

Il Calore

Nel corso dell'800 cominciò a diffondersi l'idea che il calore fosse una delle forme con cui i corpi si scambiano energia: si capì infatti che, come il lavoro, **anche il calore poteva essere considerato energia in transito** da un corpo all'altro. Mentre però il lavoro può essere considerato un **trasferimento di energia ordinato** (potremmo paragonarlo all'azione di un esercito che avanza, che ha un moto e una forza di impatto ben direzionata), il calore corrisponde a un **trasferimento di energia disordinato** (paragonabile all'azione di una folla, dove gli individui si muovono ciascuno in una direzione diversa), che si traduce in un aumento dell'energia cinetica o potenziale complessiva (macroscopica) degli oggetti coinvolti, il calore corrisponde a un **trasferimento di energia disordinato** (paragonabile all'azione di una folla, dove gli individui si muovono ciascuno in una direzione diversa), che si traduce in un aumento dell'energia cinetica o potenziale (microscopica) delle particelle che costituiscono gli oggetti stessi!



Prima che l'idea del calore come scambio di energia si affermasse, il calore veniva misurato in funzione della sua capacità di innalzare la temperatura dell'acqua: si era introdotta infatti la **caloria (cal)**, definita come **la quantità di calore necessaria ad innalzare la temperatura di 1 grammo d'acqua da 14.5°C a 15.5°C**.

Spesso, invece della caloria, si utilizza la kilocaloria (kcal), che equivale a 1000 calorie; quindi 1 kcal è il calore necessario a innalzare 1 kg di acqua di 1°C. Talvolta la kilocaloria è chiamata Caloria (con la "C" maiuscola), o "grande caloria", ed è l'unità di misura con cui ancora oggi viene specificato il valore energetico dei cibi.



L'Esperimento di Joule

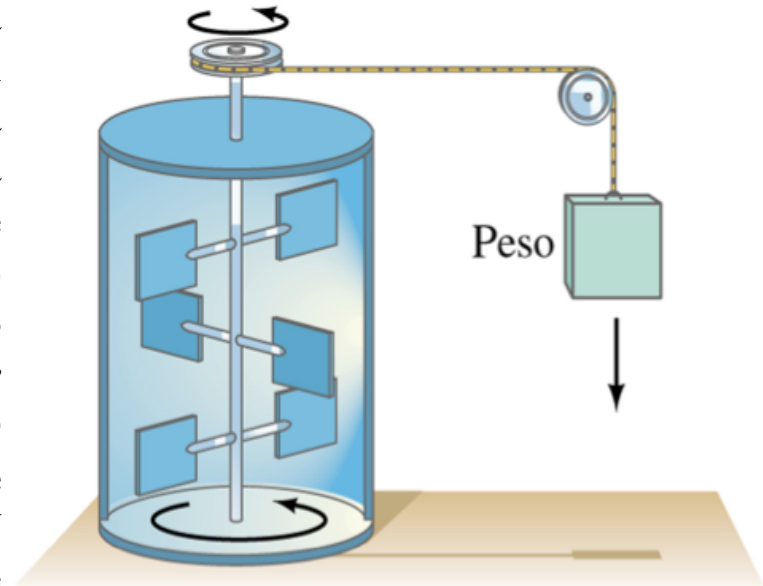
Il più celebre esperimento che già nell'800 dimostrò che la trasmissione del calore equivale ad un trasferimento di energia fu compiuto dal fisico inglese **James Joule**, lo stesso scienziato il cui nome fu attribuito all'unità di misura del lavoro e dell'energia.

L'esperimento di Joule (semplificato) fa uso di un recipiente pieno d'acqua dentro il quale un sistema di pale è messo in rotazione da una carrucola collegata esternamente con una corda ad un peso in caduta verso il suolo: **l'attrito** tra l'acqua e le pale rotanti fa sì che la temperatura dell'acqua cresca lievemente, e questo (sia pur minimo) **incremento di temperatura** può essere messo in relazione con il **lavoro** (facilmente misurabile) compiuto sul peso dalla forza di gravità. In questo modo Joule dimostrò che *questo lavoro era sempre equivalente ad una particolare quantità di calore trasferito all'acqua*: per la precisione, egli trovò che **4,186 Joule (J) di lavoro equivalgono ad 1 caloria** (cioè 4,186 kJ equivalgono ad 1 kcal), valore che è noto come **"equivalente meccanico del calore"**.

Nel **1948** la comunità scientifica decise che, dato che il calore (come il lavoro) era energia trasferita, **l'unità di misura ufficiale per il calore** nel Sistema Internazionale dovesse essere la stessa dell'energia, cioè il **Joule**. Quindi oggi la caloria viene definita solo come 4,186 J, senza alcun riferimento al riscaldamento dell'acqua.



James Joule
(1818-1889)



Fisica
Copyright 2006 Casa Editrice Ambrosiana

Esempio

Supponiamo che un pomeriggio abbiate mangiato troppo **gelato**, per un totale di circa 500 Calorie. Per compensare, volete fare **un'equivalente quantità di lavoro** salendo le scale o scalando una collina. Assumendo che abbiate una massa di 60 kg, fino a che altezza dovrete salire?

Innanzitutto sappiamo che 500 Calorie equivalgono a 500 kcal, che in Joule diventano:

$$(500\text{kcal})(4.186 \cdot 10^3 \text{ J/kcal}) = 2.1 \cdot 10^6 \text{ J}$$

Il lavoro compiuto per salire di un'altezza h è uguale alla corrispondente variazione di energia potenziale, cioè:

$$W = \Delta U = mgh$$

da cui, risolvendo rispetto ad h e sostituendo alle variabili i loro valori numerici, avremo:

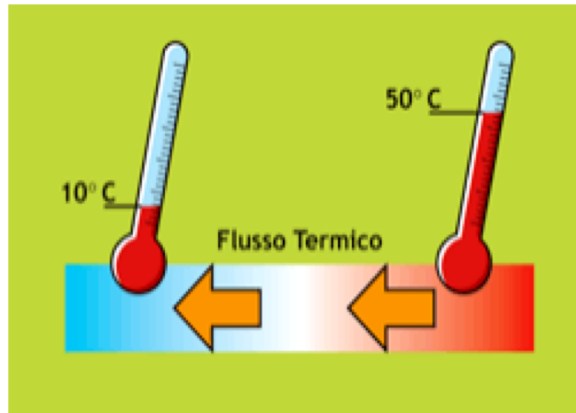
$$h = \frac{W}{mg} = \frac{2.1 \cdot 10^6 \text{ J}}{(60\text{kg})(9.80\text{m/s}^2)} = 3600\text{m}$$

il che significa che la vostra scala dovrebbe portarvi oltre la cima dell'Etna!



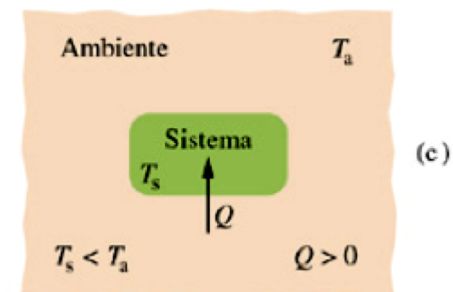
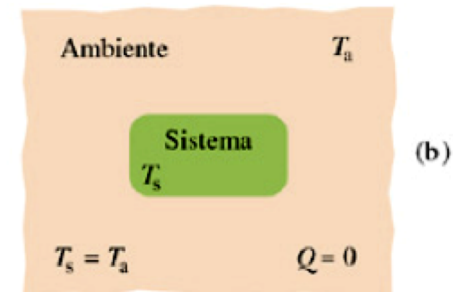
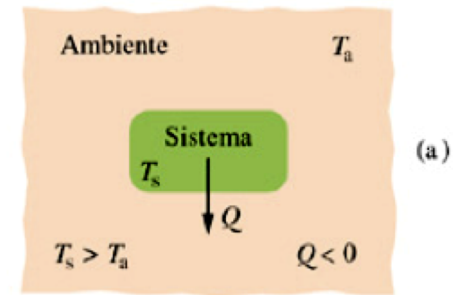
Calore ed Energia Interna

Con il suo esperimento Joule svelò dunque definitivamente la vera natura del calore: **il calore** (indicato con il simbolo **Q**) non è una sostanza, un fluido calorico e nemmeno una nuova forma di energia, ma può essere definito come **il modo attraverso il quale l'energia viene trasferita da un corpo più caldo ad un altro più freddo a causa della loro differenza di temperatura.**



Questa energia trasferita sotto forma di calore è detta “**energia interna**”, o a volte anche “**energia termica**”, ed è data dalla **somma delle energie cinetiche e potenziali associate ai moti casuali degli atomi o delle molecole all'interno degli oggetti che compongono un certo sistema.**

Nella *situazione (a)* della figura qui accanto, $T_s > T_a$, quindi viene trasferita energia dal sistema all'ambiente: in questo caso **il sistema perde energia interna** e lo scambio di calore si considera negativo, cioè $Q < 0$; nella *situazione (b)* $T_s = T_a$, quindi sistema e ambiente sono già in equilibrio termico e non c'è scambio di calore, cioè $Q = 0$; infine, nella situazione (c), si ha $T_s < T_a$ quindi l'energia interna viene trasferita dall'ambiente al **sistema**, che **guadagna energia** e incrementa la propria temperatura: in tal caso lo scambio di calore si considera positivo, cioè $Q > 0$.

