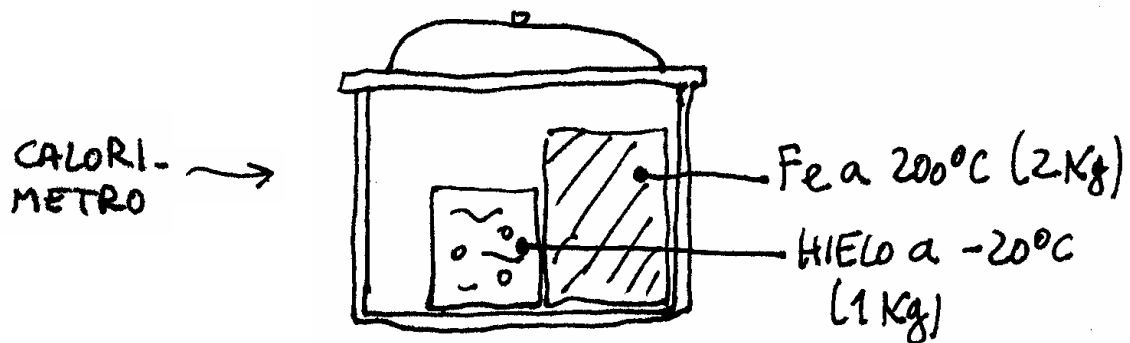


CALORIMETRIA

- * TEMPERATURA Y CALOR
- * EQUIVALENCIA ENTRE KILOCALORIAS Y JOULES
- * CALOR ESPECIFICO
- * ECUACION $Q = c \cdot m \cdot (T_f - T_i)$
- * CALOR DE FUSION Y CALOR DE VAPORIZACION
- * DIAGRAMAS TEMPERATURA - CALOR ENTREGADO
- * CALORIMETRO - RECIPIENTES ADIABATICOS
- * TEMPERATURA DE EQUILIBRIO
- * PROBLEMAS DE TANTEO
- * CALORIAS DE LOS ALIMENTOS



$$Q = c \cdot m \cdot (T_f - T_i)$$

← CANTIDAD DE CALOR RECIBIDA POR UN CUERPO

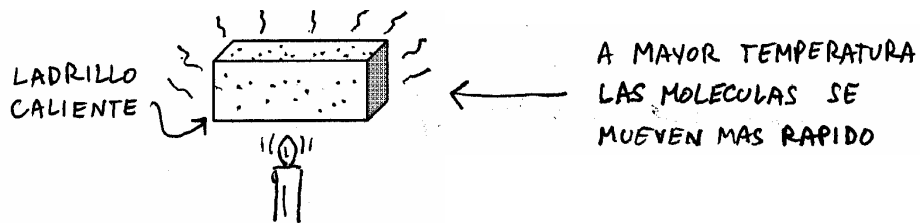
CALOR RECIBIDO (Cal o Kcal) CALOR ESPECÍFICO (DATO) MASA DEL CUERPO TEMPERATURA FINAL ⊖ TEMP. INICIAL

CALORIMETRIA

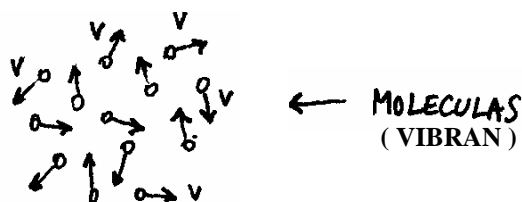
Calorimetría significa medición del calor. Para poder entender como se mide el calor tenés que saber primero algunas otras cosas. Vamos.

TEMPERATURA

Supongamos que uno tiene un ladrillo y lo pone al fuego. Ahora el ladrillo tiene mayor temperatura. Me doy cuenta de esto porque lo toco y veo que está calentito. Desde el punto de vista de la física, calentar una cosa significa hacer que sus moléculas se muevan más rápido. (Se muevan = vibren). 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.



Entonces, sin hilar finito digamos que la temperatura de una cosa es una medida de la velocidad con la que se mueven las moléculas de esa cosa. Es decir, si uno pudiera mirar el asunto con un microscopio vería que las moléculas del objeto se mueven para todos lados. Cuánto más rápido se mueven las moléculas, más alta es la temperatura del cuerpo.



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

Los norteamericanos usan los grados Fahrenheit. Cuando alguien tiene fiebre nosotros decimos: Tiene fiebre, tiene 38. Ellos dicen : Tiene fiebre, tiene 100. (38°C son 100 Fahrenheit). No hace falta que sepas pasar de centígrados a Fahrenheit. (Hay que hacer una cuenta media rara).

CALOR

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

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

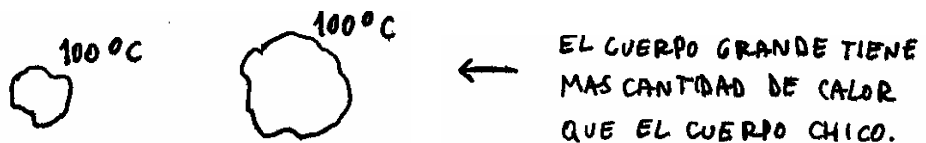


Entender exactamente lo que es el calor es un poco complicado. A grandes rasgos el calor vendría a ser algo así como la suma de la energía cinética total que tienen todas las moléculas de un cuerpo. Cada molécula se mueve a cierta velocidad V . La energía cinética que tiene esa molécula vale $\frac{1}{2} m v^2$. Si vos sumás la cantidad de energía que tienen todas las moléculas de la cosa, tenés la cantidad de calor que tiene esa cosa.

