

Tema N° 5.

El Calor como forma de Energía

Contenido Temático:

- 1.- Introducción
- 2.- Sensación Térmica
- 3.- El Calor
 - 3.1.- Relación Calor - Temperatura
 - 3.1.1.- Intercambio de Calor
 - 3.1.2.- Unidades de Energía Calorífica
 - 3.1.3.- Cambios de Estado
 - 3.2.- Relación Calor - Trabajo
- 4.- Energía Interna de un Sistema
- 5.- Primer Principio de la Termodinámica

1.- Introducción

Batallitas del que suscribe:

En invierno al levantarme para ir al instituto pasaba mucho frío (hace mucho tiempo de ello). Rápidamente marchaba a ver lo que marcaba el termómetro del balcón constatando que realmente hacía frío. Al tomar el desayuno cogía el vaso del café con leche con las dos manos con lo que conseguía un **calorcillo** que pasaba a mis manos aliviando un poco la situación. Pero no había terminado el sufrimiento porque al salir a la calle el frío era más intenso de lo que marcaba el termómetro.

En verano ocurría algo parecido pero con temperatura mucho más elevada que en el mes de enero. El calor en la calle era más intenso que el correspondiente a la temperatura marcada por el termómetro.

La **temperatura al aire libre** no siempre es un indicador seguro para determinar el frío que una persona puede sentir.

Al salir al exterior notamos un **grado de incomodidad** como resultado de la combinación de la **temperatura** y el **viento** en **invierno** y de la **temperatura**, la **humedad** y el **viento** en verano. Este grado de incomodidad se conoce como **Sensación Térmica**.

Una cosa es la temperatura que mide el termómetro y otra, a veces muy distinta, es la temperatura aparente que a nosotros nos parece que hace: la **sensación de calor o de frío** que sentimos los humanos.

Si en una mañana de invierno la temperatura es de **0°C** y existen condiciones de calma (sin viento), si estamos normalmente abrigados no sentimos frío. Pero a la misma temperatura y con viento de **40 Km/h**, la **sensación térmica** equivale a una temperatura de **-15°C**.

También hemos hablado de **"Calor"** y se trata de una magnitud altamente importante. Es necesario que sepamos el porqué de ese **calorcillo** que notamos en nuestras manos cuando tocamos el vaso del café con leche.

Tenemos que estudiar y por lo tanto diferenciar entre:

- a) Sensación Térmica
- b) Calor

2.- Sensación Térmica

Sensación Térmica

<https://www.tutiempo.net/meteorologia/sensacion-termica.html>

Sensación Térmica

http://teleformacion.edu.aytolacoruna.es/AYC/document/atmosfera_y_clima/temperatura/SensacionTermica1.htm

Sensación Térmica

<https://www.tiempo.com/noticias/divulgacion/-que-es-la-sensacion-termica-.html>

La **Sensación Térmica** la podemos definir como:

El **grado de incomodidad** que un ser humano siente, como resultado de la combinación de la **temperatura** y el **viento** en invierno y de la **temperatura, la humedad y el viento** en verano.

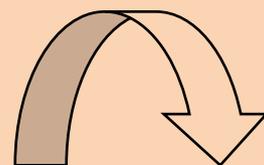
Nuestro organismo está preparado para mantener una temperatura casi constante, entre **36°** a **37°**. Cuando la temperatura externa es de **21°** nos encontramos en un **equilibrio térmico**. Si la temperatura es superior a esta temperatura el cuerpo humano debe poner en marcha una

serie de **mecanismos** para evitar un incremento de la **temperatura corporal**.

El **mecanismo fundamental** consiste en una **vasodilatación** de los **capilares cutáneos** que favorece el paso de la **sangre por la piel**, que unido a un incremento de la **sudoración** se favorece la **perdida de calor por evaporación**. El **aumento de la sudoración, pérdida de agua** de nuestro cuerpo en definitiva, pueden llegar a ser importantes como valores entre 1000 o 2000 ml al día. Un peligro importante relacionado con las altas temperaturas es el llamado **"golpe de calor"** o **Insolación**.

Nuestro organismo contiene en la piel termorreceptores que informan al cerebro sobre la **temperatura externa**. Estas señales son recibidas en el **hipotálamo** que pone en marcha un conjunto de **glándulas** como son las **sudoríparas** relacionadas con los vasos sanguíneos de la piel, o las **suprarrenales** relacionadas con el **control de los líquidos**, y muy estrechamente ligada con la generación del **calor corporal**, la **Tiroides**.

La **Temperatura** es una magnitud muy importante dentro de la **Sensación Térmica**. Podemos relacionar la **Temperatura** con las nociones de **calor** o de **frío**: **Un objeto más caliente tiene una temperatura mayor**. Podemos concluir que la **Temperatura** es la magnitud que cuantifica el **Calor** que tiene un cuerpo.



Medir la **Sensación Térmica** (calor o frío) no es tarea sencilla pues depende de varios factores, tales como:

- a) **Lugar donde queremos medirla**
- b) **De nuestra velocidad al andar**
- c) **De nuestro estado de salud**
- d) **De la transferencia de calor por parte de la piel**

En **días de calor**, la **humedad** es el factor que más la **afecta**. Si la **temperatura es baja** y además **sopla el viento**, la **sensación de frío es mayor**. Esto sucede porque el viento sobre nuestra piel favorece la **transferencia de calor** y también la **evaporación del sudor**.

Se dijo que la Temperatura del aire exterior no siempre es un indicador seguro para determinar el frío que una persona puede sentir, si está expuesta al aire libre. Existen otros parámetros meteorológicos que influyen como es el caso de la **velocidad del viento**, la **radiación** y la **humedad relativa**.

3.- El Calor

El Calor como forma de Energía

<http://www.monografias.com/trabajos24/energia-calor/energia-calor.shtml>

El Calor como forma de Energía

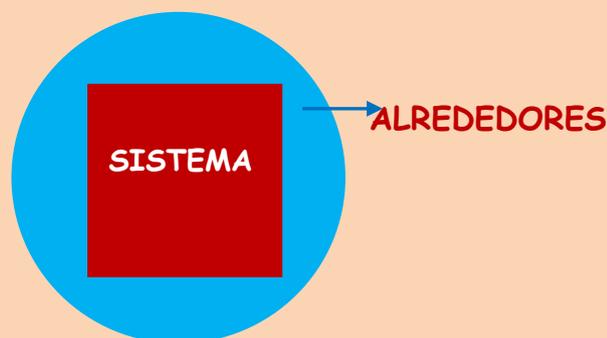
<http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/2esobiologia/2quincena2/pdf/quincena2.pdf>

En lo referente al **Calor** podemos decir que éste siempre ha desconcertado a los investigadores. La explicación más común hasta principios de siglo XIX, era que **se trataba de un fluido invisible, que entraba y salía de las cosas**. Esta teoría sostenía que cuando un cuerpo calentaba a otro, **era porque desde el más caliente se transfería calor al otro cuerpo (al ponerse en contacto), y aumentaba la temperatura del más frío mientras disminuía la del más caliente**.

Para poder establecer que el **Calor es una forma de Energía** necesitamos de una serie de conceptos de los cuales, y para nuestra ubicación, resaltaremos uno de ellos que le llamamos **Sistema**. El concepto de **Sistema** es extraordinariamente importante.

Sistema

Parte pequeña del **Universo**, dentro de la cual se realiza un **proceso físico-químico**. Separada de todo lo que la rodea (medio ambiente o alrededores) por **superficies reales o imaginarias**.



Existen dos tipos de clasificaciones de los Sistemas en base a sus propiedades o en relación con los alrededores.

Los Sistemas se pueden clasificar:

- a) **Homogéneos**.- Con estructura y composición uniforme (gas contenido en una bombona)
- b) **Heterogéneos**.- Como una mezcla de agua y hielo a 0°.

También se pueden clasificar en:

- a) **Sistemas abiertos**.- Pueden intercambiar materia y energía con el exterior
- b) **Sistemas Cerrados**.- Sólo intercambian energía
- c) **Sistemas Aislados**.- No pueden intercambiar ni materia ni energía con el exterior

En un **Sistema** puede producirse una reacción química. Por ejemplo la descomposición del carbonato de calcio por acción del calor.



Esta reacción química se podría llevar a cabo en un recipiente que imposibilite la pérdida de CO₂ (**Sistema Cerrado**) o bien que pueda expulsar al exterior el CO₂ (**Sistema Abierto**).

Establecida la existencia del **Sistema**, al querer darle al **Calor** el **carácter de energía** necesitamos la colaboración de dos magnitudes:

- a) **Temperatura**
- b) **Trabajo**

Se establecen dos relaciones:

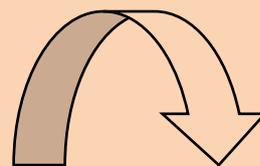
- a) **Calor - Temperatura.**
- b) **Calor - Trabajo.**

3.1.- Relación Calor - Temperatura

La **Temperatura** es una medida de la **energía cinética media** que tienen las moléculas componentes del **Sistema**. A **mayor temperatura** mayor agitación térmica y por lo tanto mayor **Energía Cinética** del Sistema.

Para la **Física**, el **Calor** es la transferencia de energía de una parte a otra de un cuerpo, o entre diferentes cuerpos, que se encuentran a diferente **Temperatura**. El **Calor** es energía en tránsito. Siempre fluye de una zona de **mayor temperatura** a una zona de **menor temperatura**, con lo que se eleva la temperatura de la segunda y reduce la de la primera. La energía no fluye desde un objeto de temperatura baja a un objeto de temperatura alta si no **se realiza trabajo**.

Todos los cuerpos poseen **energía térmica**, debido a la **energía cinética** de las partículas que los componen. La **energía térmica** está directamente relacionada con su **temperatura**.



3.1.1.- Intercambio de calor

Si dos cuerpos cuyas partículas tienen distinta **energía térmica** se ponen en contacto, **el que tiene mayor energía le pasará energía al que tiene menos**, hasta que sus temperaturas se igualen, es decir, hasta que se alcance el **Equilibrio Térmico**. La energía que pasa se llama **Calor**.

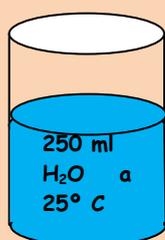
El **calor** es una medida de la **energía transferida** a un sistema o aportada por el mismo. No podemos calcular el **Calor** que tiene un sistema pero sí la **cantidad de Calor** que se transfiere de un cuerpo a otro.

Cuando existe una transferencia energética, entre dos cuerpos puestos en contacto, **en forma de calor**, ésta se puede utilizar para:

- a) **Producir una variación de temperatura en el Sistema.**
- b) **Producir una transformación Física del Sistema (Cambio de Estado).**
- c) **Ambas cosas.**

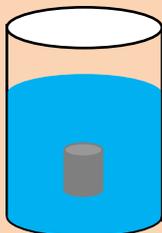
Supongamos la siguiente experiencia:

Tenemos un vaso con 250 ml de agua a la temperatura de 25°. Le introducimos un cilindro de aluminio de masa 50 gramos y a una temperatura de 75°.



$$m_{Al} = 50 \text{ g} ; t = 75^{\circ}$$

Unimos agua y aluminio:



Según todo lo dicho anteriormente el Aluminio **cederá calor** al agua **aumentando la temperatura de la misma** y disminuyendo la propia (Al). Después de cierto tiempo el sistema (agua + Al) llegará a una temperatura que se mantendrá fija y que se llama **Temperatura de Equilibrio**, la cual debe cumplir:

$$75^{\circ} > t_e > 25^{\circ}$$

Como conclusión de la experiencia: El Aluminio **cede calor** al agua.