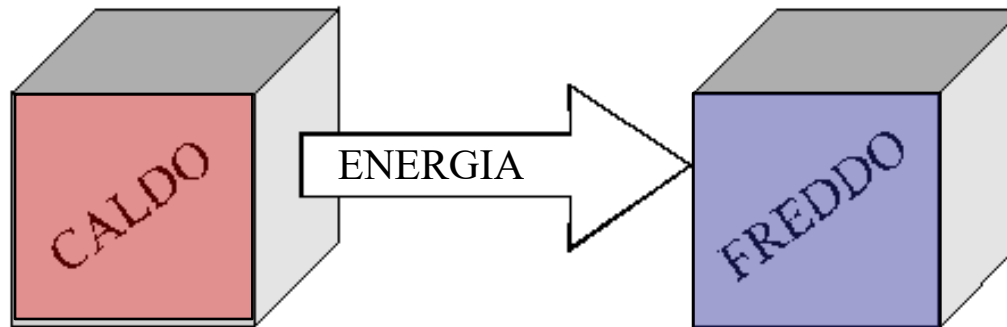


Energia Interna e Temperatura

L'**energia interna**, che come abbiamo appena visto è data dalla somma totale delle energie cinetica e potenziale di tutte le molecole di un oggetto, è **una caratteristica intrinseca** di un dato oggetto e dipende quindi dalla massa dell'oggetto stesso. Il **calore** invece, proprio come il lavoro, **non è una caratteristica intrinseca** degli oggetti ma, trasferendosi da un corpo ad un altro o da un sistema all'ambiente, ne altera le rispettive riserve di energia interna.

A questo punto, poiché la **temperatura** – come abbiamo visto dalla teoria cinetica – è una misura esclusivamente dell'energia cinetica media delle molecole di un oggetto, questo significa che *due corpi di massa diversa possono avere la stessa temperatura pur avendo energie interne diverse*, in quanto possono differire nella parte di energia potenziale (che peraltro, come sappiamo, è quella che determina lo stato della materia, solido, liquido o gassoso, in cui si trovano i corpi considerati).

La **direzione dello scambio di calore, cioè del flusso di energia** tra due oggetti, *dipende invece solo dalla loro differenza di temperatura e non dalla loro energia interna*: quindi, se 50 g di acqua a 30°C vengono messi a contatto, o anche mescolati, con 200 g di acqua a 25°C, il calore fluisce dall'acqua a 30°C all'acqua a 25°C, anche se l'energia interna dell'acqua a 25°C è maggiore, in quanto la sua massa è maggiore.



Trasmissione del Calore per Conduzione

Le modalità con cui il calore viene effettivamente trasferito da un punto all'altro di un sistema fisico o da un corpo all'altro sono tre: *conduzione*, *convezione* e *irraggiamento*.

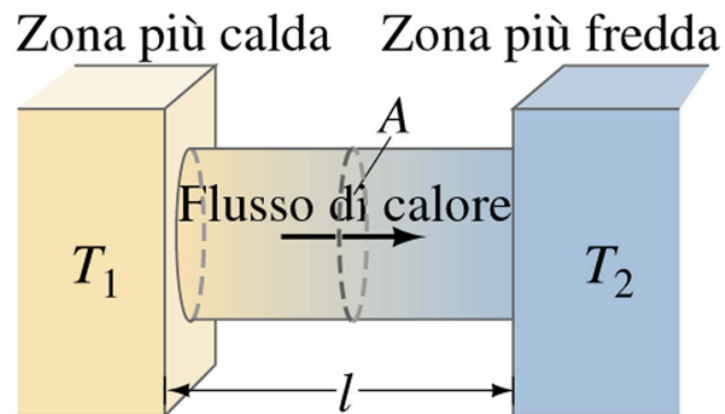
La **conduzione** è il principale meccanismo di trasferimento di calore nei solidi (ma avviene anche nei liquidi e nei gas). Pensiamo ad una **sbarra di ferro** di cui si riscaldi un'estremità: sappiamo che, dopo un po' di tempo, il calore si sarà trasferito da quell'estremità a tutta la sbarra. Possiamo immaginare questo fenomeno come il risultato delle **collisioni molecolari** che le molecole della zona riscaldata, in moto più frenetico, esercitano su quelle relativamente più lente delle zone ancora fredde con cui sono a contatto: queste collisioni innescano un processo di *trasferimento per conduzione* dell'energia cinetica dalle molecole delle zone calde a quelle delle zone fredde che finisce per riscaldare tutta la sbarra.

E' evidente che la conduzione ha luogo solo in presenza di una **differenza di temperatura**: sperimentalmente si può verificare che la velocità del flusso di calore attraverso una certa sostanza è *proporzionale* a tale differenza di temperatura e dipende anche dalla forma e dalle dimensioni degli oggetti coinvolti.

Se consideriamo ad esempio un **cilindro uniforme** di sezione A le cui estremità, poste a distanza l , siano a contatto con due zone rispettivamente a temperature T_1 e T_2 (con $T_1 > T_2$), si trova che il **flusso di calore** ΔQ nell'intervallo di tempo Δt è dato dalla relazione:

$$\frac{\Delta Q}{\Delta t} = kA \frac{T_1 - T_2}{l}$$

dove k è la cosiddetta **conducibilità termica** del materiale considerato (che nel SI si misura in $J/(s \text{ m K})$).



Trasmissione del Calore per Conduzione

Le sostanze che hanno una buona conducibilità termica sono dette **conduttori termici**: tra questi rientrano certamente la maggior parte dei metalli (dove in realtà la conduzione avviene per mezzo degli elettroni degli strati più esterni).

Le sostanze che hanno invece una bassa conducibilità termica sono cattivi conduttori di calore e sono dette **isolanti termici**: tra questi annoveriamo la lana, il vetro, il polistirolo e anche l'aria che respiriamo.

Il valore di k per le varie sostanze rende conto di molti **fenomeni comuni**, come ad esempio la maggiore **sensazione di freddo ai piedi** che ci provoca un pavimento di mattonelle rispetto ad un tappeto che si trovi alla stessa temperatura: le mattonelle, infatti, conducono meglio il calore rispetto al tappeto e dunque disperdono più rapidamente il calore sottratto al piede facendone così diminuire la temperatura della pianta!

Le **proprietà isolanti degli indumenti** che indossiamo, invece, derivano soprattutto dalle proprietà isolanti dell'aria: i vestiti infatti trattengono l'aria a contatto con il nostro corpo impedendole di essere sostituita da altra aria più fredda e quindi ci mantengono caldi (tanto più quanta più aria intrappolano!)

Sostanza	conducibilità termica
diamante	1000 - 2600 J / (s m K)
argento	430
rame	390
oro	320
alluminio	236
ottone	111
platino	70
quarzo	8
vetro	1
acqua distillata	0,6
laterizi	0,8
lana	0,05
vermiculite	0,046
polistirolo espanso	0,03
aria secca (a 300 K, 100 kPa)	0,026

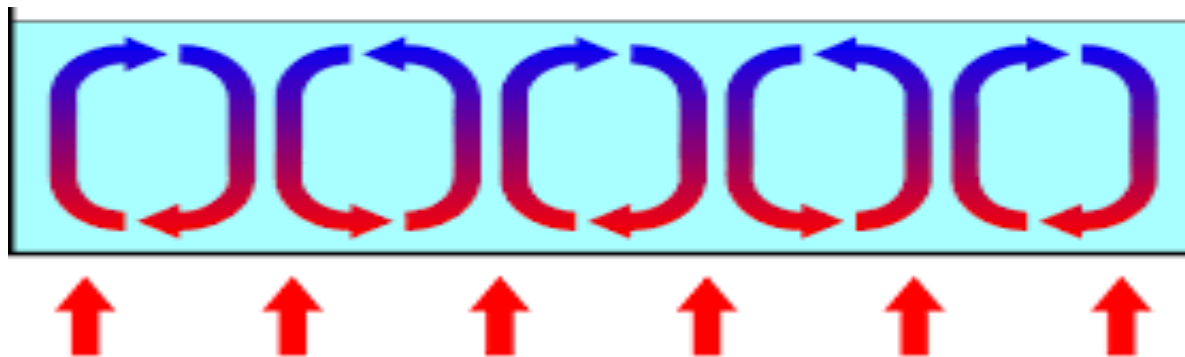
Trasmissione del Calore per Convezione

I liquidi e i gas non sono generalmente dei buoni conduttori di calore, ma riescono comunque a trasmetterlo rapidamente sfruttando un altro meccanismo detto **convezione**: in tale processo *il calore viene trasmesso da una regione all'altra del fluido attraverso il movimento di massa delle molecole della sostanza coinvolta*. Mentre quindi la conduzione coinvolge gli urti e il moto delle molecole (o degli elettroni) lungo un **percorso limitato**, la convezione coinvolge il moto delle molecole su **distanze maggiori**.