Pregunta :

¿ Cuánto más temperatura tiene un objeto más cantidad de calor tiene ?

Rta : Bueno, a grandes rasgos, sí. El calor depende de la temperatura. A mayor T , mayor Q . Pero la cantidad de calor también depende de la masa del objeto. La cantidad de calor depende de cuántas moléculas tenga uno moviéndose .



Si tengo 100 moléculas de gas a $100^{\circ}C$, tengo cierta cantidad de calor. Pero si tengo un millón de moléculas a $100^{\circ}C$ tengo más cantidad de calor.

Y otra cosa. La cantidad de calor que tiene un cuerpo también depende del material con que esté hecho el cuerpo. No tiene la misma cantidad de calor un kilo de agua a $100^{\circ}C$ que 1 kilo de hierro a $100^{\circ}C$. O sea, la cantidad de calor también depende de una cosa que se llama calor específico " c ". El significado de este valor c te lo explico en seguida.

EQUIVALENCIA ENTRE KILOCALORIAS Y JOULES

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 calorimetría 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 :

$$1 \text{ Kcal} = 1000 \text{ cal}$$

← 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 **KILO**calorías.

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 ?

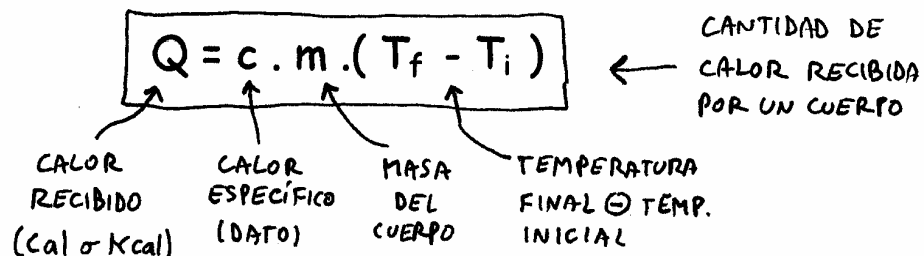
Cuando vimos energía mecánica no hablábamos de calorías sino de Joules. Calorías y joules representan energía pero medidas en diferentes unidades. La equivalencia es esta:

$$1 \text{ Kcal} = 4186 \text{ Joules}$$

← 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 :



En esta fórmula Q es el calor que recibió o que entregó el cuerpo. Puede ir en cal o en Kcal. 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 gr.

T_f y T_i son las temperaturas final e inicial que tiene el cuerpo. Van en °C.

Vamos ahora a algo importante... ¿ qué es c ?

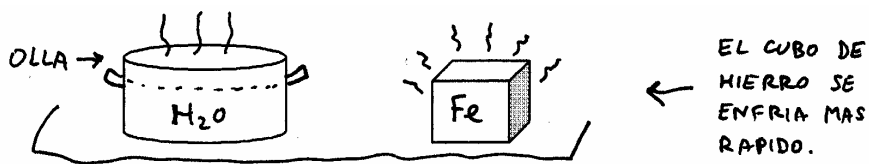
c es lo que se llama **CALOR ESPECIFICO DEL CUERPO**. Sus unidades son :

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

El calor específico es una cantidad que me dice cuantas kilocalorías hay que entregarle a 1 Kg de una sustancia para lograr que su temperatura aumente en 1 °C. Cada sustancia 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 más 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. (Resistencia a cambiar su temperatura, digamos).

Por último... ¡cuidado al usar la ecuación $Q = c.m (T_f - T_i)$! Sólo se puede usar si la **substancia 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:

EJEMPLO

CALCULAR QUE CANTIDAD DE CALOR HAY QUE ENTREGARLE A UNA MASA DE 3 Kg DE AGUA PARA CALENTARLA DE 20 °C A 100 °C. IDEM PARA 3 Kg DE HIERRO. $C_{FE} = 0,1 \text{ kcal / Kg } ^\circ\text{C}$. $C_{H_2O} = 1 \text{ kcal / Kg } ^\circ\text{C}$.

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

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

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

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

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

Fijate algo: La cantidad de calor que hay que entregarle al agua es 10 veces mayor que la que hay que entregarle al hierro. Esto pasa, porque el c del agua es 10 veces mayor que el c del fe.

CALOR DE FUSION Y CALOR 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**. Se lo suele poner con la letra L. Para el hielo el calor de fusión L_F es 80 Kcal / Kg (= 80 cal / g). Lo mismo si querés evaporar agua. El calor de vaporización para el agua es $L_v = 540 \text{ cal / g}$ (o kcal / kg).

Este valor $L_f = 80 \text{ Kcal / Kg}$ significa que para derretir 1 kg de hielo hay que entregar 80 kilocalorías. O lo que es lo mismo, para congelar 1 kg de agua hay que quitarle 80 kcal.