Existirá por tanto dos tipos de calores:

- a) **Calor cedido.**
- b) **Calor ganado.**

Sabemos experimentalmente que tanto el **calor cedido** como el **ganado** son directamente proporcionales a la **masa** y a la **variación de temperatura**:

Se establece la ecuación:

$$Q_{\text{cedido}} = m \cdot c_e \cdot (t_f - t_o) \quad (1)$$

$$Q_{\text{ganado}} = m' \cdot c'e \cdot (t_f - t'o) \quad (2)$$

C_e y $C'e$ son las constantes de proporcionalidad y reciben el nombre de **Calor Específico**. Su valor depende de la naturaleza del compuesto químico y lo podemos definir como: **Cantidad de calor que es preciso comunicar a 1 gramo de agua para que su temperatura aumente 1° C.**

Se ha llegado a la conclusión de que cuando **dos sistemas o compuestos químicos**, a **diferente temperatura**, se ponen en contacto, el sistema que se encuentre a **mayor temperatura cederá energía** al sistema que se encuentre a **menor temperatura** en forma de **calor**, hasta que ambos se encuentren a la misma temperatura llamada **Temperatura de Equilibrio**.

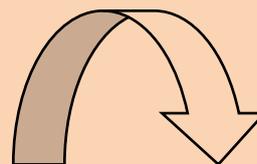
En el momento que nos encontramos en la **Temperatura de Equilibrio** el **balance energético** del proceso es nulo:

$$Q_{\text{ganado}} + Q_{\text{cedido}} = 0$$

Ecuación que nos viene a decir que la **cantidad de calor cedida por un cuerpo es igual al calor ganado por el otro cuerpo**.

De la ecuación anterior podemos concluir:

$$Q_{\text{ganado}} = - Q_{\text{cedido}} \quad (3)$$



3.1.2.- Unidades de la Energía Calorífica

Como energía que es sus unidades serán las mismas que las de cualquier tipo de energía.

Las unidades de energía más utilizadas son:

- a) **Julio (J)**. Es la unidad del Sistema Internacional. Como es muy pequeña, se suele utilizar el **kilojulio**, que son, **1.000 julios**.

$$1 \text{ Kj} / 1000 \text{ Julios}$$

- b) **Caloría (cal)**. Cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 gramo de agua a 1 atmósfera de presión desde 15 hasta 16 °C.

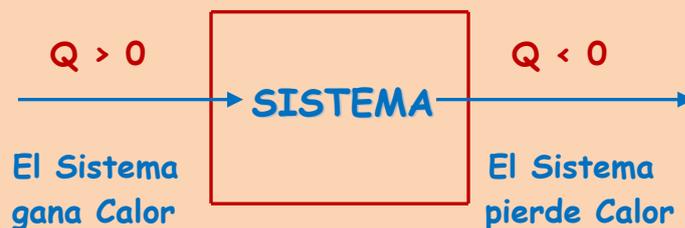
El trabajo mecánico necesario para producir 1 caloría se conoce como **equivalente mecánico del calor**. A una caloría le corresponden 4,18 julios. A un Julio le corresponden 0,24 Cal.

$$1 \text{ Julio} / 0,24 \text{ cal.}$$

$$1 \text{ cal.} / 4,18 \text{ Julios}$$

- c) **Kilocalorías (kcal)**. Es una unidad de energía muy utilizada en procesos en los que interviene el calor. Para calentar un litro de agua (1 kg) de 20 a 21°C necesitas 1 kcal.

Por criterios establecidos internacionalmente: **cuando un sistema gana calor su valor es positivo. Cuando un Sistema pierde calor su valor es negativo.**



En la mezcla del agua con el aluminio, el aluminio cedía calor al agua. Luego:

$$Q_{\text{cedido}} = m_{\text{Al}} \cdot C_{e\text{Al}} \cdot (t_e - t_o)$$

$$Q_{\text{ganado}} = m_{\text{agua}} \cdot C_{e\text{agua}} \cdot (t_e - t'o)$$

Para nuestro ejemplo (agua + Aluminio) y mediante la ecuación (3):

$$m_{\text{agua}} \cdot C_{e\text{agua}} (t_f - t'o) = - [m_{\text{Al}} \cdot C_{e\text{Al}} \cdot (t_e - t_o)]$$

Es necesario hacer constar que estas experiencias se realizan en unos aparatos llamados **Calorímetros** y parte del calor que cede el Aluminio se lo **llevará el calorímetro**. Si el ejercicio no dice nada respecto al calor que absorbe el calorímetro, lo ignoraremos, pero puede ocurrir que el calorímetro también entre en juego, entonces debemos establecer lo que se conoce como **Equivalente en agua del Calorímetro** (el calorímetro equivale a una masa de agua).

En estas condiciones:

$$-Q_{\text{cedido}} = Q_{\text{ganado}}_{\text{agua}} + Q_{\text{ganado}}_{\text{calorímetro}}$$

Equivalente en agua del Calorímetro

Cuando un líquido contenido en un calorímetro recibe calor (energía) la absorbe, pero también la **absorben las paredes del calorímetro**. Lo mismo sucede cuando pierde energía. Esta intervención del calorímetro en el proceso se representa por su equivalente en agua: **su presencia equivale a añadir al líquido que contiene los gramos de agua que asignamos a la influencia del calorímetro y que llamamos "equivalente en agua"**. El "equivalente en agua" viene a ser "la cantidad de agua que absorbe o desprende el mismo calor que el calorímetro".

Ejercicio resuelto

Transforme 20 J en calorías.

Resolución

Recordemos que:

1 Julio / 0,24 cal

$$20 \cancel{\text{ J}} \cdot (0,24 \text{ cal} / 1 \cancel{\text{ J}}) = 4,8 \text{ cal}$$

Ejercicio resuelto

Transforme 40 cal en Joules.

Resolución

1 Julio / 0,24 cal

$$40 \cancel{\text{ cal}} \cdot 1 \cancel{\text{ Julio}} / 0,24 \cancel{\text{ cal}} = 166,7 \text{ Julios}$$

Ejercicio resuelto

Queremos aumentar en 45°C la temperatura de 10 litros de agua. ¿Qué cantidad de calor debemos suministrar?. $C_{e_{\text{agua}}} = 4186 \text{ J} / (\text{Kg} \cdot \text{K})$

Resolución

Unidades:

$$\Delta t = 45^{\circ}\text{C}$$

$$V_{\text{agua}} = 10 \text{ L} \cdot (1000 \text{ cm}^3 / 1 \text{ L}) = 10000 \text{ cm}^3$$

$$m_{\text{agua}} = 10000 \text{ cm}^3 \cdot (1 \text{ g} / \text{cm}^3) = 10000 \text{ g} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = \\ = 10 \text{ kg}$$

$$C_{e_{\text{agua}}} = 4186 \text{ J} / (\text{kg} \cdot ^{\circ}\text{C})$$

$$Q_{\text{ganadoagua}} = m_{\text{agua}} \cdot C_{e_{\text{agua}}} \cdot \Delta t$$

$$Q_{\text{ganadoagua}} = 10 \text{ Kg} \cdot 4185 \text{ J} / (\text{Kg} \cdot ^{\circ}\text{C}) \cdot 45^{\circ}\text{C}$$

$$Q_{\text{ganadoagua}} = 188 \text{ J}$$

Ejercicio resuelto

Queremos aumentar la temperatura de una sustancia que se encuentra inicialmente a 20°C a 80°C . Si su calor específico es de $0,50 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C})$ determinar la cantidad de calor que debemos suministrar a $1,25 \text{ Kg}$ de dicha sustancia.

Resolución

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

Unidades:

$$t_o = 20^{\circ}\text{C}$$

$$t_f = 80^{\circ}\text{C}$$

$$C_e = 0,50 \text{ cal} / (\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C})$$

$$m = 1,25 \text{ Kg} \cdot (1000 \text{ g} / 1 \text{ Kg}) = 1250 \text{ g}$$

$$Q_{\text{ganado}} = m \cdot C_e \cdot \Delta t$$

$$Q_{\text{ganado}} = 1250 \text{ g} \cdot 0,50 \text{ cal} / (\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C}) \cdot (80 - 20)^{\circ}\text{C}$$

$$Q_{\text{ganado}} = 37500 \text{ cal} \cdot 1 \text{ J} / 0,24 \text{ cal} = 156250 \text{ Julios}$$

Ejercicio resuelto

El calor de combustión de la nafta es $11 \cdot 10^3 \text{ cal/g}$. ¿Cuál es la masa de nafta que debemos quemar para obtener $40 \cdot 10^7 \text{ cal}$?

Resolución

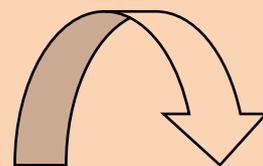
Unidades:

$$Q_{\text{combustión}} = 11 \cdot 10^3 \text{ cal} / \text{g}$$

La resolución del problema se basa en saber interpretar el dato $Q_{\text{combustión}} = 11 \cdot 10^3 \text{ cal/g}$:

1 g de nafta libera/ $11 \cdot 10^3 \text{ cal}$

$$40 \cdot 10^7 \text{ cal} \cdot 1 \text{ g} / 11 \cdot 10^3 \text{ cal} = 3,63 \cdot 10^4 \text{ g}$$



Ejercicio resuelto

Para calentar 800 g de una sustancia de 0 °C a 60° C fueron necesarias 4.000 cal. Determine el calor específico y la capacidad térmica de la sustancia.

Resolución

Unidades:

$$m = 800 \text{ g}$$

$$t_0 = 0^\circ\text{C}$$

$$t_f = 60^\circ\text{C}$$

$$Q = 4000 \text{ Cal}$$

$$Q_{\text{ganado}} = m \cdot C_e \cdot \Delta t$$

$$4000 \text{ Cal} = 800 \text{ g} \cdot C_e \cdot (60 - 0)^\circ\text{C}$$

$$4000 \text{ Cal} = 48000 \text{ g} \cdot ^\circ\text{C} \cdot C_e$$

$$C_e = 4000 \text{ Cal} / 48000 \text{ g} \cdot ^\circ\text{C}$$

$$C_e = 0,08 \text{ Cal} / (\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$$

En lo referente a la capacidad térmica:

$$C_{\text{térmica}} = \Delta Q / \Delta T$$

$$C_{\text{térmica}} = 4000 \text{ cal} / (60 - 0)^\circ\text{C} = 66,7 \text{ cal}/^\circ\text{C}$$

Ejercicio resuelto

¿Cuál es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 200 g de cobre de 10 °C a 80 °C?

Considere el calor específico del cobre igual a 0,093 cal /g °C.

