

LAS LEYES DE LA TERMODINÁMICA

GOBBI, Alejandro Iván

Instituto Nuestra Señora de Fátima, Cipolletti, Río Negro

Profesor Guía: SALICA, Marcelo

INTRODUCCIÓN

En el siguiente informe se desarrollará y se explicarán las cuatro principales leyes de la termodinámica, mediante una serie de demostraciones y experimentos sencillos realizados en el laboratorio, utilizando elementos accesibles y procedimientos simples que se pueden efectuar en cualquier aula.

Las leyes de la termodinámica que se desarrollarán serán:

Ley cero de la termodinámica o principio del equilibrio termodinámico.

Primera ley de la termodinámica o principio de la conservación de la energía.

Segunda ley de la termodinámica.

Tercera ley de la termodinámica.

OBJETIVOS

El objetivo principal del trabajo es alcanzar la comprensión de algún tema de física de los que se enseñan en el secundario (en este caso las leyes de la termodinámica), mediante el desarrollo, la construcción y la prueba de un experimento simple realizable en el aula con elementos cotidianos, que permita estudiarlo y entenderlo.

MATERIALES EMPLEADOS

Para la realización de este experimento son necesarios los siguientes elementos:

Vaso de precipitado (el vaso de precipitado utilizado en el experimento original el de 1 litro de capacidad). [1].

Termómetro que alcance una temperatura mayor a los 100°C (por lo menos uno).

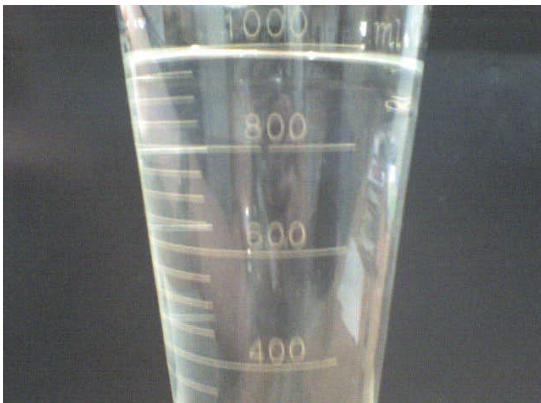
Soporte para termómetro.

Agua fría (7°C-10°C), agua tibia (28°C-30°C) y agua caliente (100°C).

Colorante (se pueden utilizar colorantes artificiales o tinta).

Cubetera (de las utilizadas para hacer hielo en el freezer o congelador).

Reloj o cronómetro.



[1]

DESARROLLO Y PROCEDIMIENTOS

Para poder entender y realizar exitosamente el experimento primero se debe hacer una introducción a las leyes de la termodinámica.

La termodinámica es la rama de la física que estudia la energía y la transformación entre sus distintas manifestaciones, como el calor, y su capacidad para producir un trabajo.

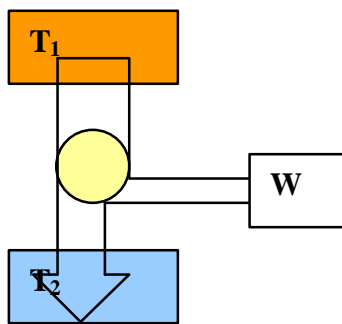
La ley cero de la termodinámica establece que si dos sistemas, A y B, están en equilibrio termodinámico, y B está a su vez en equilibrio termodinámico con un tercer sistema C, entonces A y C se encuentran en equilibrio termodinámico. Este principio fundamental se enunció formalmente luego de haberse enunciado las otras tres leyes de la termodinámica, por eso se la llamó “ley cero”.

La primera ley de la termodinámica, también conocida como ley de la conservación de la energía enuncia que la energía es indestructible, siempre que desaparece una clase de energía aparece otra (Julius von Mayer). Más específicamente, la primera ley de la termodinámica establece que al variar la energía interna en un sistema cerrado, se produce calor y un trabajo. “La energía no se pierde, sino que se transforma”.

