CAPITOLO

2

Gli stati della materia e i passaggi di stato

Un cubetto di ghiaccio, un bicchiere d'acqua, una nuvola: la sostanza è la stessa. Cambia soltanto il modo in cui le sue particelle stanno insieme.

OBIETTIVI

1. Distinguere materia, corpo e sostanza, e riconoscere gli stati solido, liquido e aeriforme dalle loro proprietà.
2. Spiegare con il modello particellare la diffusione, il moto browniano e le differenze fra gli stati.
3. Distinguere temperatura e calore e spiegare che cosa indica il calore specifico di una sostanza.
4. Chiamare con il nome corretto i sei passaggi di stato e leggere una curva di riscaldamento.
5. Collegare l'ebollizione alla pressione e spiegare il comportamento anomalo dell'acqua.

INDICE DEL CAPITOLO

2.1 Materia, corpi e stati di aggregazione 2
2.2 Il modello particellare della materia 4
2.3 Temperatura e calore 8
2.4 I passaggi di stato 10
2.5 La pressione e l'ebollizione 16
2.6 L'acqua, una sostanza anomala 19

Scienze naturali 1 · Parte I · La materia e le sue trasformazioni · versione 1.0
Capitolo 2: Gli stati della materia e i passaggi di stato · pagine 45–70 del volume completo · estratto per lo studio

Metti un cubetto di ghiaccio in un pentolino sul fornello. Dopo pochi minuti il cubetto è diventato una pozza d'acqua, poi l'acqua comincia a fremere, si riempie di bolle e lentamente scompare nell'aria. In mezz'ora hai visto la stessa sostanza in tre forme diverse: un solido duro e trasparente, un liquido che prende la forma del recipiente, un aeriforme invisibile che si sparge per tutta la cucina. Che cosa è cambiato? Non la sostanza: l'acqua è rimasta acqua. È cambiato il modo in cui le sue particelle si muovono e stanno vicine.

In questo capitolo impariamo a descrivere gli stati della materia, prima dall'esterno, con le proprietà che si osservano a occhio nudo, poi dall'interno, con un modello fatto di particelle in continuo movimento. Il modello ci permetterà di capire che cosa misura davvero un termometro, perché serve energia per sciogliere il ghiaccio anche se la sua temperatura non cambia, perché in montagna la pasta cuoce più lentamente e perché i laghi gelano dall'alto e non dal fondo.

2.1 Materia, corpi e stati di aggregazione

2.1.1 Materia, corpo, sostanza

Nel linguaggio della scienza tre parole che nella vita di tutti i giorni usiamo quasi come sinonimi hanno significati precisi. La **materia** è tutto ciò che ha una massa e occupa uno spazio, cioè ha un volume: l'aria, una pietra, l'acqua del mare, il tuo stesso corpo. Un **corpo** è una porzione di materia delimitata, con una forma e dei confini riconoscibili: una moneta, una goccia, un chiodo. Una **sostanza** è un particolare tipo di materia, con una composizione e delle proprietà caratteristiche: il rame, l'acqua, lo zucchero.

Un tubo dell'impianto idraulico e un filo elettrico sono due corpi diversi fatti della stessa sostanza, il rame; un cucchiaio d'acciaio e uno di legno sono due corpi con la stessa forma ma fatti di sostanze diverse. Nel Capitolo 3 preciseremo che molti materiali comuni, come l'acciaio e il legno, non sono sostanze pure ma miscugli; per ora ci basta l'idea che una sostanza si riconosce dalle sue proprietà, per esempio la densità che abbiamo studiato nel Capitolo 1, o le temperature alle quali fonde e bolle.

2.1.2 Solidi, liquidi, aeriformi

La materia che incontriamo sulla Terra si presenta di solito in tre **stati di aggregazione**: solido, liquido e aeriforme. Per riconoscerli bastano tre domande: il corpo ha una forma propria? Ha un volume proprio? Si lascia comprimere?

Un **solido** ha forma propria e volume proprio: un sasso resta un sasso sia sul tavolo sia dentro una scatola, e per ridurne il volume anche di poco servono pressioni enormi. Un **liquido** ha volume proprio ma non forma propria: un litro di latte resta un litro sia nel cartone sia nel bicchiere, ma assume la forma del recipiente che lo contiene e, se il recipiente è aperto, presenta in alto una superficie libera orizzontale. Anche i liquidi sono pochissimo comprimibili: è per questo che i freni idraulici delle automobili trasmettono la spinta del pedale attraverso un liquido. Un **aeriforme** non ha né forma né volume propri: occupa tutto lo spazio disponibile, e se il recipiente si allarga si espande per riempirlo. È anche facilmente comprimibile: la pompa della bicicletta spinge in uno pneumatico molta più aria di quella che vi starebbe a pressione normale.

Tabella 2.1 Le proprietà macroscopiche dei tre stati di aggregazione.

Proprietà	Solido	Liquido	Aeriforme
Forma	propria	del recipiente	del recipiente
Volume	proprio	proprio	quello del recipiente
Comprimibilità	quasi nulla	molto bassa	elevata
Capacità di scorrere	no	sì (fluido)	sì (fluido)
Esempi a 20 °C	ferro, sale, ghiaccio (sotto 0 °C)	acqua, olio, mercurio	aria, elio, anidride carbonica

Liquidi e aeriformi hanno in comune la capacità di scorrere: per questo si chiamano insieme fluidi. Lo stato di una sostanza non è una sua proprietà fissa, ma dipende dalla temperatura e dalla pressione: a 20 °C e alla pressione atmosferica l'acqua è liquida, il ferro è solido e l'ossigeno è aeriforme, ma basta cambiare le condizioni perché ciascuno passi a un altro stato.

2.1.3 Gas o vapore?

Fra gli aeriformi i chimici distinguono i gas dai vapori, e la distinzione non è un capriccio di vocabolario. Per ogni sostanza esiste una **temperatura critica**: al di sopra di essa l'aeriforme non può essere trasformato in liquido per quanto lo si comprima. Un aeriforme che si trova al di sopra della propria temperatura critica si chiama **gas**; uno che si trova al di sotto si chiama **vapore**, e può essere liquefatto anche soltanto comprimendolo.

La temperatura critica dell'acqua è circa 374 °C: a temperatura ambiente l'acqua aeriforme è quindi un vapore, il *vapore acqueo*. L'ossigeno ha temperatura critica di circa −119 °C: a temperatura ambiente è un gas, e infatti le bombole degli ospedali lo contengono compresso ma non liquido. L'anidride carbonica ha temperatura critica di circa 31 °C: in un estintore a CO_2 conservato al fresco, la compressione basta a renderla liquida.

2.2 Il modello particellare della materia

2.2.1 Tre ipotesi per spiegare tutto

Le proprietà della Tabella 2.1 descrivono i tre stati, ma non li spiegano. Perché un solido è rigido e un gas no? Perché i liquidi si comprimono così poco? Per rispondere, i fisici e i chimici dell'Ottocento costruirono un **modello particellare** della materia, detto anche *modello cinetico-molecolare*, che si basa su tre ipotesi.

1. La materia è formata da particelle piccolissime (atomi o molecole, che studieremo nei Capitoli 6 e 7), separate da spazio vuoto.
2. Le particelle sono in continuo movimento, detto *moto di agitazione termica*: tanto più alta è la temperatura, tanto più velocemente si muovono.
3. Fra le particelle agiscono forze di attrazione, dette *forze di coesione*, che diventano molto deboli quando le particelle si allontanano.

Lo stato di una sostanza dipende dalla gara fra due tendenze opposte: l'agitazione termica, che tende a disperdere le particelle, e le forze di coesione, che tendono a tenerle unite (Figura 2.1).

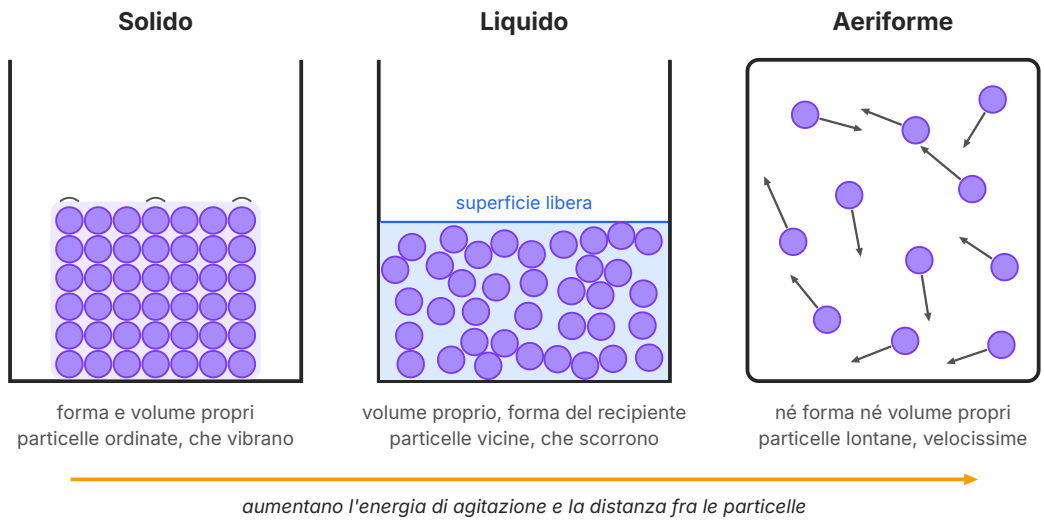


Figura 2.1 Il modello particellare dei tre stati di aggregazione. Nel solido le particelle sono ordinate e vibrano intorno a posizioni fisse; nel liquido sono vicine ma disordinate e libere di scorrere; nell'aeriforme sono lontane e si muovono velocemente in tutte le direzioni (le frecce indicano la velocità). Schema non in scala: in un gas a pressione atmosferica la distanza media fra le particelle è circa dieci volte il loro diametro.

