

Los siguientes informes, si bien están bien conceptualmente, no tienen las cuentas correctas. Por favor revisar.

Entropía

Resultados.

Con los valores obtenidos a través de las mediciones y de los cálculos en el laboratorio, se completó la siguiente tabla:

	Masa [Kg]	Temperatura [°C]	Calor [KJ]
Agua fría + recipiente	0.2063	19.1	19.607763
Agua caliente	0.1053	85.6	-19.30369
Mezcla	0.31156	41.8	-

Tabla 1: Aclaración: Los valores representados como 'Calor' son los resultados de los cálculos teóricos sobre el calor liberado usando las temperaturas iniciales de las respectivas masas de agua y la final del sistema.

Respecto a la temperatura final vemos que esta aproximadamente el doble de alejada de la temperatura caliente que de la fría, siendo que pusimos el doble de masa fría en la mezcla. Esta relación proporcional era de esperarse, ya que al trabajar con la misma sustancia como masa caliente y fría respectivamente, se tuvo la misma capacidad calorífica.

Se despreció el hecho de que en realidad el recipiente tiene otra capacidad calorífica por ser otro material, lo correcto hubiera sido en los cálculos de $Q_{fría}$ contar la masa del recipiente con su respectiva capacidad, y la de agua fría por separado.

Si analizamos la diferencia relativa de los calores mediante la ecuación:

$$Dif\% = \frac{Q_c - Q_f}{Q_c} \times 100\% = 1.57\%$$

Se cumple con el requisito propuesto por la cátedra para los resultados de la experiencia, que la diferencia relativa entre los calores sea menor al 5%. Esto tiene como propósito verificar que el intercambio de calor, o por lo menos el 95% del mismo, se dio efectivamente entre las dos masas de diferentes temperaturas y que no se perdió hacia el entorno.

Cálculos de entropía:

Conociendo las variaciones de temperatura entre las masas iniciales y la final, y suponiendo al agua como un líquido incompresible, se calculó la entropía relativa a cada proceso mediante la ecuación:

$$\Delta s = c \ln \frac{T_f}{T_i}, \text{ siendo } T_f \text{ la temperatura final y } T_i \text{ la inicial de la mezcla, y } c \text{ la capacidad calorífica.}$$

	Agua fría + recipiente	Agua caliente	Sistema
Entropía [KJ/K]	0.6765	-0.3159	0.3606

Tabla 2: Aclaración: El cambio de entropía del sistema se calculó como la suma de los cambios de entropía de cada una de las masas por separado.

Conclusiones.

Se trabajó con un dispositivo diseñado para reducir la pérdida de calor del sistema mezcla con el exterior. Analicemos bajo este supuesto la ecuación:

$$\Delta s = \sum \frac{Q_i}{T_{fi}} + \sigma$$

Siendo σ la generación de entropía del proceso. Como supusimos que el único intercambio de calor fue entre la masa fría y la caliente, y no entre el sistema y el entorno debido a las características del recipiente; podemos entonces relacionar directamente la variación de entropía del sistema con la generación de entropía del proceso. La generación es en consecuencia positiva y no podría haber sido de otra manera. Cuando los procesos son irreversibles, y este es el caso, la generación de entropía siempre es positiva, lo que se relaciona con el constante aumento de este parámetro en el universo.

Este principio no aplica para las masas fría y caliente, ya que en dichos procesos si existió intercambio de calor. Sin embargo, conceptualmente se puede relacionar la entropía con el estado de orden de un sistema.

Aplicando este razonamiento, es correcto que el cambio de entropía de la masa caliente sea negativo, ya que tiene más orden en el estado final que en el inicial debido a que la temperatura se puede explicar a escala microscópica como mayor velocidad cinética de las partículas, y más movimiento representa menor orden. La situación contraria se da para la masa fría.

El experimento fue exitoso ya que todos los comportamientos medidos en los resultados fueron los esperados teóricamente y se cree que aunque simple permitió analizar prácticamente el concepto de entropía que puede resultar un poco abstracto.

Entropía

Tabla de datos:

	Masa [g]	T[°C]	T final[°C]	Q[KJ]	ΔT [°C]	ΔS [KJ/°C]
Caliente	125,98	97,5 ± 0,1	80,1 ± 0,1	-9,17 ± 0,01	17,4 ± 0,1	-0,10 ± 0,01
Fria	35,74	21,4 ± 0,1	80,1 ± 0,1	8,78 ± 0,01	58,7 ± 0,1	0,20 ± 0,01
Vaso	44,5					
Total	206,22			4,29 ± 0,01		0,10 ± 0,01

Discusión y conclusiones:

En esta experiencia, se calculó la variación de entropía y la diferencia porcentual del calor suministrado por el agua caliente que es entregado al agua fría y la taza.

$$Diferencia\% = \frac{|Q_c| - |Q_f|}{|Q_c|} \times 100$$

Ésta diferencia debe ser menor del 5% ya que toda la transferencia de calor tenía que pasar del agua caliente al agua fría debido a que utilizamos un recipiente adiabático pero hubo una mínima pérdida de calor. En nuestro experimento, la diferencia fue del 4,29% aproximadamente.

Con respecto a la entropía, vimos que la variación final de ésta fue positiva y es correcto ya que el término de la transferencia al ambiente es aproximadamente cero y ΔS_{univ} debe ser mayor que cero. Además, el cambio positivo en la entropía indica un proceso que tiende a un estado de mayor desorden, si dQ es positivo también lo va a ser el cambio de entropía y esto implica que la temperatura aumenta y por lo tanto, está en un estado de mayor desorden.