

Tema N° 5. El Calor como forma de Energía

NOTA: Para acceder a los videos o páginas Webs seleccionadas **PISAR CONTROL** y **PINCHAR** en el video o página web objeto de estudio.

El Tema lo desarrollaremos en función de los siguientes puntos:

- 1.- La Sensación Térmica.(pág. N° 1)*
- 2.- El Calor como forma de Energía.(pág. N° 4)*
- 3.- Intercambio de calor.(pág. N° 6)*
- 4.- Primer principio de la Termodinámica. (pág. 31)*

1.- Sensación de Calor.-

Defensa de nuestro organismo frente a las altas temperaturas del verano

<http://www.cun.es/boletin/docsbase/golpecalydeshidrat.html>

Sensación de calor

<http://lamochila.espectador.com/lamochila2.php?m=amp&nw=MjAwNw>

Son las 12:00 h de la mañana de un día cualquiera del mes de Mayo, mi mujer me dice **¡QUÉ CALOR HACE!**. Yo que iba pensando en las musarañas no escucho bien y le pregunto ¿Qué has dicho? **QUE HACE MUCHO CALOR**, dice ella. Yo, que todavía tenía en mi mente a las musarañas, me pongo a buscar el **CALOR** y no lo encuentro por ninguna parte a pesar de que también empezaba a notar algo extraño en mi cuerpo, una *sensación de agobio*. **¿Pero dónde está el CALOR?**. Una cosa está clara, si yo estoy mojado, se las posibles causas de esta situación:

- a) Que alguien me tiró un cubo de agua.*
- b) Que posiblemente esté lloviendo.*
- c) O simplemente que la situación de agobio en la que me encuentro ha hecho que me tirara al mar vestido.*

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

El *calor* no es algo que se *pueda ver* ni *tampoco medir*.

El problema radica en el hecho de que nuestra conversación y pensamiento sobre el problema se está desarrollando en un coloquio de nuestra vida normal en la sociedad. Si todo esto ocurriera en una clase de Física **NO EXISTIRÍA PROBLEMA PARA ENTENDER EL CALOR.**

Video: Calor y temperatura

<http://www.youtube.com/watch?v=quqN2GERiNE>

Debemos saber distinguir entre:

- a) *Sensación Térmica*
- b) *Calor*

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 pérdida 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*.

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

La *Temperatura* es una magnitud muy importante dentro de la *Sensación Térmica*. Podemos relacionar la palabra *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.

La Temperatura del aire exterior no siempre es un indicador seguro y digno de confianza 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*.

Video: Sensación Térmica

<http://www.youtube.com/watch?v=8DN8qSQZk5M>

Video: Sensación Térmica

<http://www.youtube.com/watch?v=8DN8qSQZk5M>

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*.

2.- El Calor como forma de Energía y su relación con el Trabajo.

El Calor como forma de Energía

<http://www.slideshare.net/angieponti/el-calor-una-forma-de-energia>

El Calor como forma de Energía

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

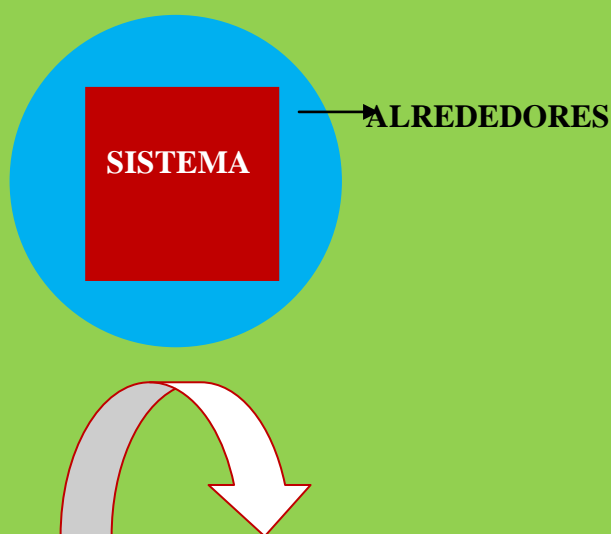
El Calor como forma de Energía

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

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.

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

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.**



Empezaremos estudiando la primera de ellas:

Relación Calor – Temperatura

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

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

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*.