Nei **solidi** le forze di coesione prevalgono: le particelle sono vicinissime e, nei solidi cristallini, disposte in un reticolo ordinato. Non possono cambiare posto, ma vibrano intorno a una posi-

zione fissa; per questo il solido conserva forma e volume. Nei **liquidi** le particelle sono ancora a contatto, quindi il volume resta quasi lo stesso e la comprimibilità è minima, ma l'agitazione è sufficiente perché scivolino le une sulle altre: il liquido scorre e si adatta al recipiente. Negli **aeriformi** l'agitazione prevale: le particelle si muovono in linea retta a grande velocità, si urtano fra loro e con le pareti, e la distanza media fra di esse è molto maggiore delle loro dimensioni. Lo spazio vuoto spiega la grande comprimibilità: comprimere un gas significa soltanto avvicinare particelle che erano lontane.

Un dato numerico rende l'idea. Un grammo di acqua liquida occupa circa 1 cm^3; lo stesso grammo trasformato in vapore a 100 °C e alla pressione atmosferica occupa circa 1,7 litri, cioè un volume circa 1700 volte maggiore. Le particelle sono le stesse: è lo spazio fra di esse che è cresciuto enormemente.

DA RICORDARE

Solido: particelle ordinate, vicine, che vibrano in posizioni fisse → forma e volume propri. **Liquido**: particelle vicine ma libere di scorrere → volume proprio, forma del recipiente. **Aeriforme**: particelle lontane, velocissime, quasi indipendenti → né forma né volume propri, alta comprimibilità.

2.2.2 La diffusione

Se qualcuno apre una boccetta di profumo in un angolo della classe, dopo qualche minuto l'odore arriva anche all'ultimo banco, persino se nessuno si muove e le finestre sono chiuse. Se lasci cadere con delicatezza una goccia di inchiostro in un bicchiere d'acqua ferma, il colore si allarga lentamente finché tutta l'acqua è tinta in modo uniforme. Questo spontaneo mescolarsi di una sostanza in un'altra, senza che nessuno agiti, si chiama **diffusione**.

Il modello particellare la spiega in modo naturale: le particelle del profumo e quelle dell'aria si muovono di continuo e in tutte le direzioni, e a forza di urti finiscono per mescolarsi. La diffusione è rapida negli aeriformi, dove le particelle sono libere, più lenta nei liquidi e lentissima nei solidi. E aumenta con la temperatura: una bustina di tè colora più in fretta l'acqua calda che quella fredda.

Ma se le particelle si muovono così in fretta, perché il profumo impiega minuti, e non frazioni di secondo, ad attraversare l'aula? A temperatura ambiente le molecole dell'azoto, il componente principale dell'aria, si muovono in media a circa 470 m/s, più veloci di un aereo di linea. Però ciascuna subisce miliardi di urti al secondo, e dopo ogni urto cambia direzione: il suo cammino è una linea spezzata che avanza molto lentamente, come quello di una persona che cerca di attraversare una piazza affollata.

2.2.3 Il moto browniano, una prova storica

Le particelle sono troppo piccole per essere viste anche con il miglior microscopio ottico. Come si può essere sicuri che esistano e che si muovano? Una delle prove più convincenti viene da un fenomeno osservato per la prima volta con attenzione nel 1827 dal botanico scozzese Robert Brown. Osservando al microscopio dei minuscoli granuli, del diametro di circa un micrometro, sospesi nell'acqua, Brown notò che non stavano mai fermi: tremolavano e si spostavano a scatti, in modo del tutto irregolare, senza mai fermarsi. Il fenomeno prese il nome di **moto browniano**.

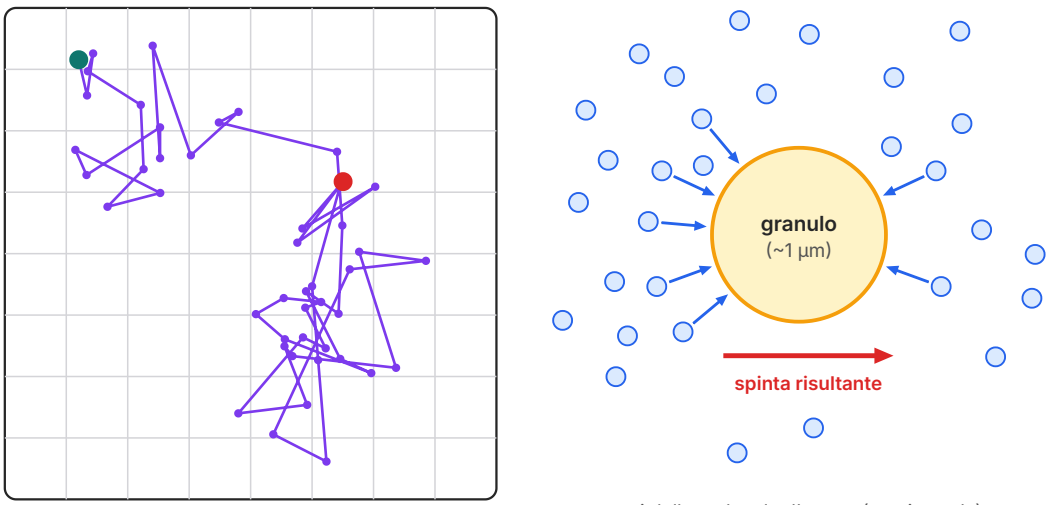


Figura 2.2 Il moto browniano. A sinistra, il percorso di un granulo sospeso in acqua, ricostruito unendo le posizioni registrate a intervalli di tempo uguali (cerchio verde: inizio; cerchio rosso: fine); il percorso, generato con un modello di passi casuali, è schematico, e quello reale fra due punti è ancora più irregolare. A destra, in ogni istante gli urti delle molecole d'acqua da un lato non bilanciano quelli dal lato opposto: il granulo riceve una spinta risultante che cambia continuamente direzione.

La spiegazione è che il granulo, pur essendo piccolissimo per noi, è enorme rispetto alle molecole d'acqua che lo circondano e lo bombardano da ogni lato. In ogni istante gli urti da una parte non bilanciano esattamente quelli dalla parte opposta: la spinta risultante cambia continuamente direzione e il granulo compie un percorso a zig-zag (Figura 2.2). Il moto browniano è, in un certo senso, l'agitazione termica delle molecole resa visibile.

APPROFONDIMENTO

Dal polline di Brown alla prova degli atomi

Brown pensò dapprima che il moto fosse un segno di vita dei granuli di polline, ma poi lo osservò anche in polveri minerali, e capì che la vita non c'entrava. Per quasi ottant'anni il fenomeno rimase senza spiegazione. Nel 1905 Albert Einstein, allora impiegato all'ufficio brevetti di Berna, ne costruì la teoria: se l'acqua è fatta di molecole in agitazione, i granuli devono spostarsi in un modo preciso, calcolabile, che dipende dalla temperatura, dalle dimensioni dei granuli e dal numero di molecole contenute in una data quantità di sostanza (un numero che incontrerai nel Capitolo 7). Fra il 1908 e il 1909 il francese Jean Perrin misurò quegli spostamenti al microscopio e trovò esattamente ciò che la teoria prevedeva. Da quel momento quasi nessuno scienziato dubitò più dell'esistenza reale di atomi e molecole; Perrin ricevette il premio Nobel per la fisica nel 1926.

COLLEGAMENTI

Latino · Lucrezio e il pulviscolo nel raggio di sole. Nel I secolo a.C. il poeta latino Lucrezio, nel poema *De rerum natura*, espose la dottrina degli atomi del filosofo greco Epicuro, erede di Democrito (Capitolo 6). Nel secondo libro invita il lettore a osservare un raggio di sole che entra in una stanza buia: nel fascio di luce si vedono innumerevoli granelli di polvere che si agitano, si urtano, si separano e si ricongiungono. Per Lucrezio quel movimento era l'immagine visibile del moto incessante degli atomi invisibili. Oggi sappiamo che i granelli di polvere si muovono soprattutto per le correnti d'aria, e che la prova vera è venuta dal moto browniano di granuli molto più piccoli; ma l'idea di fondo, che un moto disordinato e visibile riveli urti invisibili, è proprio quella che Einstein trasformò in una misura.

2.2.4 Un quarto stato: il plasma

A temperature di molte migliaia di gradi gli urti fra le particelle sono così violenti che dagli atomi si staccano degli elettroni, piccole particelle dotate di carica elettrica (le incontreremo nel Capitolo 7). Si forma così un aeriforme di particelle cariche, il **plasma**, che conduce l'elettricità ed emette luce. Il plasma è raro sulla Terra, dove lo vediamo nei fulmini, nelle aurore polari e nei tubi delle insegne luminose, ma è lo stato delle stelle: gran parte della materia visibile dell'Universo è plasma. Nel resto del capitolo ci occuperemo soltanto dei tre stati ordinari.

2.3 Temperatura e calore

2.3.1 Che cosa misura un termometro

Nel Capitolo 1 abbiamo imparato a misurare la temperatura con le scale Celsius e Kelvin. Il modello particellare ci permette ora di capire *che cosa* stiamo misurando. Ogni particella in movimento possiede energia cinetica, cioè energia di movimento; poiché le particelle di un corpo non hanno tutte la stessa velocità, conta il valore medio. La **temperatura** di un corpo è la grandezza che misura l'energia cinetica media delle sue particelle: più queste si agitano velocemente, più alta è la temperatura. Per i gas, in particolare, l'energia cinetica media delle particelle è direttamente proporzionale alla temperatura espressa in kelvin.