$L_v = 540 \text{ cal / g}$ significa que para evaporar 1 kg de agua hay que entregarle 540 kcal. (Y para condensar 1 kg de vapor hay que quitarle 540 kcal).

Conclusión:

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:

$$Q = L \cdot m$$

Diagrama de la fórmula $Q = L \cdot m$ con anotaciones manuscritas:

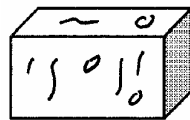
- Una flecha apunta desde "CALOR LATENTE" hacia L .
- Una flecha apunta desde "CALOR ENTREGADO" hacia Q .
- Una flecha apunta desde "MASA" hacia m .
- Una flecha apunta desde "FORMULA CUANDO HAY CAMBIO DE ESTADO" hacia la fórmula.

Atento con esto: Esta fórmula se usa sólo cuando 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 gr QUE ESTÁ A -30°C PARA DERRETIRLO Y OBTENER AGUA A 0°C . $C_{\text{HIELO}} = 0,5 \text{ kcal} / \text{Kg } ^{\circ}\text{C}$. $L_{\text{HIELO}} = 80 \text{ kcal/Kg}$.

Veamos. Tengo un cubito de hielo a -30°C y quiero derretirlo. Primero tengo que llevar el hielo de -30°C a 0°C . La cantidad de calor a entregar es:



HIELO A -30°C .
(HAY QUE LLEVARLO A 0°C)

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

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

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

Para derretir el hielo se necesitará: $Q = m \times L_F = 80 \text{ cal/gr} \times 50 \text{ gr}$

$$\underline{Q = 4.000 \text{ cal}}$$

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

$$Q_{\text{tot}} = 4.750 \text{ cal}$$

DIAGRAMAS TEMPERATURA - CALOR ENTREGADO ← LEER

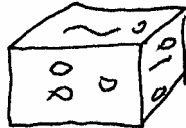
Cuando una cosa se calienta o se enfría uno puede dibujar el calentamiento o el enfriamiento en un diagrama temperatura - calor entregado. Te lo explico con un ejemplo. Fijate:

SE TIENEN 5 Kg DE HIELO -20°C . ¿ QUE CANTIDAD DE CALOR HAY QUE ENTREGARLE AL HIELO PARA LLEVARLO A VAPOR A 100°C . IDEM PARA LLEVAR DE NUEVO EL VAPOR A 100°C A HIELO A -20°C . DIBUJAR LAS 2 EVOLUCIONES EN UN DIAGRAMA TEMPERATURA - CALOR ENTREGADO. DATOS: $C_{\text{HIELO}} = 0,5 \text{ kcal / Kg }^{\circ}\text{C}$. $L_{\text{HIELO}} = 80 \text{ kcal/Kg}$. $C_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ kcal / Kg }^{\circ}\text{C}$. $L_{\text{H}_2\text{O}} = 540 \text{ kcal/Kg}$

Entonces, lo que tengo son 5 Kg de hielo que están a -20°C . Quiero derretir ese hielo y llevarlo a vapor a 100°C . Voy calculando la cantidad de calor que necesito para cada una de estas operaciones. Fijate:

1 - LLEVAR EL HIELO DE -20°C A 0°C :

$$C_{\text{HIELO}} = 0,5 \frac{\text{Kcal}}{\text{Kg} \cdot ^{\circ}\text{C}}$$

5 Kg 

← HIELO A -20°C

$\uparrow Q$

$$Q_{(-20^{\circ}\text{C a } 0^{\circ}\text{C})} = C_{\text{HIELO}} m (0^{\circ}\text{C} - (-20^{\circ}\text{C}))$$

$$Q_{(-20 \text{ a } 0)} = 0,5 \frac{\text{Kcal}}{\text{Kg} \cdot ^{\circ}\text{C}} \cdot 5 \text{ Kg} \times 20^{\circ}\text{C}$$

$$Q_{(-20 \text{ a } 0)} = 50 \text{ Kcal}$$

2 - DERRETIR EL HIELO

$$Q_{\text{(derretir)}} = m L_f$$

$$\Rightarrow Q_{\text{(derretir)}} = 5 \text{ Kg} \times 80 \frac{\text{Kcal}}{\text{Kg}}$$

$$Q_{(0^{\circ}\text{C a } 100^{\circ}\text{C})} = C_{\text{H}_2\text{O}} m (100^{\circ}\text{C} - 0^{\circ}\text{C}) :$$

$$\Rightarrow Q_{\text{derret}} = 400 \text{ Kcal}$$

3 - LLEVAR EL AGUA DE 0 °C A 100 °C

$$Q(0^{\circ}\text{C a } 100^{\circ}\text{C}) = C_{\text{H}_2\text{O}} m (100^{\circ}\text{C} - 0^{\circ}\text{C}) :$$

$$\Rightarrow Q(0 \text{ a } 100^{\circ}\text{C}) = \frac{1 \text{ Kcal}}{\text{kg}^{\circ}\text{C}} \times 5 \text{ kg} \times 100^{\circ}\text{C}$$