La segunda ley de la termodinámica indica la dirección en que se llevan a cabo las transformaciones energéticas. El flujo espontáneo de calor siempre es unidireccional, desde los cuerpos de temperatura más alta a aquellos de temperatura más baja. En esta ley aparece el concepto de entropía, la cual se define como la magnitud física que mide la parte de la energía que no puede utilizarse para producir un trabajo. Esto es más fácil de entender con el ejemplo de una máquina térmica:

Una fuente de calor es usada para calentar una sustancia de trabajo (vapor de agua), provocando la expansión de la misma colocada dentro de un pistón a través de una válvula. La expansión mueve el pistón, y por un mecanismo de acoplamiento adecuado, se obtiene trabajo mecánico. El trabajo se da por la diferencia entre el calor final y el inicial. Es imposible la existencia de una máquina térmica que extraiga calor de una fuente y lo convierta totalmente en trabajo, sin enviar nada a la fuente fría.

La entropía de un sistema es también un grado de desorden del mismo. La segunda ley establece que en los procesos espontáneos la entropía, a la larga, tiende a aumentar. Los sistemas ordenados se desordenan espontáneamente. Si se quiere restituir el orden original, hay que realizar un trabajo sobre el sistema.



T1=Temperatura inicial

T2=Temperatura final

W=trabajo

La tercera de las leyes de la termodinámica afirma que es imposible alcanzar una temperatura igual al cero absoluto mediante un número finito de procesos físicos, ya que a medida que un sistema dado se aproxima al cero absoluto, su entropía tiende a un valor constante específico. A medida que el sistema se acerca al cero absoluto, el intercambio calórico es cada vez menor hasta llegar a ser casi nulo. Ya que el flujo

espontáneo de calor es unidireccional, desde los cuerpos de temperatura más alta a los de temperatura más baja (Segunda ley), sería necesario un cuerpo con menor temperatura que el cero absoluto; y esto es imposible.

EXPERIMENTO

Antes de comenzar el experimento, se deben preparar los cubos de hielo con el colorante o la tinta. Hay que dejarlos en el freezer alrededor de tres horas para que queden sólidos en el centro (el colorante se puede llegar a concentrar en el centro, pero esto no afecta al experimento).



Se prepara el vaso de precipitado con agua fría a 10°C (agua de la heladera), para la primer parte del experimento. Se toma la temperatura del agua para compararla luego con la temperatura final, introduciendo el termómetro en el agua y sosteniéndolo con el soporte para termómetro. Preparamos el reloj e introdujimos el primer hielo en el agua. A los pocos segundos se pudieron ver los primeros rastros de colorante, pero recién al minuto y medio se observan líneas de colorante en forma de flujo laminar descendiendo por un costado del vaso y el agua comienza a tomar color. La temperatura final fue de $10,5^{\circ}\text{C}$, ya que la temperatura ambiente era de 22°C y el tiempo final fue de 24 minutos.



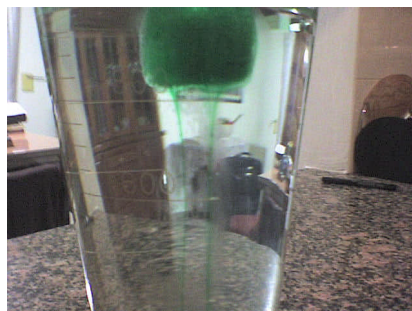
Aquí ya se puede establecer una relación con la ley cero de la termodinámica: cuando el agua (sistema A) establece contacto con el hielo (sistema B), ambos intentan llegar a un equilibrio termodinámico. A su vez, estos dos sistemas buscan el equilibrio termodinámico con un tercer sistema, el aire (sistema C), por lo que en algún momento los tres sistemas alcanzarán este equilibrio. Aquí también aparece la segunda ley de la termodinámica: el agua le transfiere calor al hielo, haciendo que la temperatura de este aumente y provocando el cambio de estado.

Luego de cinco minutos se vio bastante colorante en el fondo del vaso y el agua un poco más verde; pero al finalizar esta primer etapa, a los veinticuatro minutos, se vio que el

agua había cambiado de color y que la mayor parte del colorante se encontraba en el fondo.