Questo spiega perché la scala Kelvin parta dallo **zero assoluto**, 0 K = −273,15 °C: è la temperatura alla quale l'agitazione termica raggiungerebbe il minimo possibile. Non si può andare più in basso, perché non si può muovere meno di così. Lo zero assoluto non è mai stato raggiunto, ma i laboratori di fisica gli si avvicinano fino a frazioni di milionesimo di kelvin.

2.3.2 Il calore è energia in transito

Se appoggi una mano su un termosifone acceso, la mano si scalda; se stringi un cubetto di ghiaccio, la mano si raffredda e il ghiaccio si scioglie. In entrambi i casi dell'energia passa da un corpo all'altro, sempre dal corpo a temperatura più alta a quello a temperatura più bassa. Il **calore** è proprio questo: l'energia che si trasferisce da un corpo a un altro a causa della loro differenza di temperatura. Si misura, come ogni energia, in joule (J); nella vita quotidiana si usa ancora la caloria (1 cal ≈ 4,186 J), e le «calorie» delle etichette alimentari sono in realtà kilocalorie.

A livello particellare, il trasferimento avviene attraverso gli urti: le particelle più veloci del corpo caldo urtano quelle più lente del corpo freddo e cedono loro parte della propria energia. Il trasferimento continua finché le due temperature diventano uguali. Quando due corpi a contatto hanno raggiunto la stessa temperatura e non si scambiano più calore, si dice che sono in **equilibrio termico**. È per questo che un termometro funziona: lo metti a contatto con il corpo da misurare, aspetti che raggiunga l'equilibrio termico con esso, e leggi la sua temperatura, che è anche quella del corpo.

> **ERRORE FREQUENTE**
>
> «Questa pentola contiene molto calore»: sbagliato. Un corpo possiede energia interna, cioè l'energia di tutte le sue particelle, ma **non contiene calore**: il calore esiste solo mentre l'energia passa da un corpo all'altro. E temperatura e calore non sono la stessa cosa: una vasca d'acqua tiepida a 35 °C può cedere molta più energia di una scintilla a 1000 °C, perché ha una massa enormemente maggiore. La temperatura dice quanto si agitano *in media* le particelle; il calore dice quanta energia viene scambiata.

2.3.3 Il calore specifico

Per scaldare una pentola piena d'acqua serve molto più tempo che per scaldarne una mezza vuota, e per far salire la temperatura di 80 °C serve più tempo che per farla salire di 10 °C: il calore necessario cresce con la massa del corpo e con la variazione di temperatura. Dipende però anche dalla sostanza. Si chiama **calore specifico** di una sostanza la quantità di calore necessaria per innalzare di 1 °C (o, che è lo stesso, di 1 K) la temperatura di 1 g di quella sostanza; nel nostro libro lo misuriamo in J/(g · °C).

Tabella 2.2 Calore specifico di alcune sostanze, vicino alla temperatura ambiente e alla pressione atmosferica (dove non indicato diversamente).

Sostanza	c (J/(g · °C))	Sostanza	c (J/(g · °C))
acqua liquida	4,186	alluminio	0,897
ghiaccio (vicino a 0 °C)	≈ 2,1	vetro comune	≈ 0,84
vapore acqueo (≈ 100 °C)	≈ 2,0	ferro	0,449
etanolo (alcol etilico)	2,44	rame	0,385
aria	1,00	piombo	0,129

La Tabella 2.2 mostra un fatto importante: l'acqua liquida ha un calore specifico molto alto, più di quattro volte quello dell'alluminio e più di dieci volte quello del rame. Per scaldarla serve molta energia, e quando si raffredda ne restituisce altrettanta. Con la stessa energia di 10 kJ, un kilogrammo di acqua si scalda di circa 2,4 °C, un kilogrammo di alluminio di circa 11 °C.

COLLEGAMENTI

Geografia e clima. Il grande calore specifico dell'acqua spiega perché le città di mare hanno inverni più miti ed estati meno torride delle città dell'interno alla stessa latitudine: il mare si scalda lentamente d'estate e restituisce lentamente il calore d'inverno. La sabbia, con un calore specifico circa cinque volte minore, in un pomeriggio d'agosto scotta mentre l'acqua è ancora fresca; questa differenza fra terra e mare genera le brezze che studierai nel Capitolo 13. **Biologia.** Il corpo umano è fatto per circa il 60 % di acqua, e questo lo aiuta a mantenere una temperatura stabile.

APPROFONDIMENTO · CALCOLARE IL CALORE

Il calore Q necessario per far variare di ΔT la temperatura di un corpo di massa m, senza che cambi di stato, è direttamente proporzionale sia a m sia a ΔT, e la costante di proporzionalità è proprio il calore specifico c:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

dove $\Delta T = T_{\text{finale}} - T_{\text{iniziale}}$. Nelle tabelle scientifiche troverai anche l'unità SI J/(kg · K), con cui il calore specifico dell'acqua vale 4186 J/(kg · K). Il prodotto $m \cdot c$ indica quanta energia serve per scaldare di 1 °C *quel particolare corpo*, e si chiama **capacità termica**: una vasca da bagno piena e un bicchiere d'acqua hanno lo stesso calore specifico, ma capacità termiche molto diverse.

Quanta energia per la pasta?

Problema. In una pentola ci sono 2,00 kg di acqua a 20,0 °C. Quanta energia serve per portarla a 100,0 °C, trascurando il riscaldamento della pentola e le perdite?

Dati. $m = 2{,}00$ kg $= 2000$ g; $c = 4{,}186$ J/(g · °C); $\Delta T = 100{,}0$ °C $- 20{,}0$ °C $= 80{,}0$ °C.

Calcolo. $Q = m \cdot c \cdot \Delta T = 2000$ g $\cdot\ 4{,}186$ J/(g · °C) $\cdot\ 80{,}0$ °C $= 669\,760$ J $\approx 6{,}70 \times 10^5$ J $= 670$ kJ.

Controllo. Le unità si semplificano (g con g, °C con °C) e resta il joule. Il risultato ha tre cifre significative, come i dati meno precisi. Un fornello reale ne consuma di più, perché parte dell'energia scalda la pentola e l'aria intorno.

Mescolare acqua calda e fredda

Problema. Versiamo 300 g di acqua a 70 °C in 200 g di acqua a 10 °C. Qual è la temperatura di equilibrio, se non c'è scambio di calore con l'esterno?

Ragionamento. Il calore ceduto dall'acqua calda è uguale al calore assorbito dall'acqua fredda. Chiamiamo T la temperatura finale: $300 \cdot c \cdot (70 - T) = 200 \cdot c \cdot (T - 10)$. Il calore specifico, uguale per le due masse, si semplifica: $21\,000 - 300\,T = 200\,T - 2000$, quindi $500\,T = 23\,000$ e $T = 46$ °C.

Controllo. Il risultato è compreso fra 10 °C e 70 °C ed è più vicino a 70 °C, perché l'acqua calda è in quantità maggiore: è una media «pesata» con le masse.

2.4 I passaggi di stato

2.4.1 Sei trasformazioni, sei nomi

Il passaggio di una sostanza da uno stato di aggregazione a un altro si chiama **passaggio di stato**. Durante un passaggio di stato la sostanza non cambia natura: il ghiaccio, l'acqua e il vapore acqueo sono tutti acqua. Si tratta di trasformazioni fisiche, che si possono invertire. Con tre stati sono possibili sei passaggi, ciascuno con il suo nome (Figura 2.3).

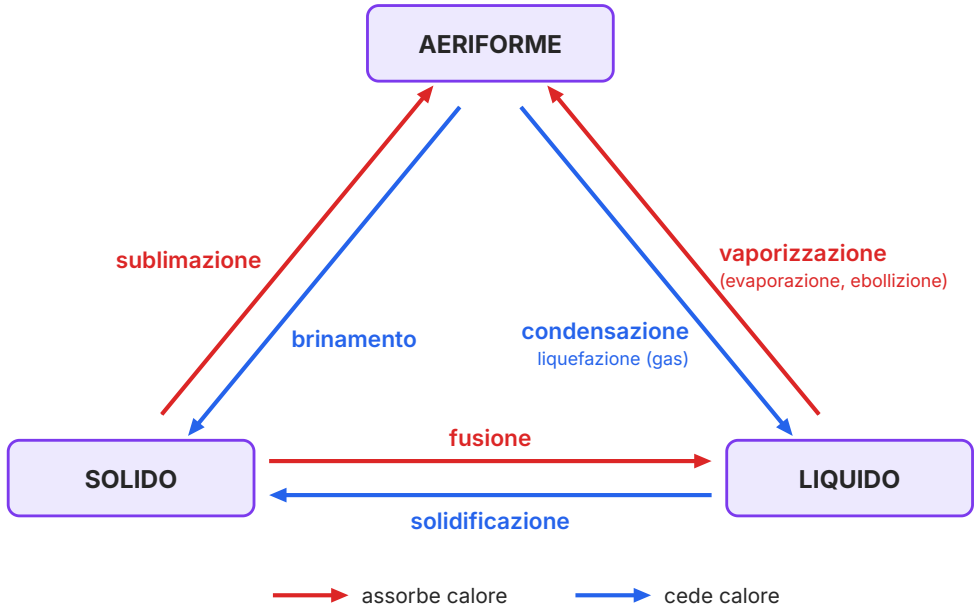


Figura 2.3 I sei passaggi di stato. Le frecce rosse indicano i passaggi che avvengono assorbendo calore dall'ambiente, le frecce blu quelli che avvengono cedendo calore. Il passaggio da aeriforme a liquido si chiama condensazione per un vapore e liquefazione per un gas.