$$Q(0^{\circ}\text{C a } 100^{\circ}\text{C}) = 500 \text{ Kcal}$$

4 - EVAPORAR EL AGUA

$$Q_{(\text{EVAPORAR})} = m L_{\text{vap}} \Rightarrow Q_{\text{EVAP}} = 540 \frac{\text{Kcal}}{\text{kg}} \times 5 \text{ kg}$$

$$\Rightarrow Q_{\text{EVAP}} = 2700 \text{ Kcal}$$

Ahora sumo todas las cantidades de calor para obtener el Q_{total} entregado:

$$Q_{\text{TOTAL}} = Q_{(\text{CALENTAR EL HIELO})} + Q_{(\text{DERRETIR EL HIELO})} + Q_{(\text{CALENTAR EL AGUA})} + Q_{(\text{EVAPORAR EL AGUA})}$$

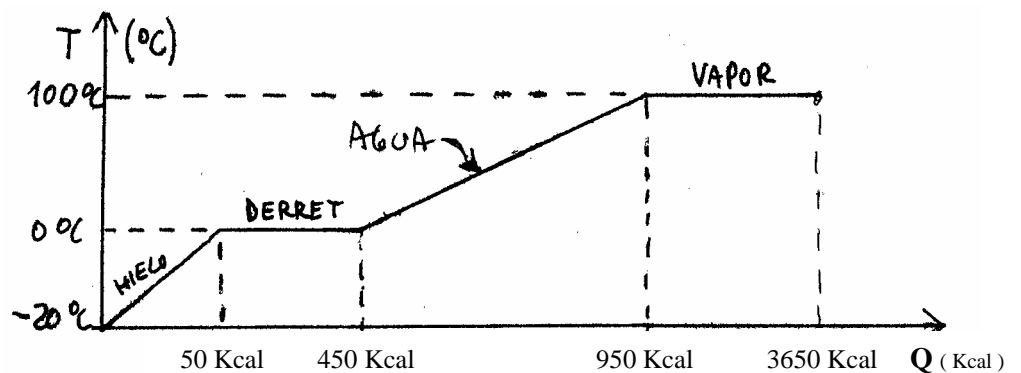
$$Q_{\text{TOTAL}} = 50 \text{ Kcal} + 400 \text{ Kcal} + 500 \text{ Kcal} + 2700 \text{ Kcal}$$

$$Q_{\text{TOTAL}} = 3650 \text{ Kcal}$$

← CANTIDAD TOTAL DE CALOR QUE HAY QUE ENTREGAR EN TODO EL PROCESO

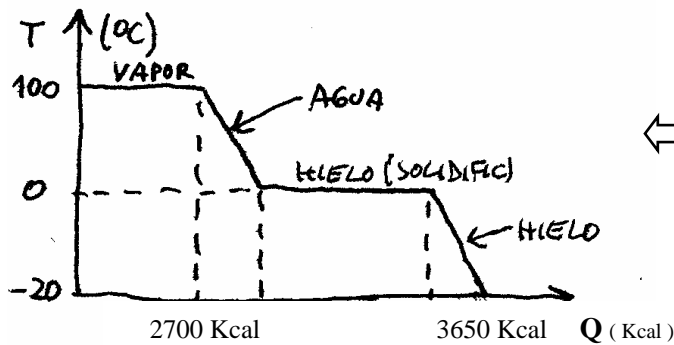
Para hacer el diagrama de temperatura - calor entregado voy representando cada una de las evoluciones. El diagrama se puede hacer con valores o en forma cualitativa.

DIAGRAMA TEMPERATURA - CALOR ENTREGADO EN FORMA CUALITATIVA



Fijate que para hacer el diagrama fui sumando las cantidades de calor que fui entregando. Notá que cada vez que hay cambio de estado la temperatura se mantiene constante. Entonces en el diagrama esa temperatura constante estará representada por una línea horizontal. (Meseta)

De la misma manera, para llevar el vapor que está a 100 °C a hielo a -20 °C tengo que quitarle 3650 Kcal. Puedo hacer en forma cualitativa el diagrama de enfriamiento del vapor a 100 grados hasta llevarlo a hielo a - 20 grados. Eso me daría una cosa así:



← DIAGRAMA DE ENFRIAMIENTO DE VAPOR A 100 °C HASTA HIELO A - 20 °C

UNA CONCLUSION IMPORTANTE: Fijate que de todas las cantidades de calor entregadas, la más grande es la que se usa para evaporar el agua. (= 2700 Kcal). Evaporar agua es siempre muy costoso. El L_v del agua es muy grande (= 540 Kcal / kg). Hay que entregar mucha energía para evaporar agua.