Resolución

Unidades:

$$m = 200 \text{ g}$$

$$t_o = 10^\circ\text{C}$$

$$t_f = 80^\circ\text{C}$$

$$C_e = 0,093 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$$

$$Q_{\text{ganado}} = m \cdot C_e \cdot \Delta t$$

$$Q_{\text{ganado}} = 200 \text{ g} \cdot [(0,093 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C})) \cdot (80-10)^\circ\text{C}]$$

$$Q_{\text{ganado}} = 1302 \text{ cal}$$

Ejercicio resuelto

Considere un bloque de cobre de masa igual a 500 g a la temperatura de 20 °C. Siendo: $c_{\text{cobre}} = 0,093 \text{ cal /g } ^\circ\text{C}$.

Determine: a) la cantidad de calor que se debe ceder al bloque para que su temperatura aumente de 20 °C a 60 °C y b) ¿cuál será su temperatura cuando sean cedidas al bloque 10.000 cal?

Resolución

Unidades:

$$t_{o_{\text{Cu}}} = 20^\circ\text{C}$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

$$C_{eCu} = 0,093 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$$

$$t_f = 60^\circ\text{C}$$

$$m_{Cu} = 500 \text{ g}$$

a)

$$Q_{\text{ganado}} = m \cdot C_e \cdot \Delta t$$

$$Q_{\text{ganado}} = 500 \text{ g} \cdot 0,093 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (60-20)^\circ\text{C}$$

$$Q_{\text{ganado}} = 1860 \text{ cal}$$

b)

$$Q_{\text{ganado}} = m \cdot C_e \cdot \Delta t$$

$$10000 \text{ cal} = 500 \text{ g} \cdot 0,093 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (t_f - 20)^\circ\text{C}$$

$$10000 \text{ cal} = 46,5 \text{ cal} / ^\circ\text{C} \cdot (t_f - 20)^\circ\text{C}$$

$$10000 = 46,5 \cdot t_f \cdot (1 / ^\circ\text{C}) - 930$$

$$10000 = 46,5 \cdot t_f \cdot 1/^\circ\text{C} - 930$$

$$(10000 + 930)^\circ\text{C} = 46,5 \cdot t_f$$

$$10930^\circ\text{C} = 46,5 \cdot t_f$$

$$t_f = 10930^\circ\text{C} / 46,5 = 235,05 ^\circ\text{C}$$

Ejercicio resuelto

Un bloque de 300 g de hierro se encuentra a 100 °C. ¿Cuál será su temperatura cuando se retiren de él 2.000 cal?

Sabiendo que: $c_{\text{hierro}} = 0,11 \text{ cal /g } ^\circ\text{C}$.

Resolución

Unidades:

$$m = 300 \text{ g}$$

$$t_0 = 100^\circ\text{C}$$

$$Q = - 2000 \text{ cal}$$

$$C_e = 0,11 \text{ cal/(g} \cdot ^\circ\text{C)}$$

$$Q_{\text{cedido}} = m \cdot C_e \cdot \Delta t$$

$$-2000 \text{ cal} = 300 \text{ g} \cdot 0,11 \text{ cal/(g} \cdot ^\circ\text{C)} (t_f - t_0) ^\circ\text{C}$$

$$-2000 = 33 \cdot (1/^\circ\text{C)} (t_f - 100) ^\circ\text{C}$$

$$-2000 = 33 t_f (1/^\circ\text{C}) - 3300$$

$$-2000 + 3300 = 33 t_f (1/^\circ\text{C)}$$

$$1300 ^\circ\text{C} = 33 t_f$$

$$t_f = 1300 ^\circ\text{C}/33 = 39,39 ^\circ\text{C}$$

Ejercicio resuelto

Sean 400 g de hierro a la temperatura de 8 °C. Determine su temperatura después de haber cedido 1.000 cal. Sabiendo que: $c_{\text{hierro}} = 0,11 \text{ cal /g } ^\circ\text{C}$.

Resolución

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

Unidades:

$$m = 400 \text{ g}$$

$$T_o = 8^\circ\text{C}$$

$$Q = - 1000 \text{ cal}$$

$$C_e = 0,11 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$$

$$Q = m \cdot C_e \cdot \Delta t$$

$$-1000 \text{ cal} = 400 \text{ g} \cdot 0,11 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (t_f - 8^\circ\text{C})$$

$$-1000 = 400 \cdot (1/^\circ\text{C}) \cdot (t_f - 8^\circ\text{C})$$

$$-1000 = 400 \cdot t_f \cdot (1/^\circ\text{C}) - 3200$$

$$(-1000 + 3200) ^\circ\text{C} = 400 \cdot t_f$$

$$t_f = 2200 ^\circ\text{C}/400 = 5,5 ^\circ\text{C}$$

Ejercicio resuelto

Para calentar 600 g de una sustancia de 10 °C a 50 °C fueron necesarias 2.000 cal. Determine el calor específico y la capacidad térmica de la sustancia.

Resolución

Unidades:

$$m = 600 \text{ g}$$

$$t_o = 10^\circ\text{C}$$

$$t_f = 50^\circ\text{C}$$

$$Q = 2000 \text{ cal}$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

$$Q = m \cdot C_e \cdot \Delta t$$

$$2000 \text{ cal} = 600 \text{ g} \cdot C_e \cdot (50 - 10)^\circ\text{C}$$

$$2000 \text{ cal} = 2400 \text{ g} \cdot C_e \cdot ^\circ\text{C}$$

$$C_e = 2000 \text{ cal} / (2400 \text{ g} \cdot ^\circ\text{C})$$

$$C_e = 4,16 \cdot 10^{-5} \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$$

$$C_{\text{t\u00e9rmica}} = \Delta Q / \Delta t$$

$$C_{\text{t\u00e9rmica}} = 2000 \text{ cal} / (50-10)^\circ\text{C} = 50 \text{ cal}/^\circ\text{C}$$

Ejercicio resuelto

¿Cuál es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 300 g de cobre de 20 °C a 60 °C?. Siendo: $c_{\text{cobre}} = 0,093 \text{ cal /g } ^\circ\text{C}$.

Resolución

Unidades:

$$m = 300 \text{ g}$$

$$t_o = 20^\circ\text{C}$$

$$t_f = 60^\circ\text{C}$$

$$C_e = 0,093 \text{ cal} / (\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$$

$$Q = m \cdot C_e \cdot \Delta t$$

$$Q = 300 \text{ g} \cdot 0,093 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (60 - 20)^\circ\text{C}$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

$$Q = 1116 \text{ cal}$$

Ejercicio resuelto

Queremos enfriar un recipiente de metal mediante la adición de 2 litros de agua. El recipiente tenía una temperatura inicial de 80°C y queremos que pase a 25°C . El recipiente una masa de 750 g. y la temperatura del agua es de 10°C . Determinar el calor específico del metal del recipiente.

Dato: Calor específico del agua = $4180 \text{ J}/(\text{kg} \cdot ^{\circ}\text{C})$.

Resolución

Unidades

$$V_{\text{agua}} = 2 \text{ L}$$

$$t_{\text{recipiente}} = 80^{\circ}\text{C}$$

$$t_{\text{recipiente}} = 25^{\circ}\text{C}$$

$$m_{\text{recipiente}} = 750 \text{ g} \cdot (1 \text{ Kg}/1000 \text{ g}) = 0,750 \text{ Kg}$$

$$t_{\text{agua}} = 10^{\circ}\text{C}$$

$$d_{\text{agua}}: 1 \text{ g} / \text{cm}^3$$

$$t^{\circ}e = 25^{\circ}$$

$$80^{\circ}\text{C} > t^{\circ}e > 10^{\circ}\text{C}$$

$$d_{\text{agua}} = m_{\text{agua}}/v_{\text{agua}}$$

$$m = d \cdot V = 1 \text{ g} / \text{cm}^3 \cdot 2 \text{ L} \cdot 1000 \text{ cm}^3 / 1 \text{ L} = 2000 \text{ g}$$

$$= 2000 \text{ g} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = 2 \text{ Kg de agua}$$

$$-Q_{\text{cedido metal}} = Q_{\text{ganado agua}}$$

$$[-(m_{\text{metal}} \cdot C_{\text{metal}} (t_e - t_{\text{metal}}))] = m_{\text{agua}} \cdot C_{\text{agua}} \cdot (t_e - t_{\text{agua}})$$

$$[-(0,750 \text{ Kg} \cdot C_{\text{metal}} \cdot (25 - 80)^{\circ}\text{C}) =$$

$$= 2 \text{ Kg} \cdot 4180 \text{ J} / \text{Kg} \cdot ^{\circ}\text{C} \cdot (25 - 10)^{\circ}\text{C}$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

$$41,25 C_{e_{\text{metal}}} \text{ Kg} \cdot ^\circ\text{C} = 125400 \text{ J}$$

$$C_{e_{\text{metal}}} = 125400 \text{ J} / 41,25 \text{ Kg} \cdot ^\circ\text{C}$$

$$C_{e_{\text{metal}}} = 125400/41,25 \text{ (J / Kg} \cdot ^\circ\text{C)} = 3040 \text{ J / Kg} \cdot ^\circ\text{C}$$

Ejercicio resuelto

En un calorímetro que contiene 1,5 Kg de agua a 20°C introducimos un trozo de cobre de masa 0,75 Kg que está a una temperatura de 90°C. Una vez alcanzado el equilibrio térmico, la temperatura que marca el termómetro del calorímetro es 25°C. El calorímetro y todos los instrumentos necesarios ganan la misma cantidad de calor que 750 g de agua (equivalente en agua del calorímetro). Calcular el calor específico del cobre. El calor específico del agua es 4180 J/kg.°C

Resolución

Unidades:

$$m_{\text{agua}} = 1,5 \text{ Kg}$$

$$t_{\text{agua}} = 20^\circ\text{C}$$

$$m_{\text{cobre}} = 0,75 \text{ Kg}$$

$$t_{\text{cobre}} = 90^\circ\text{C}$$

$$t_e = 25^\circ\text{C}$$

$$E_{q_{\text{enagua}}} = 750 \text{ g} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = 0,750 \text{ Kg}$$

$$C_{e_{\text{agua}}} = 4180 \text{ J/Kg} \cdot ^\circ\text{C}$$

$$C_{e_{\text{cobre}}} = ?$$

Resolución

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

Según los datos podemos afirmar que el cobre cede calor al agua. Recordar:

$$-Q_{\text{cedido}} = Q_{\text{ganado}}$$

$$-m_{\text{cobre}} \cdot C_{e_{\text{cobre}}} \cdot \Delta t_{\text{cobre}} = m_{\text{agua}} \cdot C_{e_{\text{agua}}} \cdot \Delta t_{\text{agua}} + E_q \cdot C_{e_{\text{agua}}} \cdot \Delta t_{\text{agua}}$$

$$-0,75 \text{ Kg} \cdot C_{e_{\text{cobre}}} \cdot (t_e - t_{o_{\text{cobre}}}) = 1,5 \text{ Kg} \cdot 4180 \text{ J}/(\text{Kg} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (t_e - t_{o_{\text{agua}}})^\circ\text{C} + \\ + 0,750 \text{ Kg} \cdot 4180 \text{ J}/(\text{Kg} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (t_e - t_{o_{\text{agua}}})^\circ\text{C}$$

$$-0,75 \text{ Kg} \cdot C_{e_{\text{cobre}}} \cdot (25 - 90)^\circ\text{C} = 1,5 \text{ Kg} \cdot 4180 \text{ J}/(\text{Kg} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (25 - 20)^\circ\text{C} + \\ + 0,750 \text{ Kg} \cdot 4180 \text{ J}/(\text{Kg} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (25 - 20)^\circ\text{C}$$

$$82,5 \cdot C_{e_{\text{cobre}}} \cdot \text{Kg} \cdot ^\circ\text{C} = 31350 \text{ J} + 15675 \text{ J}$$

$$82,5 \cdot C_{e_{\text{cobre}}} \cdot \text{Kg} \cdot ^\circ\text{C} = 47025 \text{ J}$$

$$C_{e_{\text{cobre}}} = 47025 \text{ J} / (82,5 \text{ Kg} \cdot ^\circ\text{C}) = 570 \text{ J}/(\text{Kg} \cdot ^\circ\text{C})$$

Ejercicio resuelto

Mezclamos 1500 g de agua a 20°C con un trozo de cobre de masa 75 g a una temperatura de 90°C. Calcula la temperatura final de la mezcla.

