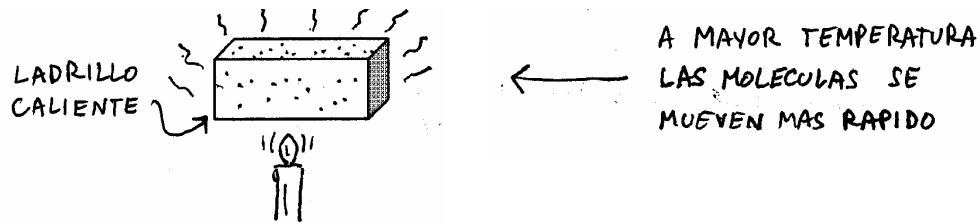


CALORIMETRIA

CALOR Y TEMPERATURA

Supongamos que uno tiene un ladrillo y lo calienta. Ahora el ladrillo tiene mayor temperatura. Veamos que quiere decir esto de tener mayor temperatura.



Desde el punto de vista de la física, calentar una cosa significa hacer que sus moléculas se muevan (vibren) más rápido. Esa medida de la agitación de las moléculas se llama TEMPERATURA. Cuando vos tocás algo y te quema, lo que estás sintiendo es el golpeteo de las moléculas que chocan contra tu mano.

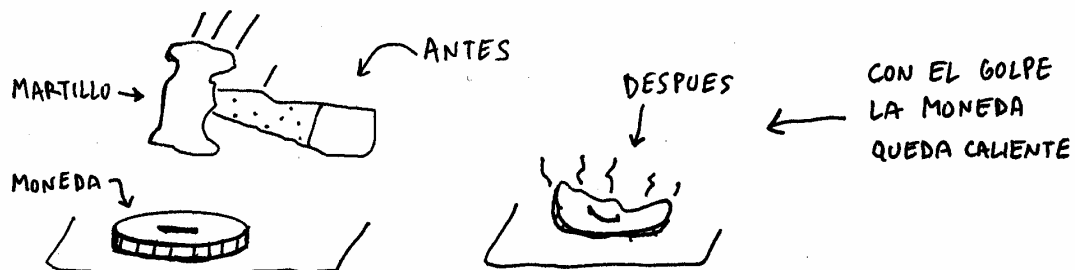
La temperatura se mide con los termómetros. En los problemas te la van a dar generalmente en grados centígrados ($^{\circ}C$). Puede ser que la tengas que poner en grados kelvin. En ese caso hay que sumarle 273. (Ej : $27^{\circ}C$ son 300 K).

Los norteamericanos usan los grados Fahrenheit. No te van a pedir que lo sepas. (Mejor por que para pasar de centígrados a Fahrenheit hay que hacer muchas cuentas y es un lío).

CALOR

Dale un martillazo con toda tu fuerza a una moneda. Fijate que queda calentita. ¿ Por qué ?

Rta : Porque la energía cinética que tenía el martillo se transformó en calor. El calor es una forma de energía. Esa es la idea.



Poné una olla en el fuego. El agua se calienta. Desde el punto de vista de la física lo que estás haciendo es entregarle energía. Más subís la temperatura, más energía le entregás. Acá en calor ellos definen la energía calórica así :

1 Kilocaloría (1 Kcal) : Es la energía que hay que entregarle a 1 Kg de agua para que aumente su temperatura en 1 °C.

De la misma manera, definen la caloría (cal) como una unidad 1000 veces menor. Es decir, 1 cal sería la energía que hay que entregarle a 1 gramo de agua para que aumente su temperatura en 1 °C. La equivalencia es :

1 Kcal = 1000 cal.	← EQUIVALENCIA ENTRE CALORÍAS Y KILOCALORÍAS
--------------------	--

¡ Atención futuros médicos y nutricionistas !. En la vida diaria esto se usa muchas veces al revés. Cuando en un paquete de galletitas dice: " valor energético 400 calorías cada 100 g de producto ", generalmente esas 400 calorías son 400 **Kilocalorías**.

Entre nosotros esto significa que 100 g de galletitas tienen una energía tal que podrían elevar la temperatura de 400 litros de agua en 1 °C o la de 4 litros de agua de 0 a 100 °C . (¿ Me seguiste ?).

