

EL CALOR COMO ENERGÍA

1. INTRODUCCIÓN:

La energía térmica es la que posee un sistema debido a la agitación aleatoria de las moléculas que lo componen. Mientras mayor sea este movimiento mayor será su energía térmica. El calor es la transferencia de esta energía térmica entre dos cuerpos que se encuentran a diferentes temperaturas (Chang y Goldsby, 2017). Es importante recalcar que aunque calor y temperatura son conceptos estrechamente relacionados, estos son diferentes. La temperatura es la forma de medir la energía térmica de un sistema mientras que el calor se refiere a la energía de un sistema y la forma en la que esta se transfiere a otro sistema con el que se encuentra en contacto (Carlton, 2000).

La termodinámica química se encarga de estudiar la conversión del calor y otras formas de energía. Dentro de esta, se han establecido leyes que “proporcionan guías útiles para entender la energética y la dirección de los procesos”. Dentro de estas se encuentra la primera Ley de la Termodinámica, la cual de acuerdo con Chang y Goldsby (2017) establece que la energía se puede convertir o transferir pero no se crea ni se destruye. Esto implica que, en un sistema, toda pérdida de calor en una parte resulta en una ganancia o transferencia de calor de igual magnitud en otro sitio.

$$q_p = q_g$$

Herrington (2011) establece que para calcular la cantidad de energía calorífica transferida, o sea, la cantidad de calor absorbido o liberado en determinado proceso, se utiliza la siguiente ecuación:

$$q = ms\Delta T$$

Para la cual

q = Cantidad de calor
m = Masa (en gramos)
S= Calor específico

ΔT = Cambio o variación de temperatura ($T_f - T_o$)

Las unidades utilizadas en la medición del calor son: a) en el Sistema C.G.S. la caloría (cal) y la kilocaloría (kcal) y b) en el sistema S.I. el Joule (J) y el kilojoule (kJ).

Un dato útil es el Calor Específico del agua cuyo valor es:

$$1.00 \frac{\text{cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} \text{ o bien } 4.184 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}}$$

La energía térmica es transferida partiendo de la sustancia que contiene una mayor cantidad de energía a otra sustancia que contiene una menor cantidad hasta que el sistema llegue al equilibrio. En otras palabras, se puede decir que la sustancia más “caliente” transfiere parte de su energía a la sustancia más “fría” hasta que ambas llegan a tener la misma temperatura (Criado-Sancho, Casas-Vázquez y Jou, 2019). Existen tres formas en las que la energía térmica puede ser transferida: radiación, conducción y convección (Kreith, Bohn y Manglik, 2012). Mediante el calor, toda sustancia tiene una capacidad máxima de absorción de energía térmica, siendo este valor denominado como CAPACIDAD CALORÍFICA (Atkins y De Paula, 2007). Por otro lado, el CALOR ESPECÍFICO se define como: “La cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura en un grado centígrado de un gramo de una sustancia dada”, y es una propiedad intensiva (Kreith et al., 2012).

La energía calorífica o térmica también se relaciona con los conceptos como el calor de REACCIÓN, calor de DISOLUCIÓN, calor de COMBUSTIÓN y calor de FORMACIÓN. Esta energía calorífica es la que se agrega o sustrae a la energía interna de las moléculas o compuestos por esta razón se puede decir que esta es una energía de tránsito, cuando un cuerpo aumenta su energía térmica se está calentando, es decir, está recibiendo calor y cuando un cuerpo disminuye su energía térmica se está enfriando, es decir, está cediendo calor (Kreith et al., 2012).