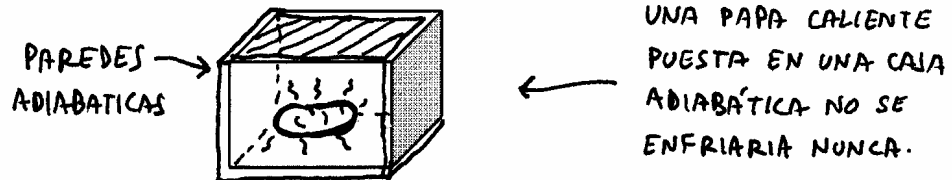
Poné una pava al fuego y fijate cuanto tarda en llegar a 100 °C. Ahora dejala hervir y fijate cuanto tarda en evaporarse toda el agua. Vas a ver que el agua tarda muchísimo más en evaporarse que en hervir. Esta es la razón por la que el cuerpo humano usa la transpiración para enfriarse. Transpirar es evaporar agua. Y ese proceso de transpiración se lleva mucho calor de la piel. (= justo lo que el cuerpo necesita)

CALORIMETRO - RECIPIENTES ADIABATICOS

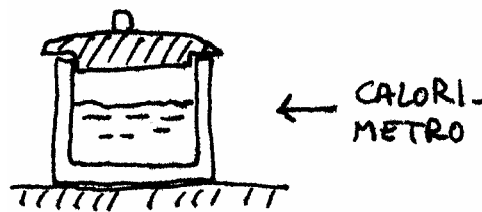
Vamos a la idea de **PARED ADIABATICA**. Una pared es adiabática si es **aislante del calor**. El calor no puede atravesar una pared adiabática. Si vos consiguieras un recipiente total y absolutamente adiabático, cualquier cosa caliente que pusieras adentro no se enfriaría nunca. (nunca).

Digo "si vos consiguieras" porque esto es teórico. Los recipientes adiabáticos no existen en la realidad. Lo más parecido a un recipientes adiabático es un termo. Pero si ponés agua caliente en un termo, al rato se enfría.

En un recipiente adiabático no puede salir calor de adentro ni tampoco puede entrar el calor de afuera. Quiere decir que algo frío puesto en un recipiente perfectamente adiabático, seguiría frío por los siglos de los siglos. Y lo mismo para algo caliente. (Repito, esto es teórico).



En la realidad se usa lo que se llama "calorímetro". Un calorímetro es una especie de olla con tapa. Conserva bien el frío y el calor. No es totalmente adiabático, pero sirve para hacer experimentos. Un calorímetro es una cosa así:

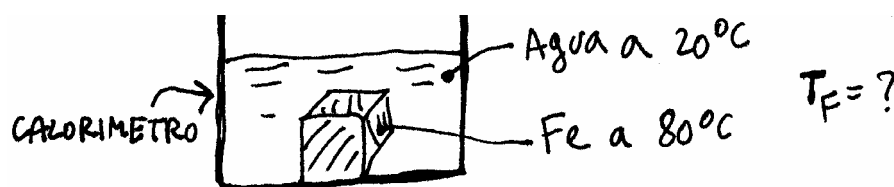


Un pote de tergotol de los que se usan para el helado sirve perfectamente como calorímetro.

TEMPERATURA FINAL DE EQUILIBRIO PARA 2 CUERPOS QUE SE PONEN EN UN CALORIMETRO ← IMPORTANTE

Tengo una olla con agua a 20°C . Tiro a la olla 1 kilo de hierro a 80°C . Pregunto: ¿Cuál será la temperatura final del agua con el hierro ?

Rta: Para explicarte como se calcula esto, vamos directamente a un ejemplo de cómo se calcula la temperatura final de equilibrio para 2 cuerpos que se ponen en un calorímetro: Pongamos 1 kg de agua a 20°C en un calorímetro. Ahora agreguemos 1 kg de hierro a 80°C .



El fe se va a enfriar (Va a ceder calor). El agua se va a calentar (Va a recibir calor). Después de un tiempo el hierro y el agua van a estar a la misma temperatura. Esa temperatura T_f tendrá que estar entre 20 y 80 °C. Lo que quiero es calcular esa temperatura final. (importante).

Digo:

El recipiente es adiabático y no puede salir calor. Quiere decir que el calor que pierde el hierro tiene que ser ganado por el agua. Entonces puedo poner :

$$Q_{\text{Ganado por el H2O}} = - Q_{\text{Cedido por el Fe}}$$

Fijate que le puse un signo menos al calor cedido por el hierro. Esto es porque para el fe, la T_{final} es menor que la T_{inicial} . Entonces el valor $Q_{\text{Fe}} = c.m (T_f - T_i)$ me va a dar negativo. Pasando al mismo miembro :

$$Q_{\text{Ganado por el H2O}} + Q_{\text{Cedido por el Fe}} = 0$$

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

$$Q_{\text{Ganado}} + Q_{\text{Cedido}} = 0$$

← ECUACION PARA CALCULAR LA TEMPERATURA FINAL

Entonces, en este caso, el planteo queda así:

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

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

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

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

NOTA: En los problemas siempre te van a dar sólo 2 cuerpos en un calorímetro. Pero la ecuación $Q_{\text{Ganado}} + Q_{\text{Cedido}} = 0$ se puede usar también para 3 cuerpos o más. (No suelen tomar problemas con 3 cuerpos porque son muy largas las cuentas)