DATOS: $C_{e_{\text{agua}}} = 4180 \text{ J}/\text{Kg} \cdot ^\circ\text{C}$; $C_{e_{\text{Cu}}} = 390 \text{ J}/\text{Kg} \cdot ^\circ\text{C}$.

Resolución

Para acelerar la resolución de los ejercicios omitiremos las unidades. Para poder hacer esto, debéis comprobar que trabajamos con todas las magnitudes en el mismo S.I.

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

Unidades:

$$m_{\text{agua}} = 1500 \text{ g} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = 1,5 \text{ Kg}$$

$$t_{\text{agua}} = 20^{\circ}\text{C}$$

$$m_{\text{cobre}} = 75 \text{ g} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = 0,075 \text{ Kg}$$

$$t_{\text{cobre}} = 90^{\circ}\text{C}$$

$$C_{e_{\text{agua}}} = 4180 \text{ J/Kg} \cdot ^{\circ}\text{C}$$

$$C_{e_{\text{cobre}}} = 390 \text{ J/(Kg} \cdot ^{\circ}\text{C)}$$

En los Equilibrios térmicos se cumple:

$$-Q_{\text{cedido}} = Q_{\text{ganado}}$$

El cobre cede calor al agua puesto que está a mayor temperatura.

$$-m_{\text{cobre}} \cdot C_{e_{\text{cobre}}} \cdot \Delta t = m_{\text{agua}} \cdot C_{e_{\text{agua}}} \cdot \Delta t$$

$$-0,075 \cdot 390 \cdot (t_e - t_{\text{cobre}}) = 1,5 \cdot 4180 \cdot (t_e - t_{\text{agua}})$$

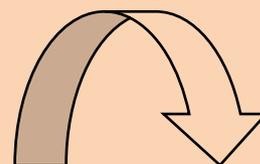
$$-29,25 \cdot (t_e - 90) = 6299,25 (t_e - 20)$$

$$-29,25 t_e + 2632,5 = 6299,25 t_e - 125985$$

$$2632,5 + 125985 = 6299,25 t_e + 29,25 t_e$$

$$128617,5 = 6328,5 t_e$$

$$t_e = 128617,5 / 6328,5 = 20,32^{\circ}\text{C}$$



Ejercicio resuelto

Un calorímetro de cobre de 80 g contiene 62 gramos de un líquido a 20°C. En el calorímetro es colocado un bloque de aluminio de masa 180 g a 40°C. Sabiendo que la temperatura de equilibrio es de 28°C, determinar el calor específico del líquido.

DATOS: $C_{e_{Cu}} = 0,092 \text{ cal /g} \cdot \text{oC}$ y $C_{e_{Al}} = 0,217 \text{ cal /g} \cdot \text{°C}$

Resolución

Suponiendo que en el calorímetro **el cobre y el líquido** se encuentren en equilibrio térmico con **el aluminio** y sabiendo que el aluminio cederá calor al conjunto **calorímetro-líquido**, podemos escribir:

$$-Q_{cedidoaluminio} = Q_{ganadocobre} + Q_{ganadolíquido}$$

$$-m_{aluminio} \cdot C_{e_{aluminio}} \cdot \Delta t = m_{cobre} \cdot C_{e_{cobre}} \cdot \Delta t + m_{agua} \cdot C_{e_{agua}} \cdot \Delta t$$

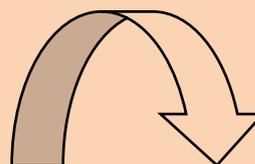
$$-180 \text{ g} \cdot 0,217 \text{ cal/(g} \cdot \text{°C)} (28 - 40) \text{°C} = 80 \text{g} \cdot 0,092 \text{ cal/(g} \cdot \text{°C)} \cdot (28 - 20) \text{°C} + 62 \text{ g} \cdot C_{e_{líquido}} \cdot (28 - 20) \text{°C}$$

$$468,72 \text{ cal} = 58,88 \text{ cal} + 496 \cdot C_{e_{líquido}} \text{ g} \cdot \text{°C}$$

$$409,84 \text{ cal} = 496 \cdot C_{e_{líquido}} \text{ g/°C}$$

$$C_{e_{líquido}} = 409,84 \text{ cal} / (496 \text{ g} \cdot \text{oC)}$$

$$C_{e_{líquido}} = 0,826 \text{ cal} / (\text{g} \cdot \text{°C)}$$



Ejercicio resuelto

Un calorímetro de cobre de 60 g contiene 25 g de agua a 20 °C. En el calorímetro es colocado un pedazo de aluminio de masa 120 g a 60 °C. Siendo los calores específicos del cobre y del aluminio, respectivamente iguales a 0,092 cal /g °C y 0,217 cal /g °C; determine la temperatura de equilibrio térmico.

DATO: $C_{e_{\text{agua}}} = 1 \text{ cal} / (\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$

Resolución

No puedo considerar los 60 g de cobre como Equivalente en agua del calorímetro puesto que nos proporcionan el C_e del cobre.

El aluminio cederá calor al calorímetro y al agua por tener la mayor temperatura. Debemos suponer que el cobre del calorímetro y el agua se encuentran a igual temperatura. Podemos escribir:

$$-Q_{\text{cedidoaluminio}} = Q_{\text{ganado calorímetro}} + Q_{\text{ganadoagua}}$$

$$-120 \text{ g} \cdot 0,217 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) (t_e - 60^\circ\text{C}) = 60 \text{ g} \cdot 0,092 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (t_e - 20^\circ\text{C}) + 25 \text{ g} \cdot 1 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) (t_e - 20^\circ\text{C})$$

$$-26,4 t_e + 1562,4 = 5,52 t_e - 110,4 + 25 t_e - 500$$

$$-26,4 t_e - 5,52 t_e - 25 t_e = - 110,4 - 500 - 1562,4$$

$$-56,92 t_e = - 2172,8$$

$$t_e = -2172,8 / -56,92 = 38,1 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Ejercicio resuelto

Un calorímetro de equivalente en agua igual a 9 g contiene 80 g de agua a 20 °C. Un cuerpo de masa 50 g a 100 °C es colocado en el interior del calorímetro. La temperatura de equilibrio térmico es de 30 °C. Determine el calor específico del cuerpo.

Resolución

El cuerpo cederá calor al resto de los componentes del sistema:

$$-Q_{\text{cedido cuerpo}} = Q_{\text{ganado agua}} + Q_{\text{ganado calorímetro}}$$

$$-50 \text{ g} \cdot C_{e\text{cuerpo}} \cdot (30 - 100)^{\circ}\text{C} = 80 \text{ g} \cdot 1 \text{ cal}/(\text{g}\cdot^{\circ}\text{C}) \cdot (30 - 20)^{\circ}\text{C} + 9 \text{ g} \cdot 1 \text{ cal}/(\text{g}\cdot^{\circ}\text{C}) \cdot (30 - 20)^{\circ}\text{C}$$

$$-1500 \text{ g} \cdot ^{\circ}\text{C} \cdot C_{e\text{cuerpo}} + 5000 \text{ g} \cdot ^{\circ}\text{C} = 800 \text{ cal} + 90 \text{ cal}$$

$$(-1500 + 5000) \text{ g} \cdot ^{\circ}\text{C} \cdot C_{e\text{cuerpo}} = 890 \text{ cal}$$

$$3500 \text{ g} \cdot ^{\circ}\text{C} \cdot C_{e\text{cuerpo}} = 890 \text{ cal}$$

$$C_{e\text{cuerpo}} = 890 \text{ cal} / 3500 \text{ g} \cdot ^{\circ}\text{C}$$

$$C_{e\text{cuerpo}} = 0,254 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C})$$

Ejercicio resuelto

Se derrama en el interior de un calorímetro 150 g de agua a 35 °C. Sabiendo que el calorímetro contenía inicialmente 80 g de agua a 20 °C y que la temperatura de equilibrio térmico es de 26 °C. Determine el equivalente en agua del calorímetro.

DATO: $C_{e\text{agua}} = 4180 \text{ J} / (\text{Kg} \cdot ^{\circ}\text{C})$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

Resolución

Unidades:

$$m_{\text{agua}} = 150 \text{ g}$$

$$t_{\text{agua}} = 35^{\circ}\text{C}$$

$$m_{\text{aguacalorímetro}} = 80 \text{ g}$$

$$t_{\text{aguacalorímetro}} = 20^{\circ}\text{C}$$

$$t_e = 26^{\circ}\text{C}$$

El calor cedido por el agua añadida al calorímetro lo toman el agua del calorímetro y el propio calorímetro. De tal forma:

$$-Q_{\text{cedidoagua}} = Q_{\text{ganadoagua}} + Q_{\text{ganadocalorímetro}}$$

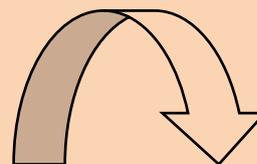
$$m_{\text{agua}} \cdot C_{e_{\text{agua}}} \cdot (t_e - t_{\text{agua}}) = m_{\text{agua}} \cdot C_{e_{\text{agua}}} (t_e - t_{\text{agua}}) + E_q \cdot C_{e_{\text{agua}}} \cdot (t_e - t_{\text{calorímetro}})$$

El m_{agua} del calorímetro y el calorímetro se encuentran a la misma temperatura inicial:

$$-150 \text{ g} \cdot 4180 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C}) \cdot (26 - 35)^{\circ}\text{C} = 80 \text{ g} \cdot 4180 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C}) \cdot (26 - 20)^{\circ}\text{C} + E_q \cdot 4180 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C}) \cdot (26 - 20)^{\circ}\text{C}$$

$$-3900 + 5250 = 480 + 6 \cdot E_q$$

$$E_q = 145 \text{ g de H}_2\text{O}$$



3.1.3.- Cambios de Estado

Se dijo que cuando existe un intercambio de energía, éste se puede utilizar:

- a) Para producir una variación de temperatura del Sistema
- b) Un cambio de Estado del Sistema
- c) Las dos cosas a la vez

Vamos a estudiar conjuntamente: **Cambio de temperatura más cambio de Estado.**

Cambios de estado

Cambio de Estado

<http://teleformacion.edu.aytolacoruna.es/FISICA/document/fisicaInteractiva/Calor/CambioEstado/cambioEstado.htm>

Estados de agregación de la materia. Cambios de Estado

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/estados/cambios.htm

Cambios de Estado

http://www.quimicaweb.net/grupo_trabajo_fyq3/tema2/index2.htm

Supongamos que tenemos una muestra de agua en estado **sólido** (hielo) a la que le suministramos calor:

. **En el estado sólido las partículas** están ordenadas y se mueven oscilando alrededor de sus posiciones de equilibrio. A medida que calentamos el agua, las partículas ganan energía y

se mueven más deprisa, pero conservan sus posiciones.