Nella convezione **naturale**, le porzioni di fluido più vicine alla sorgente di calore si dilatano diventando più leggere e meno dense di quelle sovrastanti: le porzioni di fluido più calde prendono il posto di quelle più fredde e viceversa dando così luogo all'instaurarsi di correnti circolari, il cui flusso di calore nell'unità di tempo è approssimativamente descritto dalla **legge di Newton**:

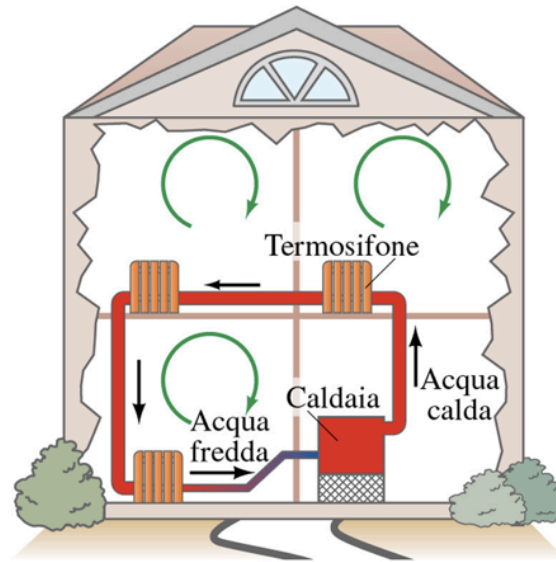
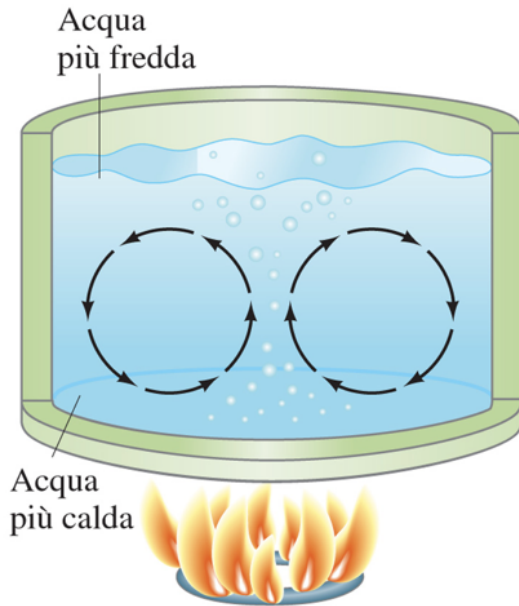
$$\frac{\Delta Q}{\Delta t} = hA\Delta T$$

dove A è la superficie dello scambio termico e h è il **coefficiente di convezione** (che non è costante per un certo fluido ma dipende da un grande numero di fattori (velocità, densità, comprimibilità, viscosità, etc...)) ed è dunque molto difficile da calcolare.



Trasmissione del Calore per Convezione

La convezione naturale è responsabile, ad esempio, delle **correnti convettive** che si formano quando l'acqua calda sul fondo della *pentola*, a causa della minore densità, sale verso la superficie e viene rimpiazzata dall'acqua fredda che scende dall'alto, oppure della circolazione dell'acqua nei *termosifoni* di casa. Fenomeni analoghi sono responsabili anche delle correnti oceaniche, come la mite *Corrente del Golfo*, o delle correnti d'aria che provocano i venti e dunque influenzano le condizioni meteorologiche.



Trasmissione del Calore per Irraggiamento

Vi è un terzo tipo di conduzione del calore che non ha bisogno della presenza di materia per trasportare energia termica da una regione più calda a una più fredda: si tratta dell'**irraggiamento**, responsabile ad esempio della trasmissione del calore proveniente dal Sole fino alla Terra attraverso lo spazio (quasi) vuoto, sempre a causa della differenza di temperatura tra la Terra e il Sole (la cui temperatura superficiale raggiunge i 6000 K).

L'irraggiamento consiste di **onde elettromagnetiche** (che introdurremo più avanti) che trasportano energia e gli esperimenti mostrano che la velocità del flusso di calore è proporzionale alla quarta potenza della temperatura assoluta del corpo che irraggia energia, secondo l'**equazione di Stefan-Boltzmann**:

$$\frac{\Delta Q}{\Delta t} = e\sigma AT^4$$

dove A è l'area dell'oggetto irraggiante, σ è la *costante di Stefan-Boltzmann* (pari a $5.67 \cdot 10^{-8} \text{ J / s m}^2 \text{ K}^4$) ed e è un fattore chiamato **emissività** (o emittanza), cioè un numero compreso tra 0 e 1 e caratteristico della superficie del materiale irraggiante (superfici molto nere hanno emissività vicino ad 1 mentre superfici lucide hanno una e vicino a zero ed emettono quindi meno radiazione – ad un'alta emissività corrisponde peraltro un alto **assorbimento** della radiazione incidente e viceversa).



Capacità Termica e Calore Specifico

Bene, abbiamo visto che se viene fornito calore ad un oggetto la sua temperatura aumenta, ma di quanto esattamente?

Già nel XVIII secolo si era trovato sperimentalmente che *la quantità di calore Q necessaria per far variare la temperatura di una particolare sostanza è proporzionale alla variazione di temperatura ΔT secondo l'equazione:*

$$Q = C\Delta T = C(T_f - T_i)$$

dove T_f e T_i sono rispettivamente la temperatura finale e iniziale della sostanza, mentre il coefficiente di proporzionalità C è una grandezza caratteristica della sostanza considerata, detta **capacità termica**, la cui unità di misura sarà quindi Joule / K (SI) o cal/°C (CGS).

Il termine “capacità termica” non deve far pensare alla “capacità” di un oggetto di contenere calore, come se fosse un recipiente, ma piuttosto ad una specie di “**inerzia termica**”. Se infatti riscriviamo l'equazione $Q=C\Delta T$ risolvendola rispetto a ΔT , si vede chiaramente che, a parità di quantità di calore Q ricevuta o ceduta da una certa sostanza, la variazione di temperatura che ne segue sarà inversamente proporzionale alla capacità termica:

$$\Delta T = \frac{Q}{C} \quad \dots \text{tipo} \quad \Delta v = \frac{F}{m} \quad (\Delta t = 1)$$

Dunque, *maggiore è la capacità termica di una data sostanza, minore sarà la sua tendenza a variare la propria temperatura a seguito di un trasferimento di calore, e viceversa.*

Poichè però si vede sperimentalmente che tale “inerzia termica” dipende anche dalla *massa* della sostanza considerata, per confrontare tra loro le capacità termiche di sostanze diverse è utile definire il cosiddetto **calore specifico** c , che rappresenta appunto la *capacità termica per unità di massa*:

$$c = C/m \rightarrow Q = mc\Delta T = mc(T_f - T_i)$$

I valori sono calcolati a 20 °C e 1 atm, se non diversamente indicato

Sostanza	cal/g × °C	J/kg × °C
Alluminio	0.21	896
Argento	0.057	239
Rame	0.092	385
Zinco	0.096	389
Piombo	0.031	129
Ferro	0.108	450
Stagno	0.057	239
Bronzo	0.091	380
Invar (lega di acciaio al 36% di Ni)	0.11	460
Ottone	0.091	380
Oro	0.031	129
Mercurio	0.033	139
Carbone vegetale	0.263	1200
Zolfo	0.175	732
Ghiaccio (a 0 °C)	0.488	2040
Acqua (a 0 °C)	1.01	4218
Acqua	1	4180
Acqua di mare	0.95	3925
Glicerolo	0.572	2390
Etanolo	0.581	2430
Benzina	0.536	2240
Olio lubrificante	0.443	1850
Petrolio	0.455	1900
Aria	0.24	1005
Idrogeno	3.397	14280
Ossigeno	0.291	917
Azoto	0.248	1038
Biossido di carbonio	0.20	836
Vapore d'acqua (a 100 °C)	0.464	1940

TABELLA DEI CALORI SPECIFICI

L'unità di misura del calore specifico è evidentemente $J / (kg \cdot K)$, nel SI, oppure $cal/(g \cdot ^\circ C)$, nel sistema CGS, e poichè dalla vecchia definizione di caloria sappiamo che serve 1cal di calore per innalzare la temperatura di 1 g di acqua di 1 °C, dobbiamo dedurne che il **calore specifico dell'acqua** (a 15°C e alla pressione costante di 1 atm) è $c = 1.00 \text{ cal/g}^\circ C$ (che equivale a $c=1.00 \text{ kcal/kg}^\circ C$), oppure $c= 4.186 \cdot 10^3 \text{ J/kg} \cdot K$. Questo valore risulta essere abbastanza alto se confrontato con i valori del calore specifico per altre sostanze, sempre a temperatura e pressione fissate...

