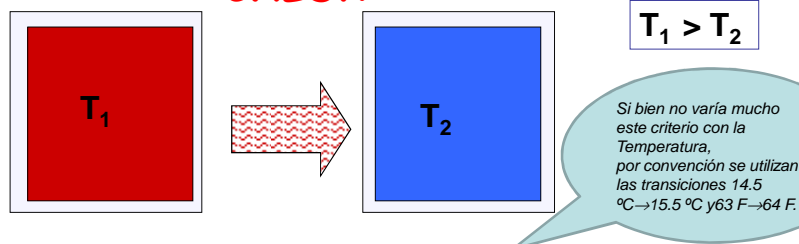




Si dos cuerpos a distinta temperatura se ponen en contacto, el que está más frío se calienta y el que está mas caliente se enfría...

hay una **transferencia de energía** desde el cuerpo de mayor temperatura (T_1) al de menor temperatura (T_2) que llamamos

CALOR



Caloría (gramo): calor a transferir a **1 g** de H_2O para elevar su T en $1\text{ }^\circ\text{C}$ *

KCaloría (kg): calor a transferir a **1 kg** de H_2O para elevar su T en $1\text{ }^\circ\text{C}$

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

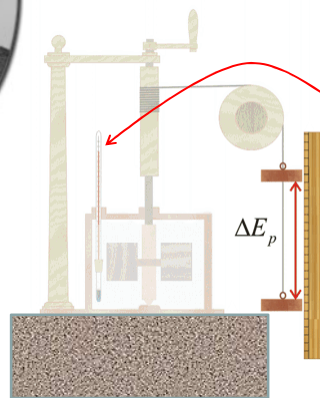
BTU: calor a transferir a **1 libra** de H_2O para elevar su T en $1\text{ }^\circ\text{F}$

Equivalente mecánico del calor



James Joule
(1818-1889)

En 1881 James Joule encontró que había una equivalencia entre el calor y el trabajo mecánico.



$$\Delta E = \Delta E_c + \Delta E_p = mg\Delta h$$

$$Q = m k \Delta T$$

Tanto el calor como el trabajo son medidas de transferencia de energía

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J}$$

Equivalente mecánico del calor

Capacidad calorífica y calor específico

Capacidad calorífica

$$Q = C \Delta T \quad [C] = \text{cal}/^\circ\text{C}$$

Calor específico

$$c_p = \frac{C}{\text{masa}} \quad [c_p] = \text{cal}/\text{g} \cdot ^\circ\text{C}$$

Calores específicos de algunas sustancias a 25°C y presión atmosférica

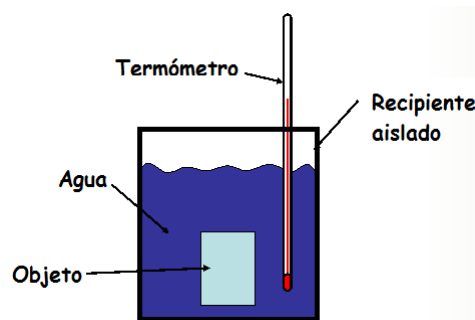
Sustancia	Calor específico c		Sustancia	Calor específico c	
	J/kg · °C	cal/g · °C		J/kg · °C	cal/g · °C
<i>Sólidos elementales</i>			<i>Otros sólidos</i>		
Aluminio	900	0.215	Latón	380	0.092
Berilio	1 830	0.436	Vidrio	837	0.200
Cadmio	230	0.055	Hielo (-5°C)	2 090	0.50
Cobre	387	0.092 4	Mármol	860	0.21
Germanio	322	0.077	Madera	1 700	0.41
Oro	129	0.030 8	<i>Líquidos</i>		
Hierro	448	0.107	Alcohol (etílico)	2 400	0.58
Plomo	128	0.030 5	Mercurio	140	0.033
Silicio	703	0.168	Agua (15°C)	4 186	1.00
Plata	234	0.56	<i>Gas</i>		
			Vapor (100°C)	2 010	0.48

Si $c(T) = \frac{1}{m} \frac{dQ}{dT}$

- Se colocan en un horno dos objetos de 100gr de masa y distinto material (uno de Aluminio y otro de Plata) ¿Considerando que ambos objetos estaban a 20°C, cuánto calor absorberá cada uno hasta alcanzar la temperatura del horno 220°C?
- Se enfrían 0,5Kg de agua que estaba a 40°C extrayéndole 50kJ de calor ¿Cuál es la temperatura final del agua?
- Calcular cuánta energía se necesita para elevar la temperatura en 1°C de 0,5kg de agua y de 0,5kg de hielo

