



INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL.
Escuela Superior de Física y Matemáticas.



PROYECTO DE PRÁCTICA. CALORÍMETRO.

Laboratorio de Física II.

Grupo sección de Laboratorio: 2FM1B.

Alumno: Flores Rodríguez Jaziel David.

23 Mayo de 2017.

Profesor: Salvador Tirado Guerra.

OBJETIVO:

El calorímetro tiene como objetivo utilizarse con un elemento de calefactor para mostrar el efecto Joule y así determinación del equivalente mecánico del calor.

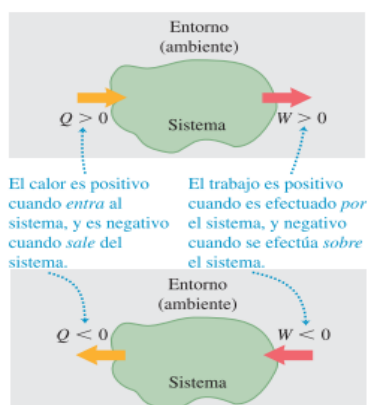
MARCO TEÓRICO:

Sistemas termodinámicos.

Siempre hablaremos de transferencia de energía hacia o desde algún *sistema* específico. El sistema podría ser un dispositivo mecánico, un organismo biológico o cierta cantidad de material como el refrigerante de un acondicionador de aire o el vapor de agua que se expande en una turbina. En general, un sistema termodinámico es cualquier conjunto de objetos que conviene considerar como una unidad, y que podría intercambiar energía con el entorno. Un ejemplo conocido es una cantidad de granos de maíz palomero en una olla con tapa. Al colocarse la olla en una estufa, se agrega energía. El *estado* del maíz cambia en este proceso, ya que el volumen, la temperatura y la presión del maíz cambian cuando revienta. Un proceso así, donde hay cambios en el estado de un sistema termodinámico, se denomina proceso termodinámico. En mecánica, a menudo usamos el concepto de *sistema* en relación con los diagramas de cuerpo libre y la conservación de la energía y la cantidad de movimiento. En los sistemas *termodinámicos*, al igual que en todos los demás, es indispensable definir con claridad desde un principio exactamente lo que está o no incluido en el sistema. Sólo así podremos describir sin ambigüedad las transferencias de energía al sistema y desde éste. En nuestro ejemplo del maíz palomero, definimos el sistema como el maíz, sin incluir la olla, la tapa ni la estufa. La termodinámica tiene sus raíces en muchos problemas prácticos aparte del inflado de rosetas (palomitas) de maíz. El motor de gasolina en un automóvil, los motores a reacción de un avión y los motores en los cohetes de un vehículo de lanzamiento usan el calor de la combustión del combustible para realizar trabajo mecánico e impulsar el vehículo. El tejido muscular de los organismos vivos metaboliza la energía química del alimento y realiza trabajo mecánico sobre el entorno del organismo. Una máquina o una turbina de vapor usa el calor de combustión del carbón u otro combustible para realizar trabajo mecánico, como al impulsar un generador eléctrico o arrastrar un tren.

Signos del calor y el trabajo en termodinámica.

Figura 1. Un sistema termodinámico podría intercambiar energía con su entorno (ambiente) mediante calor, trabajo o ambos. Tome nota de las convenciones de signos para Q y W .



