CAPITOLO

8

I passaggi di stato

Una pentola sul fuoco può ricevere energia per minuti interi senza scaldarsi di un solo grado: è il segno che la materia, in quel momento, sta cambiando forma.

OBIETTIVI

1. Descrivere i tre stati di aggregazione con il modello particellare e riconoscere i sei passaggi di stato.
2. Leggere e costruire la curva di riscaldamento dell'acqua e interpretare le soste termiche.
3. Usare il calore latente, $Q = m\,L$, e calcolare l'energia necessaria per un processo con più tappe.
4. Risolvere bilanci di energia con passaggi di stato, decidendo prima lo stato finale.
5. Distinguere evaporazione ed ebollizione e spiegare come la temperatura di ebollizione dipende dalla pressione.
6. Riconoscere sublimazione, brinamento, rigelo e surfusione in fenomeni naturali e applicazioni tecniche.

INDICE DEL CAPITOLO

8.1 Gli stati di aggregazione 2
8.2 La curva di riscaldamento e il calore latente 5
8.3 Bilanci di energia con i passaggi di stato 10
8.4 Evaporazione ed ebollizione 12
8.5 Sublimazione, pressione e stati «fuori equilibrio» 14

Fisica 4 · Parte III · Temperatura e calore · versione 1.0
Capitolo 8: I passaggi di stato · pagine 209–232 del volume completo · estratto per lo studio

Metti sul fuoco una pentola piena di cubetti di ghiaccio appena tolti dal congelatore e immergici un termometro. La temperatura sale, poi si ferma a 0 °C e lì resta finché nella pentola galleggia anche un solo pezzetto di ghiaccio, benché la fiamma continui a cedere energia. Sparito il ghiaccio, il termometro riprende a salire fino a 100 °C; e di nuovo si ferma, per molti minuti, mentre l'acqua bolle.

Nel capitolo precedente hai imparato che il calore ricevuto da un corpo ne fa salire la temperatura secondo la legge $Q = mc\Delta T$. Qui scoprirai che non è sempre così: quando una sostanza cambia stato assorbe o cede calore *senza* cambiare temperatura. Capire dove va quell'energia spiega il ghiaccio che raffredda una bibita, il sudore che ci rinfresca, la pentola a pressione e la brina sui prati d'inverno.

8.1 Gli stati di aggregazione

8.1.1 Solidi, liquidi, aeriformi

La stessa sostanza, l'acqua per esempio, si presenta in tre forme molto diverse: il ghiaccio, l'acqua liquida e il vapore. Sono i tre **stati di aggregazione** della materia, e si distinguono per la forma e il volume. Un **solido** ha forma e volume propri. Un **liquido** ha un volume proprio ma prende la forma del recipiente. Un **aeriforme** (un gas o un vapore) non ha né forma né volume propri: occupa tutto il recipiente che lo contiene, e si comprime molto più facilmente di un solido o di un liquido.

Le differenze si spiegano con il **modello particellare**, che conosci dal corso di scienze e che hai già usato nel capitolo 6: la materia è fatta di particelle (atomi o molecole) in continuo movimento, che si attraggono quando sono molto vicine (Figura 8.1). Ricorda (capitolo 7) che l'energia interna è la somma dell'energia cinetica del moto disordinato delle particelle e dell'energia potenziale dei loro legami, e che la temperatura è legata alla loro agitazione, cioè alla loro energia cinetica media.

- Nel **solido** le forze di attrazione prevalgono: ogni particella resta vicino a una posizione fissa, intorno a cui vibra; nei solidi cristallini, come il ghiaccio o i metalli, le posizioni formano un reticolo ordinato.
- Nel **liquido** le particelle sono ancora vicinissime (per questo un liquido è quasi incomprimibile), ma l'agitazione basta perché scorrano le une sulle altre, cambiando continuamente di posto.
- Nell'**aeriforme** le particelle sono lontane fra loro, in media molte volte più del loro diametro, e si muovono velocemente in tutte le direzioni: le forze di attrazione contano pochissi-

mo, salvo durante gli urti. Il vapore acqueo che esce da una pentola a 100 °C occupa un volume circa 1600 volte maggiore di quello dell'acqua liquida da cui proviene.

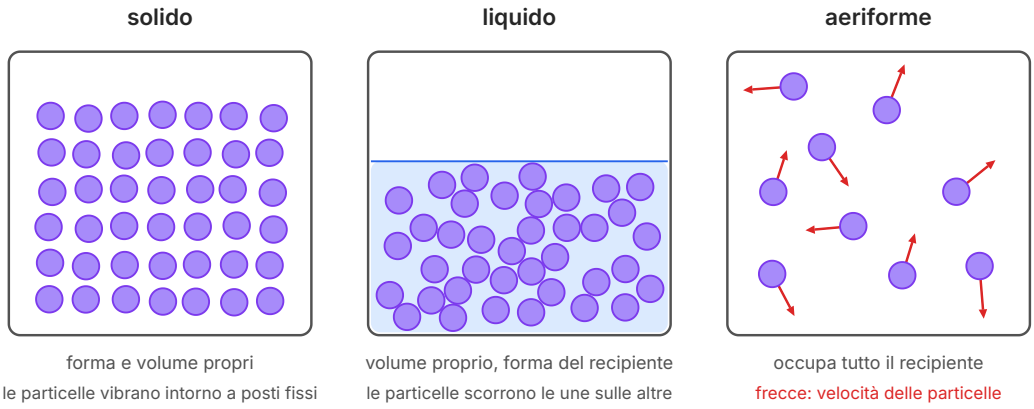


Figura 8.1 Il modello particellare dei tre stati di aggregazione (schema, non in scala). Nel solido le particelle vibrano intorno a posizioni fisse di un reticolo; nel liquido restano a contatto ma scorrono le une sulle altre e il liquido si raccoglie sul fondo del recipiente; nell'aeriforme sono lontane e si muovono velocemente in tutte le direzioni, occupando tutto il recipiente.