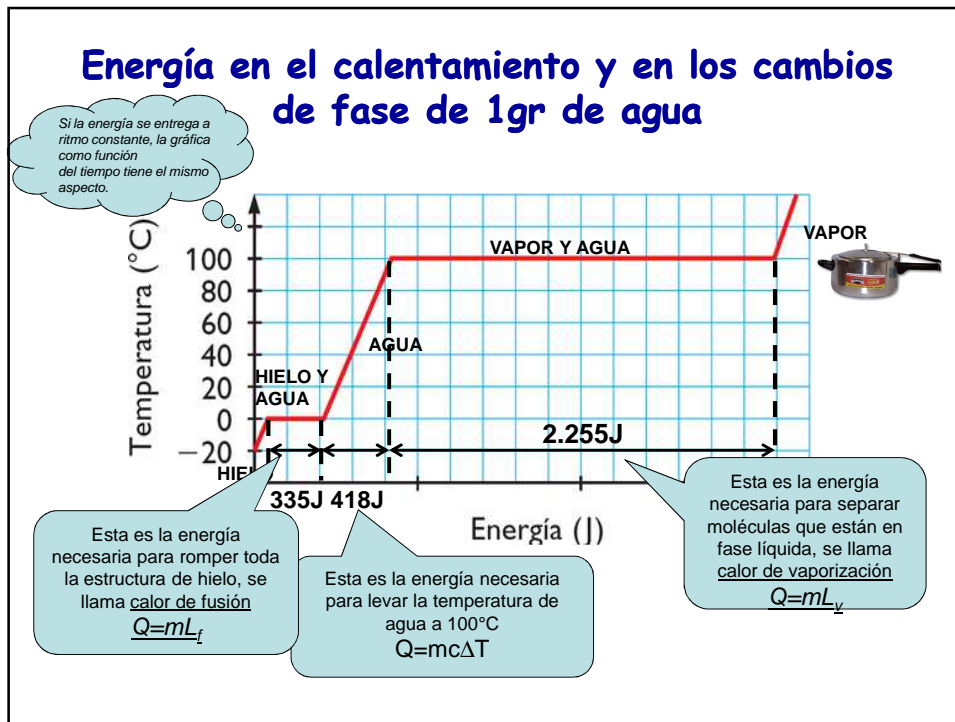
Calorimetría

c_p ??



$$\sum Q_i = 0$$

Se desea determinar experimentalmente el calor específico del Cu. Se calientan 148g de limadura de cobre a 100°C y luego se vierte en el vaso de un calorímetro que contiene 200g de agua a 20°C. La temperatura final medida es de 25°C. Desprecie la masa del calorímetro y considere que no pierde calor por sus paredes.



Calor latente de fusión y vaporización

Latent Heats of Fusion and Vaporization				
Substance	Melting Point (°C)	Latent Heat of Fusion (J/kg)	Boiling Point (°C)	Latent Heat of Vaporization (J/kg)
Helium	-269.65	5.23×10^3	-268.93	2.09×10^4
Nitrogen	-209.97	2.55×10^4	-195.81	2.01×10^5
Oxygen	-218.79	1.38×10^4	-182.97	2.13×10^5
Ethyl alcohol	-114	1.04×10^5	78	8.54×10^5
Water	0.00	3.33×10^5	100.00	2.26×10^6
Sulfur	119	3.81×10^4	444.60	3.26×10^5
Lead	327.3	2.45×10^4	1750	8.70×10^5
Aluminum	660	3.97×10^5	2450	1.14×10^7
Silver	960.80	8.82×10^4	2193	2.33×10^6
Gold	1063.00	6.44×10^4	2660	1.58×10^6
Copper	1083	1.34×10^5	1187	5.06×10^6

$$Q = \pm mL \quad L [\text{cal/g}]$$

- Se añade calor a 1kg de agua a temperatura ambiente (20°C)¿Cuánto calor se requiere para convertir agua en vapor sobrecalentado a 115°C ? ($m_{\text{vap}}=539\text{cal/g}$)

TRANSICIONES DE FASE (cambios de estado)





La transpiración es un mecanismo de enfriamiento que tiene nuestro organismo. Los días húmedos sentimos que hace más calor porque el sudor no se puede evaporar totalmente.



Cuando cerramos el agua de la ducha, si permanecemos dentro de la mampara, el efecto "enfriador" de la evaporación puede ser contrarrestado con el efecto "calentador" de la condensación del vapor de agua.



Las bolsas térmicas autoactivables ("hielo caliente") contienen una disolución supersaturada de acetato de sodio en agua, capaz de enfriarse por debajo de su punto de fusión sin formar cristales. Presionando en un disco metálico del interior de la bolsa, se forma un centro de nucleación que causa la cristalización. Es decir, a temperatura ambiente, esta disolución se solidifica liberando calor al medio.



Cuando el hielo se derrite absorbe energía de la limonada, enfriándola.



Se suele regar por aspersión los viñedos cuando la temperatura baja de 0°C para que el hielo que se forma alrededor de los sarmientos proteja los brotes.

Se desea transportar un hígado de $0,5\text{kg}$ inicialmente a 30°C con un calor específico de $3,5\text{KJ/kg}^{\circ}\text{C}$. Se lo rodea con 2kg de hielo que estaba inicialmente a -10°C . ¿Cuál es la Temperatura final de equilibrio?