La temperatura está directamente relacionada con la *energía térmica de un cuerpo*. A más *temperatura*, más velocidad tendrán sus partículas y por tanto mayor *Energía Cinética*.

3.- 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*

Al igual que el trabajo, 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*.

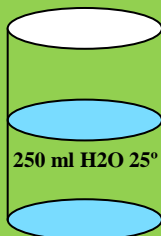
Cuando existe una transferencia energética, entre dos cuerpos puestos en contacto, *en forma de calor*, ésta se puede utilizar para:

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

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

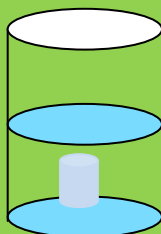
Supongamos la siguiente experiencia:

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:

$$75^\circ > te > 25^\circ$$

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:

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

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

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

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.**

Volviendo a nuestra experiencia (mezcla de agua y aluminio)

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:

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

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:

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

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:

- **Julio (J)**. Es la unidad del Sistema Internacional. Como es muy pequeña, se suele utilizar el kilojulio, que son, 1.000 julios. Por ejemplo: si se levantan 100 kg a la altura de 1 metro, se consume 1 kilojulio.

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

- **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.

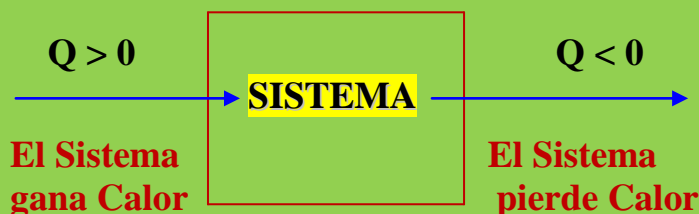
El trabajo mecánico necesario para producir 1 caloría se conoce como **equivalente mecánico del calor**. A una caloría le corresponden 4,18 julios. A un Julio le corresponden 0,24 Cal.

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

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

- **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:

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

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

Para nuestro ejemplo (agua + Aluminio):

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

Ecuación muy utilizada para el cálculo de los calores específico

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:

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

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 (Fuente Enunciado: Fisicanet)

Transforme 20 J en calorías.

Resolución

Recordemos que: $1 \text{ Julio} / 0,24 \text{ cal}$

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

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

Transforme 40 cal en Joules.

Resolución

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

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

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

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

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 (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. ZARAGOZA)

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

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

Resolución

Unidades:

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

La resolución del problema se basa en saber interpretar el dato

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

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

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

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

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:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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 (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

¿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 $0,093 \text{ cal} / \text{g} \cdot ^\circ\text{C}$.

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

Resolución

Unidades:

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

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

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

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

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

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

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

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

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

$$\text{a) } Q_{\text{ganado}} = m \cdot Ce \cdot \Delta t$$

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

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

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

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

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

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

b)

$$Q_{\text{ganado}} = m \cdot Ce \cdot \Delta t ; 10000 \text{ cal} = 500 \text{ g} \cdot 0,093 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (t_f - 20)^\circ\text{C}$$

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

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

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

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

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

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

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

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

Resolución

Unidades:

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

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

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

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

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

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

Quando se enfría un cuerpo $Q < 0$

$$-2000 = 300 \cdot 0,11 / ^\circ\text{C} \cdot (t_f - 100^\circ\text{C})$$

$$-2000 = 300 t_f \cdot 0,11 / ^\circ\text{C} - 30000$$

$$(-2000 + 30000)^\circ\text{C} = 300 \cdot t_f$$

$$28000^\circ\text{C} = 300 \cdot t_f ; t_f = 28000^\circ\text{C} / 300 = 93,33^\circ\text{C}$$

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: Fisicanet)

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

Resolución

Unidades:

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

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

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

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

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

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

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

$$-1000 = 400 \cdot t_f \cdot 0,11 / ^\circ\text{C} - 3200$$

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

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

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

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:

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

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

$$\begin{aligned} m &= 600 \text{ g} & 2000 \text{ cal} &= 600 \text{ g} \cdot C_e \cdot (50 - 10)^\circ\text{C} \\ t_o &= 10^\circ\text{C} & 2000 \text{ cal} &= 2400 \text{ g} \cdot C_e \cdot ^\circ\text{C} \\ t_f &= 50^\circ\text{C} & C_e &= 2000 \text{ cal} / 2400 \cdot \text{g} \cdot ^\circ\text{C} \\ Q &= 2000 \text{ cal} & C_e &= 4,16 \cdot 10^{-5} \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \end{aligned}$$

$$C_{\text{térmica}} = \Delta Q / \Delta t ; C_{\text{térmica}} = 2000 \text{ cal} / (50-10)^\circ\text{C} = 50 \text{ cal}/^\circ\text{C}$$