. Cuando la temperatura alcanza el punto de fusión (0°C) la velocidad de las partículas es lo suficientemente alta para que algunas de ellas puedan vencer las fuerzas de atracción del estado sólido y abandonan las posiciones fijas que ocupan en la red cristalina. La estructura cristalina se va desmoronando poco a poco. Durante todo el proceso de fusión del hielo la temperatura se mantiene constante.

. En el estado líquido las partículas están muy próximas, moviéndose con libertad y de forma desordenada. A medida que calentamos el líquido, las partículas se mueven más rápido y la temperatura aumenta. En la superficie del líquido se da el proceso de vaporización, algunas partículas tienen la suficiente energía para escapar. Si la temperatura aumenta, el número de partículas que se escapan es mayor, es decir, el líquido se evapora más rápidamente.

. Cuando la temperatura del líquido alcanza el punto de ebullición, la velocidad con que se mueven las partículas es tan alta que el proceso de vaporización, además de darse en la superficie, se produce en cualquier punto del interior, formándose las típicas burbujas de vapor de agua, que suben a la superficie. En este punto la energía comunicada por la llama se invierte en lanzar a las partículas al estado gaseoso, y la temperatura del líquido no cambia (100°C).

. En el estado de vapor, las partículas de agua se mueven libremente, ocupando mucho más espacio que en estado líquido. Si calentamos el vapor de agua, la energía la absorben las partículas y ganan velocidad, por lo tanto la temperatura sube.

Estas etapas nos permiten definir el **Cambio de Estado** como el paso de un **estado de agregación** de la materia a otro como **consecuencia del aporte energético en forma de calor** y por lo tanto una modificación de la temperatura.

Existen varios cambios de estado:

.- Fusión: Es el paso de una sustancia de estado sólido a estado líquido. La temperatura a la que ocurre esto se llama Temperatura de Fusión o Punto de Fusión. **Mientras hay materia en estado sólido convirtiéndose en estado líquido, la temperatura no cambia, se mantiene constante.** Esta constancia en la temperatura es consecuencia de que toda la energía que se aporta en forma de calor se invierte en romper las uniones entre partículas y no en darle mayor velocidad.

.- Solidificación: Es el cambio de estado líquido a estado sólido. La temperatura a la que ocurre se le conoce como Punto de Fusión.

.- Vaporización: Es el cambio de estado líquido a estado gas. Se puede producir en dos formas: **Evaporación** y **Ebullición**. La Evaporación se produce sólo en la superficie del líquido y la Ebullición en todo el líquido y a una temperatura característica llamada Temperatura o Punto de Ebullición. **La temperatura de ebullición se mantendrá constante mientras exista líquido pasando a estado gas.**

.- Condensación: Es el cambio de estado gas a estado líquido. La temperatura a la que ocurre es el Punto de Ebullición.

.- **Sublimación**: Es el cambio de estado sólido a estado gas sin pasar por el estado líquido.

.- **Sublimación Inversa**: Es el cambio de estado gas a estado sólido sin pasar por el estado líquido.

De todo lo dicho la conclusión más importante radica en el hecho de que durante el proceso de un cambio de estado **la temperatura permanece constante**.

Para poder calcular la energía calorífica asociada a un cambio de estado no podemos utilizar la ecuación:

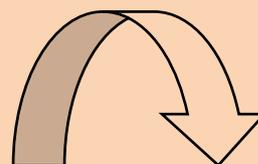
$$Q = m \cdot C_e \cdot (t_f - t_o)$$

Al ser constante la temperatura el factor $(t_f - t_o)$ valdría cero y **el aporte energético sería nulo**.

La energía necesaria para un cambio de estado depende de:

- a) De la masa a cambiar de estado.
- b) De la sustancia con la que trabajamos.

Cada sustancia tiene una magnitud característica que se conoce como **Calor Latente** que podemos definir como: **La energía requerida por una cantidad de sustancia para cambiar de estado de agregación, de sólido a líquido (Calor latente de fusión, L_F) o de líquido a gas (Calor latente de vaporización, L_V).**



EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

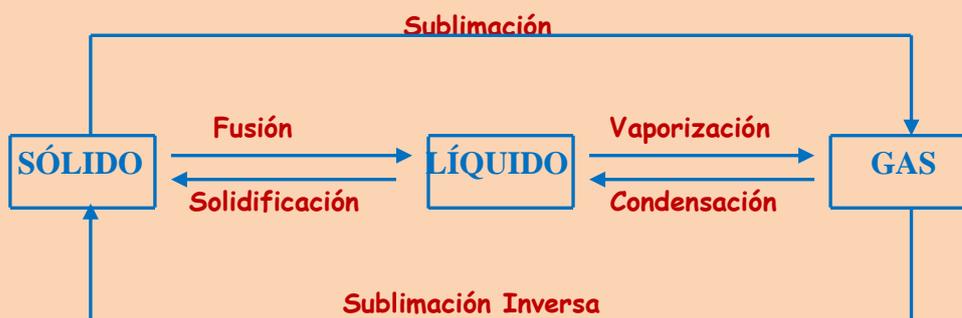
AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

La energía calorífica necesaria para un cambio de estado la podemos calcular mediante las ecuaciones:

Fusión: $Q_F = L_F \cdot m$

Vaporización: $Q_V = L_V \cdot m$

Veamos un croquis de los cambios de estado:



Ejercicio resuelto

Tenemos una muestra de 50 gramos de hielo, a -10°C , y queremos transformarla en vapor de agua a 140°C .

Determinar el calor necesario que debemos aportar al sistema y realizar una gráfica Temperatura - Tiempo.

DATOS: $C_{e_{\text{Hielo}}} = 2093 \text{ J/Kg.K}$; $C_{e_{\text{agua}}} = 4186$

J/Kg.K ; $C_{e_{\text{vaporagua}}} = 1840 \text{ J/Kg.K}$

$L_{F_{\text{Hielo}}} = 334 \cdot 10^3 \text{ J/Kg}$; $L_{V_{\text{agua}}} = 2260 \cdot 10^3 \text{ J/Kg.K}$

Resolución

Se trata de un ejercicio extremadamente largo pero abarca todas las posibilidades de los problemas de cambio de estado.

El ejercicio no se puede resolver en una sola etapa:

Hielo (-10°C) \rightarrow Vapor de agua 140°C

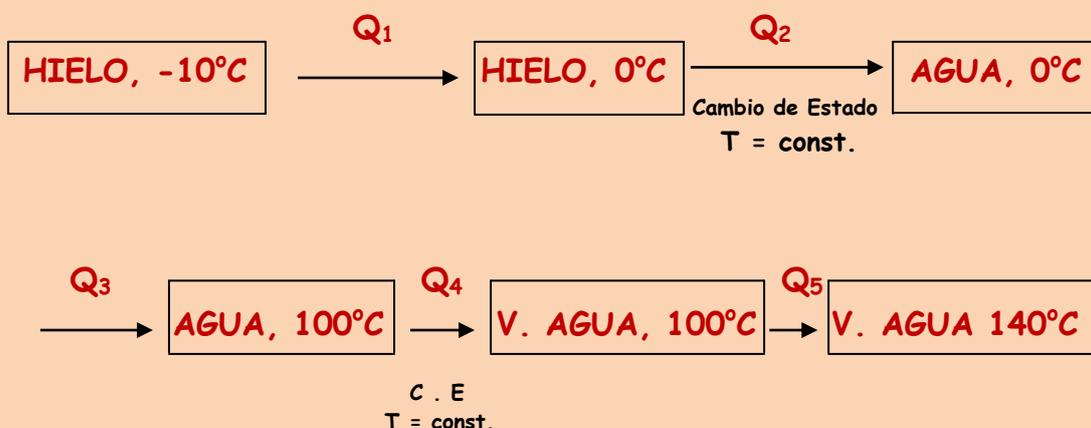
EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

En el proceso global existen cambios de estado lo que nos obliga a establecer varias etapas en el proceso:

$$m_{\text{hielo}} = 50 \text{ g} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = 0,05 \text{ Kg}$$

Supondremos que en todo el proceso no ha existido pérdida de masa y por lo tanto el 0,05 Kg será constante para cada una de las etapas.



El calor total de todo el proceso será igual:

$$Q_T = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5$$

En los calores específicos la temperatura Kelvin será sustituida por la $^{\circ}\text{C}$. No cometemos errores.

$$\begin{aligned} Q_1 &= m_{\text{Hielo}} \cdot c_{e_{\text{hielo}}} \cdot (T_f - T_o) = \\ &= 0,05 \text{ Kg} \cdot 2093 \text{ J/Kg} \cdot ^{\circ}\text{C} \cdot [0 - (-10)]^{\circ}\text{C} = \\ &= 1046,5 \text{ J} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} Q_2(\text{Cambio de Estado}) &= L_f \cdot m = 334 \cdot 10^3 \text{ J/Kg} \cdot 0,05 \text{ Kg} = \\ &= 16700 \text{ J} \end{aligned}$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

$$\begin{aligned} Q_3 &= m_{\text{agua}} \cdot C_{e_{\text{agua}}} \cdot (t_f - t_o) = \\ &= 0,05 \text{ Kg} \cdot 4186 \text{ J/Kg} \cdot ^\circ\text{C} \cdot (100 - 0) ^\circ\text{C} = 20930 \text{ J} \end{aligned}$$

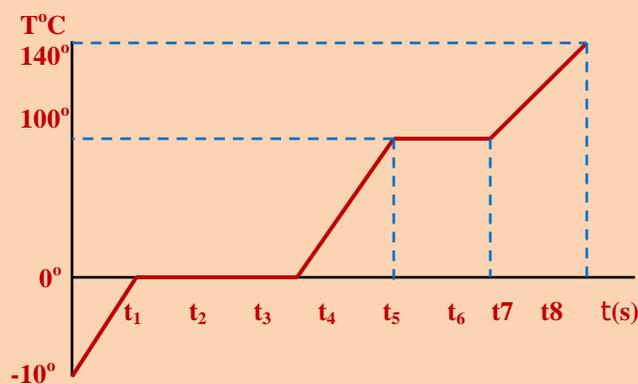
$$\begin{aligned} Q_4(\text{Cambio de Estado}) &= L_v \cdot m = \\ &= 2260 \cdot 10^3 \text{ J/Kg} \cdot 0,05 \text{ Kg} = 113000 \text{ J} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} Q_5 &= m_{\text{vaporagua}} \cdot C_{e_{\text{vaporagua}}} \cdot (t_f - t_o) = \\ &= 0,05 \text{ Kg} \cdot 1840 \text{ J/Kg} \cdot ^\circ\text{C} \cdot (140 - 100) ^\circ\text{C} = 3680 \text{ J} \end{aligned}$$

Luego:

$$\begin{aligned} Q_T &= 1046,5 \text{ J} + 16700 \text{ J} + 20930 \text{ J} + 113000 \text{ J} + 3680 \text{ J} = \\ &= 155356,5 \text{ J} \end{aligned}$$

En lo referente a la gráfica **Temperatura - tiempo**:



Ejercicio resuelto

¿Qué cantidad de calor absorberá un litro de agua que está a 18 °C y a presión normal para vaporizarse totalmente?.