- La **fusione** è il passaggio da solido a liquido; il passaggio inverso, da liquido a solido, è la **solidificazione**.
- La **vaporizzazione** è il passaggio da liquido ad aeriforme. Il passaggio inverso si chiama **condensazione** quando l'aeriforme è un vapore, e **liquefazione** quando si tratta di un gas, che va prima raffreddato sotto la temperatura critica.
- La **sublimazione** è il passaggio diretto da solido ad aeriforme, senza passare per il liquido; il passaggio inverso, da aeriforme a solido, è il **brinamento**.

La sublimazione si osserva con il «ghiaccio secco», cioè anidride carbonica solida, che alla pressione atmosferica si trasforma direttamente in aeriforme a −78,5 °C, e con la naftalina che un tempo si metteva negli armadi. Il brinamento è ciò che accade nelle notti serene d'inverno, quando il vapore acqueo dell'aria si deposita sull'erba e sui vetri delle auto sotto forma di cristalli di ghiaccio: la brina, appunto (Capitolo 14).

Fusione, vaporizzazione e sublimazione avvengono solo se la sostanza **assorbe** energia dall'ambiente: bisogna fornire alle particelle l'energia necessaria per vincere, in parte o del tutto, le forze di coesione. I tre passaggi inversi, invece, avvengono solo se la sostanza **cede**

energia all'ambiente. Per questo un cubetto di ghiaccio raffredda la bibita: per fondere, sottrae calore al liquido che lo circonda.

2.4.2 Evaporazione ed ebollizione

La vaporizzazione può avvenire in due modi molto diversi. L'**evaporazione** avviene a qualsiasi temperatura e interessa solo la superficie del liquido: alcune particelle della superficie, più veloci della media, riescono a sfuggire alle forze di coesione e a passare nell'aria. È così che si asciugano i panni stesi e le pozzanghere dopo un temporale. Poiché se ne vanno proprio le particelle più veloci, l'energia cinetica media di quelle che restano diminuisce: l'evaporazione raffredda il liquido. È il principio del sudore: evaporando dalla pelle, ogni grammo di acqua porta via circa 2,4 kJ di energia dal nostro corpo.

L'**ebollizione** invece avviene in tutto il volume del liquido: al suo interno si formano bolle di vapore che salgono e scoppiano in superficie. Accade solo a una temperatura ben precisa, la *temperatura di ebollizione*, che dipende dalla sostanza e dalla pressione esterna (Paragrafo 2.5). Finché il liquido bolle, la sua temperatura rimane costante anche se continuiamo a scaldarlo.

> **ERRORE FREQUENTE**
>
> La nuvoletta bianca che sale da una pentola in ebollizione **non è vapore**. Il vapore acqueo è un aeriforme trasparente e invisibile: lo puoi notare, se guardi bene, nel piccolo spazio limpido proprio sopra la superficie dell'acqua. Appena incontra l'aria più fredda, il vapore condensa in minuscole goccioline di acqua liquida, ed è questa nebbiolina di goccioline che vediamo. Lo stesso vale per il «fumo» del respiro d'inverno e per le nuvole del cielo.

2.4.3 La curva di riscaldamento

Che cosa succede alla temperatura durante un passaggio di stato? Per scoprirlo prendiamo 100 g di ghiaccio a −20 °C, li scaldiamo con una fonte di energia costante e misuriamo la temperatura a intervalli regolari. Riportando la temperatura in funzione dell'energia fornita otteniamo la **curva di riscaldamento** della Figura 2.4, calcolata con i valori reali dei calori specifici (Tabella 2.2) e dei calori latenti (Paragrafo 2.4.4).

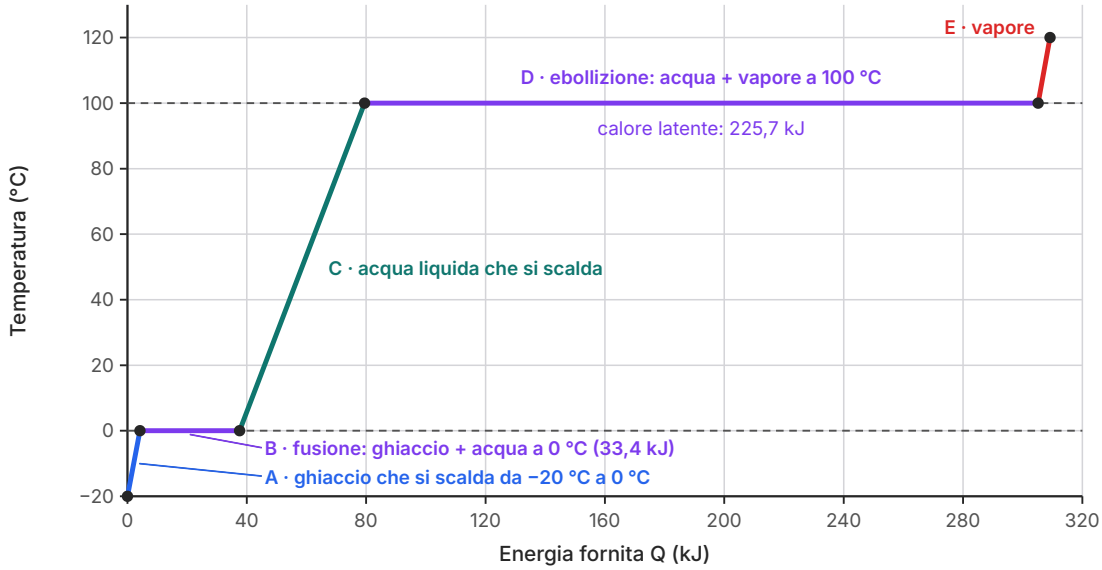


Figura 2.4 Curva di riscaldamento di 100 g di acqua alla pressione di 1 atm, dal ghiaccio a −20 °C al vapore a 120 °C, con energia fornita a ritmo costante. Calcolata con c(ghiaccio) ≈ 2,1 J/(g · °C), c(acqua) = 4,186 J/(g · °C), c(vapore) ≈ 2,0 J/(g · °C), L_f = 334 J/g e L_v = 2257 J/g. I tratti orizzontali B e D sono le soste termiche.

La curva è fatta di cinque tratti. Nel tratto A il ghiaccio si scalda da −20 °C a 0 °C. Nel tratto B il ghiaccio fonde: continuiamo a fornire energia, ma la temperatura resta ferma a 0 °C finché tutto il ghiaccio non si è sciolto; nel recipiente coesistono ghiaccio e acqua. Nel tratto C l'acqua liquida si scalda da 0 °C a 100 °C; la pendenza è minore di quella del tratto A, perché il calore specifico dell'acqua liquida è circa il doppio di quello del ghiaccio. Nel tratto D l'acqua bolle a temperatura costante, 100 °C, finché non si è tutta trasformata in vapore. Nel tratto E il vapore si scalda oltre i 100 °C.

I due tratti orizzontali si chiamano **soste termiche**. Durante una sosta termica l'energia fornita non fa aumentare l'agitazione delle particelle, cioè la temperatura: serve tutta a vincere le forze di coesione, cioè a staccare le particelle le une dalle altre. La sosta termica alla temperatura di fusione e quella alla temperatura di ebollizione sono tipiche di una *sostanza pura*: nel Capitolo 3 vedremo che un miscuglio, come l'acqua salata, si comporta in modo diverso.

Se raffreddiamo il vapore a 120 °C fino al ghiaccio a −20 °C, otteniamo la curva di raffreddamento: è la stessa curva percorsa all'indietro, con le stesse soste termiche alle stesse temperature, perché ora la sostanza cede all'ambiente esattamente l'energia che prima aveva assorbito. La temperatura di solidificazione di una sostanza pura coincide con la sua temperatura di fusione, e la temperatura di condensazione con quella di ebollizione.

2.4.4 Il calore latente

La quantità di energia necessaria per far cambiare stato a 1 g di sostanza, alla temperatura del passaggio di stato, si chiama **calore latente** («latente» significa nascosto: è energia che non si manifesta come aumento di temperatura).

Per l'acqua alla pressione atmosferica il *calore latente di fusione* vale $L_f = 334$ J/g e il *calore latente di vaporizzazione* a 100 °C vale $L_v = 2257$ J/g. Il secondo è quasi sette volte il primo: per separare completamente le particelle, come avviene nel passaggio al vapore, serve molta più energia che per renderle soltanto libere di scorrere. Per questo nella Figura 2.4 la sosta dell'ebollizione è molto più lunga di quella della fusione: da sola consuma circa il 73 % di tutta l'energia fornita.

APPROFONDIMENTO

Joseph Black e il calore «nascosto»

Intorno al 1760 il medico e chimico scozzese Joseph Black, professore a Glasgow, notò che un recipiente di ghiaccio che fonde lentamente in una stanza tiepida resta a 0 °C per ore, pur ricevendo calore dall'ambiente. Ne concluse che il ghiaccio assorbe una grande quantità di calore senza scaldarsi, e lo chiamò calore «latente», cioè nascosto. Black fu anche il primo a distinguere chiaramente fra la quantità di calore e la temperatura, e a capire che sostanze diverse richiedono quantità diverse di calore per scaldarsi dello stesso numero di gradi: le idee di calore latente e di calore specifico nascono dalle sue misure. Ai suoi tempi si credeva che il calore fosse un fluido invisibile, il «calorico»; solo nell'Ottocento, con gli esperimenti di James Prescott Joule, si capì che il calore è una forma di trasferimento di energia.