I valori sono calcolati a 20 °C e 1 atm, se non diversamente indicato

Sostanza	cal/g × °C	J/kg × °C
Alluminio	0.21	896
Argento	0.057	239
Rame	0.092	385
Zinco	0.096	389
Piombo	0.031	129
Ferro	0.108	450
Stagno	0.057	239
Bronzo	0.091	380
Invar (lega di acciaio al 36% di Ni)	0.11	460
Ottone	0.091	380
Oro	0.031	129
Mercurio	0.033	139
Carbone vegetale	0.263	1200
Zolfo	0.175	732
Ghiaccio (a 0 °C)	0.488	2040
Acqua (a 0 °C)	1.01	4218
Acqua	1	4180
Acqua di mare	0.95	3925
Glicerolo	0.572	2390
Etanolo	0.581	2430
Benzina	0.536	2240
Olio lubrificante	0.443	1850
Petrolio	0.455	1900
Aria	0.24	1005
Idrogeno	3.397	14280
Ossigeno	0.291	917
Azoto	0.248	1038
Biossido di carbonio	0.20	836
Vapore d'acqua (a 100 °C)	0.464	1940

TABELLA DEI CALORI SPECIFICI

E' importante precisare che i **calori specifici dei gas** hanno un comportamento più complesso di quello dei liquidi e dei solidi, in quanto – come sappiamo – il loro volume cambia notevolmente con la temperatura e la pressione. Per questo motivo per i gas occorrerà distinguere tra **calore specifico a pressione costante** (c_p) e **calore specifico a volume costante** (c_v), distinzione che per liquidi e solidi è trascurabile.

ESEMPIO

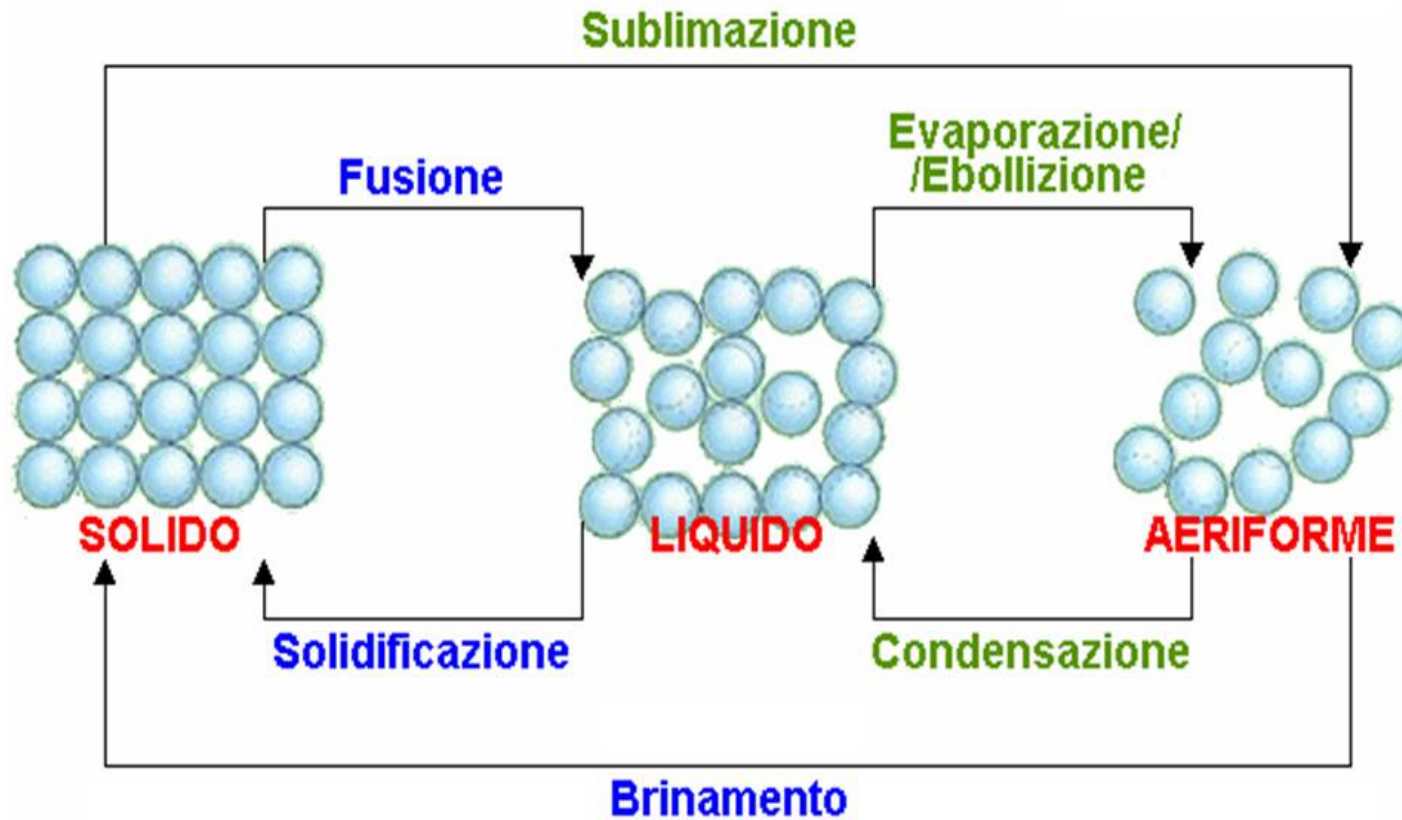
Cosa accade quando si immerge una padella appena tolta dal fornello acceso (diciamo alla temperatura di 200°C) in pochi centimetri d'acqua sul fondo del lavandino, assumendo la massa dell'acqua circa uguale a quella della padella? L'acqua evaporerà? O inizierà a bollire? O il sistema acqua+padella assumerà una temperatura intermedia tra quelle iniziali dell'acqua e della padella?

L'esperienza mostra che l'acqua si scalderà un po', forse di 10 o 20°C ma non arriverà nemmeno vicino all'ebollizione: infatti l'aumento di temperatura dell'acqua sarà molto minore della diminuzione di temperatura della padella. Questo perché, a parità di massa, **l'acqua ha un calore specifico circa 10 volte maggiore di quello del ferro** della padella (vedi tabella precedente), e dunque la sua grande inerzia termica limiterà la sua variazione di temperatura, che alla fine risulterà essere 10 volte minore di quella della padella. Se invece lasciamo cadere sulla padella bollente poche gocce d'acqua, la loro piccola inerzia termica (data la loro piccola massa, circa 100 volte inferiore a quella della padella) le farà evaporare rapidamente!