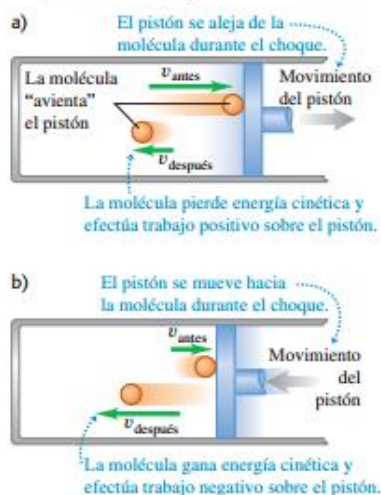
Describimos las relaciones de energía de cualquier proceso termodinámico en términos de la cantidad de calor Q agregada al sistema y el trabajo W realizado por él. Tanto Q como W pueden ser positivos, negativos o cero (**Figura 1**). Un valor positivo de Q representa flujo de calor hacia el sistema, con un suministro de energía correspondiente; un Q negativo representa flujo de calor hacia afuera del sistema. Un valor positivo de W representa trabajo realizado por el sistema contra el entorno, como el de un gas en expansión y, por lo tanto, corresponde a la energía que sale del sistema. Un W negativo, como el realizado durante la compresión de un gas, cuando el entorno realiza trabajo sobre el gas, representa energía que entra en el sistema.

Trabajo realizado al cambiar el volumen.

Una cantidad de gas en un cilindro con un pistón móvil es un ejemplo sencillo pero común de sistema termodinámico. Los motores de combustión interna, las máquinas de vapor y las compresoras de refrigeradores y acondicionadores de aire usan alguna versión de este tipo de sistema. En las siguientes secciones usaremos el sistema de gas en un cilindro para explorar varios tipos de procesos donde hay transformaciones de energía. Usaremos una perspectiva microscópica, basada en las energías cinética y potencial de las moléculas individuales de un material, para desarrollar nuestra intuición con respecto a las cantidades termodinámicas. No obstante, es importante entender que los principios centrales de la termodinámica pueden tratarse macroscópicamente, sin referencia a modelos microscópicos. De hecho, parte de la utilidad y generalidad de la termodinámica radica en que no depende de los detalles estructurales de la materia. Consideremos primero el trabajo efectuado por un sistema durante un cambio de volumen. Al expandirse un gas, empuja las superficies de sus fronteras, las cuales se mueven hacia afuera; por lo tanto, siempre realiza trabajo positivo. Lo mismo sucede con cualquier sólido o fluido que se expande a presión.

Podemos entender el trabajo efectuado por un gas en un cambio de volumen considerando sus moléculas. Cuando una de ellas choca contra una superficie estacionaria, ejerce una fuerza momentánea sobre ella, pero no realiza trabajo porque la superficie no se mueve. En

Figura 2. Una molécula que golpea un pistón
a) efectúa trabajo positivo si el pistón se aleja de la molécula y b) efectúa trabajo negativo si el pistón se acerca a la molécula. Por lo tanto, un gas efectúa trabajo positivo cuando se expande como en a) pero trabajo negativo cuando se comprime como en b).



cambio, si la superficie se mueve, como un pistón de un motor de gasolina, la molécula sí realiza trabajo sobre la superficie durante el choque. Si el pistón de la Figura 2.a se mueve a la derecha, de modo que aumente el volumen del gas, las moléculas que golpean el pistón ejercen una fuerza a lo largo de una distancia y realizan trabajo *positivo* sobre el pistón. Si éste se mueve a la izquierda (**Figura 2.b**), reduciendo el volumen del gas, se realiza trabajo positivo *sobre* la molécula durante el choque. Por lo tanto, las moléculas de gas realizan trabajo *negativo* sobre el pistón. La **Figura 3** muestra un sistema cuyo volumen puede cambiar (un gas, líquido o sólido) en un cilindro con pistón móvil. Suponga que el área transversal del cilindro es A y la presión ejercida por el sistema en la cara del pistón es p . La fuerza total F ejercida por el sistema sobre el pistón es $F = pA$. Si el pistón se mueve hacia afuera una distancia infinitesimal dx , el trabajo dW realizado por dicha fuerza es

$$dw = F dx = p A dx.$$

$$\text{Pero } A dx = dV.$$

Donde dV es el cambio infinitesimal de volumen del sistema. Así, podemos expresar el trabajo efectuado por el sistema en este cambio infinitesimal de volumen como: $dW = p dV$.