APPROFONDIMENTO · I CONTI DELLA CURVA DI RISCALDAMENTO

Per far cambiare stato a una massa m di sostanza, alla temperatura del passaggio, serve il calore $Q = m \cdot L$, dove L è il calore latente. Combinando questa relazione con $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$ si può calcolare l'energia di ogni tratto di una curva di riscaldamento.

Dal ghiaccio al vapore: i conti della Figura 2.4

Problema. Quanta energia serve per trasformare 100 g di ghiaccio a −20 °C in vapore a 120 °C?

Calcolo, tratto per tratto.

A: $Q = 100\ \text{g} \cdot 2{,}1\ \text{J/(g} \cdot \text{°C)} \cdot 20\ \text{°C} = 4200\ \text{J} = 4{,}2\ \text{kJ}$

B: $Q = 100\ \text{g} \cdot 334\ \text{J/g} = 33\,400\ \text{J} = 33{,}4\ \text{kJ}$

C: $Q = 100\ \text{g} \cdot 4{,}186\ \text{J/(g} \cdot \text{°C)} \cdot 100\ \text{°C} = 41\,860\ \text{J} \approx 41{,}9\ \text{kJ}$

D: $Q = 100\ \text{g} \cdot 2257\ \text{J/g} = 225\,700\ \text{J} = 225{,}7\ \text{kJ}$

E: $Q = 100\ \text{g} \cdot 2{,}0\ \text{J/(g} \cdot \text{°C)} \cdot 20\ \text{°C} = 4000\ \text{J} = 4{,}0\ \text{kJ}$

Totale. 4,2 + 33,4 + 41,9 + 225,7 + 4,0 ≈ 309 kJ. Questi sono i valori sull'asse orizzontale della Figura 2.4: controlla dove inizia e finisce ciascun tratto.

Senza cambiamento di stato: $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$ (la temperatura varia).
Durante un cambiamento di stato: $Q = m \cdot L$ (la temperatura resta costante).
Acqua: $c = 4{,}186\ \text{J/(g} \cdot \text{°C)}$ (liquida), ≈ 2,1 J/(g · °C) (ghiaccio), ≈ 2,0 J/(g · °C) (vapore); $L_f = 334\ \text{J/g}$; $L_v = 2257\ \text{J/g}$ a 100 °C.

2.4.5 La sopraffusione

Talvolta un liquido molto puro, raffreddato lentamente in un recipiente ben pulito e senza scosse, scende al di sotto della propria temperatura di solidificazione restando liquido. Questo stato instabile si chiama **sopraffusione**. L'acqua pura in una bottiglietta liscia può restare liquida anche diversi gradi sotto lo zero; nelle nubi, le goccioline d'acqua possono restare liquide fino a circa −40 °C. Basta però un urto, un granello di polvere o un cristallo di ghiaccio perché la solidificazione parta all'improvviso: la temperatura risale allora a 0 °C, grazie al calore liberato dalla solidificazione. Quando la pioggia sopraffusa tocca il suolo gelato e solidifica all'istante, si forma il pericoloso *gelicidio* sulle strade.

ESEMPIO SVOLTO

Esperienza di laboratorio: le soste termiche del ghiaccio

Materiale. Un becher da 250 mL, ghiaccio tritato (circa 150 g) preso da un congelatore, un termometro da −20 °C a 110 °C, una piastra elettrica, un cronometro, un agitatore di vetro.

Procedimento. Metti il ghiaccio nel becher, inserisci il termometro al centro e accendi la piastra a potenza moderata e costante. Mescolando sempre con delicatezza, leggi la temperatura ogni 30 secondi e annota anche ciò che vedi (ghiaccio, acqua, bolle). Continua finché l'acqua bolle da alcuni minuti. Costruisci il grafico temperatura–tempo.

Che cosa osservare. Una prima sosta vicino a 0 °C, finché resta ghiaccio, e una seconda sosta vicino a 100 °C durante l'ebollizione. Probabilmente la seconda sosta non sarà esattamente a 100 °C: chiediti perché (pressione del giorno, precisione del termometro, posizione del bulbo). **Sicurezza:** occhiali protettivi, e mai toccare la piastra o il becher caldo senza pinze.

2.5 La pressione e l'ebollizione

2.5.1 La pressione dei gas

Una persona che cammina sulla neve fresca con gli scarponi affonda; con le ciaspole, che distribuiscono lo stesso peso su una superficie molto più grande, resta a galla. Ciò che conta non è soltanto la forza, ma come essa si distribuisce sulla superficie. La **pressione** è il rapporto fra l'intensità della forza che agisce perpendicolarmente su una superficie e l'area della superficie stessa:

$$p = \frac{F}{A}$$

Nel Sistema Internazionale la forza si misura in newton e l'area in metri quadrati; la pressione si misura quindi in $\mathrm{N/m^2}$, unità che prende il nome di **pascal** (Pa). Il pascal è una pressione piccola, per cui si usano spesso i multipli e altre unità tradizionali (Tabella 2.3).

Tabella 2.3 Unità di misura della pressione e loro equivalenze.

Unità	Simbolo	Equivalenza	Dove si usa
pascal	Pa	1 Pa = 1 N/m^2	unità SI
ettopascal	hPa	1 hPa = 100 Pa	meteorologia
atmosfera	atm	1 atm = 101 325 Pa = 1013,25 hPa	chimica
millimetro di mercurio	mmHg	760 mmHg = 1 atm	medicina (pressione arteriosa)
bar	bar	1 bar = 100 000 Pa ≈ 0,987 atm	pneumatici, bombole

Anche un gas esercita una pressione sulle pareti del recipiente, e il modello particellare ne spiega l'origine: le particelle, nel loro moto disordinato, urtano di continuo le pareti, e ogni urto è una piccola spinta. La somma di miliardi di miliardi di urti al secondo su ogni centimetro quadrato produce una pressione costante. Se comprimiamo il gas in un volume minore, le particelle urtano le pareti più spesso e la pressione cresce; se lo scaldiamo, urtano più spesso e più forte, e la pressione cresce ancora. Già nel 1662 l'inglese Robert Boyle aveva scoperto che, a temperatura costante, dimezzando il volume di un gas la sua pressione raddoppia: è la *legge di Boyle*, che riprenderai nei prossimi anni. L'aria che ci circonda esercita su di noi la *pressione atmosferica*, che al livello del mare vale in media circa 1 atm; come si misura e come varia lo studierai nel Capitolo 13.

2.5.2 La tensione di vapore

Chiudiamo un po' d'acqua in un recipiente da cui abbiamo tolto l'aria. Alcune particelle evaporano e formano vapore sopra il liquido; alcune particelle di vapore, urtando la superficie, tornano nel liquido. Dopo un po' le particelle che evaporano e quelle che condensano in ogni secondo sono lo stesso numero, e la quantità di vapore non cambia più. La pressione esercitata dal vapore in queste condizioni di equilibrio si chiama **tensione di vapore** del liquido. Essa dipende dalla sostanza e cresce rapidamente con la temperatura, perché a temperatura più alta sono più numerose le particelle abbastanza veloci da sfuggire al liquido (Figura 2.5).

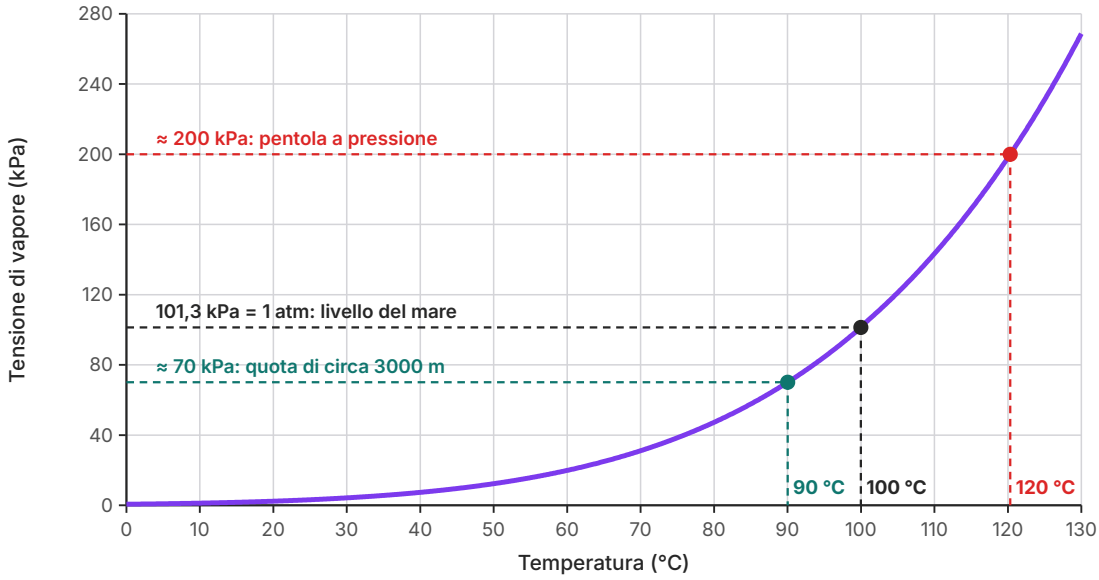


Figura 2.5 Tensione di vapore dell'acqua in funzione della temperatura, calcolata con l'equazione di Antoine, che riproduce i dati sperimentali. L'acqua bolle alla temperatura alla quale la tensione di vapore uguaglia la pressione esterna: circa 90 °C a 70 kPa, 100 °C a 1 atm, circa 120 °C a 200 kPa.