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: Fisicanet)

¿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

$$\begin{aligned} \text{Unidades:} & & Q &= m \cdot C_e \cdot \Delta t \\ m &= 300 \text{ g} & & \\ t_o &= 20^\circ\text{C} & Q &= 300 \text{ g} \cdot 0,093 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (60 - 20)^\circ\text{C} \\ t_f &= 60^\circ\text{C} & & \\ C_e &= 0,093 \text{ cal} / (\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) & Q &= 1116 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \end{aligned}$$

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 J/(kg.°C).

Resolución



Unidades

$$\begin{aligned} V_{\text{agua}} &= 2 \text{ L} \\ t_{o\text{recipiente}} &= 80^\circ\text{C} \\ t_{f\text{recipiente}} &= 25^\circ\text{C} \\ m_{\text{recipiente}} &= 750 \text{ g} \cdot 1 \text{ Kg}/1000 \text{ g} = 0,750 \text{ Kg} \\ t_{o\text{agua}} &= 10^\circ\text{C} \\ \rho_{\text{agua}} &= 1 \text{ g} / \text{cm}^3 \end{aligned}$$

$$\begin{array}{|l} \hline \\ \hline t^{\circ}e = 25 \text{ }^\circ \\ \hline 80^\circ\text{C} > t^{\circ}e > 10^\circ\text{C} \\ \hline \end{array}$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

$$d_{\text{agua}} = m_{\text{agua}}/v_{\text{agua}} ; m = d \cdot V = 1 \text{ g / cm}^3 \cdot 2 \text{ L} \cdot 1000 \text{ cm}^3/ 1 \text{ L} = 2000 \text{ g}$$
$$= 2000 \text{ g} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = 2 \text{ Kg de agua}$$

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

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

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

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

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

$$C_{\text{emetal}} = 125400 / 41,25 \text{ J / Kg} \cdot ^\circ\text{C} = 3040 \text{ J / Kg} \cdot ^\circ\text{C}$$

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:

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

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

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

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

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

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

$$C_{\text{eagua}} = 4180 \text{ j/Kg} \cdot ^\circ\text{C}$$

$$C_{\text{ecobre}} = ?$$

Resolución

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

Recordar:

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

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

$$- m_{\text{cobre}} \cdot C_{\text{cobre}} \cdot \Delta t_{\text{cobre}} = m_{\text{agua}} \cdot C_{\text{agua}} \cdot \Delta t_{\text{agua}} + E_{\text{q}} \cdot C_{\text{agua}} \cdot \Delta t_{\text{agua}}$$

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

$$+ 0,750 \text{ Kg} \cdot 4180 \text{ J}/(\text{Kg} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (t_e - t_{\text{agua}})^\circ\text{C}$$

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

$$+ 0,750 \text{ Kg} \cdot 4180 \text{ J}/(\text{Kg} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot (25-20)^\circ\text{C}$$

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

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

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

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

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.

Unidades:

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

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

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

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

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

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

Resolución

En los Equilibrios térmicos:

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

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

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

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

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

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

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

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

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

Ejercicio resuelto (Fuente enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

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

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:

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

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

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

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

$$409,84 \text{ cal} = 496 \cdot C_{\text{líquido}} \text{ g}^\circ\text{C} ; C_{\text{líquido}} = 409,84 \text{ cal} / (496 \text{ g} \cdot \text{oC)}$$

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

Ejercicio resuelto (Fuente enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

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

Resolución

No puedo considerar los 60 g de cobre como Eq en agua puesto que nos proporcionan el Ce 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:

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

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

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

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

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

Ejercicio resuelto (Fuente enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

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:

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

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

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

$$+ 9 \text{ g} \cdot 1 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) (30 - 20)^\circ\text{C}$$

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

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

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

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

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: Fisicanet. Resolución: A. Zaragoza)

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

Resolución

NOTA: Es interesante repasar el Equivalente en agua del calorímetro.