Calore Latente e Cambiamenti di Stato

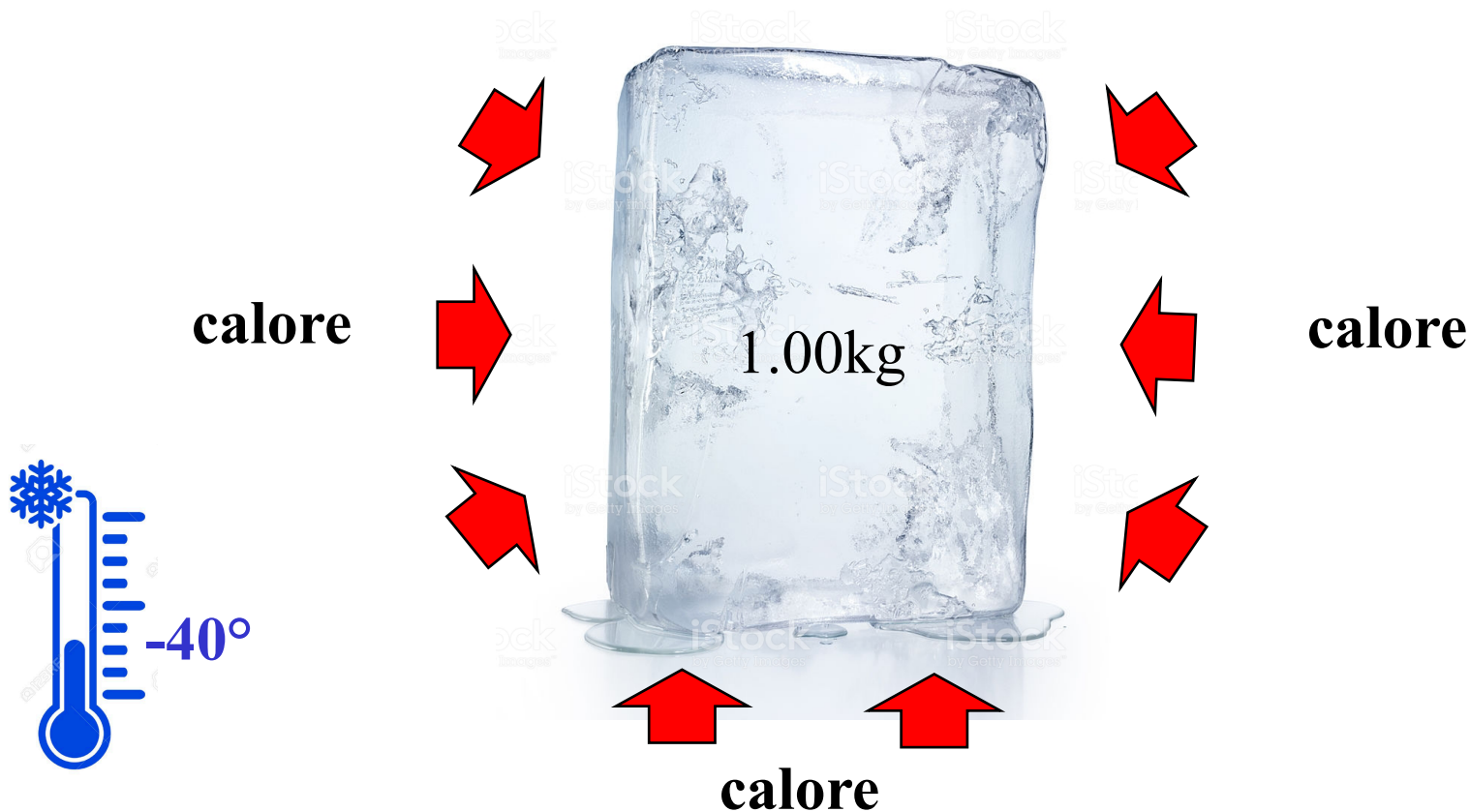
Abbiamo parlato finora di stati della materia, solido, liquido e gassoso: vediamo adesso in che modo gli scambi di energia sotto forma di calore determinino dei **cambiamenti da uno stato (o fase) all'altro**.



Calore Latente e Cambiamenti di Stato

Abbiamo parlato finora di stati della materia, solido, liquido e gassoso: vediamo adesso in che modo gli scambi di energia sotto forma di calore determinino dei **cambiamenti da uno stato (o fase) all'altro**.

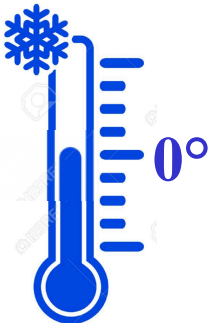
Ad esempio, consideriamo un processo in cui un **blocco di ghiaccio** da 1.00kg alla temperatura di -40°C assorbe **calore** a un ritmo lento e costante fino a che, al di sopra dei 0°C , tutto il ghiaccio si trasforma in **acqua**; poi l'acqua viene ancora riscaldata e trasformata infine in **vapore** al di sopra dei 100°C (il tutto alla pressione di 1 atm).



Calore Latente e Cambiamenti di Stato

Abbiamo parlato finora di stati della materia, solido, liquido e gassoso: vediamo adesso in che modo gli scambi di energia sotto forma di calore determinino dei **cambiamenti da uno stato (o fase) all'altro**.

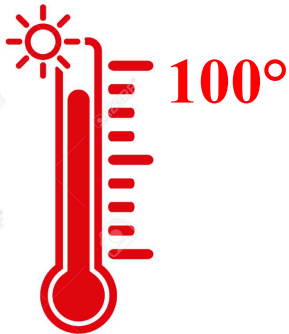
Ad esempio, consideriamo un processo in cui un **blocco di ghiaccio** da 1.00kg alla temperatura di -40°C assorbe **calore** a un ritmo lento e costante fino a che, al di sopra dei 0°C , tutto il ghiaccio si trasforma in **acqua**; poi l'acqua viene ancora riscaldata e trasformata infine in **vapore** al di sopra dei 100°C (il tutto alla pressione di 1 atm).



Calore Latente e Cambiamenti di Stato

Abbiamo parlato finora di stati della materia, solido, liquido e gassoso: vediamo adesso in che modo gli scambi di energia sotto forma di calore determinino dei **cambiamenti da uno stato (o fase) all'altro**.

Ad esempio, consideriamo un processo in cui un **blocco di ghiaccio** da 1.00kg alla temperatura di -40°C assorbe **calore** a un ritmo lento e costante fino a che, al di sopra dei 0°C , tutto il ghiaccio si trasforma in **acqua**; poi l'acqua viene ancora riscaldata e trasformata infine in **vapore** al di sopra dei 100°C (il tutto alla pressione di 1 atm).

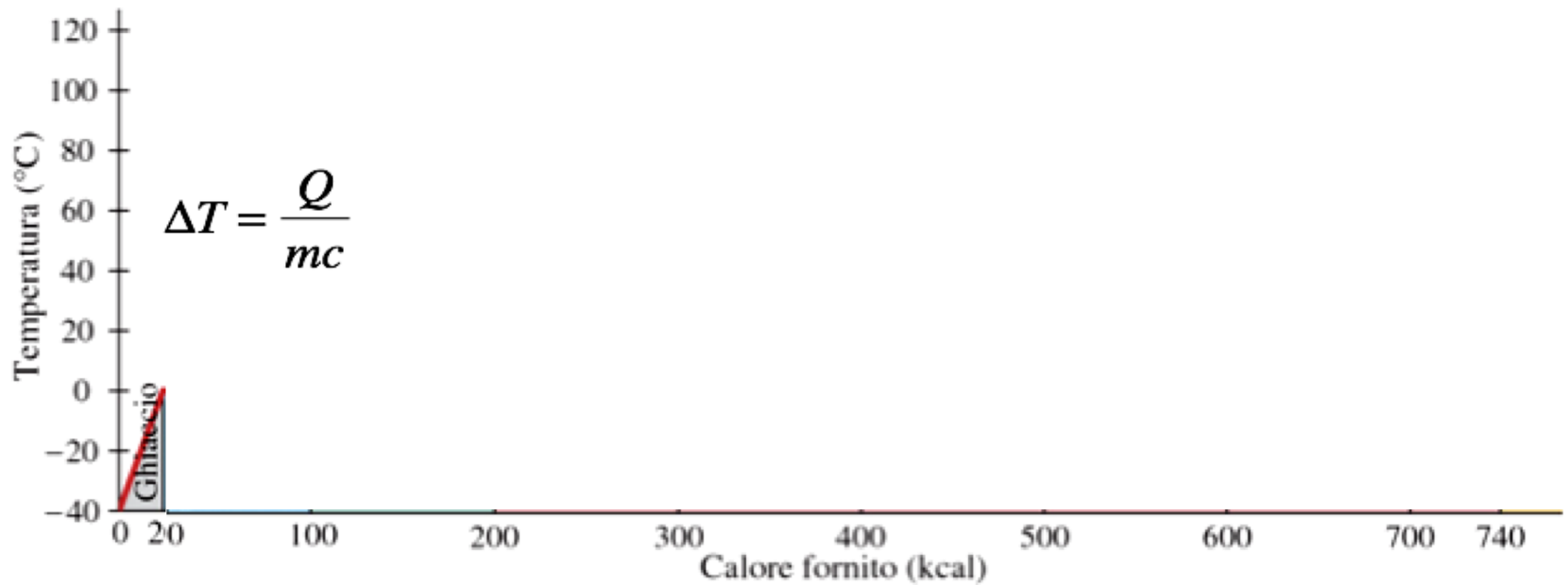


Calore Latente e Cambiamenti di Stato

Abbiamo parlato finora di stati della materia, solido, liquido e gassoso: vediamo adesso in che modo gli scambi di energia sotto forma di calore determinino dei **cambiamenti da uno stato (o fase) all'altro**.