Cuando vimos energía mecánica no hablábamos de calorías sino de Joules. Calorías y joules representan energía pero medida en diferentes unidades. La equivalencia es esta:

1 Kcal = 4186 Joules	← EQUIVALENCIA ENTRE JOULES Y KILOCALORÍAS
----------------------	--

CALOR RECIBIDO Y CALOR ENTREGADO

Suponé que tenés un pedazo de fierro a 20 °C. Lo calentás y ahora está a 80°C. Pregunta : ¿ Cómo sabés que cantidad de calor le entregaste ?

Rta : La fórmula que se usa para calcular esto es:

$Q = c \cdot m \cdot (T_f - T_i)$	← CANTIDAD DE CALOR RECIBIDA POR UN CUERPO
<p>↑ CALOR RECIBIDO (Cal o Kcal)</p> <p>↑ CALOR ESPECÍFICO (DATO)</p> <p>↑ MASA DEL CUERPO</p> <p>↑ TEMPERATURA FINAL ⊖ TEMP. INICIAL</p>	

En esta fórmula Q es el calor que recibió o que entregó el cuerpo. Puede ir en cal o en Kcal. (Según en qué unidades hayas puesto el calor específico c). Si Q te da (+) el cuerpo recibió calor (se calentó). Si Q te da (-) el cuerpo entregó calor. (se enfrió). Atención con esta convención de signos porque es importante.

m es la masa del cuerpo. Va en kg o en g. T_f y T_i son las temperatura final e inicial que tiene el cuerpo. Van en $^{\circ}\text{C}$.

Vamos ahora a lo más importante... ¿ qué es c ?

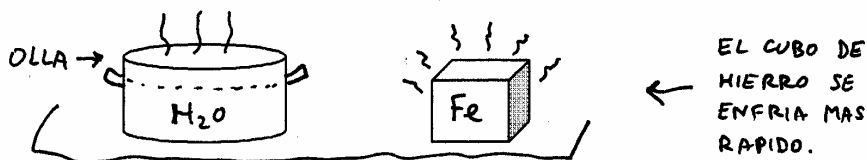
c es lo que se llama **CALOR ESPECIFICO DEL CUERPO**. Sus unidades son :

$$[c] = \frac{\text{calorías}}{\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C}} \quad \text{o} \quad \frac{\text{Kcal.}}{\text{Kg} \cdot ^{\circ}\text{C}} \quad \leftarrow \text{UNIDADES DEL CALOR ESPECIFICO}$$

El calor específico es una cantidad que me dice cuantas kilocalorías hay que entregarle a un Kg de una substancia para lograr que su temperatura aumente en 1°C . Cada substancia tiene su propio calor específico. Los tipos los midieron y los pusieron en unas tablas que andan dando vuelta por ahí. Por ejemplo, el calor específico del agua vale 1. El del hierro vale 0,1. Eso quiere decir que es 10 veces más difícil calentar agua que hierro. (Hay que entregar 10 veces mas energía). Al agua no le gusta ser calentada. Se opone.

(Está perfecto, porque *non calentarum, largum vivirum*).

Aclaración: Cuando digo "calentado" quiero decir "calentado o enfriado". Si vos dejás una olla con agua hirviendo, va tardar más en enfriarse que un pedazo de hierro.



Entre paréntesis, esto es lo que pasa con el agua del mar. Se calienta durante el día y a la noche sigue calentita. Fijate que eso no pasa ni con las piedras ni con la arena de la playa. Están pelando durante el día pero apenas se va el sol, se enfrían enseguida. Esto pasa por que el c de las piedras y de la arena es chico.

Resumiendo: El calor específico de un cuerpo vendría a ser una especie de inercia térmica. Es una magnitud que me da una idea de la resistencia que opone un cuerpo a ser calentado o enfriado. (a cambiar su temperatura , digamos).

Por último... ¡cuidado al usar la ecuación $Q = c.m (T_f - T_i)$!. Sólo se puede hacer *si la sustancia NO cambia de estado*. Es decir, mientras sea sólida, líquida o gaseosa, pero **NO** mientras cambia de sólido a líquido, de líquido a vapor, etc. Fijate este ejemplo:

Calcular que cantidad de calor hay que entregarle a una masa de 3 kg de agua para calentarla de 20 a 100 °C. Idem para 3 Kg de hierro.