8.1.2 I sei passaggi di stato

Scaldando o raffreddando una sostanza, e a volte cambiandone la pressione, la si fa passare da uno stato all'altro. I **passaggi di stato** (detti anche *cambiamenti di fase*) sono sei, a coppie di processi opposti (Figura 8.2):

- la **fusione**, da solido a liquido, e il suo inverso, la **solidificazione**;
- la **vaporizzazione**, da liquido ad aeriforme, e il suo inverso, la **condensazione** (o liquefazione);
- la **sublimazione**, direttamente da solido ad aeriforme, e il suo inverso, il **brinamento**.

I tre passaggi verso stati più «disordinati» (fusione, vaporizzazione, sublimazione) richiedono che la sostanza *assorba* energia: bisogna allontanare le particelle vincendo le forze che le tengono unite. I tre passaggi inversi la *restituiscono*: quando le particelle si riavvicinano e tornano a legarsi, l'energia che era servita a separarle viene ceduta all'ambiente.

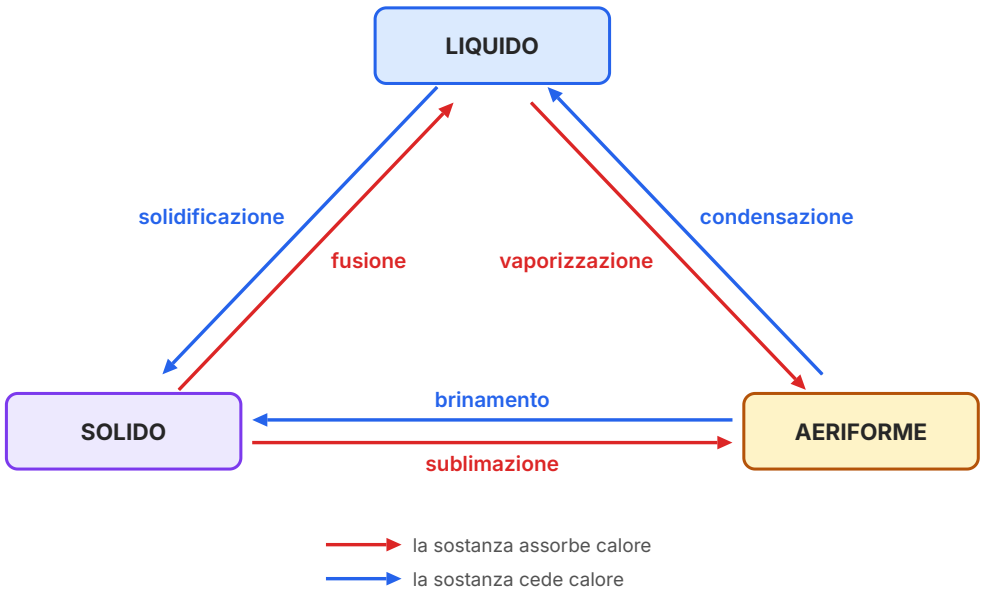


Figura 8.2 I sei passaggi di stato. Le frecce rosse indicano i passaggi in cui la sostanza assorbe calore (fusione, vaporizzazione, sublimazione), quelle blu i passaggi inversi, in cui la sostanza cede la stessa quantità di calore per unità di massa (solidificazione, condensazione, brinamento).

Per una sostanza pura, a una data pressione, la fusione avviene a una temperatura ben precisa, la **temperatura di fusione**, che coincide con quella di solidificazione: alla pressione atmosferica normale il ghiaccio fonde a 0 °C e l'acqua gela a 0 °C. Il vetro, la cera, il burro sono invece **solidi amorfi**: le loro particelle non formano un reticolo ordinato, e scaldandoli si rammolliscono gradualmente, senza una temperatura di fusione definita. È ciò che permette al vetraio di soffiare il vetro.

COLLEGAMENTI

Le parole della fisica

Fase viene dal greco φάσις, «apparizione, aspetto», dal verbo φαίνω, «mostrare» (al medio «apparire»): la stessa parola delle *fasi* della Luna, i diversi aspetti con cui essa si mostra. Una sostanza ha una fase solida, una liquida e una aeriforme: tre aspetti della stessa materia.

Fusione viene dal latino *fusio*, da *fundere* (participio *fusus*), «versare, colare»: il metallo fuso è quello che si può colare in uno stampo, come in una *fonderia*.

Sublimazione viene dal latino *sublimare*, «sollevare, innalzare», da *sublimis*, «alto»: è un termine degli alchimisti, che scaldando certe sostanze le vedevano «salire» come vapore e depositarsi sulle pareti fredde in alto del recipiente.

Latente viene dal latino *latens, latentis*, participio di *latere*, «essere nascosto» (da cui anche *latitante*): il calore latente è quello che il termometro non «vede», come scoprirai fra poco.

8.2 La curva di riscaldamento e il calore latente

8.2.1 Le soste termiche

Rendiamo preciso l'esperimento della pentola: a 100 g di ghiaccio a −20 °C, in un recipiente ben isolato, forniamo energia con un fornello di potenza costante, fino ad avere vapore a 120 °C. La temperatura in funzione dell'energia fornita (o del tempo, che le è proporzionale) è la **curva di riscaldamento** dell'acqua (Figura 8.3).