Ad esempio, consideriamo un processo in cui un **blocco di ghiaccio** da 1.00kg alla temperatura di -40°C assorbe **calore** a un ritmo lento e costante fino a che, al di sopra dei 0°C , tutto il ghiaccio si trasforma in **acqua**; poi l'acqua viene ancora riscaldata e trasformata infine in **vapore** al di sopra dei 100°C (il tutto alla pressione di 1 atm).

Per capire in **dettaglio** cosa avviene, consideriamo il grafico della **temperatura in funzione del calore** fornito al sistema: all'estrema sinistra si vede che fornendo calore al ghiaccio, essendo il suo calore specifico $c=0.50 \text{ kcal/kg}^{\circ}\text{C}$, la temperatura del sistema cresce al ritmo di circa 2°C per ogni kcal finchè si raggiungono i 0°C .

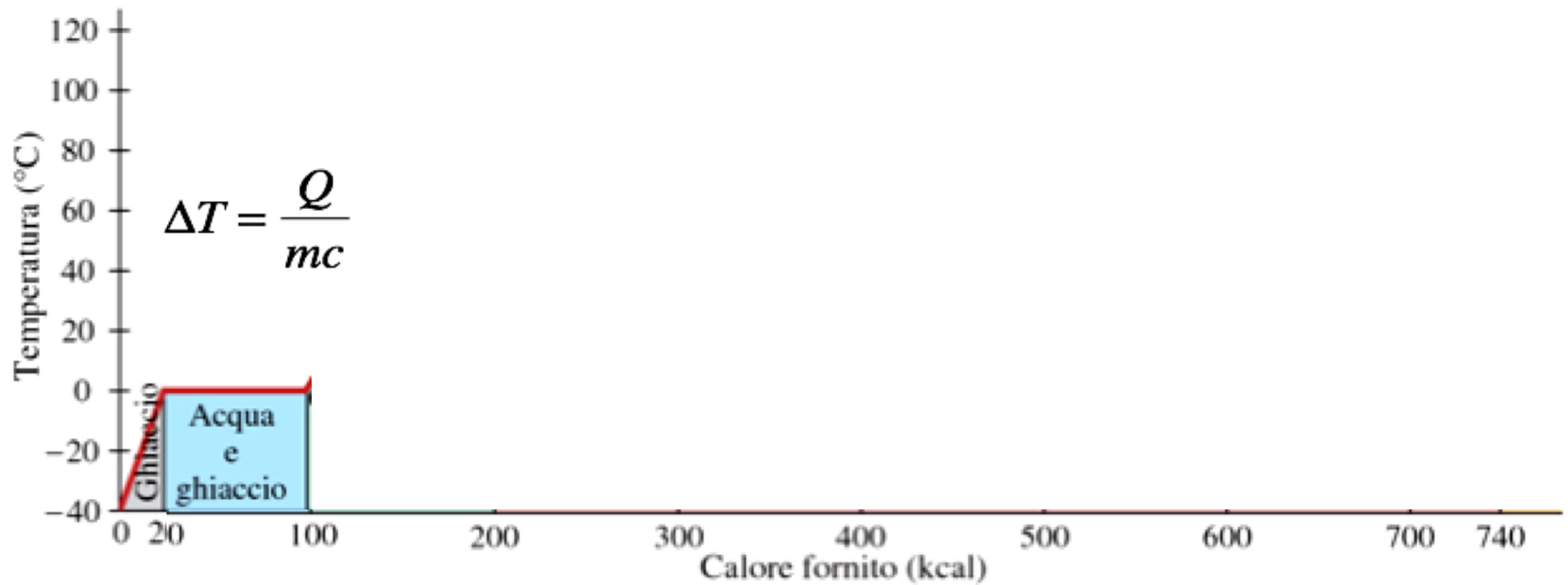


Calore Latente e Cambiamenti di Stato

Abbiamo parlato finora di stati della materia, solido, liquido e gassoso: vediamo adesso in che modo gli scambi di energia sotto forma di calore determinino dei **cambiamenti da uno stato (o fase) all'altro**.

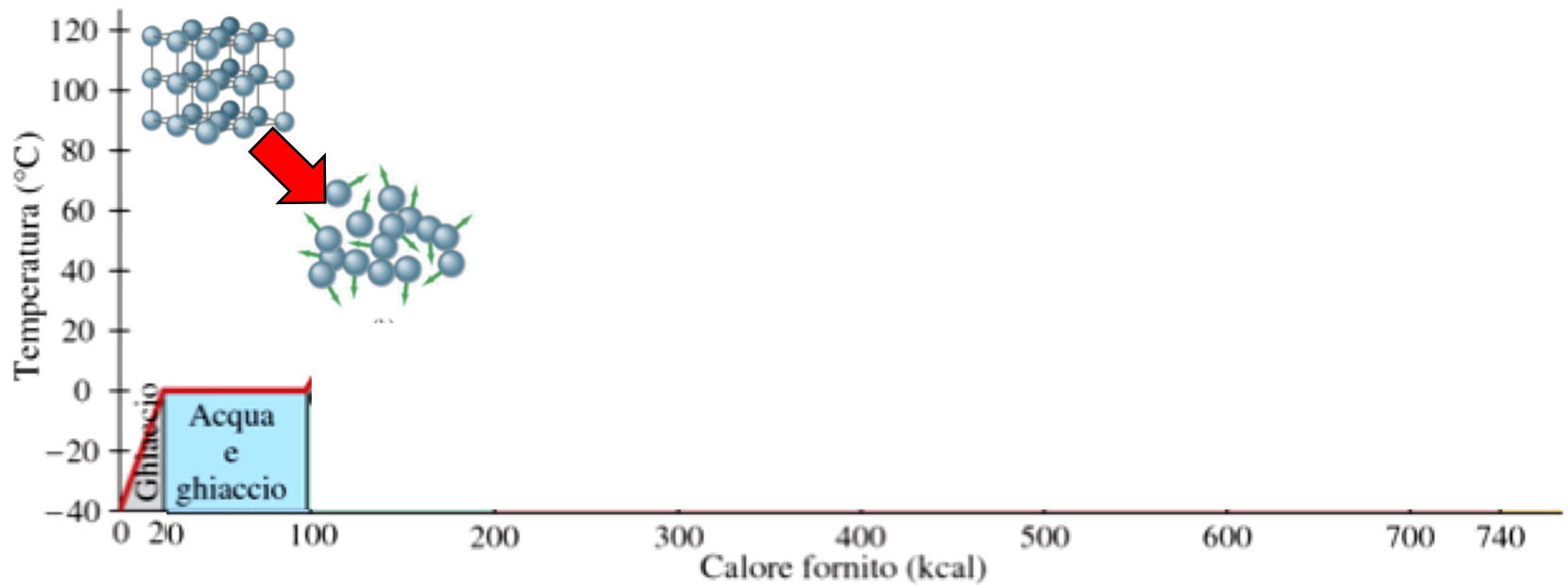
Ad esempio, consideriamo un processo in cui un **blocco di ghiaccio** da 1.00kg alla temperatura di -40°C assorbe **calore** a un ritmo lento e costante fino a che, al di sopra dei 0°C , tutto il ghiaccio si trasforma in **acqua**; poi l'acqua viene ancora riscaldata e trasformata infine in **vapore** al di sopra dei 100°C (il tutto alla pressione di 1 atm).

Per capire in **dettaglio** cosa avviene, consideriamo il grafico della **temperatura in funzione del calore** fornito al sistema: all'estrema sinistra si vede che fornendo calore al ghiaccio, essendo il suo calore specifico $c=0.50 \text{ kcal/kg}^{\circ}\text{C}$, la temperatura del sistema cresce al ritmo di circa 2°C per ogni kcal finchè si raggiungono i 0°C . A questo punto succede però qualcosa di apparentemente strano: mentre una parte del ghiaccio comincia a sciogliersi, **la temperatura smette di crescere** anche se si continua a fornire calore... cosa sta succedendo?



