**Práctica 1: Determinación de la entalpía de descomposición del peróxido de hidrogeno.**

**Nombre: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Código: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**Nombre: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Código: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

1. **Objetivos de la práctica**:

* Ilustrar el uso de la calorimetría en la media experimental de datos termodinámicos.
* Ilustrar los conceptos de entalpía y capacidad calorífica
* Determinar la entalpía de descomposición de una reacción
* Aplicar los conceptos de termodinámica vistos en clase

1. **Introducción**:

En este experimento se determina la entalpía molar de reacción utilizando un calorímetro semi- adiabático y registrando la temperatura antes, durante y después de mezclar los reactivos

A continuación se describen los experimentos a realizar:

1. Determinación de la capacidad calorífica a presión constante (Cp) del calorímetro.

Para esto se utilizará la reacción entre el ácido sulfámico y el nitrito de sodio, cuyo valor de entalpía molar de reacción es conocida:

NH2SO3H (ac) + NaNO2 (ac) → N2 (g) + H2O (l) + NaHSO4 (ac)

ΔRHm (25°C)= -420.5 kJ/mol

1. Determinación de la entalpía molar de la reacción de descomposición de peróxido de hidrogeno.

El proceso de descomposición se rige por la siguiente reacción:

2H2O2 (l) → 2H2O (l) + O2(g) ΔRH°m = 98,03 kJ/mol (Ec. 1)

donde ΔRH°m es la entalpia de descomposición molar a condiciones estándar (encontrado en literatura).

Para determinar experimentalmente esta entalpia la reacción se lleva a cabo en medio acuoso, donde el peróxido está disuelto (Ec. 2).

2H2O2 (ac) → 2H2O (l) + O2(g) ΔRHm = ? (Ec. 2)

En esta reacción se utiliza MnO2 como catalizador, la cual aumenta la velocidad de la descomposición.

Finalmente, con ayuda de la Ley de Hess y la entalpía de disolución de peróxido de hidrogeno (Ec. 3) es posible determinar la entalpía de descomposición de peróxido de hidrógeno puro (H2O2 (l)) que se lleva a cabo mediante la Ec. 1.

2H2O2 (l) → 2H2O (ac) ΔdisHm = -2,1 kJ/mol (Ec. 3)

**Procedimiento.**

* 1. *Materiales y reactivos (por grupo)*
* Calorimetro semi-adibático con termómetro y sistema de agitación
* Vaso de precipitado de 100 mL (2)
* Pesa-sustancias, reloj flexible
* Probeta de 250 mL
* Pipeta 10 mL
* Cronometro
* Embudo (1)
* Espátula (1)
* Balanza con sensibilidad de 0.01 g
* NaNO2, 11.30g
* NH2SO3H, 6g
* 10mL de disolución de H2O2
* MnO2, 6g
  1. *Procedimiento experimental*

Diríjase al video del siguiente link:

<https://www.coursera.org/lecture/physical-chemistry/calorimeter-experiment-7rxdl?fbclid=IwAR0RNKKpZ0c1kXdcfGZXc5YtBy8ql4QlLULFCw1PcRGWNo2e_Y-b_7d7lH0>

El procedimiento que puede ver en el vídeo se describe a continuación donde los numerales en negrilla corresponden a las indicaciones que tiene que tener en cuenta a la hora de la toma de datos.

*3.2.1.*  Calibración: Determinación de la capacidad calorífica del calorímetro:

*3.*2.1.1. Se pesan 11.30 g de NaNO2 y se diluyen a 100 mL con agua destilada en un balón aforado de dicho volumen. Se mezcla bien

*3.*2.1.2. Se transfieren 600 mL de agua destilada al calorímetro, se agregan 5g de ácido sulfámico y se tapa. Se conecta el cable del agitador.

*3.*2.1.3. Se enciende el agitador y se esperan 10 min para que el ácido sulfámico se disuelva completamente.

***3.*2.1.4.** Cuando en el video inicie el cronometro, tome la temperatura inicial y continúe registrando la temperatura cada 30 s durante 5 min para definir la pendiente del período previo a la reacción.

*3.*2.1.5. Se pipetea 10 mL de la solución de NaNO2 (3.2.1.1.) en el calorímetro a través de la abertura en la tapa. La temperatura sube rápidamente.

**3.2.1.6.** Continúe tomando lectura de la temperatura cada 30 s hasta completar 10 min para establecer la pendiente del periodo posterior a la reacción.

*3.2.2.* Determinación de la Entalpía de descomposición del peróxido de hidrógeno:

*3.2.2.1.* Se transfieren 600 mL de agua destilada al calorímetro y se tapa. Se conecta el cable del agitador y se enciende. Se esperan 10 min y luego se transfiere 10mL de disolución de peróxido de hidrogeno.

***3.2.2.2.*** Cuando en el video inicie el cronometro, tome la temperatura inicial y continúe registrando la temperatura cada 30 s durante 5 min para definir la pendiente del período previo a la reacción.

*3.2.2.3.* Se agrega 6g de MnO2 a través de la apertura en la tapa del calorímetro para catalizar la descomposición. La temperatura sube rápidamente.

***3.2.2.4.***Continúe tomando lectura de la temperatura cada 30 s hasta completar 10 min para establecer la pendiente del periodo posterior a la reacción.