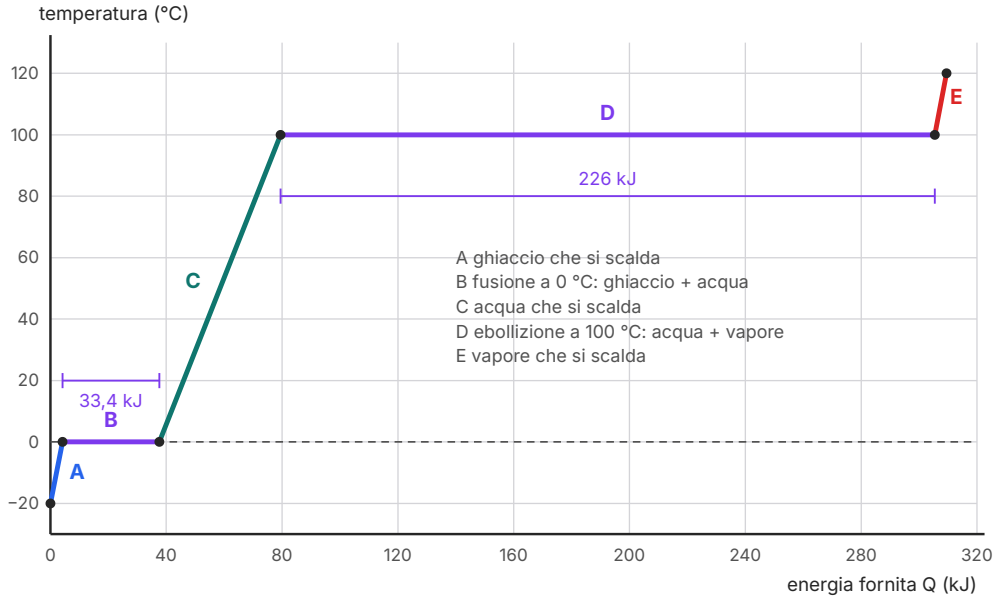


Figura 8.3 Curva di riscaldamento di 100 g di acqua alla pressione di 1 atm, da ghiaccio a −20 °C a vapore a 120 °C, calcolata con i valori della Tabella 8.1 e della Tabella A.4 (c_{ghiaccio} = 2100 J/(kg·K), c_{acqua} = 4186 J/(kg·K), c_{vapore} = 2000 J/(kg·K)). I tratti inclinati A, C ed E corrispondono al riscaldamento di una sola fase; i tratti orizzontali B e D sono le soste termiche della fusione e dell'ebollizione. Con una potenza costante di 500 W l'intero processo durerebbe circa 10 minuti, di cui più di 7 per l'ebollizione.

Nei tratti inclinati (A, il ghiaccio; C, l'acqua; E, il vapore) c'è una sola fase, e la temperatura sale secondo la legge del capitolo 7: la pendenza $\Delta T/Q = 1/(mc)$ è minore dove il calore specifico è maggiore, e infatti il tratto dell'acqua è il meno ripido. Nei tratti orizzontali (B e D) la temperatura resta costante, a 0 °C e poi a 100 °C, benché il fornello continui a cedere energia: sono le **soste termiche**. Durante una sosta convivono due fasi, e la quantità della seconda cresce a spese della prima.

Dove va l'energia fornita durante una sosta? Non nell'agitazione delle particelle, perché la temperatura non cambia: va a *separarle*, vincendo le forze che le tengono legate nel reticolo (fusione) o a contatto nel liquido (vaporizzazione). Aumenta la loro energia potenziale, e quindi l'energia interna, a temperatura costante: un kilogrammo di acqua a 0 °C ha più energia interna di un kilogrammo di ghiaccio a 0 °C.

ERRORE FREQUENTE

Se fornisco calore, la temperatura sale?

Non sempre: è l'idea sbagliata che calore e temperatura siano la stessa cosa (capitolo 7). Durante un passaggio di stato a pressione costante la sostanza scambia calore e la sua temperatura *non cambia*. Alzare la fiamma sotto una pentola che bolle non porta l'acqua sopra i 100 °C: la fa solo bollire più in fretta, e consuma più gas.

Un secondo errore è pensare che durante la sosta «non succeda niente» all'energia del corpo: la sua energia interna aumenta, e verrà restituita nel passaggio inverso.

8.2.2 Il calore latente

La lunghezza delle soste dice quanta energia serve per cambiare stato. Le misure mostrano che è proporzionale alla massa: per fondere 200 g di ghiaccio serve un'energia doppia che per fonderne 100 g. Si chiama **calore latente** L di un passaggio di stato il calore che bisogna fornire all'unità di massa di una sostanza, già alla temperatura del passaggio, per farle cambiare stato completamente:

$$Q = mL$$

Il calore latente si misura in joule al kilogrammo (J/kg). Ogni sostanza ha un **calore latente di fusione** L_f e un **calore latente di vaporizzazione** L_v; per l'acqua, alla pressione di 1 atm,

$$L_\text{f} = 3{,}34 \times 10^5 \text{ J/kg} \quad (\text{a } 0\ ^\circ\text{C}) \qquad L_\text{v} = 2{,}26 \times 10^6 \text{ J/kg} \quad (\text{a } 100\ ^\circ\text{C})$$

Il passaggio inverso restituisce la stessa energia: un kilogrammo d'acqua che gela a 0 °C cede all'ambiente $3{,}34 \times 10^5$ J. Con la convenzione dei segni del capitolo 7, $Q = +mL$ per il calore assorbito (fusione, vaporizzazione) e $Q = -mL$ per quello ceduto (solidificazione, condensazione).

Tabella 8.1 Temperature di fusione e di ebollizione alla pressione di 1 atm e calori latenti di alcune sostanze (valori indicativi, arrotondati a due cifre salvo per l'acqua).

Sostanza	Temperatura di fusione (°C)	L_f (J/kg)	Temperatura di ebollizione (°C)	L_v (J/kg)
acqua	0	$3{,}34 \times 10^5$	100	$2{,}26 \times 10^6$
alcol etilico	−114	$1{,}1 \times 10^5$	78	$8{,}5 \times 10^5$
mercurio	−39	$1{,}1 \times 10^4$	357	$3{,}0 \times 10^5$
azoto	−210	$2{,}6 \times 10^4$	−196	$2{,}0 \times 10^5$
piombo	327	$2{,}3 \times 10^4$	1749	$8{,}7 \times 10^5$
alluminio	660	$4{,}0 \times 10^5$	2519	$1{,}1 \times 10^7$
rame	1085	$2{,}1 \times 10^5$	2562	$4{,}7 \times 10^6$
ferro	1538	$2{,}5 \times 10^5$	2862	$6{,}1 \times 10^6$

Due fatti saltano all'occhio nella Tabella 8.1. Il primo: il calore latente di vaporizzazione è sempre molto maggiore di quello di fusione (per l'acqua quasi sette volte). Nella fusione le particelle restano a contatto; nella vaporizzazione vanno allontanate del tutto, e l'aeriforme, espandendosi, deve anche spingere indietro l'atmosfera: per l'acqua a 100 °C questo lavoro (capitolo 10) è circa $1{,}7 \times 10^5$ J/kg, il 7,5% di L_v. Il secondo: l'acqua ha calori latenti fra i più alti delle sostanze comuni, come il suo calore specifico (capitolo 7).