Resolución

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

Unidades:

$$V_{\text{agua}} = 1 \text{ L}$$

$$d = m/V$$

$$m_{\text{agua}} = 1 \text{ g/ml} \cdot 1000 \text{ ml} = 1000 \text{ g} = 1 \text{ Kg}$$

$$t_{\text{oagua}} = 18^{\circ}\text{C}$$

$$l_v = 2260 \cdot 10^3 \text{ J/Kg}$$

$$t_{\text{fagua}} = 100^{\circ}\text{C}$$

$$C_{e\text{agua}} = 4180 \text{ J/(Kg} \cdot ^{\circ}\text{C)}$$



$$Q_T = Q_1 + Q_2 = m \cdot C_e \cdot \Delta t + L_v \cdot m_{\text{agua}}$$

$$Q_T = 1 \text{ Kg} \cdot 4180 \text{ J/(Kg} \cdot ^{\circ}\text{C}) \cdot (100 - 18)^{\circ}\text{C} + 2260 \cdot 10^3 \text{ J/Kg} \cdot 1 \text{ Kg} =$$

$$= 342760 \text{ J} + 2260000 \text{ J} =$$

$$= 2602760 \text{ J} \cdot 0,24 \text{ cal/1 J} \cdot 1 \text{ Kcal/1000 cal} =$$

$$= 624,66 \text{ Kcal}$$

Ejercicio resuelto

Calcular la cantidad de zinc que se podrá fundir con 18 kcal.

Respuesta: 782,2 g

Resolución

$$L_{f\text{Zn}} = 24 \text{ cal/g}$$

$$Q = 18 \text{ Kcal} \cdot 1000 \text{ cal} / 1 \text{ Kcal} = 18000 \text{ cal}$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

Recordemos que en un cambio de estado:

$$Q = Lf_{Zn} \cdot m_{Zn}$$

$$m_{Zn} = Q / Lf_{Zn} = 18000 \text{ cal} / (24 \text{ cal/g}) = 750 \text{ g Zn}$$

Ejercicio resuelto

Se desea fundir 200 g de cinc que está a 22 °C y se entregan 25 kcal. ¿Se fundirá totalmente?, ¿qué masa de cinc faltará fundir?.

Respuesta: 83,1 g

Resolución

Unidades:

$$m_{Zn} = 200 \text{ g}$$

$$t_{0Zn} = 22 \text{ °C}$$

$$Q = 25 \text{ Kcal} \cdot 1000 \text{ cal} / 1 \text{ Kcal} = 25000 \text{ cal}$$

$$Lf_{Zn} = 24 \text{ cal/g}$$

$$C_{eZn} = 390 \text{ J/(Kg} \cdot \text{°C)} \cdot 0,24 \text{ cal} / 1 \text{ J} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = \\ = 0,093 \text{ cal/(g} \cdot \text{°C)}$$

$$t_{fZn} = 420\text{°C}$$

La fundición del cinc se producirá en dos etapas:

1ª Pasar el Zn de 22°C a 420°C

2ª Fundir el Zn sólido mediante un cambio de estado



El calor total necesario será:

$$Q_T = Q_1 + Q_2$$

$$\begin{aligned} Q_T &= m \cdot C_e \cdot \Delta t + L_f \cdot m = \\ &= 200 \cdot 0,093 \cdot (420 - 22) + 24 \cdot 200 = \\ &= 7402,8 \text{ cal} + 4800 \text{ cal} = \mathbf{12202,8 \text{ cal}} \end{aligned}$$

Para fundir los 200 g de Zn nos hacen falta 12202,8 cal.
Como nos aportan 25000 cal, **tenemos energía suficiente para fundir todo el Zn.**

Ejercicio resuelto

¿Qué cantidad de calor absorbe una masa de hielo de 200 kg que está a 0 °C para fundirse totalmente?.

Resolución

Unidades:

$$m_{\text{hielo}} = 200 \text{ Kg} \cdot 1000 \text{ g} / 1 \text{ Kg} = 200000 \text{ g}$$

$$t_0 = 0^\circ\text{C}$$

$$L_f = (334 \cdot 10^3 \text{ J/Kg}) \cdot (0,24 \text{ cal/1J}) \cdot 1 \text{ Kg}/1000 \text{ g} = 80,16 \text{ cal/g}$$

Recordar que en un cambio de estado:

$$Q = L_f \cdot m$$

$$\begin{aligned} Q &= 80,16 \text{ cal/g} \cdot 200000 \text{ g} = \\ &= 16032000 \text{ cal} \cdot 1 \text{ Kcal}/1000 \text{ cal} = \mathbf{16032 \text{ Kcal}} \end{aligned}$$

Ejercicio resuelto

Calcular la cantidad de calor que absorberá 200 g de hielo que está a

8 °C para pasar a agua a 20 °C.

Resolución

Unidades:

$$m_{\text{hielo}} = 200 \text{ g}$$

$$t_{\text{hielo}} = -8^{\circ}\text{C}$$

$$t_f = 20^{\circ}\text{C}$$

$$L_{f_{\text{Hielo}}} = 334 \cdot 10^3 \cancel{\text{ J/Kg}} \cdot 0,24 \cancel{\text{ cal/1 J}} \cdot 1 \cancel{\text{ Kg/1000 g}} = 80,16 \text{ cal/g}$$

$$C_{e_{\text{Hielo}}} = 0,5 \text{ cal/g} \cdot ^{\circ}\text{C}$$

$$C_{e_{\text{agua}}} = 1 \text{ cal/g} \cdot ^{\circ}\text{C}$$

Los pasos a seguir son:



$$Q_T = Q_1 + Q_2 + Q_3$$

$$Q_T = m_{\text{hielo}} \cdot C_{e_{\text{hielo}}} \cdot \Delta t + L_f \cdot m_{\text{hielo}} + m_{\text{agua}} \cdot C_{e_{\text{agua}}} \cdot \Delta t$$

$$Q_T = 200 \cdot 0,5 \cdot [(-8) - 0] + 80,16 \cdot 200 + 200 \cdot 1 \cdot (20 - 0)$$

$$Q_T = -800 + 16032 + 400 = 15632 \cancel{\text{ cal}} \cdot 1 \text{ Kcal} / 1000 \cancel{\text{ cal}} = 15,632 \text{ Kcal}$$

Ejercicio resuelto

Si 300 g de agua ($L_v = 540 \text{ cal/g}$) están a $100 \text{ }^\circ\text{C}$ y presión normal, ¿qué cantidad de calor será necesaria para vaporizarlos?.

Resolución

En un cambio de estado:

$$Q = L_v \cdot m$$

Luego:

$$Q = 540 \text{ cal/g} \cdot 300 \text{ g} = 162000 \text{ cal} \cdot 1 \text{ Kcal}/1000 \text{ cal} = \\ = 162 \text{ Kcal}$$

Ejercicio resuelto

¿Qué cantidad de aluminio se podrá fundir con 20 kcal si aquel está a temperatura de fusión?.

Resolución

Unidades:

$$L_{f_{Al}} = 322 \cdot 10^3 \text{ J/Kg} \cdot 0,24 \text{ cal} / 1 \text{ J} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = \\ = 77,28 \text{ cal/g}$$

En un cambio de estado:

$$Q = L_f \cdot m_{Al}$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

$$20000 = 77,28 \cdot m_{Al}$$

$$m_{Al} = 258,97 \text{ g}$$

Ejercicio resuelto

Se tiene una barra de cobre de 800 g que está a 18 °C, ¿se fundirá totalmente si se le entregan 80 kcal?

Resolución

Unidades:

$$m_{Cu} = 800 \text{ g}$$

$$t_{o_{Cu}} = 18^{\circ}\text{C}$$

$$t_{f_{Cu}} = 1083^{\circ}\text{C}$$

$$L_{f_{Cu}} = 214 \cdot 10^3 \text{ J/Kg} \cdot 0,24 \text{ cal/1 J} \cdot 1 \text{ Kg/1000 g} = \\ = 51,36 \text{ cal/g}$$

$$Q = 80 \text{ Kcal} \cdot 1000 \text{ cal / 1 Kcal} = 80000 \text{ cal}$$

$$C_{e_{Cu}} = 387 \text{ J/Kg} \cdot ^{\circ}\text{C} \cdot 0,24 \text{ cal/1 J} \cdot 1 \text{ Kg/1000 g} = \\ = 0,093 \text{ cal/g} \cdot ^{\circ}\text{C}$$

La cantidad de energía necesaria para fundir todo el cobre es:



$$Q_T = Q_1 + Q_2$$

$$Q_T = m \cdot C_e \cdot \Delta t + L_f \cdot m$$

$$Q_T = 800 \cdot 0,093 \cdot (1083 - 18) + 51,36 \cdot 800 = \\ = 79236 \text{ cal} + 41088 \text{ cal} = 120324 \text{ cal}$$

Como nos suministran 80000 cal **NO PODEMOS FUNDIR TODO EL COBRE.**

Ejercicio resuelto

¿Qué masa de cobre se habrá fundido en el caso del problema anterior?.

Resolución

$$Q_T = Q_1 + Q_2$$

$$80000 = 79236 + 51,36 \cdot m_{Cu}$$

$$m_{Cu} = 14,87 \text{ g de Cu}$$

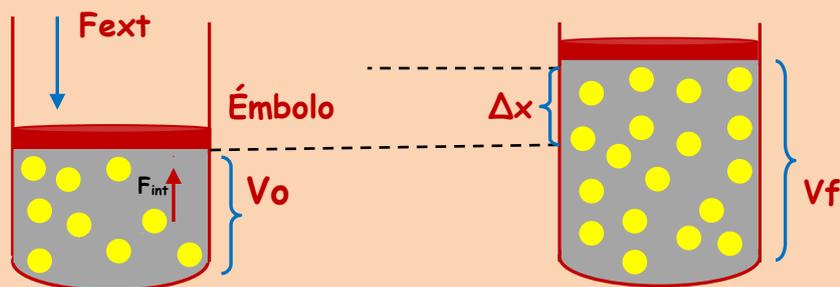
3.2.- Relación Calor - Trabajo

Calor y trabajo son dos tipos de energía en tránsito, es decir, energía que pasa de un cuerpo a otro. La principal diferencia entre ambas es la forma **en la que se transfieren**. El calor se transfiere entre dos cuerpos que tienen **diferente temperatura**. El trabajo se transfiere cuando entre dos cuerpos **se realizan fuerzas** que provocan desplazamientos.

El calor se transfiere a través de un **vínculo térmico** (diferencia de temperatura). El trabajo se transfiere a través de un **vínculo mecánico** (fuerzas y desplazamientos).

Vamos a estudiar el **trabajo** asociado a la **expansión** de un **sistema** en estado **gas**.