Las reacciones químicas de combustión son las que ponen en mayor evidencia el desprendimiento de esta clase de energía (calorífica o térmica). Es importante mencionar que en una reacción de combustión una sustancia reacciona con oxígeno y se evidencia con la liberación de calor y luz (Chang y Goldsby, 2017). Cuando la reacción de combustión es completa, se produce $\text{CO}_{2(g)}$ y $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$. Por otro lado, una combustión incompleta se da cuando la presencia de oxígeno es deficiente y por lo tanto esto no permite que la reacción se dé completamente. Como resultado se produce también $\text{CO}_{(g)}$ y $\text{C}_{(s)}$ (Antón y Andrés, 2016; Peña y Céspedes, 2017)

El calor de combustión también llamado poder calorífico se determina normalmente con una bomba calorimétrica, este es el calor de reacción que se libera al quemar de forma completa la unidad de masa (1 gramo) o de volumen de una dada sustancia, a Presión (P) y Temperaturas (T) constantes. Con base en este concepto es posible obtener la eficacia de las sustancias combustibles haciendo uso de la siguiente ecuación.

$$PC = \frac{q \text{ liberado}}{\text{masa(g) de combustible o masa molar (mol) de combustible}}$$

A mayor poder calorífico, mayor será la eficacia del combustible; el poder calorífico también se puede expresar en términos de masa molar (mol) de combustible por lo que este también puede tener como unidades de medida:

$$\frac{\text{cal o J}}{\text{mol}} \text{ o } \frac{\text{cal o J}}{\text{g}}$$

2. OBJETIVOS:

- 2.1. Iniciar el estudio cualitativo y cuantitativo de la energía.
- 2.2. Reconocer las aplicaciones de las técnicas básicas del laboratorio de química.
- 2.3. Relacionar la energía con las manifestaciones de las reacciones químicas.
- 2.4. Calcular el valor del calor de combustión del gas propano.
- 2.5. Calcular el valor del calor de combustión y poder calorífico de la parafina.
- 2.6. Determinar qué combustible es más eficiente en relación al tiempo.

3. LABORATORIO TEÓRICO: MATERIALES:

3.1. Equipo:

- Termómetro con tapón de hule
- Pinzas universales
- Balanzas
- Mechero
- Trípode
- Soporte universal
- Anillo de metal
- Triángulo de porcelana

Cristalería:

- 2 beakers de 100
- Probeta de 100 ml
- Vidrio de Reloj

4. PROCEDIMIENTO TEÓRICO:

PRIMERA PARTE:

5.1. CALOR DE COMBUSTIÓN DEL GAS PROPANO Y CALIBRACIÓN DEL MECHERO:

- 5.1.1. Tarar un beaker de 100 mL y en él pesar 50 g de agua del chorro, medirle la temperatura, ésta será la temperatura inicial. Sumergir en el seno del agua el bulbo del termómetro para registrar la temperatura durante todo el proceso, cada 30 segundos.
- 5.1.2. Encender el mechero, regular la llama de manera que alcance el fondo del beaker. No se usará rejilla con porcelana, sino llama directa.
- 5.1.3. Calentar el beaker a llama directa en un intervalo de 2 minutos, tomando la temperatura cada 30 segundos. **(No debe llegar a la temperatura de ebullición)**
- 5.1.4. Apagar el mechero cerrando ÚNICAMENTE LA LLAVE DE LA MESA. Observar el termómetro hasta que alcance la más alta temperatura. Anotarla como temperatura final. Suponer que sólo 60% del calor producido por el mechero fue recibido por el agua. Calcularlo con base en el calor específico del H₂O.
- 5.1.5. Tomando como base el calor específico del agua. 4.184 J/g°C y haciendo uso de la fórmula propuesta en la introducción, calcular la cantidad de calor que se produjo en los 2 minutos y en 1 minuto. Discutir con el profesor de laboratorio estos cálculos, antes de continuar el resto del trabajo.

SEGUNDA PARTE:

5.2. CALOR DE COMBUSTIÓN DE LA PARAFINA:

- 5.2.1. Tomar el vidrio de reloj y la candela, derretir un poco de la cera de la parte inferior de la vela y pegarla al vidrio de reloj. Dejar enfriar.
- 5.2.2. Pesar la candela pegada al vidrio de reloj. Esta es la masa inicial, anotarlo.