ESEMPIO SVOLTO

Dal ghiaccio al vapore

Problema. Quanto calore serve per trasformare 200 g di ghiaccio a −10 °C in vapore a 100 °C, alla pressione di 1 atm? Quale parte di questa energia serve per l'ebollizione? Trascura le dispersioni.

Le tappe. Il processo si divide in quattro tratti, come nella Figura 8.3, e per ciascuno si sceglie la legge giusta: $Q = mc\Delta T$ dove la temperatura cambia, $Q = mL$ dove cambia lo stato. La massa è $m = 0{,}200$ kg.

1. Ghiaccio da −10 °C a 0 °C: $Q_1 = 0{,}200\ \text{kg} \cdot 2100\ \text{J/(kg·K)} \cdot 10\ \text{K} = 4{,}2 \times 10^3\ \text{J}$.

2. Fusione a 0 °C: $Q_2 = 0{,}200\ \text{kg} \cdot 3{,}34 \times 10^5\ \text{J/kg} = 6{,}68 \times 10^4\ \text{J}$.

3. Acqua da 0 °C a 100 °C: $Q_3 = 0{,}200\ \text{kg} \cdot 4186\ \text{J/(kg·K)} \cdot 100\ \text{K} \approx 8{,}37 \times 10^4\ \text{J}$.

4. Ebollizione a 100 °C: $Q_4 = 0{,}200\ \text{kg} \cdot 2{,}26 \times 10^6\ \text{J/kg} = 4{,}52 \times 10^5\ \text{J}$.

Totale: $Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 \approx 6{,}07 \times 10^5$ J, circa 607 kJ. L'ebollizione ne richiede 452 kJ, cioè il 74,5%: tre quarti dell'energia servono a vaporizzare l'acqua, poco più di un decimo a scaldarla da 0 a 100 °C.

Controllo. Ogni termine è in joule (kg · J/kg, oppure kg · J/(kg·K) · K). L'ordine di grandezza è ragionevole: un fornello da 2 kW impiegherebbe circa 300 s, cinque minuti, se tutta l'energia andasse all'acqua.

ESEMPIO SVOLTO

Leggere la curva di riscaldamento

Problema. Nella Figura 8.3: a) perché il tratto A è circa due volte più ripido del tratto C? b) Quanto valgono i calori latenti letti sul grafico? c) Se l'energia è fornita da un riscaldatore di 500 W senza dispersioni, quanto durano le due soste termiche?

a) Senza passaggi di stato la pendenza è $\Delta T/Q = 1/(mc)$. Tratto A: 20 K in 4,2 kJ, cioè 4,8 K/kJ; tratto C: 100 K in 41,9 kJ, cioè 2,4 K/kJ. Il rapporto delle pendenze, 2,0, è il rapporto inverso dei calori specifici, $c_{\text{acqua}}/c_{\text{ghiaccio}} = 4186/2100 \approx 2{,}0$.

b) La sosta di fusione è lunga 33,4 kJ per 0,100 kg: $L_f = 334$ kJ/kg; quella di ebollizione 226 kJ per 0,100 kg: $L_v = 2260$ kJ/kg, i valori della Tabella 8.1.

c) Con una potenza costante P l'energia fornita in un tempo Δt è $P\,\Delta t$ (Fisica 3, capitolo 15), quindi $\Delta t = Q/P$. Fusione: $\Delta t = 33{,}4 \times 10^3\ \text{J} / 500\ \text{W} \approx 67$ s. Ebollizione: $\Delta t = 2{,}26 \times 10^5\ \text{J} / 500\ \text{W} = 452$ s, cioè 7 minuti e mezzo.

8.3 Bilanci di energia con i passaggi di stato

8.3.1 Il ghiaccio nella bibita

Nel capitolo 7 hai calcolato la temperatura di equilibrio di due corpi in un sistema isolato imponendo che la somma dei calori scambiati sia zero. Il principio non cambia quando c'è un passaggio di stato, ma la formula della temperatura di equilibrio, che contiene solo termini $mc\Delta T$, non vale più; e prima del calcolo non sappiamo quale sarà lo *stato finale*. Il ghiaccio messo in una bibita si scioglierà tutto o ne resterà una parte?

Lo decide un confronto: il calore che la bibita può cedere raffreddandosi fino a 0 °C, contro il calore che serve al ghiaccio per arrivare a 0 °C e fondere completamente. Solo dopo si scrive il bilancio adatto. La Figura 8.4 mostra i due casi possibili per una bibita di 250 g a 25 °C (trattata come acqua) con cubetti presi da un congelatore a −18 °C; il bicchiere e l'aria si trascurano.