PROBLEMAS DE TANTEO



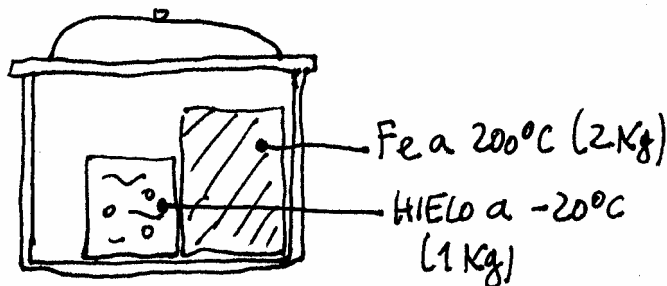
(PROBLEMAS EN DONDE LA TEMPERATURA FINAL ES 0 °C o 100° C)

Hay un tipo de problema medio raro en donde no es fácil calcular la temperatura final de equilibrio. Generalmente son problemas donde se mezcla hielo con algo muy caliente y uno no sabe si la temperatura final va a dar 0 grados, por abajo de 0 grados, o por arriba de cero grados. Para poder resolver este tipo de problemas hay que hacer una especie de tanteo. Fijate.

SE PONE 1 Kg DE HIELO A - 20 °C EN UN CALORÍMETRO. SE AGREGAN 2 Kg DE HIERRO A 200 °C. CALCULAR LA TEMPERATURA FINAL DE EQUILIBRIO.
 $C_{\text{HIELO}} = 0,5 \text{ kcal / Kg } ^\circ\text{C}$. $L_{\text{HIELO}} = 80 \text{ kcal/Kg}$. $C_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ kcal / Kg } ^\circ\text{C}$. $C_{\text{Fe}} = 0,1 \text{ kcal / Kg } ^\circ\text{C}$

Hagamos un dibujito. Tengo el hielo y el hierro en el calorímetro. El hierro se va a enfriar y el hielo se va a calentar. Pero acá es un poco de lío calcular la temperatura de equilibrio. ¿ Por qué ?

Rta: Porque yo no sé si la T_F va a dar 0 grados, por abajo de 0 grados, o por arriba de cero grados. Es importante saber aproximadamente por donde va a dar la temperatura final, porque si hay cambio de estado, no se puede plantear la ecuación $Q = c.m (T_f - T_i)$



Fijate que hay varias posibilidades. El Fe está muy caliente (200 °C). Quiere decir que tal vez todo el hielo podría llegar a derretirse y subir su temperatura por arriba de 0°C. O podría llegar a los 100 °C . Incluso (tal vez) podría evaporarse parte del agua.

Pero también podría pasar que el hielo enfríe al hierro. De esa manera el Fe podría bajar su temperatura hasta algún valor entre 0 y 100 °C.

Por último, podría pasar que la temperatura de equilibrio fuera justo 0 °C.

Y también (un poco arriesgado), uno podría llegar a suponer que el hielo enfría tanto al Fe que el Fe termina por debajo de los 0 °C

Entonces: ¿ el hielo enfriará al Fe o el Fe calentará al hielo? ¿ Quién va a ganar ?

Rta: Esto va a depender de los calores específicos del hielo, del agua y del Fe.

Y también va a depender del calor de fusión del hielo. (L_F). No hay manera de saber a ojo el resultado. Hay que hacer las cuentas y ver qué da. Veamos cuál de todas las situaciones posibles es la que ocurre acá.

Digo:

Supongamos que todo el sistema termina con una temperatura de 50°C . Calculo las cantidades de calor que serían necesarias para que eso ocurra.

El hielo ganaría una cantidad de calor que vale:

$$Q_{\text{HIELO}} = Q_{(-20^\circ\text{C a } 0^\circ\text{C})} + Q_{\text{derretir}} + Q_{(0^\circ\text{C a } 50^\circ\text{C})}$$

$$\Rightarrow Q_{\text{HIELO}} = 0,5 \frac{\text{Kcal}}{\text{Kg}^\circ\text{C}} \times 1\text{Kg} (0^\circ\text{C} - (-20^\circ\text{C})) + 80 \frac{\text{Kcal}}{\text{Kg}} \times 1\text{Kg} + 1 \frac{\text{Kcal}}{\text{Kg}^\circ\text{C}} \times 1\text{Kg} (50^\circ\text{C} - 0^\circ\text{C})$$

$$\Rightarrow \underline{Q_{\text{HIELO}} = 140 \text{ Kcal}} \leftarrow \begin{array}{l} \text{Q PARA LLEVAR EL HIELO} \\ \text{DE } -20^\circ\text{C A } 50^\circ\text{C} \end{array}$$

Vamos ahora al hierro. Quiero llevarlo de 200°C a 50°C . La cuenta me da:

$$Q_{\text{Fe}} = 0,1 \frac{\text{Kcal}}{\text{Kg}^\circ\text{C}} \times 2\text{Kg} (50^\circ\text{C} - 200^\circ\text{C})$$

$$\underline{Q_{(200^\circ\text{C} \rightarrow 50^\circ\text{C})} = -30 \text{ Kcal}} \leftarrow \begin{array}{l} \text{Q PARA LLEVAR EL FE} \\ \text{DE } 200^\circ\text{C A } 50^\circ\text{C.} \end{array}$$

Analicemos un poco el resultado que obtuvimos: Las cuentas me dicen que necesito 140 Kilocalorías para derretir el hielo y llevarlo a 50°C . Por otro lado necesito solamente 30 Kcal para llevar el hierro de 200°C a 50°C . Esto me está diciendo que la cantidad de calor que tiene el hierro no alcanza a derretir el hielo y llevarlo a 50°C . Gana el hielo. Quiere decir que la temperatura de equilibrio va a estar por debajo de los 50°C . Esto pasa porque el c del hierro es muy chico. ($= 0,1 \text{ Kcal} / \text{Kg}^\circ\text{C}$).