Tenemos un recipiente cilíndrico con un émbolo que puede deslizarse dentro del recipiente sin rozamiento:



El gas al expandirse ha aumentado su altura en un valor de Δx y ha tenido que **ejercer una fuerza** contra la **fuerza exterior**. El **trabajo** es realizado por la F_{ext} .

$$W = F_{ext} \cdot \Delta x$$

La F_{ext} depende del valor de la presión exterior. Todos sabemos que:

$$P_{ext} = F_{ext}/S$$

De donde:

$$F_{ext} = P_{ext} \cdot S \cdot \Delta x$$

$S \cdot \Delta x = \Delta V$. Aumento de volumen experimentado por el gas en expansión. Nos queda:

$$W = P \cdot \Delta V$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

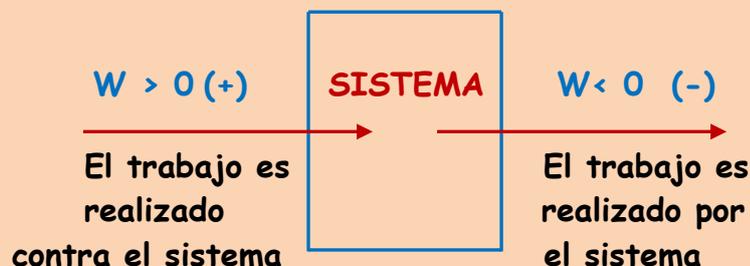
Por otra parte la **fuerza exterior** tiene **sentido contrario** a la **Finterior** que ejerce el gas. La ecuación última nos queda de la forma:

$$W = - P \cdot \Delta V$$

Se establece un criterio de signos en base a que los gases se pueden **expandir por sí solos** pero nunca **se pueden comprimir por ellos mismos**. El criterio seguido es:

$W > 0$ Para cuando el gas se comprime. **El trabajo se realiza contra el sistema**. El trabajo desarrollado por la **Fext** queda **almacenado en el sistema (gas)**. Esta es la razón del por qué el Trabajo es Positivo.

$W < 0 \rightarrow V_f < V_o \rightarrow \Delta V < 0$. Para cuando el gas se expande. **El trabajo lo ha realizado el sistema**. El **Sistema pierde energía** razón por la cual el trabajo es negativo.



Según la ecuación del trabajo en expansión:

$$W = - P \cdot \Delta V$$

Si nos olvidamos del signo negativo las unidades de este trabajo de expansión y, en forma general para cualquier trabajo relacionado con expansión y compresión de un gas, las unidades del trabajo son:

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

$$[W] = \text{Atm. Litro}$$

Recordemos que la unidad de trabajo en el S.I. es el **Julio**.

Vamos a demostrar que entre **Atm. Litro** y el **Julio** existe una relación:

Recordemos:

$$1 \text{ Atm} = 101300 \text{ N/m}^2$$

$$1 \text{ Litro} = 1 \text{ dm}^3 \cdot 1 \text{ m}^3/1000 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3.$$

$$1 \text{ Atm. Litro} = 101300 \text{ N/m}^2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 =$$

$$= 101,3 \text{ N} \cdot \text{m} = 101,3 \text{ Julios}$$

Luego el producto:

Atm . Litro es unidad de Trabajo

Ejercicio resuelto

Un gas se encuentra en un cilindro a una presión de 10 Pa.

- Calcular el trabajo que realiza el gas si se expande desde un volumen inicial de 1 m^3 a un volumen final de 3 m^3 manteniendo la presión constante.
- Idem si el gas se comprime desde un volumen de 1 m^3 a un volumen final de $0,5 \text{ m}^3$.

Resolución

a)

Trabajo realizado:

$$W = - P \cdot (V_f - V_0)$$

Me dicen que: $P = 10 \text{ Pa}$; $V_f = 3 \text{ m}^3$ y $V_0 = 1 \text{ m}^3$

Entonces :

$$W = - 10 \text{ N/m}^2 \cdot (3 \text{ m}^3 - 1 \text{ m}^3)$$

$$W = - 20 \text{ Joule (Trabajo realizado por el gas)}$$

En este caso el gas se **expandió**.

b)

Trabajo realizado:

$$W = - P \cdot (V_f - V_0)$$

$$\text{Ahora: } V_f = 0,5 \text{ m}^3 \text{ y } V_0 = 1 \text{ m}^3$$

$$W = - 10 \text{ N/m}^2 \cdot (0,5 \text{ m}^3 - 1 \text{ m}^3)$$

$$W = 5 \text{ Joule (Trabajo realizado contra el sistema)}$$

En este caso el gas se **comprimió**.

Cuestión resuelta

Responde si es cierto o falso: Un sistema con paredes adiabáticas (es decir, que no permiten la transferencia de calor con los alrededores) no puede realizar trabajo.

Resolución:

Falso

Un sistema cerrado con paredes adiabáticas (no existe transferencia de calor entre el sistema y sus alrededores) puede realizar trabajo a expensas de su energía interna llevando consigo una disminución de ésta y una expansión del gas.

Cuestión Resuelta

Responde si es cierto o falso: El trabajo de expansión de un gas, a presión constante, es siempre negativo.

Resolución

Verdadero

Cuando un gas se expande su volumen aumenta, $V_{\text{final}} > V_{\text{inicial}}$, y por tanto se cumple:

$$W = -P_{\text{ext}} (V_f - V_o)$$

El ΔV es positivo pero la ecuación anterior nos dice:

$$W = (-) \cdot (+) = (-)$$

Ejercicio resuelto

Calcular el trabajo desarrollado por un gas encerrado en un cilindro cuando experimenta una expansión de 50 cm^3 sometido a la presión constante de 5 atm.

Resolución

Todo trabajo de **expansión es negativo**.

Como se produce una expansión (aumento de volumen) se cumple que:

$$\Delta V = V_f - V_o > 0$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

Aplicando la fórmula:

$$W = - P \cdot \Delta V \quad (1)$$

Cambio de unidades:

$$\Delta V = 50 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = 0,050 \text{ L}$$

Nos vamos a la ecuación (1):

$$W = - 5 \text{ atm} \cdot 0,050 \text{ L} = - 0,25 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

Recordemos que:

$$1 \text{ atm} \cdot \text{L} = 101,3 \text{ J}$$

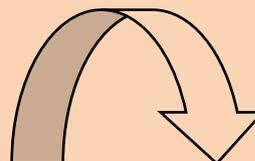
Luego:

$$- 0,25 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \frac{101,3 \text{ J}}{1 \text{ atm} \cdot \text{L}} = - 25,32 \text{ J}$$

Ejercicio resuelto

Calcular el trabajo de expansión realizado por un gas a presión constante de 1 atm cuando su volumen varía de 10 a 20 L.

Resolución:



EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

Al ser un trabajo de expansión de un gas se considera negativo y se puede calcular por la ecuación:

$$W = -P \cdot \Delta V$$

$$W = - 1 \text{ atm} \cdot (20 - 10)\text{L} = - 10 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

$$10 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \frac{101,3 \text{ J}}{1 \text{ atm} \cdot \text{L}} = - 101,3 \text{ J}$$

4.- Energía interna de un Sistema.

Energía Interna de un Sistema

<https://cumbrepuebloscop20.org/energias/interna/>

Energía Interna de un Sistema

<http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/thermo/inteng.html>

Energía Interna de un Sistema

<https://www.fisicalab.com/apartado/primer-principio-termo>

Video: Energía Interna

<https://www.youtube.com/watch?v=HFhqY764PB4>

Animación: Energía Interna (Al ↑ la Temp. Aumenta la Energía Interna)

<https://www.youtube.com/watch?v=Pz87CpmzwG8>

La **Energía Interna** (U) es el resultado de la contribución de la **Energía Cinética** de las moléculas o átomos que lo constituyen, de sus **energías de rotación, traslación** y

vibración, además de la **Energía Potencial** intermolecular debida a las fuerzas de tipo gravitatorio, electromagnético y nuclear.

Según lo dicho la **Energía Interna** de un Sistema está asociada a la composición de las sustancias que forman el Sistema. La **Energía Interna** depende:

- a) **De la masa del Sistema**
- b) **De los enlaces que unen los átomos**
- c) **Del tipo de átomos**
- d) **Del tipo de moléculas**
- e) **De la Temperatura**

Se establece la ecuación siguiente para determinar la **Energía Interna** de un Sistema:

$$U = U_T + U_V + E_R + E_N + E_S$$

En donde:

U_T = Energía de traslación de las partículas.

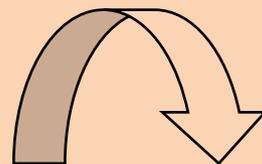
E_V = Energía de vibración de las partículas.

E_R = Energía de rotación de las partículas.

E_N = Energía nuclear.

E_S = Cualquier otro tipo de energía.

La **Energía Interna** es una **Función de Estado**, es decir, su **variación** entre dos estados independientes de la transformación que los conecte, **sólo depende del estado inicial y del estado final de la transformación.**



Supongamos, como ejemplo de **transformación**, una **Reacción Química**:



En una reacción química los Reactivos de reacción pueden constituir un Sistema con una energía interna determinada (**U₁**) y los Productos de reacción pueden constituir otro Sistema con una energía interna (**U₂**) distinta a la anterior. La variación de la Energía interna (**ΔU**) se manifiesta mediante una **absorción o desprendimiento de Calor**. A este balance energético se le conoce como **Calor de Reacción**.

La **Energía Interna** de un Sistema **no se puede medir** pero sí podemos determinar la **variación de Energía Interna**.

5.- Primer Principio de la Termodinámica

Primer principio de la Termodinámica

http://www.fisicanet.com.ar/fisica/termodinamica/ap04_primer_principio.php#.UMsOO-QmYrM

Primer Principio de la Termodinámica

<https://bioprofe.com/teoria-primer-principio-la-termodinamica/>

Primer Principio de la Termodinámica

http://laplace.us.es/wiki/index.php/Primer_Principio_de_la_Termodin%C3%A1mica#Primer_principio_de_la_termin.C3.A1mica

Primer Principio de la Termodinámica

<https://www.fisicalab.com/apartado/primer-principio-termo>

Animación: Primer Principio de la Termodinámica

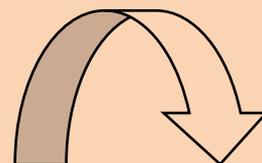
<https://www.youtube.com/watch?v=7VhzAKQCrU4>

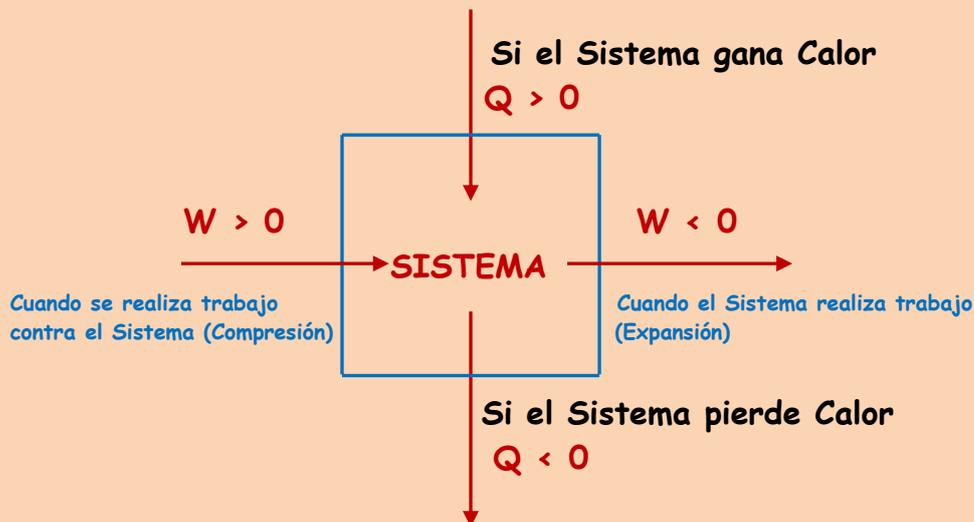
Un Sistema puede **intercambiar energía** con su entorno en forma de **Trabajo** y de **Calor**, y acumula energía en forma de **Energía Interna**. La relación entre estas tres magnitudes viene dada por el **Primer Principio de la Termodinámica** que viene a ser una forma de expresar el Principio de **Conservación de la Energía**:

$$\Delta U = Q + W$$

La cantidad de energía transferida a un sistema en forma de calor más la cantidad de energía transferida en forma de trabajo sobre el sistema debe ser igual al aumento de la energía interna (U) del sistema.