La segunda parte del experimento se realizó con agua tibia, a 28°C. Se realizaron los mismos procedimientos que en el paso anterior. Al introducir el hielo, el colorante empezó a bajar casi instantáneamente, pero esta vez en forma de flujo turbulento. Llegó hasta el fondo del vaso y comenzó a difundirse por los laterales. Al minuto de iniciado este paso, todo el vaso ya estaba verde, y se pudo ver el colorante bajando velozmente por la diferencia de temperaturas. En este caso el hielo sólo tardó cuatro minutos y medio; y la temperatura final del agua fue de 25°C.



La última parte del experimento fue también la más gráfica, ya que el intercambio de calor fue más brusco, el colorante descendió en forma de flujo turbulento por el costado del vaso y se difundió más rápidamente. El agua se había llevado a punto de hervor (100°C), pero hay que tener en cuenta que al trasvasar el contenido y mientras se está realizando el experimento, el agua pierde más calor que en paso 1 o en el 2. Por esto la diferencia de temperatura es mayor entre la temperatura inicial y la final. El hielo terminó de disolverse a los 50 segundos de iniciada la prueba, y el colorante quedó difundido uniformemente en todo el vaso.



CONCLUSIONES

Del experimento anteriormente realizado se puede concluir lo siguiente, respecto a cada una de las leyes explicadas y su demostración:

Ley cero de la termodinámica: se pudo ver que al ingresar el hielo en el agua, ambos sistemas intentaban llegar a un equilibrio termodinámico, no sólo entre ellos, sino que también con un tercer sistema que era el aire. Eventualmente los tres sistemas alcanzarían el equilibrio termodinámico. El mejor ejemplo se ve en el primer paso, en el cual la temperatura del agua aumentó un poco debido a la temperatura del aire, cuando debería haber disminuido al brindarle calor al hielo.

Primera ley de la termodinámica: Al poner el hielo en el agua, el agua cedió calor al hielo para poder alcanzar el equilibrio termodinámico, por lo tanto la temperatura del agua bajó; pero la cantidad de calor no cambió, sino que se distribuyó.

Segunda ley de la termodinámica: Se puede ver claramente que el hielo recibe calor del agua, aumenta su temperatura y cambia a estado líquido. Aquí es cuando comienza a liberar colorante. Si tomamos a la entropía como el grado de desorden de las partículas de un sistema, podemos ver un claro ejemplo de ella comparando los tres pasos. En el primer caso, el colorante no se diluyó completamente; en el segundo, el colorante se diluyó, pero no de forma inmediata; pero en el tercero, el colorante formó una mezcla homogénea de forma casi inmediata. Esto significa que la entropía fue mucho mayor en el último caso que en los anteriores, ya que las partículas de colorante alcanzaron su grado máximo de desorden al diluirse por completo en el agua. En cambio en el primer paso las partículas permanecieron relativamente más ordenadas al acumularse en el fondo. Aquí la entropía no alcanzó su valor máximo.

Esta ley se puede aplicar a las máquinas térmicas, las cuales tienen mayor rendimiento y producen un trabajo mayor si la diferencia entre la temperatura del sistema 1 y la del sistema 2 es superior. Para esto las máquinas térmicas utilizan radiadores, que bajan la temperatura del sistema 2, para que así el intercambio de calor sea mayor. Estos radiadores son necesarios, sino la entropía aumenta tanto que el intercambio calórico no es efectivo.

Tercera ley de la termodinámica: para poder alcanzar una temperatura igual al cero absoluto se necesitaría un sistema que tuviera una temperatura menor a este (segunda ley de la termodinámica), lo cual es imposible. Según lo visto en el experimento, con las muestras obtenidas de la temperatura, se necesita mucha diferencia de temperatura para lograr reducirla notablemente en un sistema, y debe estar aislado del entorno (sistemas adiabáticos). En este caso la masa inicial de agua tiene menor entropía que la masa final de agua, demostrando esta tercera ley de la termodinámica.

BIBLIOGRAFÍA CONSULTADA

Física 1; páginas 172 a 183; Santillana Polimodal; Buenos Aires; año 1999.

<http://es.wikipedia.org>