Calore Latente e Cambiamenti di Stato

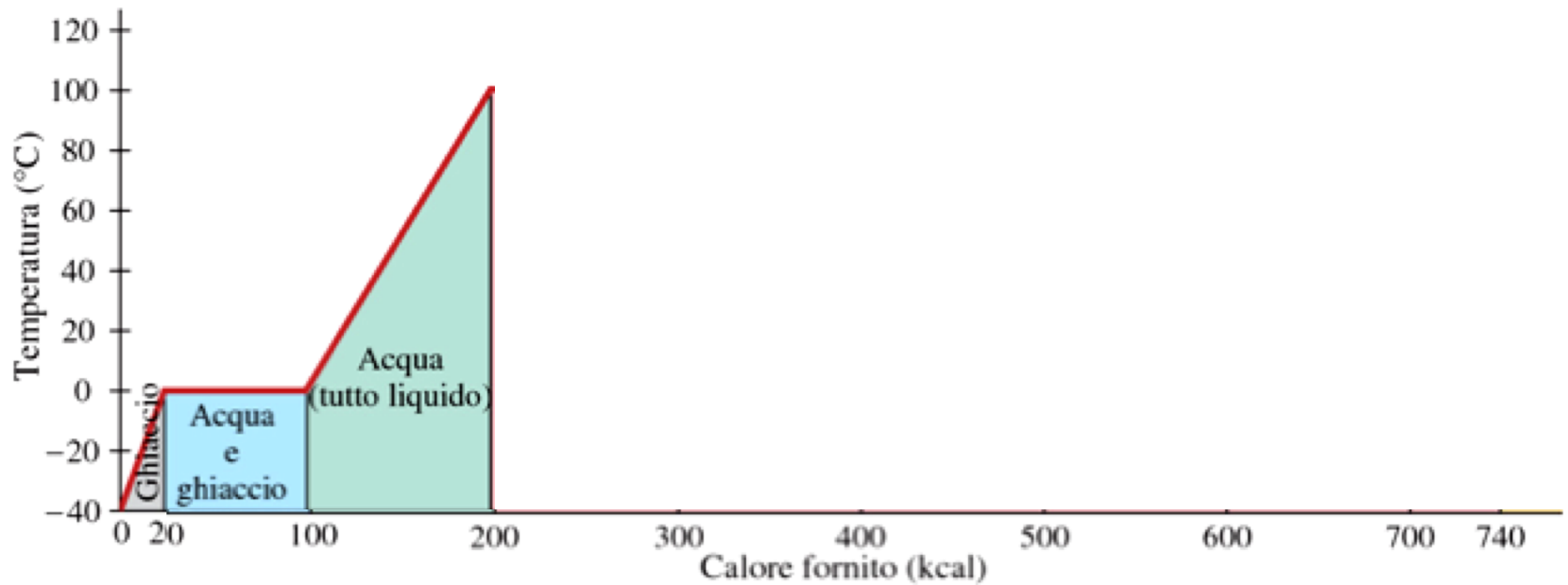
Subito sopra i 0°C semplicemente succede che il **calore** fornito al ghiaccio non viene più utilizzato dal sistema per incrementare la **temperatura**, cioè per incrementare l'energia cinetica media delle molecole del ghiaccio, ma viene utilizzato per **vincere le forze intermolecolari** che (sotto forma di energia potenziale di legame) tengono assieme il reticolo cristallino del ghiaccio: *mentre il ghiaccio si trasforma gradualmente in acqua allo stato liquido la temperatura del sistema acqua+ghiaccio resta quindi costante a 0°C .*



Calore Latente e Cambiamenti di Stato

Subito sopra i 0°C semplicemente succede che il **calore** fornito al ghiaccio non viene più utilizzato dal sistema per incrementare la **temperatura**, cioè per incrementare l'energia cinetica media delle molecole del ghiaccio, ma viene utilizzato per **vincere le forze intermolecolari** che (sotto forma di energia potenziale di legame) tengono assieme il reticolo cristallino del ghiaccio: *mentre il ghiaccio si trasforma gradualmente in acqua allo stato liquido la temperatura del sistema acqua+ghiaccio resta quindi costante a 0°C .*

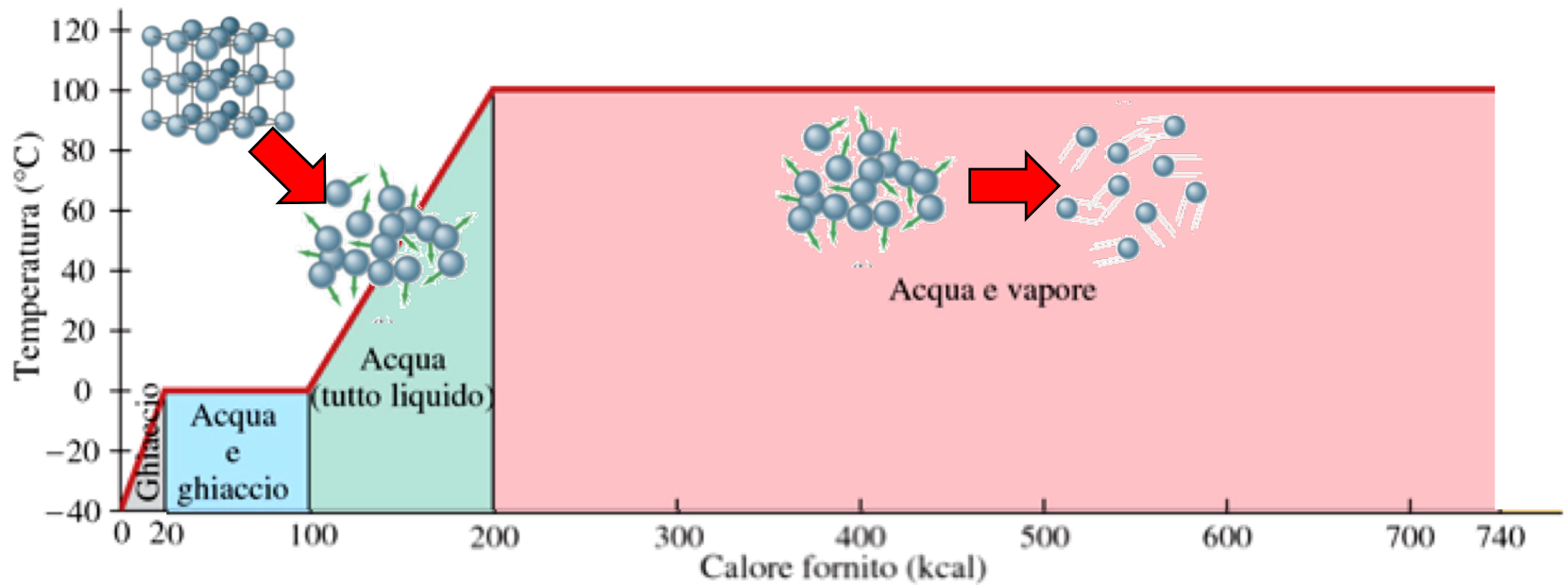
Dopo aver fornito al sistema circa 100 kcal tutto **il ghiaccio si è trasformato in acqua** e la temperatura riprende ad aumentare, stavolta al ritmo di 1°C per kcal (essendo il calore specifico dell'acqua $c=1.00\text{kcal/kg}^{\circ}\text{C}$), fino a quando il sistema raggiunge i 100°C ...



Calore Latente e Cambiamenti di Stato

Subito sopra i 0°C semplicemente succede che il **calore** fornito al ghiaccio non viene più utilizzato dal sistema per incrementare la **temperatura**, cioè per incrementare l'energia cinetica media delle molecole del ghiaccio, ma viene utilizzato per **vincere le forze intermolecolari** che (sotto forma di energia potenziale di legame) tengono assieme il reticolo cristallino del ghiaccio: *mentre il ghiaccio si trasforma gradualmente in acqua allo stato liquido la temperatura del sistema acqua+ghiaccio resta quindi costante a 0°C .*

Dopo aver fornito al sistema circa 100 kcal tutto **il ghiaccio si è trasformato in acqua** e la temperatura riprende ad aumentare, stavolta al ritmo di 1°C per kcal (essendo il calore specifico dell'acqua $c=1.00\text{kcal/kg}^{\circ}\text{C}$), fino a quando il sistema raggiunge i 100°C ... A questo punto **la temperatura cessa nuovamente di crescere** perchè l'ulteriore calore fornito (sopra le 200 kcal) viene stavolta utilizzato per spezzare i più deboli legami tra le molecole dell'acqua trasformandola lentamente in vapore.