Ora possiamo capire l'ebollizione. Una bolla di vapore può formarsi e sopravvivere all'interno del liquido solo se la pressione del vapore al suo interno è capace di contrastare la pressione che il liquido e l'aria esercitano dall'esterno. Un liquido bolle quindi alla temperatura alla quale la sua tensione di vapore diventa uguale alla pressione esterna. Per l'acqua al livello del mare, dove la pressione è di circa 1 atm (101,3 kPa), questo succede a 100 °C.

2.5.3 L'acqua non bolle sempre a 100 °C

Se la pressione esterna cambia, cambia anche la temperatura di ebollizione. In montagna la pressione atmosferica è più bassa: a circa 3000 m di quota vale circa 70 kPa, e la Figura 2.5 mostra che l'acqua bolle a circa 90 °C; sulla cima dell'Everest bolle intorno ai 70 °C. Per questo in alta montagna la pasta cuoce più lentamente: l'acqua bolle, ma è meno calda. Al contrario, la **pentola a pressione** è chiusa da un coperchio a tenuta con una valvola: il vapore non può uscire, la pressione interna sale fino a circa 200 kPa (circa 1 bar sopra la pressione esterna) e l'acqua bolle intorno a 120 °C. A quella temperatura i cibi cuociono molto più in fretta.

Attenzione, quindi: la frase «l'acqua bolle a 100 °C» è vera solo alla pressione di 1 atm. E non bisogna confondere i due modi della vaporizzazione: una pozzanghera *evapora* anche d'inverno, a pochi gradi sopra lo zero, ma non *bolle*, perché a quella temperatura la tensione di vapore dell'acqua è molto minore della pressione atmosferica.

2.6 L'acqua, una sostanza anomala

2.6.1 Il ghiaccio galleggia

Per quasi tutte le sostanze il solido è più denso del liquido: le particelle, ordinate nel reticolo, stanno più strette di quanto non siano nel liquido, e un pezzo di cera solida, per esempio, affonda nella cera fusa. L'acqua è un'eccezione importante. Il ghiaccio ha una densità di circa 0,917 g/cm^3, minore di quella dell'acqua liquida: per questo galleggia. Nel ghiaccio le molecole d'acqua si dispongono in un reticolo ordinato ma «aperto», pieno di spazi vuoti, per ragioni legate ai legami fra le molecole che studierai più avanti.

Una conseguenza pratica è che l'acqua, solidificando, aumenta di volume di circa il 9 %. Un kilogrammo di acqua liquida occupa circa 1000 cm^3; lo stesso kilogrammo trasformato in ghiaccio occupa circa 1090 cm^3. Per questo una bottiglia di vetro piena d'acqua dimenticata nel congelatore si rompe, e d'inverno le tubature esposte al gelo possono scoppiare. Lo stesso fenomeno, ripetuto ogni notte nelle fessure delle rocce di montagna, le spacca lentamente: è il *crioclastismo* che studierai nel Capitolo 16.

2.6.2 La densità massima a 4 °C

Anche l'acqua liquida ha un comportamento insolito. Quasi tutti i liquidi, raffreddandosi, diventano sempre più densi. L'acqua invece raggiunge la sua **densità massima a circa 4 °C** (più precisamente 3,98 °C), dove vale circa 1,000 g/cm^3; al di sotto di questa temperatura, raffreddandosi, l'acqua si dilata di nuovo e diventa meno densa (Figura 2.6). Le differenze sono piccole, dell'ordine di qualche decimillesimo, ma hanno conseguenze enormi.

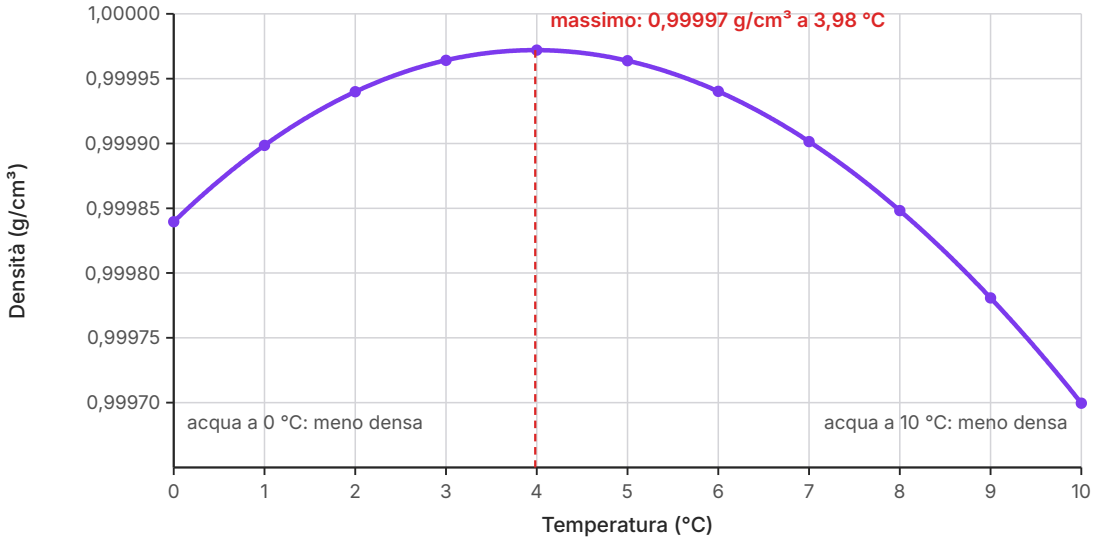


Figura 2.6 Densità dell'acqua liquida fra 0 °C e 10 °C alla pressione di 1 atm, calcolata con la formula di Kell, che riproduce le misure di laboratorio. La densità è massima a 3,98 °C. Osserva la scala verticale: le variazioni riguardano la quarta e la quinta cifra decimale.

COLLEGAMENTI

Perché i laghi non gelano fino al fondo. In autunno l'acqua superficiale di un lago si raffredda, diventa più densa e affonda, mentre dal basso sale acqua più calda. Questo rimescolamento continua finché tutto il lago è a circa 4 °C. Da quel momento l'acqua di superficie, raffreddandosi ancora, diventa *meno* densa e resta in alto, fino a gelare a 0 °C. Lo strato di ghiaccio galleggia e fa da coperta isolante; sotto, sul fondo dei laghi profondi, l'acqua resta per tutto l'inverno intorno a 4 °C, e pesci e altri organismi sopravvivono. Se il ghiaccio fosse più denso dell'acqua, affonderebbe, e molti laghi delle regioni fredde gelerebbero dal fondo verso l'alto. Riprenderemo i laghi nel Capitolo 15.

SINTESI

- La **materia** ha massa e volume; un **corpo** è una porzione delimitata di materia; una **sostanza** è un tipo di materia con proprietà caratteristiche.
- **Solidi**: forma e volume propri. **Liquidi**: volume proprio, forma del recipiente. **Aeriformi**: né forma né volume propri, molto comprimibili.
- Un aeriforme sopra la temperatura critica è un **gas**; sotto, è un **vapore** e si può liquefare per sola compressione.
- Il **modello particellare**: particelle in continua agitazione, unite da forze di coesione. Lo stato dipende dall'equilibrio fra agitazione e coesione.
- La **diffusione** e il **moto browniano** sono prove dell'agitazione delle particelle; il **plasma** è un aeriforme di particelle cariche.
- La **temperatura** misura l'energia cinetica media delle particelle; il **calore** è energia che passa dal corpo più caldo al più freddo, fino all'equilibrio termico. Lo zero assoluto è 0 K = −273,15 °C.
- Il **calore specifico** è il calore che scalda di 1 °C un grammo di sostanza; l'acqua ne ha uno molto alto, 4,186 J/(g · °C), e per questo si scalda e si raffredda lentamente.
- I sei passaggi di stato: fusione e solidificazione, vaporizzazione e condensazione (liquefazione per i gas), sublimazione e brinamento.
- Durante un passaggio di stato di una sostanza pura la temperatura resta costante (**sosta termica**): l'energia assorbita, il **calore latente**, serve a cambiare stato. Per l'acqua L_f = 334 J/g, L_v = 2257 J/g.
- L'**evaporazione** avviene in superficie a ogni temperatura; l'**ebollizione** avviene in tutto il liquido quando la tensione di vapore eguaglia la pressione esterna.
- La **pressione** è $p = F/A$, in pascal; 1 atm = 101 325 Pa = 760 mmHg. A pressione minore l'acqua bolle a temperatura minore, nella pentola a pressione a temperatura maggiore.
- L'acqua è **anomala**: il ghiaccio è meno denso del liquido e galleggia, e l'acqua liquida ha densità massima a circa 4 °C.