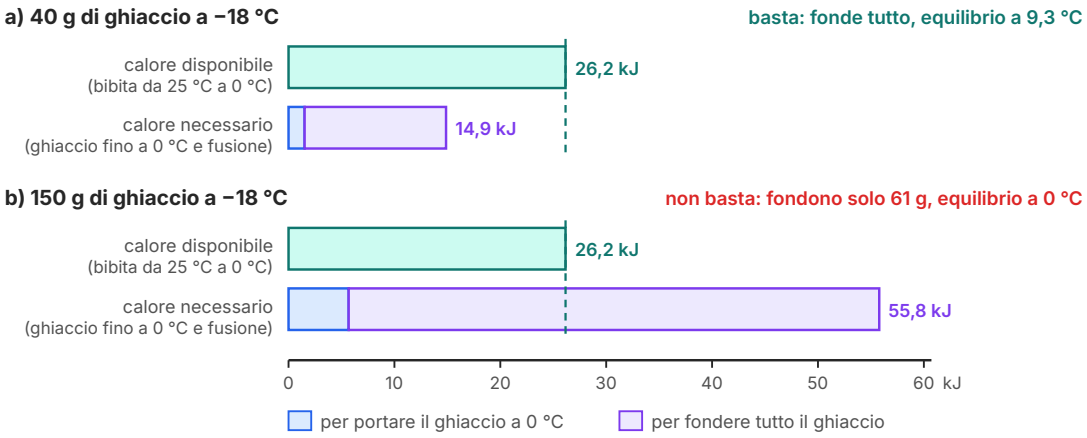


Figura 8.4 Il bilancio di energia per una bibita di 250 g a 25 °C con ghiaccio a −18 °C. a) Con 40 g di ghiaccio il calore che la bibita può cedere scendendo a 0 °C (26,2 kJ) supera quello necessario per portare il ghiaccio a 0 °C e fonderlo (14,9 kJ): tutto il ghiaccio fonde e l'eccesso scalda l'acqua fino all'equilibrio a 9,3 °C. b) Con 150 g di ghiaccio ne servirebbero 55,8 kJ: la bibita arriva a 0 °C prima che il ghiaccio sia fuso, e l'equilibrio è a 0 °C con 89 g di ghiaccio ancora solido.

ESEMPIO SVOLTO

Quanto ghiaccio nella bibita?

Problema. In 250 g di bibita a 25 °C si mettono a) 40 g di ghiaccio a −18 °C; b) 150 g di ghiaccio a −18 °C. Qual è lo stato finale, e a quale temperatura? Il sistema bibita + ghiaccio è considerato isolato; usa per la bibita il calore specifico dell'acqua.

Calore disponibile. Raffreddandosi fino a 0 °C la bibita può cedere $|Q_{\text{disp}}| = 0{,}250\ \text{kg} \cdot 4186\ \text{J/(kg·K)} \cdot 25\ \text{K} \approx 26{,}2\ \text{kJ}$.

a) Calore necessario. Per portare il ghiaccio a 0 °C: $0{,}040\ \text{kg} \cdot 2100\ \text{J/(kg·K)} \cdot 18\ \text{K} \approx 1{,}5\ \text{kJ}$; per fonderlo: $0{,}040\ \text{kg} \cdot 3{,}34 \times 10^5\ \text{J/kg} \approx 13{,}4\ \text{kJ}$; in tutto 14,9 kJ, meno di 26,2 kJ. Tutto il ghiaccio fonde, e la temperatura finale t è sopra 0 °C. Il bilancio: il calore ceduto dalla bibita, che va da 25 °C a t, è uguale al calore assorbito dal ghiaccio, che va a 0 °C, fonde e poi, come acqua, va da 0 °C a t:

$$0{,}250 \cdot 4186 \cdot (25 - t) = 1512 + 13\,360 + 0{,}040 \cdot 4186 \cdot t$$

da cui $26\,162 - 1046{,}5\,t = 14\,872 + 167{,}4\,t$, cioè $t = 11\,290/1213{,}9 \approx 9{,}3$ °C.

b) Calore necessario. Per portare 150 g di ghiaccio a 0 °C servono 5,7 kJ e per fonderli 50,1 kJ: in tutto 55,8 kJ, più dei 26,2 kJ disponibili. La bibita arriva a 0 °C prima che il ghiaccio sia tutto fuso: lo stato finale è una miscela di acqua e ghiaccio a 0 °C. Per sapere quanto ghiaccio fonde, si usa il calore che resta dopo averlo portato a 0 °C: 26,2 kJ − 5,7 kJ = 20,5 kJ, che fondono $2{,}05 \times 10^4\ \text{J} / 3{,}34 \times 10^5\ \text{J/kg} \approx 0{,}061\ \text{kg}$. Fondono 61 g di ghiaccio, ne restano 89 g.

Osservazione. Nel caso b) la temperatura finale non dipende dalla quantità di ghiaccio: finché ghiaccio e acqua convivono, l'equilibrio è a 0 °C. Per questo una bibita con molto ghiaccio resta fredda a lungo: il calore che entra dall'ambiente fonde altro ghiaccio, e la temperatura resta ferma a 0 °C.

DA RICORDARE

Il metodo: prima lo stato finale, poi il bilancio

1) Fissa il sistema e verifica che sia isolato. 2) Calcola il calore che i corpi caldi possono cedere scendendo fino alla temperatura del passaggio e quello che serve ai corpi freddi per arrivarci e cambiare stato del tutto. 3) Se il calore disponibile basta, il passaggio è completo, e la temperatura finale si trova con un bilancio che contiene anche mL; se non basta, la temperatura finale è quella del passaggio, e il calore disponibile dice quanta massa cambia stato. Se il calore disponibile non basta nemmeno a portare i corpi freddi alla temperatura del passaggio, è il corpo caldo a cambiare stato in parte (per esempio, una parte dell'acqua gela). 4) Controlla: una temperatura finale sotto 0 °C, in un bilancio che supponeva tutto il ghiaccio fuso, rivela un'ipotesi sbagliata.

Lo stesso bilancio, letto al contrario, permette di *misurare* un calore latente, come nel laboratorio di fine capitolo.

Sul calore latente scambiato a temperatura costante si basa anche una pratica agricola: nelle notti di gelo primaverile si spruzza acqua sui frutteti in fiore (ne ragionerai negli esercizi). E nelle borse frigo i siberini, fondendo lentamente, assorbono il calore che entra e mantengono il contenuto a temperatura quasi costante.