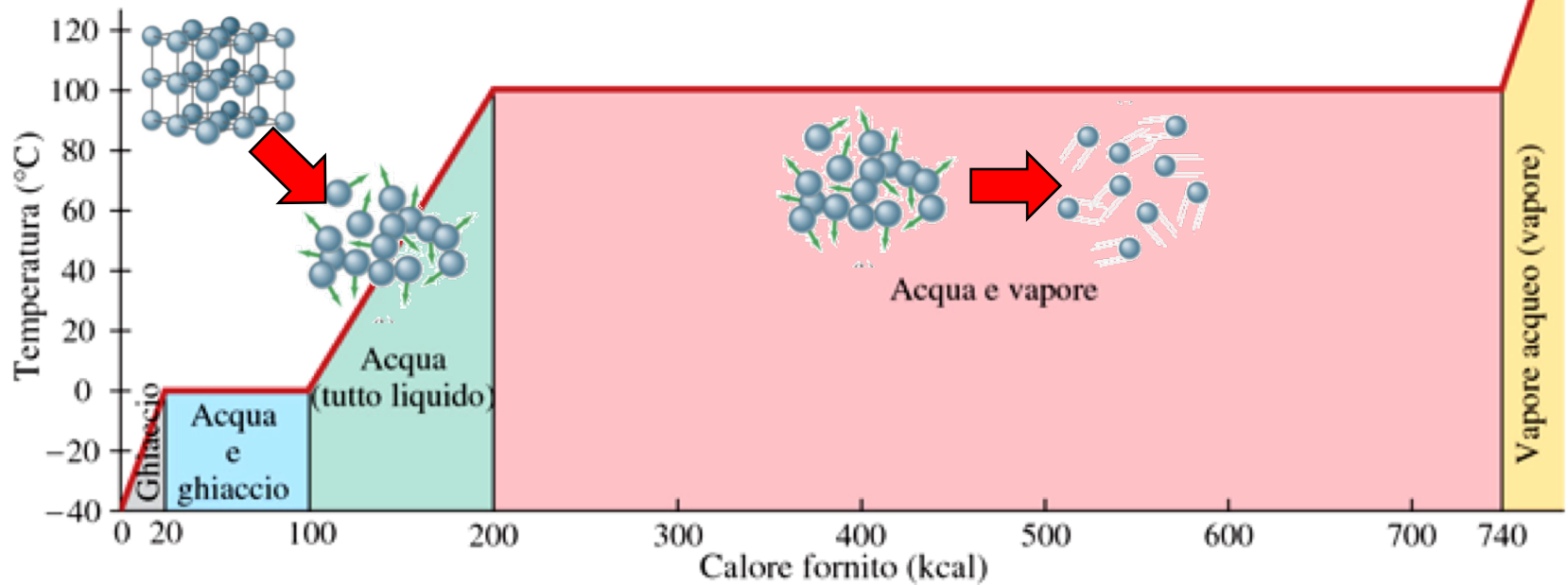


Calore Latente e Cambiamenti di Stato

Subito sopra i 0°C semplicemente succede che il **calore** fornito al ghiaccio non viene più utilizzato dal sistema per incrementare la **temperatura**, cioè per incrementare l'energia cinetica media delle molecole del ghiaccio, ma viene utilizzato per **vincere le forze intermolecolari** che (sotto forma di energia potenziale di legame) tengono assieme il reticolo cristallino del ghiaccio: *mentre il ghiaccio si trasforma gradualmente in acqua allo stato liquido la temperatura del sistema acqua+ghiaccio resta quindi costante a 0°C .*

Dopo aver fornito al sistema circa 100 kcal tutto **il ghiaccio si è trasformato in acqua** e la temperatura riprende ad aumentare, stavolta al ritmo di 1°C per kcal (essendo il calore specifico dell'acqua $c=1.00\text{kcal/kg}^{\circ}\text{C}$), fino a quando il sistema raggiunge i 100°C ... A questo punto **la temperatura cessa nuovamente di crescere** perchè l'ulteriore calore fornito (sopra le 200 kcal) viene stavolta utilizzato per spezzare i più deboli legami tra le molecole dell'acqua trasformandola lentamente in vapore.

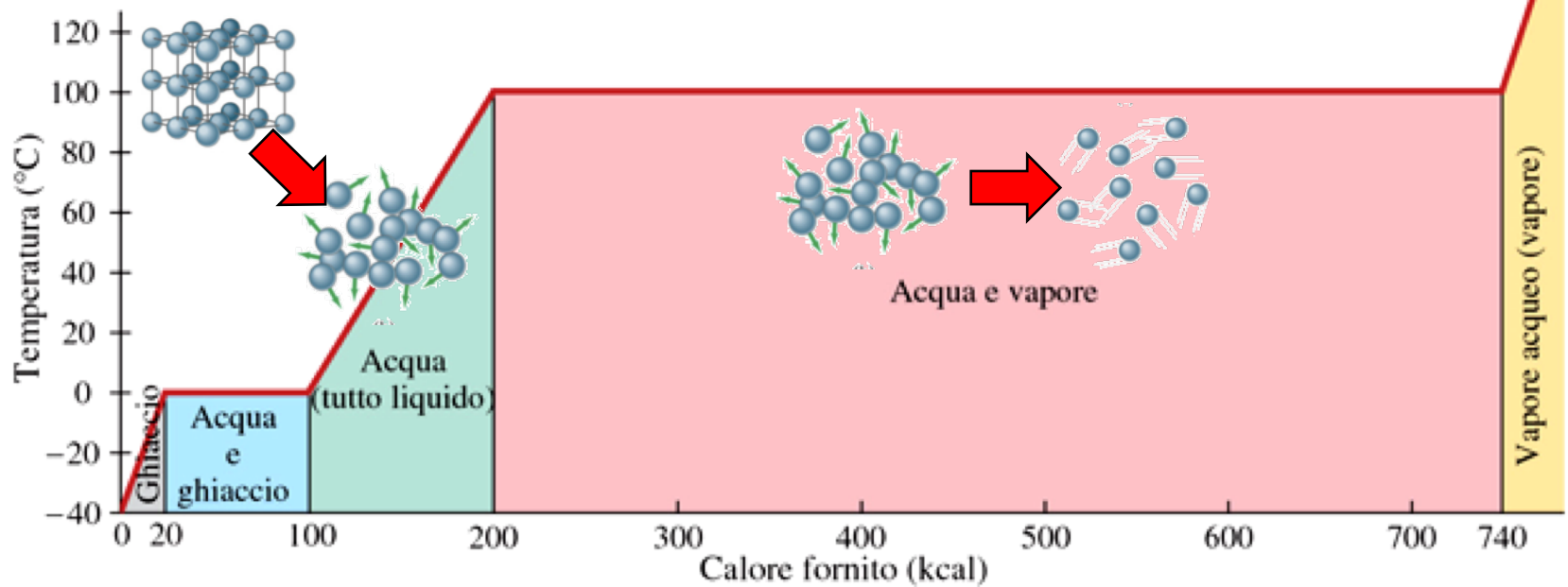
Saranno necessarie ben 540 kcal (2260 J) per **trasformare tutta l'acqua** (di massa 1.00 kg) **in vapore**, dopodichè, a circa 740 kcal di calore fornito, la temperatura può infine ricominciare a salire...



Calore Latente e Cambiamenti di Stato

A questo punto diamo un po' di **definizioni generali**: il calore richiesto per trasformare 1.0 kg di sostanza dallo stato solido (ad es. il ghiaccio) a quello liquido (l'acqua) si chiama **calore latente di fusione**, e viene indicato con L_F : ad esempio, il calore latente di fusione dell'acqua è di 79.7 kcal/kg o, in unità SI, 333 kJ/kg ($=3.33 \cdot 10^5$ J/kg).

Il calore richiesto, invece, per trasformare 1.0 kg di sostanza dallo stato liquido (ad es. l'acqua) a quello di vapore si chiama **calore latente di vaporizzazione**, e viene indicato con L_V : per l'acqua esso vale 539 kcal/kg (o 2260 kJ/kg). Si noti che L_V è di solito molto maggiore di L_F , perchè è necessaria molta più energia (calore, lavoro) per far sì che le molecole, che nella fase liquida si spostano ancora nelle loro buche di potenziale, riescano a fuoriuscirne completamente nella fase di vapore, rispetto a quanto ne serve per liberare le molecole dalle posizioni relativamente fisse della fase solida (che vibrano sul fondo delle loro buche di potenziale) in modo che possano scorrere liberamente l'una sull'altra nella fase liquida.



Calore Latente e Cambiamenti di Stato

Sostanza	Calore latente di fusione		Calore latente di vaporizzazione	
	J/g	cal/g	J/g	cal/g
acqua	334	80	2260	540
alcol etilico	104,5	25	878	210
etere etilico	97	23,2	355	85
alluminio	222	53,1	10534	2520
ferro	272	65	6688	1600
oro	67,3	16,1	1588	380
rame	209	50	4807	1150