Unidades:

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

$$t_{0_{\text{agua}}} = 35^\circ\text{C}$$

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

$$t_{0_{\text{aguacalorímetro}}} = 20^\circ\text{C}$$

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



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

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

$$m_{\text{agua}} \cdot C_{e_{\text{agua}}} \cdot (t_e - t_{0_{\text{agua}}}) = m_{\text{agua}} \cdot C_{e_{\text{agua}}} (t_e - t_{0_{\text{agua}}}) +$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

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

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

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

$$-3900 + 5250 = 480 + 6 \cdot E_q ; E_q = 145 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Seguimos avanzando en el Tema

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

- para producir una variación de temperatura del Sistema
- Un cambio de Estado del Sistema
- Las dos cosas a la vez.

Vamos a estudiar la última situación: *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>

Cambios de Estado

<http://www.saberdeciencias.com.ar/index.php/apuntes-de-quimica/92-teoria-cinetica-y-cambios-de-estado>

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

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

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. 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*. 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 de calor* y por lo tanto una modificación de la temperatura.

Existen varios cambios de estado:

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

.- 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 *en un Cambio de Estado la temperatura permanece CONSTANTE.*

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

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

puesto que 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:

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

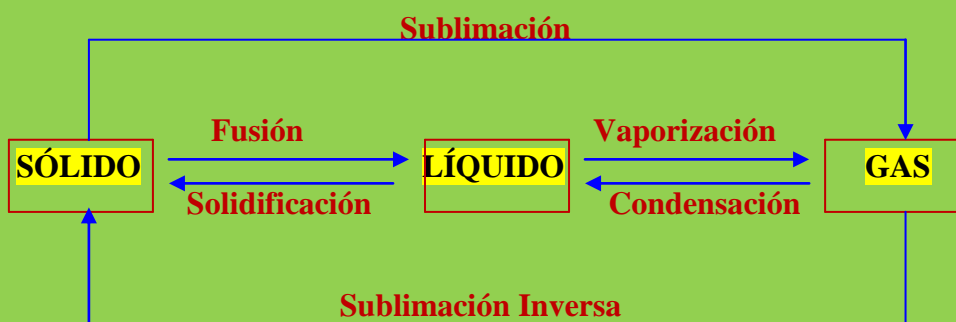
- b) De la masa a cambiar de estado.
- c) De la sustancia con la que trabajamos.

Cada sustancia tiene una magnitud característica que se conoce como **Calor Latente** que podemos definir como: *Es 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).*

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

Fusión: $Q_F = L_F \cdot m$

Vaporización: $Q_V = L_V \cdot m$



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: $C_{e\text{Hielo}} = 2093 \text{ J/Kg.K}$; $C_{e\text{agua}} = 4186 \text{ J/Kg.K}$; $C_{e\text{vaporagua}} = 1840 \text{ J/Kg.K}$

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

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:

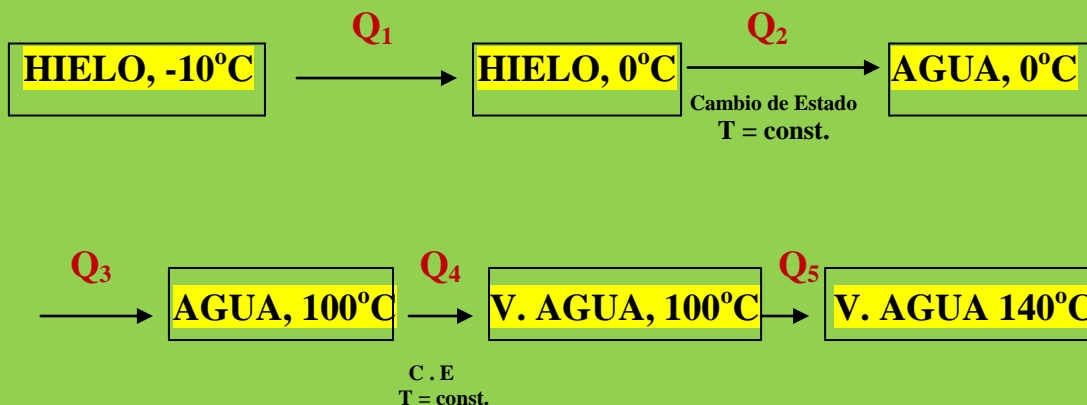
$$\text{Hielo } (-10^{\circ}\text{C}) \rightarrow \text{Vapor de agua } 140^{\circ}\text{C}$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