8.4 Evaporazione ed ebollizione

8.4.1 L'evaporazione raffredda

Una pozzanghera si asciuga al sole, un bucato steso asciuga anche d'inverno: l'acqua diventa vapore senza bollire, a qualunque temperatura. Questa vaporizzazione, che avviene solo alla *superficie* del liquido, è l'**evaporazione**. Nel liquido le molecole hanno velocità diverse, e quelle che si trovano in superficie con una velocità abbastanza grande, diretta verso l'esterno, sfuggono alle forze di attrazione delle vicine. L'evaporazione è più rapida se la temperatura è alta, la superficie ampia, l'aria secca e ventilata.

Poiché a sfuggire sono le molecole più veloci, quelle che restano hanno in media un'energia cinetica minore: un liquido che evapora, se non riceve calore dall'esterno, *si raffredda*. Ogni kilogrammo d'acqua che evapora a temperatura ambiente sottrae circa $2{,}4 \times 10^6$ J (il calore latente di vaporizzazione è un po' maggiore sotto i 100 °C). Lo sperimenti uscendo dal mare in una giornata ventosa: si sente freddo anche se l'aria è tiepida.

COLLEGAMENTI

Scienze: il sudore e la brocca che rinfresca

Il corpo umano produce continuamente energia interna con il metabolismo, molto di più durante lo sforzo, e deve smaltirla per mantenere la temperatura interna intorno ai 37 °C. Quando l'aria è calda resta soprattutto l'*evaporazione* del sudore, che sottrae alla pelle circa 2,4 kJ per ogni grammo evaporato. Per questo il caldo umido è così faticoso: se l'aria contiene già molto vapore, il sudore evapora a fatica e cola senza rinfrescare.

Lo stesso principio è sfruttato da secoli nei paesi del Mediterraneo con le brocche di terracotta non smaltata, come il *botijo* spagnolo: l'acqua filtra attraverso le pareti porose ed evapora sulla superficie esterna, e quella rimasta dentro si mantiene più fresca dell'aria circostante, tanto più se l'aria è secca e ventilata.

8.4.2 Vapore saturo e tensione di vapore

In un recipiente chiuso le molecole che evaporano si accumulano sopra il liquido, e alcune, urtando la superficie, vi rientrano. Si raggiunge un equilibrio dinamico, in cui ogni secondo tante

molecole evaporano quante condensano: il vapore in equilibrio con il proprio liquido si dice **vapore saturo**, e la sua pressione è la **tensione di vapore** del liquido. Dipende solo dalla sostanza e dalla temperatura, e cresce rapidamente con essa (Figura 8.5): per l'acqua è circa 2,3 kPa a 20 °C, 12 kPa a 50 °C, 101 kPa a 100 °C.

Nell'aria aperta il vapore acqueo di solito non è saturo. Il rapporto, in percentuale, fra la pressione del vapore presente e la tensione di vapore alla stessa temperatura è l'**umidità relativa** delle previsioni del tempo. Se l'aria si raffredda, l'umidità relativa sale; quando arriva al 100% il vapore in eccesso condensa. Così nascono la rugiada e le goccioline sulla bottiglia appena tolta dal frigorifero: è vapore dell'aria che condensa sulla superficie fredda.

8.4.3 L'ebollizione e la pressione

Scaldando un liquido, a un certo punto si formano bolle di vapore anche al suo *interno*, che salgono e scoppiano in superficie: è l'**ebollizione**. Una bolla può formarsi e crescere solo se la pressione del vapore al suo interno, cioè la tensione di vapore, uguaglia la pressione esterna che la schiaccia. Un liquido bolle dunque alla temperatura in cui la sua tensione di vapore è uguale alla pressione esterna: è la **temperatura di ebollizione**, 100 °C per l'acqua a 1 atm.

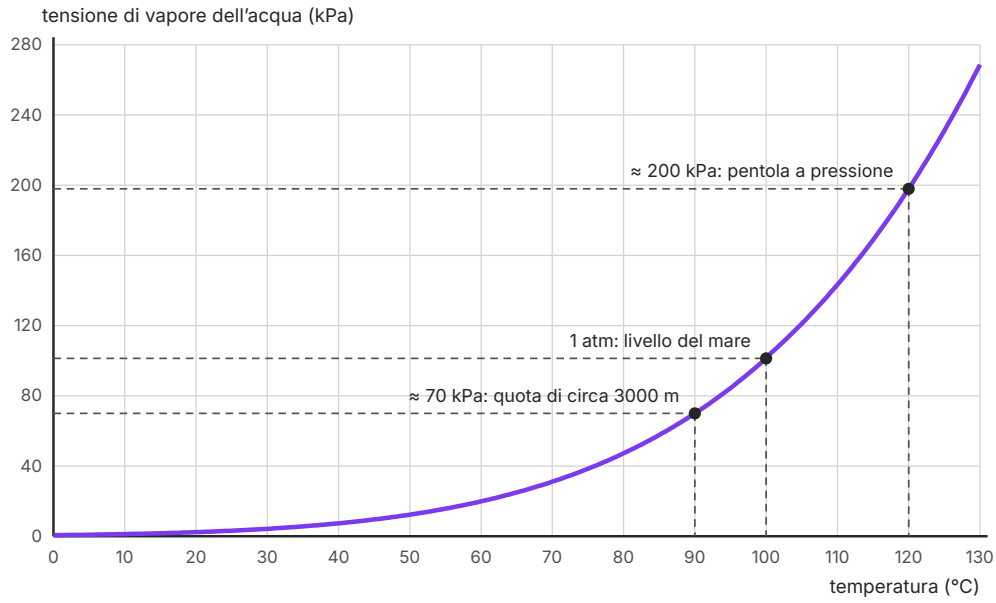


Figura 8.5 Tensione di vapore dell'acqua in funzione della temperatura, calcolata con l'equazione empirica di Antoine. L'acqua bolle quando la tensione di vapore è uguale alla pressione esterna: a 100 °C al livello del mare (101,3 kPa), a circa 90 °C a 3000 m di quota (circa 70 kPa), a circa 120 °C in una pentola a pressione (circa 200 kPa).