En un cambio finito de volumen de v_1 a v_2 ,

$$\int_{v_1}^{v_2} p dV = W \quad (1)$$

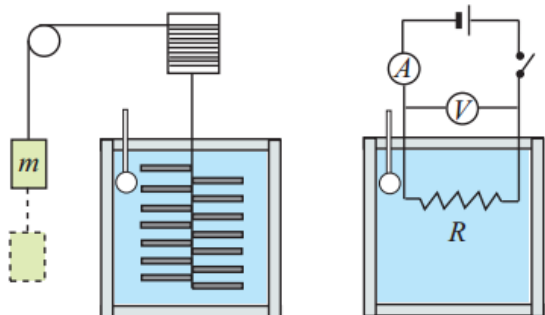
En general, la presión del sistema puede variar durante un cambio de volumen. Eso sucede, por ejemplo, en los cilindros de un motor de automóvil durante el movimiento hacia arriba y hacia abajo de los pistones. Para evaluar la integral de la ecuación (1), hay que saber cómo varía la presión en función del volumen. Podemos representar esta relación en una gráfica de p en función de V . Use los subíndices 1 y 2 con precaución. Al usar la ecuación (19.2), recuerde siempre que V_1 es el volumen inicial y V_2 es el volumen final. Por ello, se invirtieron los subíndices 1 y 2, aunque ambos procesos se dan entre los mismos dos estados termodinámicos. Si la presión p permanece constante mientras el volumen cambia de V_1 a V_2 el trabajo efectuado por el sistema es (trabajo efectuado en un cambio de volumen a presión constante).

$$W = p (V_2 - V_1).$$

En cualquier proceso donde el volumen sea constante, el sistema no efectúa trabajo porque no hay desplazamiento.

Experimentos de Joule.

Entre 1840 y 1845 el físico inglés J.P. Joule realizó una serie de experimentos intentando establecer la cantidad de trabajo requerido para producir un determinado incremento de la temperatura en una masa conocida de agua. En la figura adjunta se esquematizan algunos de los experimentos. En ellos un recipiente de paredes adiabáticas (la temperatura en el interior no está correlacionada con la del exterior) contiene un líquido sobre el que se efectúa un trabajo, bien con unas paletas conectadas a una polea ($W_{\text{ad}} = mgh$) o directamente un trabajo eléctrico con una resistencia ($W_{\text{ad}} = VIt$).



Joule demostró que, en condiciones adiabáticas, para pasar de un mismo estado inicial al mismo estado final se requiere la misma cantidad de trabajo, independientemente de las particularidades del proceso. Obtuvo además que la relación entre el trabajo ejercido y el calor requerido viene dado por: $|W_{\text{ad}}| = J|Q|$. La constante J se denominó equivalente mecánico del calor y Joule obtuvo para ella un valor muy

similar al aceptado hoy en día: $J = 4,186 \text{ J/cal}$.

Trabajo adiabático y energía interna:

Los resultados experimentales de Joule se pueden generalizar de forma empírica en los siguientes postulados: i) Dados dos estados de equilibrio cualquiera, de un sistema cerrado, siempre es posible alcanzar uno a partir del otro a través de un proceso adiabático. ii) El trabajo que se requiere para llevar un sistema rodeado de paredes adiabáticas desde un estado inicial a otro final depende únicamente de dichos estados. Matemáticamente, estos postulados llevan a que, cuando i y f son dos estados de un sistema conectados mediante un proceso adiabático, existe una función termodinámica (que llamaremos energía interna) tal que, $W_{\text{ad}} = U_f - U_i = \Delta U$. Como el trabajo necesario para pasar de un estado a otro depende del tamaño del sistema (masa, número de moles, etc.), la energía interna es una función de estado extensiva. Se puede expresar siempre en términos de las variables independientes del sistema.