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:

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

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

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

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

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

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

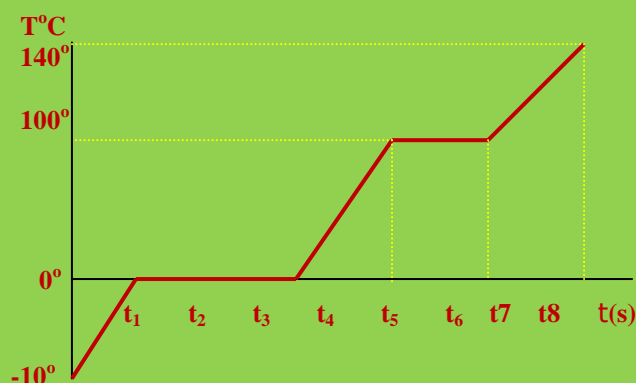
$$Q_5 = m_{\text{vaporagua}} \cdot C_{e_{\text{vaporagua}}} \cdot (t_f - t_o) = \\ = 0,05 \text{ Kg} \cdot 1840 \text{ J/Kg} \cdot ^{\circ}\text{C} \cdot (140 - 100)^{\circ}\text{C} = 3680 \text{ J}$$

Luego:

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

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

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



Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: FisicaNet. Resolución: A. Zaragoza)

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

Resolución

Unidades:

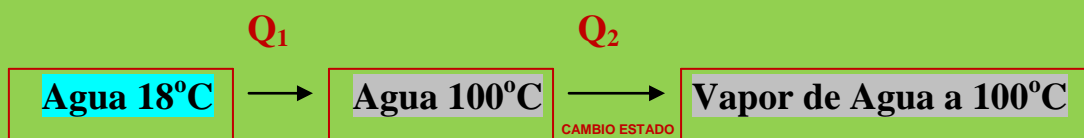
$$V_{\text{agua}} = 1 \text{ L} ; d = m/V ; m_{\text{agua}} = 1 \text{ g/ml} \cdot 1000 \text{ ml} ; m_{\text{agua}} = 1000 \text{ g} = 1 \text{ Kg}$$

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

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

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

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



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

$$\begin{aligned} Q_T &= 1 \text{ Kg} \cdot 4180 \text{ J/(Kg} \cdot ^\circ\text{C)} \cdot (100 - 18)^\circ\text{C} + 2260 \cdot 10^3 \text{ J/Kg} \cdot 1 \text{ Kg} = \\ &= 342760 \text{ J} + 2260000 \text{ J} = 2602760 \text{ J} \cdot 0,24 \text{ cal/1 J} \cdot 1 \text{ Kcal/1000 cal} = \\ &= 624,66 \text{ Kcal} \end{aligned}$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: FisicaNet. Resolución: A. Zaragoza)

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

Respuesta: 782,2 g

Resolución

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

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

Recordemos que en un cambio de estado:

$$Q = L_{f_{Zn}} \cdot m_{Zn}$$

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

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:

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

$$t_{o_{Zn}} = 22 \text{ °C}$$

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

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

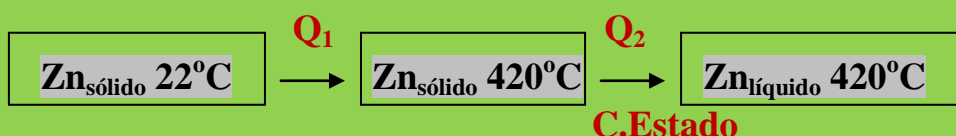
$$C_{e_{Zn}} = 390 \text{ J/(Kg} \cdot \text{°C)} \cdot 0,24 \text{ cal} / 1 \text{ J} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g} = 0,093 \text{ cal/(g} \cdot \text{°C)}$$

$$t_{f_{Zn}} = 420 \text{ °C}$$

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:

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

$$Q_T = Q_1 + Q_2$$

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

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 (Fuente Enunciado: FisicaNet. Resolución: A. Zaragoza)

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

Resolución

Unidades:

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

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

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

Recordar que en un cambio de estado:

$$Q = L_f \cdot m$$

$$Q = 80,16 \text{ cal/g} \cdot 200000 \text{ g} = 16032000 \text{ cal} \cdot 1 \text{ Kcal/1000 cal} =$$

$$= \mathbf{16032 \text{ Kcal}}$$

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: FisicaNet. Resolución: A. Zaragoza)

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:

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

$$t_{0\text{hielo}} = -8^\circ\text{C}$$

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

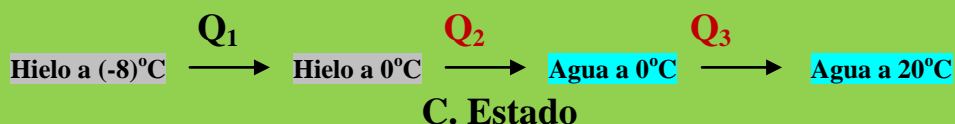
$$L_{f\text{Hielo}} = 334 \cdot 10^3 \text{ J/Kg} \cdot 0,24 \text{ cal/1 J} \cdot 1 \text{ Kg/} 1000 \text{ g} = 80,16 \text{ cal/g}$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

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

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

Los pasos a seguir son:



$$Q_T = Q_1 + Q_2 + Q_3$$

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

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

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

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: FisicaNet. Resolución: A. Zaragoza)

Si 300 g de agua ($L_v = 540 \text{ cal/g}$) están a 100°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 (Fuente Enunciado: FisicaNet. Resolución: A. Zaragoza)

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

Resolución

Unidades:

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

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

En un cambio de estado:

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

$$20000 = 77,28 \cdot m_{Al} \quad ; \quad m_{Al} = 258,97 \text{ g}$$

Ejercicio resuelto (Fuente Enunciado: FisicaNet. Resolución: A. Zaragoza)

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:

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

$$t_{0Cu} = 18^\circ\text{C}$$

$$t_{fCu} = 1083^\circ\text{C}$$

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

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

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

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 (Fuente Enunciado: FisicaNet. Resolución: A. Zaragoza)

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

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

Resolución

$$Q_T = Q_1 + Q_2$$

$$80000 = 79236 + 51,36 \cdot m_{\text{Cu}} ; \quad m_{\text{Cu}} = 14,87 \text{ g de Cu}$$

4.- Primer principio de la Termodinámica.

Han pasado muchas páginas y para volver a tomar el “*hilo conductor*” recordaremos:

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

- c) Temperatura*
- d) Trabajo*

Se establecen dos relaciones:

- c) Calor – Temperatura.*
- d) Calor – Trabajo.*

Ahora nos toca:

Relación Calor - Trabajo

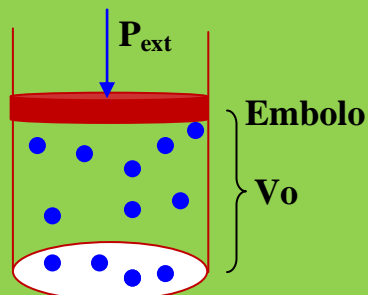
Calor y trabajo son dos tipos de energía en tránsito, es decir, energía que pasa de un cuerpo a otro. La principal diferencia entre ambas es la forma *en la que se transfieren*. El calor se transfiere entre dos cuerpos que tienen *diferente temperatura*. El trabajo se transfiere cuando entre dos cuerpos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

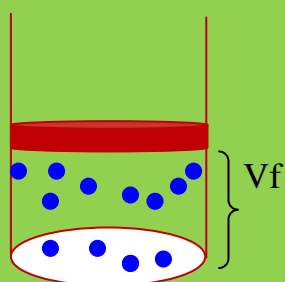
EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

Vamos a estudiar el trabajo asociado a la expansión o compresión de un sistema en estado gaseoso.

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



Al ejercer una presión exterior como se indica en el dibujo anterior, el embolo se desliza hacia abajo y lleva consigo una disminución del volumen:



El sistema se ha comprimido.

Recordemos que:

$$W = F \cdot e \cdot \cos \alpha \quad (1)$$

La presión y por tanto la fuerza que se aplica

sobre el embolo tiene la misma dirección que el desplazamiento del embolo por lo que $\alpha = 0^\circ \rightarrow \cos 0^\circ = 1$

A la longitud que ha descendido el embolo le llamaremos ΔL . La ecuación (1) quedará de la forma:

$$W = F \cdot \Delta L \quad (2)$$

como:

$$P = F / S \rightarrow F = P \cdot S$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

siendo "**P**" la presión que se ejerce y "**S**" el área de la cara superior del embolo.