*3.3. Toma de datos*

Utilice una hoja de cálculo para hacer la toma de datos, en una columna coloque el tiempo y en otra temperatura en °C.

*3.3.1.* Determinación de la capacidad calorífica del calorímetro.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Moles de NaNO2** | **Temperatura inicial (°C)** | **Temperatura final (°C)** | **ΔT (°C)**  **(termograma)** | **ΔRH (kJ)** | **Cp Calorímetro**  **J/°C** |
|  |  |  |  |  |  |

*3.3.2.* Determinación de la entalpía de descomposición del peróxido de hidrogeno:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Temperatura inicial (°C)** | **Temperatura final (°C)** | **ΔT (°C)** | **ΔRH H2O2 (ac) (kJ)** | **Moles H2O2** | **ΔRHm de descomposición de H2O2 en medio acuoso**  **(kJ/mol)** | **ΔRHm de descomposición de H2O2 líquido.**  **(kJ/mol)** |
|  |  |  |  |  |  |  |

*3.3.3. Determinación de las temperaturas de equilibrio:*

Como el calorímetro no es un sistema perfectamente adiabático, es necesario tener en cuenta los efectos de la no-adiabaticidad de este instrumento al determinar las temperaturas de equilibrio del sistema. Esto es posible mediante el método de Dickinson, el cual se describe a continuación.

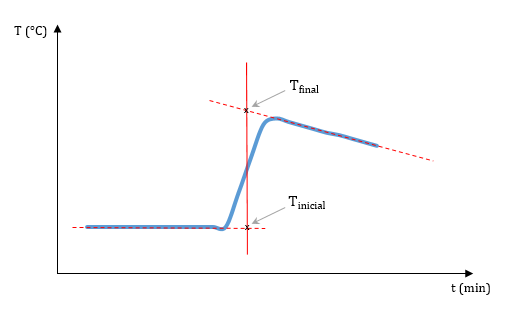
*3.3.3.1.* Realizar el termograma del proceso (gráfica de T vs t) en una hoja de calculo (ej.Excel). Adjúntelas al informe

*3.3.3.2.*  Trazar dos líneas horizontales que abarquen la mayor cantidad de puntos en la parte superior e inferior de la gráfica (Siga las indicaciones del profesor).

*3.3.3.3.* Trazar una línea completamente vertical que forme dos triángulos de aproximadamente la misma área

*3.3.3.4*. Extrapolar al eje Y los dos puntos en donde se intersecta la línea completamente vertical con las líneas horizontales. Esas son las temperaturas inicial y final del sistema.

Ejemplo:



3.4. *Tratamiento de Datos.*

3.4.1. Determinación de la capacidad calorífica del calorimetro:

3.4.1.1. Construya una gráfica de temperatura en función del tiempo (termograma), y a partir de ella determine el cambio de temperatura, ΔT, ocurrido durante el proceso.

3.4.1.2. Realice el balance de energía del proceso. Atento a las indicaciones del profesor.

3.4.1.3. El NH2SO3H se usó en exceso, por lo que el número de moles de la reacción está dado por el número de moles de NaNO2 que reaccionaron. Calcule la cantidad de estas moles que se utilizaron en la reacción.

3.4.1.4. Dado que ΔRHm = -420.5 kJ/mol para la reacción de calibración, calcule ΔRH usando la cantidad de Nitrato de sodio y después determine la capacidad calorífica del calorímetro (Cp) usando la expresión que sale del balance de energía del proceso.

3.4.2. Determinación de la entalpía de descomposición de H2O2.

3.4.2.1. Construya una gráfica de temperatura en función del tiempo (termograma), y a partir de ella determine el cambio de temperatura, ΔT, ocurrido durante el proceso.

3.4.2.2. El calorímetro contenía el mismo volumen de solución tanto en el experimento de calibración como en el de descomposición, por lo que puede asumirse que para ambos proceso el calorímetro tiene la misma capacidad calorífica. Del cambio de temperatura ΔT y el Cp, calcule ΔrH para la reacción de descomposición del H2O2 en medio acuoso.

3.4.2.3. La concentración molar de H2O2 se determinó mediante titulación con Permanganato de Potasio, dando 8.920 M. Sabiendo esta concentración, determine la cantidad de moles de H2O2 que se adicionó al calorímetro.

3.4.2.3. Con número de moles de H2O2 que se adicionó al calorímetro, calcule ΔRHm en kJ/mol para la reacción de descomposición en medio acuoso.

3.4.2.4.Sabiendo que la entalpía de disolución de H2O2 es -2,1 kJ/mol (Eq 3) use la Ley de Hess, explicada por el profesor, para determinar ΔRHm en kJ/mol para la descomposición de peróxido de hidrógeno.

**4. Análisis de Resultados**

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**5. Conclusiones**

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

6. **Referencias**

(1) Procedimiento adaptado del vídeo “Calorimeter Experiment” que hace parte del curso de Introduction to Physical Chemistry de la universidad de Mánchester en coursera. <https://www.coursera.org/lecture/physical-chemistry/calorimeter-experiment-7rxdl?fbclid=IwAR0RNKKpZ0c1kXdcfGZXc5YtBy8ql4QlLULFCw1PcRGWNo2e_Y-b_7d7lH0>