- 5.2.3. Repetir lo indicado en el numeral 5.1.1. de la primera parte.
- 5.2.4. Encender la vela y dejar que el calor producido fluya directamente al fondo del vaso de precipitados que contiene el agua. Cuando el agua alcance 80°C, apagar la vela y pesarla nuevamente. Esta es la masa final, anotarlo.
- 5.2.5. Establecer la diferencia de masas y siguiendo lo indicado en el numeral 5.1.5 de la primera parte, calcular el calor de combustión de la parafina.
- 5.2.6. Tomar en cuenta que el agua sólo absorbió el 60% del calor producido por la llama de la candela.
- 5.2.7. Su instructor le indicará los datos a utilizar en sus cálculos.

COMBUSTIBLES	GAS PROPANO	PARAFINA
CÁLCULOS		
Masa del agua		
Temperatura inicial (T_o)		
Temperatura final (T_f)		
Variación temperatura ($\Delta T = T_f - T_o$)		
Calor absorbido por el agua (60%)		
Calor total producido (100%)		
Tiempo de exposición		
Calor de combustión	J	J
	cal	cal
Poder Calorífico		J/g
		cal/g
Eficiencia en relación al tiempo	J/min	J/min
	cal/min	cal/min

TERCERA PARTE: LABORATORIO VIRTUAL

5.3. Determinación de calor específico: propiedad intensiva

5.3.1 Ingrese a la siguiente dirección:

<http://labovirtual.blogspot.com/search/label/calor%20espec%C3%ADfico>

5.3.2 Asumiendo que tiene 20 g de cada sustancia, determine el calor específico.

5.3.3 Posteriormente realice los mismos cálculos pero utilizando 35 gramos de la sustancia.

5. CUESTIONARIO:

- 5.1. Una persona con su alimentación ingiere 1422 kilocalorías diarias y con su actividad diaria gasta 4,784 kilojoules. ¿Almacena energía o consume energía de sus reservas metabólicas? ¿Cuántos kilojoules?
- 5.2. ¿Cuál de los combustibles usados, cree usted, es más eficiente? Explique su respuesta. Justifique su respuesta con base en sus resultados experimentales.
- 5.3. Explique por qué es posible determinar la capacidad calorífica de la parafina pero no es posible determinar la del gas propano.

6. ASPECTOS A DISCUTIR

- ❖ Identificar el tipo de sistema y discutir ¿Por qué obtiene el 60% del calor?
- ❖ ¿Por qué no se puede calcular el PC del gas propano?
- ❖ Explique el valor obtenido del poder calorífico de la parafina.
- ❖ ¿Cuál combustible fue más eficiente? Realice los cálculos y reporte los datos obtenidos. Determine el por qué de sus resultados.
- ❖ Cuál es la función del calor, la llama y el agua.
- ❖ ¿Por qué hay variación del calor específico al cambiar material pero NO varía al cambiar la cantidad de masa? Realice los cálculos y reporte los datos obtenidos. Los cálculos colóquelos en anexos.

7. REFERENCIAS:

Antón, J. L y Andrés, D. M. (2016). Física y Química 2º ESO (LOMCE). Editex. Atkins, P. y De Paula, J. (2007). Química Física. Editorial Médica Panamericana.

Carlton, K. (2000). Teaching about heat and temperature. *Physics Education*, 35(2), 101-105.
<https://doi.org/10.1088/0031-9120/35/2/304>

Chang, R. y Goldsby, K. A. (2017). Química. (12ª Ed.) Mc-Graw Hill Education.

Criado-Sancho, M., Casas-Vázquez, J. y Jou, D. (2019). Termodinámica Química. Universidad Nacional de Educación a Distancia.

Herrington, D. G. (2011). The Heat Is On: An Inquiry-Based Investigation for Specific Heat. *Journal of Chemical Education*, 88(11), 1558–1561. DOI:10.1021/ed200109j

Kreith, F., Bohn, M. S., & Manglik, R. M. (2012). Principios de transferencia de calor. Cengage Learning Editores.

Peña, A. B., y Céspedes, J. M. (2007). Fisicoquímica. Manual de Laboratorio. Universidad de Medellín.