Nos vamos a (2):

$$W = P \cdot S \cdot \Delta L \quad (3)$$

Recordemos que el volumen del cilindro era igual al área de la base por la altura lo que implica:

$$S \cdot \Delta L = \Delta V$$

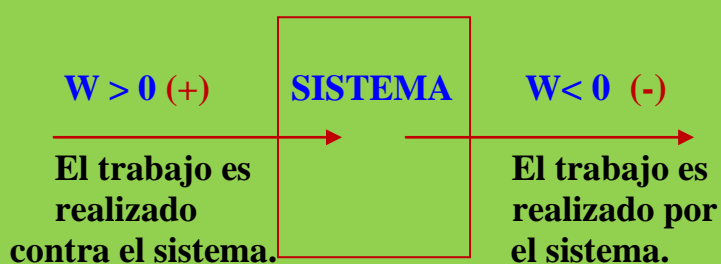
La ecuación (3) queda de la forma:

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

Debemos saber que $\Delta V = V_f - V_o$ y según nuestra experiencia $V_f < V_o$ y por lo tanto $\Delta V < 0$. Pero 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 se comprime el gas. *El trabajo se realiza contra el sistema.*

$W < 0$ Para cuando el gas se dilata. *El trabajo lo ha realizado el sistema.*



Hemos llegado a una expresión del trabajo realizado por o contra el sistema:

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

Según esta expresión matemática la unidad del trabajo sería:

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

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:

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

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

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

$$1 \text{ Atm. Litro} = 101300 \text{ N/m}^2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 101,3 \text{ N} \cdot \text{m} = 101,3 \text{ Julios}$$

Luego el producto:

$$\text{Atm} \cdot \text{Litro}$$

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) El trabajo realizado es:

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

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

Entonces :

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

$$W = 20 \text{ Joule}$$

En este caso el gas se expandió. *Realizó trabajo positivo*.

b) El trabajo realizado es otra vez:

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

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

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

$$W = - 5 \text{ Joule}$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

Ahora el gas *se comprimió*. El trabajo dio (-) . *Se realizó trabajo sobre el gas*.

Seguimos con el Tema

Energía interna de un Sistema.

Energía Interna

http://e-educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio//1000/1157/html/31_energa_interna.html

Energía Interna

http://es.wikipedia.org/wiki/Energ%C3%ADa_interna

Energía Interna

<http://acer.forestales.upm.es/basicas/udfisica/asignaturas/fisica/termo1p/energiaint.html>

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.

Como vemos 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.*

Podemos concluir que:

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

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.

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

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.*

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 (U_1) y los Productos de reacción pueden constituir otro Sistema con una energía interna (U_2) 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.

Primer principio de la Termodinámica

<http://acer.forestales.upm.es/basicas/udfisica/asignaturas/fisica/termo1p/primerp.html>

Primer principio de la Termodinámica

http://www.fisicanet.com.ar/fisica/termodinamica/ap04_primer_principio.php#.UMsO0-QmYrM