Ne segue che *la temperatura di ebollizione dipende dalla pressione* (Figura 8.5). In montagna la pressione atmosferica è minore (Fisica 3, capitolo 9) e l'acqua bolle a meno di 100 °C: intorno ai 90 °C a 3000 m, intorno ai 70 °C in cima all'Everest, dove la pressione è circa un terzo di quella al livello del mare; la pasta richiede più tempo. La *pentola a pressione* fa il contrario: il coperchio a tenuta trattiene il vapore, la pressione interna sale fino a circa il doppio di quella atmosferica, e l'acqua bolle intorno ai 120 °C, dove i cibi cuociono molto più in fretta; una valvola impedisce alla pressione di superare il valore previsto.

La condensazione restituisce all'ambiente il calore latente. Per questo una scottatura da vapore a 100 °C è molto più grave di una da acqua bollente: un grammo d'acqua a 100 °C, raffreddandosi sulla pelle fino a 37 °C, le cede circa 0,26 kJ; un grammo di vapore prima condensa, cedendo 2,26 kJ, e poi si raffredda come l'acqua: in tutto 2,52 kJ, quasi dieci volte tanto. Lo stesso calore, su scala enorme, alimenta i temporali: il vapore evaporato dai mari caldi condensa salendo nell'atmosfera e libera l'energia assorbita alla superficie.

8.5 Sublimazione, pressione e stati «fuori equilibrio»

8.5.1 Sublimazione e brinamento

Alcune sostanze, alla pressione atmosferica, passano direttamente dallo stato solido a quello aeriforme. Il *ghiaccio secco*, anidride carbonica solida, sublima a −78,5 °C senza mai diventare liquido, e si usa per conservare a bassissima temperatura alimenti e campioni senza bagnarli. Anche il ghiaccio sublima: nelle giornate fredde, secche e soleggiate la neve si assottiglia anche sotto zero, e i cibi lasciati scoperti nel congelatore si disidratano. La *liofilizzazione* di alcuni caffè solubili e di molti farmaci sfrutta proprio la sublimazione: il prodotto congelato è messo a bassa pressione, e il ghiaccio che contiene sublima, lasciando un residuo secco.

Nel brinamento il vapore acqueo dell'aria, a contatto con una superficie sotto 0 °C, si deposita direttamente in cristalli di ghiaccio. Nasce così la *brina* sui prati nelle notti serene d'inverno, quando il suolo, perdendo energia per irraggiamento verso il cielo limpido (capitolo 7), si raffredda più dell'aria.

8.5.2 Fusione e pressione: il caso dell'acqua

Anche la temperatura di fusione dipende dalla pressione, ma molto poco. Per quasi tutte le sostanze il solido è più denso del liquido, e una pressione più alta alza un poco la temperatura di fusione. L'acqua è un'eccezione: il ghiaccio è *meno* denso dell'acqua (917 kg/m^3 contro circa 1000 kg/m^3, capitolo 6), e una pressione maggiore ne abbassa la temperatura di fusione, di circa 0,0075 °C per ogni atmosfera in più.

COLLEGAMENTI

Il filo che attraversa il ghiaccio, e i pattini

Un blocco di ghiaccio a 0 °C è appoggiato su due sostegni; sopra di esso passa un filo metallico sottile, con un peso a ciascuna estremità (Figura 8.6). Dopo qualche decina di minuti il filo ha attraversato il blocco, che è ancora intero. Sotto il filo la pressione è alta e il ghiaccio fonde; l'acqua risale sopra il filo, dove la pressione torna normale, e gela di nuovo: è il **rigelo**. Il filo metallico conduce verso il basso il calore latente ceduto dall'acqua che gela sopra di esso, e lo fornisce al ghiaccio che fonde sotto; con un filo che conduce male il calore l'esperimento è molto più lento.

Si legge spesso che si pattina perché la pressione della lama fonde il ghiaccio. Il conto mostra che non basta: un pattinatore di 60 kg su una lama che tocca il ghiaccio per 3 mm × 5 cm esercita circa 4×10^6 Pa, una quarantina di atmosfere, che abbassano la temperatura di fusione di soli 0,3 °C circa; eppure si pattina anche a −10 °C. Contano anche un sottilissimo strato superficiale con proprietà simili a quelle di un liquido, presente anche sotto zero, e il calore prodotto dall'attrito; la spiegazione completa è ancora oggetto di ricerca.

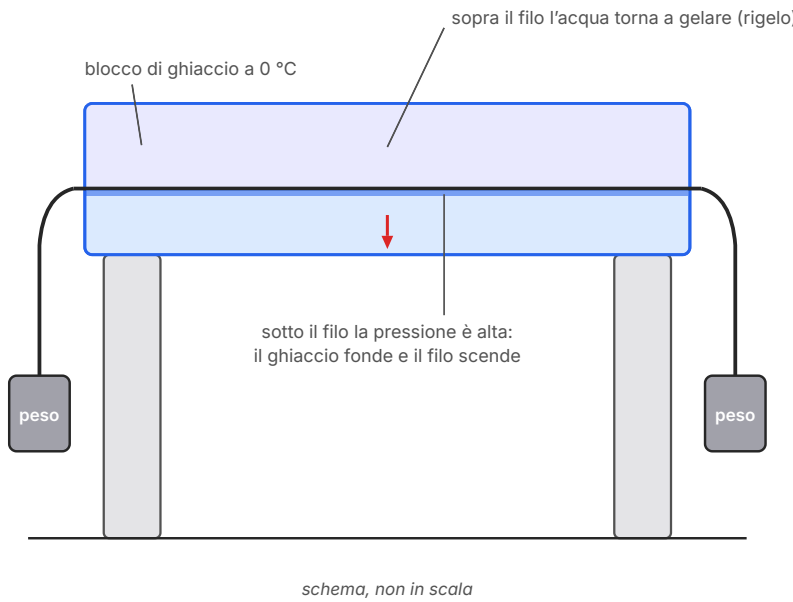


Figura 8.6 L'esperimento del rigelo (schema, non in scala). Sotto il filo, dove la pressione è alta, il ghiaccio fonde e il filo scende; sopra il filo l'acqua, tornata a pressione normale, gela di nuovo (zona viola). Il filo attraversa il blocco, che alla fine resta intero.