Este experimento parte del hecho de que, si transferimos la misma cantidad de energía en forma de calor a diferentes materiales de la misma masa, el cambio de temperatura es diferente en cada material, es decir los cambios observados en cada material dependen de su capacidad calorífica. Si tomamos el agua como sustancia de referencia ($c = 1 \text{ Cal/g } ^\circ\text{C}$), podemos saber el calor específico de otro material, al colocarlos en contacto térmico. Calor específico es la cantidad de calor, en Joules o Calorías requeridos para elevar la temperatura a $1.0 \text{ } ^\circ\text{C}$ a 1.0 g de material, es decir:

$$c = \frac{Q}{m\Delta T}$$

donde Q es la energía en forma de calor transferida, m es la masa del material y ΔT es el cambio de temperatura. En calorimetría se utiliza el calorímetro para aislar los materiales que serán puestos en contacto térmico y al medir masas y cambios de temperatura se puede determinar el calor específico de un material. Partiendo de un análisis de las transferencias de energía en forma de calor que se presentan dentro del calorímetro, podremos determinar el calor específico. Por ejemplo, si en este proceso están involucrados tres materiales a , b y c , y si la energía en forma de calor que transfiere a es completamente absorbida por b y c entonces:

Energía cedida por a = Energía absorbida por b + Energía absorbida por c

Relación que podemos expresar como:

$$-Q_a = Q_b + Q_c.$$

o haciendo uso de la primera ecuación, podemos escribir:

$$-m_a c_a \Delta T_a = m_b c_b \Delta T_b + m_c c_c \Delta T_c$$

De esta expresión podemos, midiendo las masas y los cambios en temperaturas, alguno de los calores específicos cuando conocemos los dos restantes. En esta práctica primeramente determinaremos el calor específico del material del que está hecho el vaso interior del calorímetro (usualmente es de aluminio) suponiendo que conocemos su valor para el caso del agua. En una segunda fase determinaremos el calor específico de algún material sólido, conocidos los valores para el agua y el material del calorímetro, los cuales se obtendrán utilizando la última ecuación.

Desarrollo Experimental.

Lista de Materiales:

- 1.- Soporte del calefactor (Alambre de cobre de 25 cm)
- 2.- Agitador (Varilla de plástico (de apóximadamente 3m de diámetro y 15 cm de largo).
- 3.- Soporte con mariposas.
- 4.- Termo para líquidos. (Hecho de polietileno)
- 5.- Parrila para calentar líquidos.
- 6.- Termómetro.

Arreglo experimental.

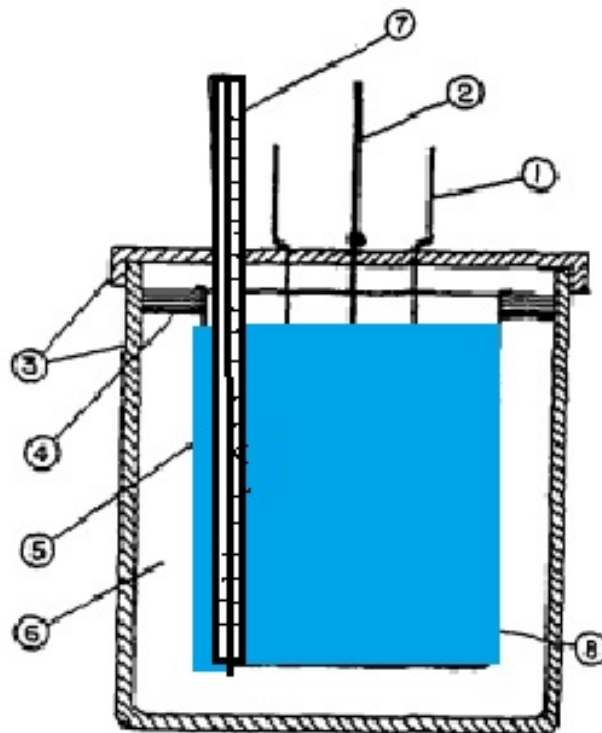


Figura 1: Arreglo general

Procedimiento.

Primera fase: Determinación del calor específico del calorímetro.