ESERCIZI

Comprendere e ricordare

1. ● Quale proprietà possiede un liquido ma non un aeriforme?
   - **A.** Forma propria
   - **B.** Volume proprio
   - **C.** Capacità di scorrere
   - **D.** Elevata comprimibilità

2. ● Secondo il modello particellare, in un solido cristallino le particelle:
   - **A.** sono ferme in posizioni fisse
   - **B.** si muovono in linea retta a grande velocità
   - **C.** vibrano intorno a posizioni fisse
   - **D.** scorrono le une sulle altre

3. ● Il passaggio diretto dallo stato aeriforme allo stato solido si chiama:
   - **A.** brinamento
   - **B.** sublimazione
   - **C.** condensazione
   - **D.** solidificazione

4. ● La temperatura di un corpo è una misura:
   - **A.** del calore contenuto nel corpo
   - **B.** della massa delle sue particelle
   - **C.** del numero delle sue particelle
   - **D.** dell'energia cinetica media delle sue particelle

5. ●● Durante la fusione di ghiaccio puro alla pressione di 1 atm, mentre si fornisce calore, la temperatura:
   - **A.** aumenta lentamente
   - **B.** resta costante a 0 °C
   - **C.** diminuisce
   - **D.** aumenta e poi diminuisce

6. ●● Le città di mare hanno escursioni termiche annue minori di quelle dell'interno soprattutto perché l'acqua:
   - **A.** ha un calore specifico elevato
   - **B.** ha una densità elevata
   - **C.** evapora solo d'estate
   - **D.** ha una temperatura critica elevata

7. ●● In alta montagna l'acqua bolle a una temperatura più bassa che al mare perché:
   - **A.** l'aria è più fredda
   - **B.** l'acqua contiene meno sali
   - **C.** la pressione esterna è minore
   - **D.** la tensione di vapore dell'acqua è maggiore

8. ● L'acqua liquida raggiunge la sua densità massima a circa:
   A. 0 °C
   B. −4 °C
   C. 100 °C
   D. 4 °C

9. ●● Quale fenomeno fu storicamente una prova decisiva dell'agitazione delle molecole?
   A. La sopraffusione
   B. Il moto browniano
   C. La sublimazione del ghiaccio secco
   D. Il galleggiamento del ghiaccio

Vero o falso

10. ● Un corpo caldo contiene più calore di un corpo freddo.

11. ● L'evaporazione avviene a qualsiasi temperatura e interessa solo la superficie del liquido.

12. ● La nuvoletta bianca sopra una pentola che bolle è vapore acqueo.

13. ● Una variazione di temperatura di 10 °C corrisponde a una variazione di 10 K.

14. ●● Per vaporizzare 1 g di acqua a 100 °C serve meno energia che per fondere 1 g di ghiaccio a 0 °C.

15. ●● A temperatura ambiente il vapore acqueo può essere trasformato in liquido anche soltanto comprimendolo.

Applicare e calcolare

Usa i dati della Tabella 2.3.

16. ● L'azoto liquido bolle, alla pressione di 1 atm, a −195,8 °C. Esprimi questa temperatura in kelvin. Di quanti kelvin varia la temperatura di un corpo che si scalda da 20 °C a 35 °C?

17. ●● Un escursionista pesa 600 N. Calcola la pressione che esercita sulla neve con gli scarponi (area di appoggio totale 0,060 m^2) e con le ciaspole (0,30 m^2). Quante volte si riduce la pressione?

18. ●● Una carta meteorologica indica una pressione di 1013 hPa: esprimila in atmosfere e in mmHg. Uno pneumatico è gonfiato a 2,5 atm: esprimi la pressione in pascal e in kilopascal.

19. ●● Usando la Tabella 2.2, spiega quale si scalda di più, ricevendo la stessa quantità di calore: 1 kg di acqua o 1 kg di ferro? Circa quante volte di più?

Leggere dati e figure

Tabella 2.4 Temperature di fusione e di ebollizione di alcune sostanze alla pressione di 1 atm.

Sostanza	Fusione (°C)	Ebollizione (°C)
azoto	−210,0	−195,8
etanolo	−114,1	78,4
mercurio	−38,8	356,7
acqua	0,0	100,0
piombo	327,5	1749

20. ●● Osserva la Figura 2.4. (a) In quali tratti coesistono due stati? (b) Perché il tratto D è lungo circa 6,8 volte il tratto B? (c) Perché il tratto A è più ripido del tratto C?

21. ●● Osserva la Figura 2.6. (a) Che cosa succede alla densità dell'acqua se la raffreddi da 10 °C a 4 °C, e poi da 4 °C a 0 °C? (b) Sapendo che il ghiaccio ha densità 0,917 g/cm^3, calcola il volume di 1,000 kg di ghiaccio e l'aumento percentuale di volume rispetto a 1,000 kg di acqua liquida a 0 °C (1000,16 cm^3).

22. ● Usando la Tabella 2.4, indica lo stato di ciascuna sostanza (a) a 20 °C e (b) a −50 °C. (c) Quale sostanza resta liquida in tutto l'intervallo da −30 °C a 300 °C?

23. ●● Osserva la Figura 2.5. (a) Qual è la tensione di vapore dell'acqua a 80 °C, circa? (b) A che temperatura bolle l'acqua dove la pressione è di 70 kPa? (c) Perché in una pentola a pressione l'acqua può superare i 100 °C senza bollire?

Indagare e argomentare

24. ●● Spiega con il modello particellare perché, uscendo dalla piscina in una giornata ventosa, si sente freddo, e perché un batuffolo di cotone imbevuto di alcol dà sulla pelle una sensazione di fresco più intensa dell'acqua.

25. ●●● Progetta un esperimento per verificare che la diffusione è più rapida a temperatura più alta, usando bicchieri d'acqua e colorante alimentare. Indica la variabile che modifichi, quella che misuri e quelle che devi tenere costanti.

26. ●● Spiega perché in inverno i laghi profondi gelano in superficie ma non sul fondo. Che cosa succederebbe se l'acqua si comportasse come la maggior parte delle sostanze?

27. ●● Togli dal frigorifero una lattina fredda: dopo poco la sua superficie è coperta di goccioline. Da dove viene quell'acqua? Collega la risposta alla «nuvoletta» sopra una pentola che bolle.

Approfondimento: calcoli sul calore

Usa i dati della Tabella 2.2 e i calori latenti dell'acqua del Paragrafo 2.4.4.

28. ● Quanta energia serve per scaldare 250 g di acqua da 20 °C a 80 °C? Esprimi il risultato in joule e in kilojoule.

29. ●● Un blocco di alluminio di 500 g assorbe 9,0 kJ di calore senza cambiare stato. Di quanto aumenta la sua temperatura?

30. ●● Calcola l'energia necessaria per fondere 50 g di ghiaccio a 0 °C e quella necessaria per vaporizzare 50 g di acqua a 100 °C. Quante volte è maggiore la seconda?

31. ●●● Quanta energia serve per trasformare 200 g di ghiaccio a −10 °C in acqua liquida a 30 °C? Imposta il calcolo in tre tappe.

32. ●●● Mescoli 200 g di acqua a 80 °C con 300 g di acqua a 20 °C in un thermos che non scambia calore con l'esterno. Calcola la temperatura finale.

33. ●●● Un bollitore elettrico da 2000 W (cioè 2000 J ogni secondo) contiene 1,5 L di acqua a 15 °C. Supponendo che tutta l'energia vada all'acqua, quanto tempo serve per portarla a 100 °C? Perché nella realtà ne serve di più?

PER APPROFONDIRE

- [ATK] Atkins e Jones, *Principi di chimica*: le parti dedicate a gas, liquidi e solidi e ai passaggi di stato, per vedere gli stessi concetti trattati con più strumenti matematici.
- [PAU] Pauling, *General Chemistry*: un classico che spiega le proprietà della materia partendo dalle molecole, in inglese.
- [SAC] Sacks, *Zio Tungsteno*: i ricordi di un ragazzo appassionato di chimica, pieni di esperimenti e di curiosità sulla materia.

Glossario del capitolo

Aeriforme
Stato di aggregazione in cui la materia non ha né forma né volume propri e occupa tutto lo spazio disponibile; è molto comprimibile.

Brinamento
Passaggio diretto dallo stato aeriforme allo stato solido; avviene cedendo calore all'ambiente.

Calore
Energia che si trasferisce da un corpo a un altro a causa di una differenza di temperatura, sempre dal più caldo al più freddo; si misura in joule.

Calore latente
Energia necessaria per far cambiare stato a 1 g di sostanza alla temperatura del passaggio di stato; per l'acqua 334 J/g (fusione) e 2257 J/g (vaporizzazione a 100 °C).

Calore specifico
Quantità di calore necessaria per innalzare di 1 °C la temperatura di 1 g di una sostanza; per l'acqua liquida vale 4,186 J/(g · °C).

Capacità termica
Energia necessaria per innalzare di 1 °C la temperatura di un determinato corpo; è il prodotto della massa per il calore specifico.

Diffusione
Spontaneo mescolamento di una sostanza in un'altra dovuto al moto di agitazione delle particelle; è più rapida negli aeriformi e ad alta temperatura.

Ebollizione
Vaporizzazione che avviene in tutto il volume di un liquido, con formazione di bolle, quando la tensione di vapore uguaglia la pressione esterna.

Equilibrio termico
Condizione di due corpi a contatto che hanno raggiunto la stessa temperatura e non si scambiano più calore.

Evaporazione
Vaporizzazione che avviene a qualsiasi temperatura e solo dalla superficie libera di un liquido; raffredda il liquido che resta.

Modello particellare
Modello secondo cui la materia è formata da particelle in continuo movimento, separate da spazio vuoto e attratte da forze di coesione.

Moto browniano
Moto irregolare e incessante di piccoli granuli sospesi in un fluido, causato dagli urti delle molecole del fluido; osservato da R. Brown nel 1827.

Pressione
Rapporto fra la forza che agisce perpendicolarmente su una superficie e l'area della superficie; nel SI si misura in pascal (1 Pa = 1 N/m^2).

Sopraffusione
Stato instabile di un liquido raffreddato al di sotto della propria temperatura di solidificazione senza solidificare.

Sosta termica
Intervallo in cui la temperatura di una sostanza pura resta costante durante un passaggio di stato, anche se si continua a fornire o sottrarre calore.

Sublimazione
Passaggio diretto dallo stato solido allo stato aeriforme; avviene assorbendo calore.