Probemos ahora si la cantidad de calor que tiene el hierro alcanza a derretir todo el hielo:

$$Q_{\text{HIELO}(-20^\circ\text{C a } 0^\circ\text{C DERRETIDO})} = 90 \text{ Kcal} \leftarrow \begin{array}{l} \text{Q PARA LLEVAR EL HIELO} \\ \text{DE } -20^\circ\text{C A AGUA A } 0^\circ\text{C.} \end{array}$$

$$Q_{\text{Fe}(200^\circ\text{C a } 0^\circ\text{C})} = 40 \text{ Kcal} \leftarrow \begin{array}{l} \text{Q PARA LLEVAR EL FE} \\ \text{DE } 200^\circ\text{C A } 0^\circ\text{C} \end{array}$$

Otra vez analicemos el resultado: Las cuentas me dicen que necesito 90 Kilocalorías para derretir el hielo. Pero con 40 Kcal me alcanza para enfriar el hierro de 200 °C a 0 °C. Esto me está diciendo que la cantidad de calor que tiene el hierro no alcanza a derretir todo el hielo. Otra vez gana el hielo. El Fe podrá derretir sólo una parte del hielo. Quiere decir que la temperatura de equilibrio va a ser justo 0 °C. El estado final será parte agua a 0 °C, parte hielo a 0 °C y todo el hierro también a 0 °C.

Calculemos cuánta masa de hielo se derrite. (Importante). Fijate: Para llevar el Fe de 200 °C a 0 °C necesito 40 Kcal. Esas 40 Kcal se invierten en elevar la temperatura del hielo de - 20 °C a 0 °C y derretir una parte. Pero para llevar el hielo de - 20 °C a 0 °C necesito 10 Kcal. Quiere decir que me quedan 30 kcal disponibles para derretir el hielo. Planteo:

$$30 \text{ Kcal} = L_{\text{HIELO}} \times m_{\text{DERRETIDA}}$$

$$\rightarrow 30 \text{ Kcal} = 80 \text{ Kcal/Kg} \times m_{\text{DERRETIDA}}$$

$$\rightarrow \underline{m_{\text{DERRETIDA}} = 0,375 \text{ Kg}} \text{ (= Agua)}$$

Entonces, la respuesta a este problema es: La temperatura de equilibrio es CERO grados centígrados, con 0,625 Kg de hielo y 0,375 kg de agua .

Aclaración: En este problema la temperatura final de equilibrio dió 0 °C. Eso pasó porque puse hielo en el calorímetro. Pero no siempre la temperatura final va a dar 0 °C. También puede dar 100 °C si hay vapor de agua. La T_F puede llegar a dar algún valor extraño si las sustancias que se ponen en el calorímetro son medio raras. (Por ejemplo, si se tira un pedazo de hierro en un calorímetro que tiene plomo fundido).

CALORIAS DE LOS ALIMENTOS

Los alimentos tienen calorías. Cuando uno come cosas, el cuerpo se las ingenia para agarrar esas calorías y guardárselas. Y como el calor es energía, esas calorías son usadas para lo que el cuerpo quiera. Por ejemplo, moverse, calentarse y demás. Todas las cosas ricas tienen muchas calorías. El cuerpo sabe esto y desea que le des cosas que tengan muchas calorías. Por eso a la gente le encanta comer chocolate, galletitas, alfajores, helados, hamburguesas, panchos, ravioles con salsa y demás. El cuerpo no es tonto. Podés tratar de engañarlo dándole de comer lechuguita y verdurita. Pero al rato se da cuenta.

Acá te pongo una tabla con calorías de algunos alimentos. Especial para los nutricionistas

CALORIAS DE LAS HAMBURGUESAS DE MC DONALD' S - Fuente: Mc Donald's

PESO (gr)	KILOCALORIAS	KILOCALORIAS POR gr	
102	255	2,5	HAMBURGUESA
115	307	2,7	HAMBURGUESA CON QUESO
204	563	2,8	BIG MAC
189	460	2,4	MC POLLO
97	320	3,3	PAPAS MEDIANAS
260	290	1,1	ENSALADA CHEFF
200	5	0,0	TE o CAFÉ SIN NADA
200	15	0,1	TE o CAFÉ CON LECHE
200	35	0,2	TE o CAFÉ CON AZUCAR
200	55	0,3	CAFÉ CON LECHE Y AZUCAR
35	150	4,3	MEDIALUNA
164	319	1,9	SUNDAE DE CHOCOLATE
115	185	1,6	CONO DE VAINILLA
250	190	0,8	COCA COLA o FANTA MEDIANA
265	118	0,4	JUGO DE NARANJA

Por ejemplo, si te comés un Big Mac con unas papas y una Coca le estás dando al cuerpo unas 1.100 Kilocalorías. (Sumale un poco de sal, mayonesa y Ketchup). Buscá en algún libro cuantas calorías por día necesita para vivir una persona que pesa lo que pesás vos.