- 1.- Mida la masa del vaso interior del calorímetro (m_c).
- 2.- Vierta en el calorímetro 20 ml de agua (m_1) a temperatura ambiente.
- 3.- Cierre el calorímetro, espere aproximadamente 1 minuto y mida la temperatura del equilibrio que alcanza el vaso interior del calorímetro y el agua que vertió en el paso 2 (T_1).
- 4.- Vierta en el calorímetro 30 ml de agua (m_2) previamente calentada a una temperatura aproximada de $70^\circ C$ (T_2), y cierre el calorímetro lo más rápido que pueda una vez vaciada el agua caliente.
- 5.- Espere a que se alcance la temperatura de equilibrio de la mezcla de agua que contiene el calorímetro, para ello observe cuidadosamente el termómetro hasta que la medición se estabilice (eso deberá ocurrir aproximadamente 1 minuto después de completado el punto 4), cuando eso ocurra anote la temperatura de equilibrio (T_f).
- 6.- El calorímetro se llena con un aislante térmico que pueda ser lana de vidrio, corcho o icopor.
- 7.- Accesorio: Termómetro graduado en grados celsius.
- 8.- Se cortan unos 8 cm de un alambre de resistencia de estufa del cual se hace el elemento calefactor.

Resultados.

Este procedimiento permite ahora aplicar la última ecuación, la cual nos permite determinar

$$\frac{C_{\text{calorímetro}} \times m_c(T_f - T_1)}{m_2(T_f - T_2) - m_1(T_f - T_1)} = c_{AGUA}$$

Tabla 1.

T f (°C)	T1 (°C)	T2 (°C)	m _c (Kg)	m ₁ (Kg)	m ₂ (kg)	C-calor (Cal/g °C).
38	25	70	$3,47 \times 10^{-3}$	$3,67 \times 10^{-3}$	$4,18 \times 10^{-3}$	1.9

Sustituyendo nos queda que:

$$c_{AGUA} = \frac{1,9 \times 377 \times 10^{-3}(70 - 38)}{367 \times 10^{-3}(38 - 25) - 4,18 \times 10^{-3}(70 - 38)} = c_{AGUA}$$

Por lo tanto $c_{AGUA} = 0,731$ caloría/gramo $^\circ C$

Error porcentual.

Tenemos que el agua tiene un calor específico de 1 caloría/gramo $^\circ C = 4,186$ jules/g $^\circ C$, entonces el error porcentual será de:

$$\text{Error porcentual } M_c = \frac{\text{Error verdadero}}{\text{Valor Verdadero}} = \frac{\text{Valor verdadero} - \text{Valor aproximado}}{\text{Valor verdadero}} \times 100 = 27 \%$$

Discusiones.

Conjeturar que el material con el que está completamente hecho nuestro calorímetro, es decir, que nuestro calorímetro esté hecho solamente de polietileno es equivocado, sin embargo pudo acercarse al calor específico de agua, para datos más precisos necesitaríamos tomar otra parte del material (como podría ser Espuma de poliuretano).

7. Conclusiones:

En general, al realizar la práctica pudimos observar que la propiedad intrínseca de éste fluido (aceite) que fué la tensión superficial la cual hicimos variar a cierta temperatura, se encontró un comportamiento esperado, se concluye que en caso de éste aceite de motor SAE 40 el cual se mencionó que se usa para trabajos pesados y en tiempo de mucho calor y por lo tanto no cambia mucho sus propiedades a altas temperaturas, y eso fue lo que se encontró, a pesar de que la ecuación de tendencia marca un comportamiento decreciente el cual es muy lento y esto mismo se debe a la naturaleza del fluido.

8. Referencias:

- 1.- Bitácora de laboratorio de Flores Rodríguez Jaziel David.
- 2.- Manual de prácticas auxiliar. Autor: Fco. Havez Varela y las notas del profesor Salvador Tirado Guerra.
- 3.- Física Universitaria - Sears - Zemansky - 12ava Edición - Capítulo 14 -2009.