Temperatura
Grandezza che misura l'energia cinetica media delle particelle di un corpo; si misura con il termometro, in kelvin (SI) o in gradi Celsius.

Temperatura critica
Temperatura al di sopra della quale un aeriforme non può essere liquefatto per sola compressione; distingue i gas (sopra) dai vapori (sotto).

Tensione di vapore
Pressione esercitata dal vapore in equilibrio con il proprio liquido; dipende dalla sostanza e cresce con la temperatura.

Soluzioni

1. B. Un liquido ha volume proprio ma assume la forma del recipiente; un aeriforme non ha né forma né volume propri.

2. C. Le particelle di un solido non sono ferme: vibrano intorno a posizioni fisse del reticolo.

3. A. Brinamento (il passaggio inverso, da solido ad aeriforme, è la sublimazione).

4. D. La temperatura misura l'energia cinetica media delle particelle.

5. B. Resta costante a 0 °C (sosta termica) finché tutto il ghiaccio non è fuso.

6. A. Il calore specifico elevato fa sì che il mare si scaldi e si raffreddi lentamente, mitigando il clima costiero.

7. C. La pressione esterna è minore, quindi la tensione di vapore dell'acqua la eguaglia a una temperatura più bassa.

8. D. Circa 4 °C (3,98 °C).

9. B. Il moto browniano, spiegato da Einstein (1905) e confermato dalle misure di Perrin.

10. F. Un corpo non contiene calore: possiede energia interna. Il calore è l'energia che passa da un corpo a un altro per una differenza di temperatura.

11. V.

12. F. La nuvoletta è fatta di goccioline di acqua liquida formate per condensazione; il vapore acqueo è invisibile.

13. V. Il grado Celsius e il kelvin hanno la stessa ampiezza: le differenze di temperatura sono uguali nelle due scale.

14. F. Serve molta più energia: 2257 J per vaporizzare contro 334 J per fondere, circa 6,8 volte tanto.

15. V. La temperatura ambiente è molto al di sotto della temperatura critica dell'acqua (circa 374 °C): il vapore acqueo è un vapore e si liquefa per compressione.

16. $T = -195{,}8 + 273{,}15 = 77{,}35\ \text{K} \approx 77{,}4\ \text{K}$. La variazione è 35 °C − 20 °C = 15 °C, cioè 15 K.

17. Scarponi: $p = 600\ \text{N} / 0{,}060\ \text{m}^2 = 1{,}0 \times 10^4\ \text{Pa}$. Ciaspole: $p = 600\ \text{N} / 0{,}30\ \text{m}^2 = 2{,}0 \times 10^3\ \text{Pa}$. La pressione si riduce di 5 volte, come l'area è aumentata di 5 volte.

18. 1013 hPa / 1013,25 hPa/atm ≈ 0,9998 atm ≈ 1,000 atm; in mmHg: 0,9998 · 760 ≈ 760 mmHg (759,8). Pneumatico: 2,5 · 101 325 Pa = 253 312,5 Pa ≈ $2{,}5 \times 10^5$ Pa ≈ $2{,}5 \times 10^2$ kPa (circa 253 kPa).

19. Il ferro: il suo calore specifico (0,449 J/(g · °C)) è circa 4,186 / 0,449 ≈ 9,3 volte minore di quello dell'acqua, quindi con la stessa energia la sua temperatura sale circa 9 volte di più. Per questo una padella vuota sul fuoco diventa rovente in pochi istanti, mentre l'acqua nella pentola si scalda lentamente.

20. (a) Nel tratto B (ghiaccio e acqua) e nel tratto D (acqua e vapore). (b) La lunghezza di un tratto orizzontale è proporzionale all'energia assorbita: 225,7 kJ / 33,4 kJ = 2257/334 ≈ 6,8. (c) La pendenza indica di quanto sale la temperatura per ogni kJ fornito: il ghiaccio ha calore specifico circa metà di quello dell'acqua liquida (2,1 contro 4,186 J/(g · °C)), quindi con la stessa energia la sua temperatura sale circa il doppio.

21. (a) Da 10 °C a 4 °C la densità aumenta (da 0,99970 a 0,99997 g/cm^3); da 4 °C a 0 °C diminuisce (fino a 0,99984 g/cm^3). (b) $V = m/d = 1000\ \text{g} / 0{,}917\ \text{g/cm}^3 \approx 1090\ \text{cm}^3$ (1090,5). Aumento: (1090,5 − 1000,16)/1000,16 ≈ 0,090, cioè circa il 9,0 %.

22. (a) A 20 °C: azoto aeriforme; etanolo, mercurio e acqua liquidi; piombo solido. (b) A −50 °C: azoto aeriforme; etanolo liquido; mercurio, acqua e piombo solidi. (c) Il mercurio (fonde a −38,8 °C e bolle a

356,7 °C); l'etanolo bolle già a 78,4 °C e l'acqua solidifica a 0 °C.

23. (a) Circa 47 kPa. (b) Circa 90 °C. (c) Perché nella pentola chiusa la pressione esterna sul liquido sale fino a circa 200 kPa: l'acqua può bollire solo quando la sua tensione di vapore raggiunge quel valore, cioè intorno a 120 °C.

24. Traccia: l'acqua sulla pelle evapora; a sfuggire sono le particelle più veloci, e l'energia necessaria (circa 2,4 kJ per grammo) viene sottratta alla pelle, che si raffredda. Il vento allontana il vapore appena formato e accelera l'evaporazione. L'alcol evapora molto più rapidamente dell'acqua alla stessa temperatura (ha una tensione di vapore maggiore), quindi sottrae calore alla pelle più in fretta.

25. Traccia: si preparano tre bicchieri uguali con lo stesso volume d'acqua a temperature diverse (per esempio 10 °C, 25 °C e 60 °C): la temperatura è la variabile che si modifica. Si versa in ciascuno, con una pipetta e senza mescolare, la stessa goccia di colorante, e si misura il tempo necessario perché il colore diventi uniforme (variabile misurata). Restano costanti: tipo e forma dei bicchieri, volume d'acqua, quantità e tipo di colorante, modo di versarlo, assenza di scosse e di correnti d'aria. Si ripete la prova più volte e si calcola la media. Ci si aspetta che il tempo diminuisca all'aumentare della temperatura.

26. Traccia: l'acqua che si raffredda fino a 4 °C diventa più densa e affonda, finché tutto il lago è a circa 4 °C; poi l'acqua di superficie, raffreddandosi ancora, diventa meno densa e resta in alto, fino a gelare a 0 °C. Il ghiaccio, meno denso dell'acqua, galleggia e isola l'acqua sottostante, che sul fondo resta intorno a 4 °C. Se l'acqua si comportasse come la maggior parte delle sostanze, l'acqua più fredda e il ghiaccio affonderebbero, e molti laghi delle regioni fredde gelerebbero dal fondo verso l'alto, con danni gravi per gli organismi che vi vivono.

27. Traccia: l'acqua non attraversa la lattina. Il vapore acqueo invisibile presente nell'aria tocca la superficie fredda, cede calore e condensa in goccioline di acqua liquida. È lo stesso passaggio di stato (condensazione) che produce la nuvoletta sopra la pentola: in quel caso il vapore condensa a contatto con l'aria più fredda.

28. $\Delta T = 60$ °C; $Q = 250\ \text{g} \cdot 4{,}186\ \text{J/(g} \cdot \text{°C)} \cdot 60\ \text{°C} = 62\,790\ \text{J} \approx 6{,}3 \times 10^4\ \text{J} = 63\ \text{kJ}$ (due cifre significative, come $\Delta T = 60$ °C).

29. $\Delta T = Q/(m \cdot c) = 9000\ \text{J} / (500\ \text{g} \cdot 0{,}897\ \text{J/(g} \cdot \text{°C)}) = 20{,}07$ °C ≈ 20 °C.

30. Fusione: $Q = 50\ \text{g} \cdot 334\ \text{J/g} = 16\,700\ \text{J} = 16{,}7\ \text{kJ}$. Vaporizzazione: $Q = 50\ \text{g} \cdot 2257\ \text{J/g} = 112\,850\ \text{J} \approx 113\ \text{kJ}$. Rapporto: 2257/334 ≈ 6,76, quasi 7 volte.

31. (1) Ghiaccio da −10 °C a 0 °C: $200 \cdot 2{,}1 \cdot 10 = 4200$ J. (2) Fusione: $200 \cdot 334 = 66\,800$ J. (3) Acqua da 0 °C a 30 °C: $200 \cdot 4{,}186 \cdot 30 = 25\,116$ J. Totale: $96\,116\ \text{J} \approx 9{,}6 \times 10^4\ \text{J} \approx 96\ \text{kJ}$. Nota che la fusione richiede da sola circa il 70 % dell'energia.

32. Calore ceduto = calore assorbito: $200 \cdot (80 - T) = 300 \cdot (T - 20) \rightarrow 16\,000 - 200\,T = 300\,T - 6000 \rightarrow 500\,T = 22\,000 \rightarrow T = 44$ °C.

33. 1,5 L di acqua ≈ 1500 g. $Q = 1500\ \text{g} \cdot 4{,}186\ \text{J/(g} \cdot \text{°C)} \cdot 85\ \text{°C} = 533\,715\ \text{J} \approx 5{,}3 \times 10^5\ \text{J}$. $t = Q/P = 533\,715\ \text{J} / 2000\ \text{J/s} \approx 267\ \text{s} \approx 2{,}7 \times 10^2\ \text{s}$, circa 4 minuti e mezzo. In realtà serve più tempo perché parte dell'energia scalda il bollitore stesso, si disperde nell'aria e fa evaporare un po' d'acqua.