Aclaraciones:

* La fórmula $Q_{\text{ganado}} + Q_{\text{cedido}} = 0$ sirve cuando ponés 2 cuerpos en un calorímetro. Si se pusieran 3 cuerpos, la ecuación quedaría $Q_1 + Q_2 + Q_3 = 0$. (Idem si se pusieran 4 cuerpos)

* 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 1.000 g y 1 kcal son justo 1.000 cal. Así que el asunto se compensa y queda igual.

ALGUNOS EJERCICIOS DE PARCIALES

1 - ¿ Qué cantidad de agua a 20 °C debería colocarse en un recipiente adiabático para que al echar en ella 2 gr de hielo a 0 °C se obtenga en el equilibrio agua líquida a 0 °C ?

- a) 4 gr b) 1 gr c) 160 gr d) 80 gr e) 40 gr f) 8 gr

SOLUCIÓN : Sé que $Q_{hielo} = Q_{agua}$ (El calor que libera uno lo absorbe el otro).
Entonces:

$$m_{agua} C_{p_{agua}} \cdot \Delta T = m_{hielo} C_{p_{hielo}} \Delta T + L_f \cdot m_{hielo}.$$

Todos los valores son datos, puedo despejar m_{agua} . Hago muchas cuentas:

Respuesta correcta: f) la masa de agua debe ser de 8 gr

2 - Los calores específicos del agua líquida, del hielo y del aluminio sólido son, respectivamente de 1,00 ; 0,5 y 0,22 Kcal / (Kg K) y el calor de fusión del hielo es de 80 Kcal/Kg. Se colocan en un recipiente adiabático, a la presión normal, un kilo de aluminio a 200°C y un kilo de hielo a diez grados bajo cero.

Determine:

- a) La temperatura final del equilibrio.
- b) La masa de hielo fundido, si es que llegó a fundirse algo de hielo

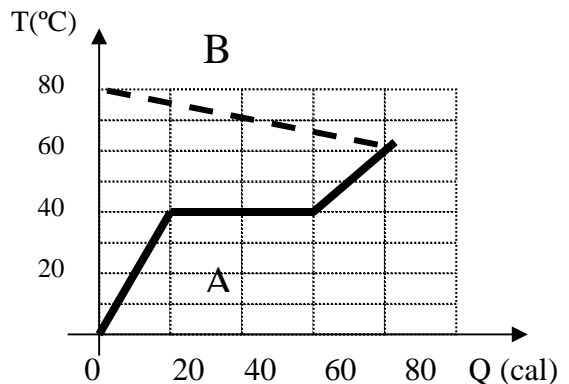
SOLUCIÓN :

Calculemos primero cuánto calor puede entregar el aluminio si llegara a 0 °C → $Q = C_{alum} m_{alum} \Delta T = - 44.000 \text{ cal}$. Con ese calor... ¿ alcanzo a fundir todo el hielo ? Primero necesitamos llevar el hielo a 0 °C, para eso se consumen 5.000 cal, y con lo que me queda de calor, me alcanza para fundir 487,5 g de hielo... y se queda todo a 0 °C porque se me terminó el calor que tenía... Tonces:

Quedan 512,5 g de hielo + 487,5 g de agua + 1000 g de aluminio todo a 0°C

3 - La figura representa la evolución de la temperatura en función del calor intercambiado cuando, en un recipiente adiabático que contiene un kilogramo de cierto sólido (A), se introducen 100 gramos de un sólido desconocido (B). Si se desprecia el calor intercambiado con el recipiente:

- a) ¿Cuál es el calor latente de fusión de A?
- b) ¿Cuál es el calor específico de B?



SOLUCIÓN :

a) - Este es un problema importante. Fijate que me dan un gráfico Temperatura - Calor entregado. Todos los datos tenés que sacarlos de ahí. Vamos: Veo que a $40\text{ }^{\circ}\text{C}$ el sólido A se está fundiendo. Me doy cuenta de que esto es así porque la temperatura permanece constante. En esa etapa se entrega una cierta cantidad de calor. La cantidad de calor absorbida por el sólido A mientras se funde va a ser:

$$Q = m L_F$$

Mirando el gráfico, puedo calcularla:

$$(60\text{ cal} - 20\text{ cal}) = 1000\text{ g} \times L_{FA}$$

$$L_{FA} = 0,04 \frac{\text{cal}}{\text{g}} \leftarrow \text{CALOR DE FUSION DE A}$$

El cuerpo B es un sólido que no se funde. Su temperatura baja de $80\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $60\text{ }^{\circ}\text{C}$. Puedo plantear.

$$b) Q = C m (T_F - T_0)$$

La cantidad de calor Q vale 80 calorías. Entonces:

$$\Rightarrow 80\text{ cal} = C_B \times 100\text{ g} \times (80\text{ }^{\circ}\text{C} - 60\text{ }^{\circ}\text{C})$$

$$\Rightarrow C_B = 0,04 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} \leftarrow \text{CALOR ESPE- CIFICO DE B}$$