Concretemos los criterios establecidos con respecto a los signos del Calor y del Trabajo (Criterios de la IUPAC):





Teniendo en cuenta las condiciones en las que se produce la transformación del Sistema y teniendo presente la ecuación del **Primer Principio de la Termodinámica**:

$$\Delta U = Q + W \quad (1)$$

Podemos obtener conclusiones muy importantes:

a) Transformación **Isóbara** (a presión constante).

Si el **Sistema recibe calor** del medio y **realiza un trabajo** la **diferencia entre ambos** se invierte en producir una **variación de la Energía Interna**. Nos podemos encontrar con dos posibilidades:

- Si la cantidad de **calor recibida** es **mayor** que el **trabajo realizado** por el Sistema la **Energía Interna del Sistema aumenta**.
- Si el **trabajo** realizado por el Sistema es **mayor** que el **calor recibido** la **Energía Interna disminuye**.

b) Si la transformación se realiza con la condición de que el **estado inicial** coincide con el **estado final** ($T = \text{Const.}$). **Transformación Isotérmica:**

$$U_1 = U_2 \rightarrow \Delta U = U_2 - U_1 = 0$$

Por lo que según la ecuación (1):

$$0 = Q + W \rightarrow Q = -W \text{ (Calor absorbido igual a Trabajo realizado)}$$

Conclusión: Es imposible producir trabajo sin consumir una cantidad equivalente de energía.

c) El Sistema realiza una transformación a **volumen constante**(**Transformación Isócora**):

$$V_o = V_f \rightarrow \Delta V = V_f - V_o \rightarrow \Delta V = 0$$

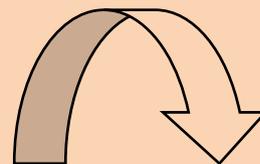
Como:

$$W = P \cdot \Delta V = P \cdot 0 = 0 \text{ (No se realiza trabajo)}$$

Si nos vamos a la ecuación (1):

$$\Delta U = Q + W \rightarrow W = 0 \rightarrow \Delta U = Q$$

Cuando el Sistema recibe calor y no realiza trabajo todo el calor absorbido se invierte en producir un aumento de la Energía Interna del Sistema.



d) Transformación **Adiabática**. - No existe intercambio de calor con el exterior:

$$(Q = 0) \rightarrow \Delta U = Q + W = 0 + W = W \rightarrow U = W$$

El **Sistema puede realizar trabajo** en base a su energía **Interna**.

Ejercicio resuelto

Determinar la variación de energía interna que experimenta un sistema si después de suministrarle 1000 calorías es capaz de realizar un trabajo de 3500 Julios.

Resolución

Unidades con criterios de signos:

$$Q = + 1000 \text{ cal}$$

$$W = - 3500 \text{ J} \cdot (0,24 \text{ cal/J}) = - 840 \text{ cal}$$

El Primer Principio de la Termodinámica nos dice:

$$\Delta U = Q + W$$

$$\Delta U = 1000 \text{ cal} + (-840 \text{ cal}) = 160 \text{ cal}$$

Ejercicio resuelto

La variación de energía interna que sufre un gas que se encuentra en un recipiente de paredes adiabáticas ($Q = 0$) es de 50 Kcal. La transformación que sufre el gas implica una variación de volumen de 150 cm^3 . Calcular la presión a la que se encuentra el gas después de producirse la transformación.

Resolución

Unidades:

$$\Delta U = 50 \text{ Kcal} \cdot (1000 \text{ cal} / 1 \text{ Kcal}) = 50000 \text{ cal}$$

$$\Delta V = 150 \text{ cm}^3 \cdot (1 \text{ L} / 1000 \text{ cm}^3) = 0,150 \text{ L}$$

Recordemos:

$$\Delta U = Q + W$$

$$\text{Como } Q = 0$$

$$\Delta U = W \rightarrow$$

$$\text{Como } W = P \cdot \Delta V$$

$$\Delta U = P \cdot \Delta V$$

$$P = \Delta U / \Delta V$$

$$P = 50000 \text{ cal} / 0,150 \text{ L} = 333333,33 \text{ cal/L} =$$

$$= 333333,33 \text{ cal/L} \cdot (1 \text{ J} / 0,24 \text{ cal}) \cdot (1 \text{ L} / 1000 \text{ cm}^3) =$$

$$= (1388,88 \text{ J} / \text{cm}^3) \cdot (1000000 \text{ cm}^3 / 1 \text{ m}^3) =$$

$$= 1388,88 \cdot 10^6 \text{ J/m}^3 = 1388,88 \cdot 10^6 \text{ N} \cdot \text{m} / \text{m}^3 =$$

$$= 1388,88 \cdot 10^6 \text{ N/m}^2 = 1,38 \cdot 10^9 \text{ Pa}$$

Ejercicio resuelto

Un gas ideal se expande isotérmicamente, hasta que alcanza un volumen igual a cuatro veces su valor inicial realizándose un trabajo de 60 Julios.

Determinar:

- La variación de la energía interna del gas.
- La cantidad de calor suministrada

Resolución

Unidades:

$$V_o = V_o$$

$$V_F = 4 \cdot V_o$$

$$W = -60 \text{ Julios (Trabajo de expansión del gas)}$$

a)

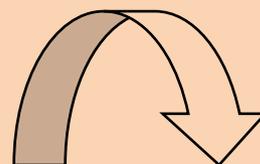
En una transformación **Isotérmica** ($T = \text{Const}$); el **estado inicial** coincide con el **final**, lo que implica que $U_1 = U_2$. Por lo tanto:

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

$$U_2 = U_1 \rightarrow \Delta U = 0$$

b)

$$\Delta U = Q + W \quad ; \quad 0 = Q + W \rightarrow Q = -W$$



EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

El trabajo de expansión lo realiza el sistema y por lo tanto debe ser negativo, luego el sistema recibirá una cantidad de calor de:

$$Q = - (-W) = 60 \text{ Julios}$$

Ejercicio resuelto

Hallar el trabajo realizado y por quién (Sistema o Alrededores). Cuando:

- Absorbe 1500 calorías de calor y tiene una variación de energía interna de -350 Julios.
- Sistema desprende 2570 calorías y su variación de energía interna es de 400 Julios.
- Si el gas que constituye el sistema ejerce una presión constante de 200 atm y su volumen inicial es de 50 Litros determinar el volumen final que ocupará el gas en los dos apartados anteriores.

Resolución

a)

$$Q = 1500 \cancel{\text{ cal}} \cdot (1 \text{ J} / 0,24 \cancel{\text{ cal}}) = 6250 \text{ Julios}$$

$$\Delta U = - 350 \text{ Julios}$$

1° P. Termodinámica:

$$\Delta U = Q + W$$

$$W = \Delta U - Q = -350 \text{ J} - 6250 \text{ J} = - 6600 \text{ Julios}$$

El trabajo lo **Realiza** el **Sistema**.

b)

$$Q = - 2570 \text{ cal} \cdot (1 \text{ J} / 0,24 \text{ cal}) = - 10708,33 \text{ Julios}$$

$$\Delta U = 400 \text{ Julios}$$

Del 1º P.T.:

$$W = \Delta U - Q$$

$$W = 400 \text{ J} - (-10708,33 \text{ J}) = 400 \text{ J} + 10708,33 \text{ J} = \\ = 11108,33 \text{ Julios}$$

Como $W > 0 \rightarrow$ El trabajo es realizado **Contra el Sistema**.

c)

$$P = 200 \text{ atm}$$

$$V_0 = 50 \text{ L}$$

1.-

$$W = P \cdot \Delta V \rightarrow W = P \cdot (V_F - V_0)$$

$$-6600 \text{ J} = 200 \text{ atm} (V_F - 50 \text{ L})$$

$$-6600 \text{ J} = 200 \text{ atm} \cdot (V_F - 50 \text{ L})$$

$$-6600 \text{ J} = 200 \cdot \text{atm} \cdot V_F - 10000 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es

$$1 \text{ atm} \cdot \text{L} / 101,3 \text{ J}$$

$$-6600 \text{ J} \cdot 1 \text{ atm} \cdot \text{L} / 101,3 \text{ J} = 200 \cdot V_F \cdot \text{atm} - 10000 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

$$-65,15 \text{ atm} \cdot \text{L} = 200 V_F \text{ atm} - 10000 \cdot \text{atm} \cdot \text{L}$$

$$9934,85 \text{ atm} \cdot \text{L} = 200 V_F \cdot \text{atm}$$

$$V_F = 9934,85 \text{ atm} \cdot \text{L} / 200 \cdot \text{atm} = 49,67 \text{ L} \approx 50 \text{ L}$$

2.-

$$P = 200 \text{ atm}$$

$$V_o = 50 \text{ L}$$

$$W = 11108,33 \text{ Julios}$$

$$W = P \cdot (V_F - V_o)$$

$$11108,33 \text{ J} \cdot 1 \text{ atm} \cdot \text{L} / 101,3 \text{ J} = 200 \text{ atm} (V_F - 50 \text{ L})$$

$$109,65 \text{ atm} \cdot \text{L} = 200 \cdot V_F \cdot \text{atm} - 10000 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

$$9890,35 \text{ atm} \cdot \text{L} = 200 \cdot V_F \cdot \text{atm}$$

$$V_F = 9890,35 \text{ atm} \cdot \text{L} / 200 \text{ atm} = 49,45 \text{ L} \approx 50 \text{ L}$$

El apartado c) nos dice que el volumen permanece constante.

Como:

$$W = P \cdot \Delta V$$

$$\text{Como } V_F = V_o \rightarrow \Delta V = 0 \rightarrow W = 0$$

Ejercicio resuelto

En un proceso Isotérmico ($T = \text{Const.}$) el gas contenido en un recipiente recibe del exterior una cantidad de calor de 8000 calorías. Determinar:

- La variación de energía interna del gas.
- El trabajo realizado por el gas.

Resolución

a) Proceso Isotérmico ($T = \text{const.}$)

Estado Inicial = Estado Final $\rightarrow U_1 = U_2$

$$\Delta U = U_2 - U_1 = 0$$

b) 1º Principio de la Termodinámica:

$$\Delta U = Q + W$$

$$\Delta U = 0$$

$$0 = Q + W$$

$$Q = -W$$

$$8000 \text{ cal} = -W$$

$$W = -8000 \text{ cal} \cdot 1 \text{ J}/0,24 \text{ cal} = -33333,33 \text{ J}$$

El sistema realiza un trabajo equivalente a la cantidad de energía suministrada.

----- O -----

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.quimiziencia.es