9. Anexos

Ninguno.

	<b>Guía Unificada del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	16 de 45

## 5. Celdas galvánicas o voltaicas

### 2. Objetivo General

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

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

1 Electrodo de cobre

1 electrodo de zinc

4 vasos de precipitados de 100 mL

3 balón aforado de 100 mL

1 pipeta de 10 mL

1 pipeteador



	<b>Guía Unificada del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	17 de 45

1 vidrio reloj  
1 espátula  
1 Balanza analítica

1 multímetro  
1 tubo de vidrio doblado en forma de U

### 5. Reactivos

Sulfato de cobre (II)  
Sulfato de zinc  
Sulfato de Hierro (II)  
Nitrato de Hierro (III)  
Cloruro de sodio

Cobre  
Barra de grafito  
Barra de Zinc  
Algodón.

### 6. Procedimiento

#### **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 %

#### **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.

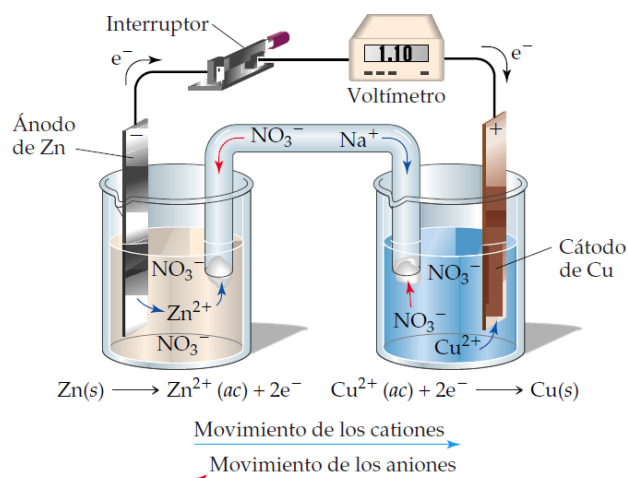
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ : se transfiere 10 mL de la solución de sulfato ferroso y 10 mL de la solución de nitrato férrico a un vaso de precipitado de 100 mL y se introduce una barra de grafito.

#### **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.

Unir las siguientes semi-celdas:

- semi-celda  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  con semi-celda  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ .
- semi-celda  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  con semi-celda  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ .



## INVESTIGACIÓN PARA EL INFORME

- Investigación general acerca de las celdas electroquímicas.
- Investigación de los puentes salinos.
- Potenciales de electrodos estándar.
- Celdas voltaicas primarias y celdas voltaicas secundarias.

## 7. Nivel de Riesgo

2

## 8. Bibliografía

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

## 9. Anexos

Ninguno.

	<b>Guía Unificada del Laboratorio de Fundamentos de Físicoquímica</b>	<b>Código</b>	FLA-23 V. 00
		<b>Página</b>	19 de 45