Primer Principio de la Termodinámica

<http://www.elergonomista.com/quimica/q6.html>

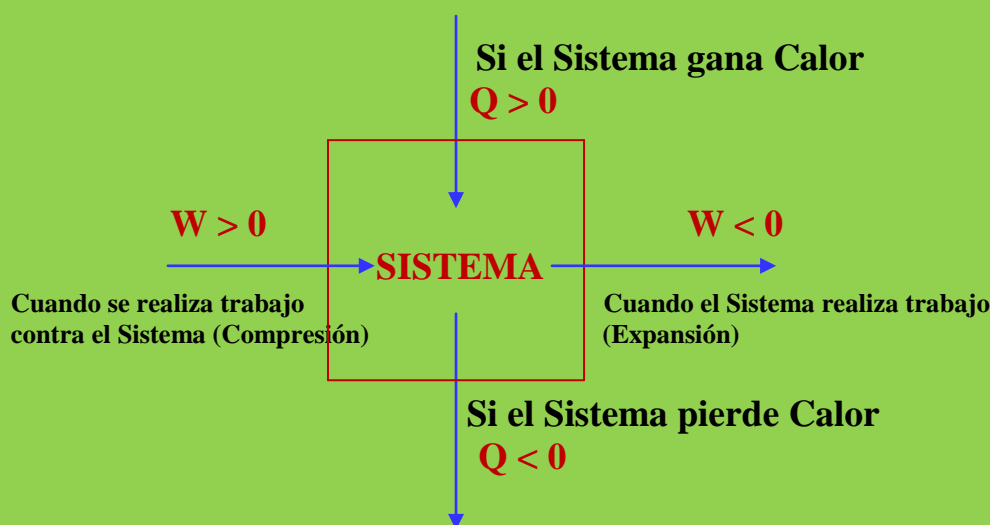
Un Sistema puede intercambiar energía con su entorno en forma de **Trabajo** y de **Calor**, y acumula energía en forma de **Energía Interna**. La relación entre estas tres magnitudes viene dada por el **Primer Principio de la Termodinámica** que viene a ser una forma de expresar el Principio de **Conservación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

EL CALOR COMO FORMA DE 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.

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

- 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):

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

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:

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

Si nos vamos a la ecuación (1):

$$\Delta U = Q$$

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:

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

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.

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

Resolución

Unidades:

$$\left. \begin{array}{l} Q = + 1000 \text{ cal} \\ W = - 3500 \text{ J} \end{array} \right\} \text{Criterio de Signos}$$

1º P. Termodinámica $\Delta U = Q + W$

$$W = - 3500 \text{ J} \cdot 0,24 \text{ cal/ 1 J} = - 840 \text{ cal}$$

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

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:

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

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

1º P. Termodinámica $\Delta U = Q + W$

Como $Q = 0 \rightarrow \Delta U = W \rightarrow \Delta U = P \cdot \Delta V$

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

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

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

$$= 1388,88 \text{ N} \cdot \text{m} \cdot 10^6 / \text{m}^3 = 1388,88 \text{ N} \cdot \text{m} \cdot 10^6 / \text{m} \cdot \text{m}^2 =$$

$$= 1,38 \cdot 10^9 \text{ N/m}^2 \text{ (Pa)}$$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

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:

$$V_o = V_o$$

$$V_F = 4 \cdot V_o$$

$$W = 60 \text{ Julios}$$

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

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

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

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

$$W < 0 \rightarrow Q = -(-W) = 60 \text{ Julios}$$

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

- $Q = 1500 \text{ cal} \cdot 1 \text{ J} / 0,24 \text{ cal} = 6250 \text{ Julios}$
 $\Delta U = -350 \text{ Julios}$

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

$$1^\circ \text{ P. Termodinámica} \rightarrow \Delta U = Q + W$$

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

El trabajo lo **REALIZA** el **SISTEMA**.

$$\text{b) } Q = -2570 \text{ cal} \cdot 1 \text{ J} / 0,24 \text{ cal} = -10708,33 \text{ Julios}$$
$$\Delta U = 400 \text{ Julios}$$

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

Como $W > 0 \rightarrow$ El trabajo es realizado **CONTRA** el **SISTEMA**.

$$\text{c) } P = 200 \text{ atm}$$
$$V_0 = 50 \text{ L}$$

$$1.- W = P \cdot \Delta V ; W = P \cdot (V_F - V_0) ; -6600 \text{ J} = 200 \text{ atm} (V_F - 50) \text{ L}$$

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

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

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

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

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

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

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

$$2.- P = 200 \text{ atm}$$
$$V_0 = 50 \text{ L}$$
$$W = 11108,33 \text{ Julios}$$

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

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

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA

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

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

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

Con estos resultados del apartado c), si el sistema hubiera estado ejerciendo una presión de 200 atm con un volumen inicial de 50 L, llegamos a la conclusión de que **NO SE REALIZA TRABAJO NI POR EL SISTEMA NI CONTRA EL SISTEMA**, ya que:

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

Como $V_F = V_0 \rightarrow \Delta V = 0 \rightarrow W = 0$

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

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

b) 1º Principio de la Termodinámica:

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

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

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

----- O -----
Se terminó

Antonio Zaragoza López

EL CALOR COMO FORMA DE ENERGÍA