Hago el planteo del calor entregado a cada cuerpo. Para el agua:

$$Q = c.m (T_f - T_i) \Rightarrow Q_{H_2O} = 1 \frac{\text{Kcal}}{\text{Kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 3 \text{ Kg} \cdot (100^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C}) \Rightarrow$$

$$Q_{H_2O} = 240 \text{ kcal}$$

$$\text{Para el hierro: } Q = c.m (T_f - T_i) \Rightarrow Q_{Fe} = 0,1 \frac{\text{Kcal}}{\text{Kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 3 \text{ Kg} \cdot (100^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C}) \Rightarrow$$

$$Q_{Fe} = 24 \text{ kcal}$$

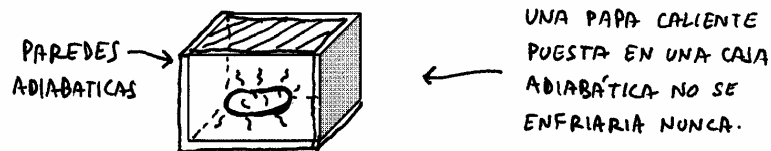
Como ves, la cantidad de calor que hay que entregarle al agua es 10 veces mayor. Esto pasa, repito, porque el c del agua es 10 veces mayor que el c del fe.

TEMPERATURA FINAL DE UNA MEZCLA

Supongamos que tiro un hierro a 80 °C en una olla con agua. Pregunto:

¿Cuál será la temperatura final del agua con el hierro ?.

Para explicarte como se calcula esto, dejame primero comentarte la idea de **PARED ADIABATICA**. Una superficie es adiabática si es aislante del calor, es decir, el calor no la puede atravesar. O sea, si vos consiguieras un recipiente total y absolutamente adiabático, cualquier cosa caliente que pusieras adentro no se enfriaría nunca. (nunca).



Esto es teórico. Los recipientes adiabáticos no existen en la realidad. Lo más parecido es un termo, pero como sabés, el agua caliente puesta en un termo a la

larga se enfría. En realidad, en un recipiente adiabático no puede salir calor de adentro, *pero tampoco puede entrar el calor de afuera*. Quiere decir que si ponés algo frío en un recipiente perfectamente adiabático, seguirá frío por los siglos de los siglos. (Repito, esto es teórico).

Entonces, pongamos 1 kg de agua a 20 °C en un recipiente adiabático.

Ahora agreguemos 1 kg de hierro a 80 °C. Después de un tiempo van a estar a la misma temperatura. (T_f tendrá que estar entre 20 y 80 °C). Fijate como se calcula esa temperatura final. (importante).

Digo:

El fe se va a enfriar (cede calor) y el agua se va a calentar (recibe calor).

Como no puede salir calor del recipiente porque es adiabático, el calor que pierde el agua tiene que ser el calor que gana el fe. Entonces puedo poner :

$$Q_{\text{ganado por el H}_2\text{O}} = - Q_{\text{cedido por el Fe}}$$

Le puse un signo menos al calor cedido por el hierro porque para el fe T_f es menor que T_i y me va a dar negativo. Pasando al mismo miembro :

$$Q_{\text{ganado por el H}_2\text{O}} + Q_{\text{cedido por el Fe}} = 0$$

Conclusión: si me dan 2 sustancias cualquiera que inicialmente están a distinta temperatura, las ponen en un recipiente adiabático y me piden calcular la temperatura final, tengo que plantear siempre :

$Q_{\text{ganado}} + Q_{\text{cedido}} = 0$	\longleftarrow ECUACION PARA CALCULAR LA TEMPERATURA FINAL
---	--

Entonces, si pongo juntos 1 kg de fe a 80 °C y 1 kg de agua a 20 °C la T_f será :

$$1 \frac{\text{kcal}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 1 \text{ kg} \cdot (T_f - 20 \text{ } ^\circ\text{C}) + 0,1 \frac{\text{kcal}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 1 \text{ kg} \cdot (T_f - 80 \text{ } ^\circ\text{C}) = 0$$

$$1 \frac{\text{kcal}}{^\circ\text{C}} T_f - 1 \frac{\text{kcal}}{^\circ\text{C}} 20 \text{ } ^\circ\text{C} + 0,1 \frac{\text{kcal}}{^\circ\text{C}} T_f - 0,1 \frac{\text{kcal}}{^\circ\text{C}} 80 \text{ } ^\circ\text{C} = 0$$

$$\Rightarrow 1,1 \frac{\text{kcal}}{^\circ\text{C}} T_f - 28 \text{ kcal} = 0$$

$$\underline{T_f = 25,45 \text{ } ^\circ\text{C}}$$

Aclaraciones:

- La fórmula $Q_{\text{ganado}} + Q_{\text{cedido}} = 0$ sirve cuando ponés juntos 2 cuerpos. Si te dieran 3, la ecuación quedaría $Q_1 + Q_2 + Q_3 = 0$. (Idem si te dieran 4)
- Si el calor específico de un cuerpo es por ejemplo $0,5 \text{ cal / g } ^\circ\text{C}$ y vos lo querés pasar a $\text{kcal / kg } ^\circ\text{C}$, directamente te queda $0,5 \text{ kcal / kg } ^\circ\text{C}$. Esto es porque 1 kg son justo 1000 g y 1 kcal son justo 1000 cal. Así que el asunto se compensa y queda igual.

CALOR DE FUSION Y DE VAPORIZACION

Vos tenés hielo. Para derretirlo tenés que entregarle calor. La cantidad de calor que hay que darle a una substancia para derretirla (fundirla) se llama **calor latente de fusión**. Para el hielo vale 80 Kcal / Kg (u 80 cal / g). Lo mismo si querés evaporar agua. El calor latente de vaporización para el agua es $L_v = 540 \text{ cal / g}$ (o kcal / kg). Estos valores de L_v y L_f significan lo siguiente: Para derretir 1 kg de hielo hay que entregar 80 kcalorias. (o lo que es lo mismo, para congelar 1 kg de agua hay que quitarle 80 kcal). Para evaporar un kg de agua hay que entregarle 540 kcal. (y para condensar 1 kg de vapor hay que quitarle 540 kcal).

La fórmula que se usa para calcular la cantidad de calor que hay que entregarle a una cierta masa para que se derrita, se congele, se evapore o se condense es:

$$Q = L \cdot m$$

Diagram illustrating the formula $Q = L \cdot m$ with annotations:

- Handwritten label "CALOR LATENTE" with an arrow pointing to L .
- Handwritten label "CALOR ENTREGADO" with an arrow pointing to the entire equation $Q = L \cdot m$.
- Handwritten label "MASA" with an arrow pointing to m .
- Handwritten label "FORMULA CUANDO HAY CAMBIO DE ESTADO" with an arrow pointing to the entire equation $Q = L \cdot m$.

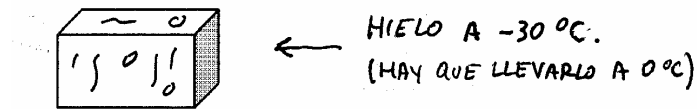
Atención!. Esta fórmula vale sólo si el cuerpo cambia de estado. (Es decir, si pasa de sólido a líquido, de líquido a vapor, etc).

También acordate que mientras una substancia cambia de estado, la temperatura se mantiene constante. No aumenta ni disminuye.

Ejemplo: Calcular la cantidad de calor que hay que entregarle a un cubito de hielo de 50 g que está a $-30 \text{ } ^\circ\text{C}$ para derretirlo y obtener agua a $0 \text{ } ^\circ\text{C}$.

Veamos. Primero tengo que llevarlo de $-30 \text{ } ^\circ\text{C}$ a $0 \text{ } ^\circ\text{C}$.

La cantidad de calor a entregar es:



$$Q = c.m (T_f - T_i) = 0,5 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} 50 \text{ g} \cdot [0^\circ\text{C} - (-30^\circ\text{C})] \Rightarrow$$

$$Q = 25 \frac{\text{cal}}{^\circ\text{C}} \cdot 30^\circ\text{C}$$

$$\Rightarrow Q = 750 \text{ cal}$$

Para derretir el hielo se necesitará : $Q = m \cdot L = 80 \text{ cal / g} \cdot 50 \text{ g}$

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

Entonces la cantidad de calor total que necesito es $750 \text{ cal} + 4000 \text{ cal}$.

$$Q_{\text{tot}} = 4750 \text{ cal}$$

Falta agregar en este apunte:

- * Explicación de Pared Adiabática - Calorímetro.
- * Diagramas de temperatura.
- * 3 problemas: Uno de calcular la cant de calor necesaria para llevar 2 kg de hielo a -20°C hasta vapor a 100°C
- * Otro donde se ponen 1 kg de agua a 0°C y 1 kg de vapor a 100°C . Averiguar la T_{final}
- * Otro donde donde la T_{final} de equilibrio sea cero grados
- * Hablar del L_{vap} del agua y la transpiración del cuerpo humano.