8.5.3 La surfusione

Perché si formi il primo cristallo, la solidificazione ha bisogno di un «innesco»: un granello di polvere, un'impurità, un'irregolarità della parete. L'acqua molto pura e ferma può così restare liquida anche molti gradi sotto 0 °C: è la **surfusione**, uno stato instabile. Basta uno scossone, o un cristallo di ghiaccio, perché il liquido solidifichi bruscamente. Quando gocce di pioggia sopraffuse cadono su un suolo gelato, solidificano all'istante e lo ricoprono di una lastra di ghiaccio trasparente: è il *gelicidio*.

APPROFONDIMENTO

Joseph Black e il calore «nascosto»

Lo scozzese Joseph Black (1728–1799), medico e chimico, insegnò all'università di Glasgow dal 1756 e poi, dal 1766, a Edimburgo. Negli anni intorno al 1760, a Glasgow, fece due osservazioni destinate a cambiare la scienza del calore.

La prima: masse uguali di sostanze diverse, ricevendo la stessa quantità di calore, si scaldano di quantità diverse. Temperatura e quantità di calore sono dunque grandezze distinte, e ogni sostanza ha una sua «capacità per il calore»: il nostro calore specifico (capitolo 7). La seconda riguardava la fusione. Il ghiaccio, osservava Black, non fonde di colpo appena raggiunge la temperatura di fusione: fonde lentamente, assorbendo calore per lungo tempo senza che il termometro si muova. Nella stessa stanza, un recipiente di acqua appena sopra 0 °C si scaldava di parecchi gradi nel tempo in cui una uguale quantità di ghiaccio fondente si scioglieva solo in piccola parte. Il calore entrato nel ghiaccio non si «vedeva» sul termometro: Black lo chiamò *calore latente*, cioè nascosto. Lo stesso valeva per l'acqua che bolle.

Black pensava il calore come una sostanza, il calorico (capitolo 7): l'interpretazione è stata abbandonata, ma le misure e i concetti sono rimasti. Pubblicò poco sul calore, e le sue lezioni furono stampate dopo la sua morte, nel 1803. A Glasgow lo frequentava James Watt, allora costruttore di strumenti per l'università: il grande calore latente di vaporizzazione dell'acqua spiega perché le macchine a vapore del tempo, che raffreddavano il cilindro a ogni colpo per far condensare il vapore, sprecassero tanto combustibile. Il condensatore separato di Watt (1769) nasce da questo problema (capitolo 11).

COLLEGAMENTI

In laboratorio: il calore latente di fusione del ghiaccio

Materiali. Un calorimetro delle mescolanze con agitatore, di equivalente in acqua noto (qui 20 g, misurato come nel capitolo 7); un termometro digitale con sensibilità 0,1 °C; una bilancia con sensibilità 0,1 g; acqua calda di rubinetto; cubetti di ghiaccio fondente, a 0 °C, tenuti in una bacinella di acqua e ghiaccio; carta assorbente.

Procedimento. Pesa il calorimetro vuoto, versa circa 200 g di acqua a una temperatura di 30–40 °C, pesa di nuovo e misura la temperatura t_a dell'acqua. Asciuga in fretta due o tre cubetti di ghiaccio fondente con la carta assorbente e mettili nel calorimetro; chiudi, agita con delicatezza e leggi la temperatura minima raggiunta, t_e, quando tutto il ghiaccio è fuso. Pesa infine il calorimetro: la differenza con la pesata precedente è la massa m_g del ghiaccio. Il bilancio, con il ghiaccio che fonde e poi si scalda da 0 °C a t_e, dà

$$L_f = \frac{(m_a + m_{eq})\, c_{acqua}\, (t_a - t_e) - m_g\, c_{acqua}\, t_e}{m_g}$$

Tabella 8.2 Tre misure del calore latente di fusione del ghiaccio con il calorimetro delle mescolanze (dati tipici; equivalente in acqua 20 g). L'incertezza di L_f è stimata calcolandolo con i valori estremi delle misure (± 0,1 g sulle masse d'acqua, ± 0,2 g sulla massa del ghiaccio, differenza di due pesate, ± 0,1 °C sulle temperature).

m_a (g)	t_a (°C)	m_g (g)	t_e (°C)	L_f (10^5 J/kg)
200,0	30,0	40,2	13,1	3,32 ± 0,07
200,0	35,0	49,8	14,1	3,27 ± 0,06
200,0	40,0	45,1	19,6	3,35 ± 0,07

Che cosa concludere. Le tre misure, 3,32, 3,27 e 3,35 × 10^5 J/kg, sono compatibili fra loro entro le incertezze, e la media, 3,31 × 10^5 J/kg, è compatibile con il valore delle tabelle, 3,34 × 10^5 J/kg. L'errore sistematico più comune è l'acqua rimasta sui cubetti: entra nel calorimetro come «ghiaccio» ma non richiede calore per fondere, e fa risultare L_f più piccolo del vero; per questo il ghiaccio va asciugato bene e messo subito nel calorimetro.

Sicurezza. Usa acqua calda di rubinetto, non bollente; asciuga subito l'acqua versata vicino alla bilancia elettronica.

Per la relazione. Segui lo schema di Fisica 3, capitolo 4: tabella delle misure con le incertezze, L_f per ogni prova, media e incertezza, confronto con il valore tabulato, discussione degli errori sistematici (l'acqua sui cubetti; lo scambio di calore con l'ambiente: che cosa cambia se l'acqua iniziale è molto più calda dell'aria?).

IN SINTESI

Le formule del capitolo e il loro significato

Calore latente: $Q = mL$: il calore da fornire a una massa m, già alla temperatura del passaggio, per farle cambiare stato completamente (L in J/kg); nel passaggio inverso la stessa quantità viene ceduta, $Q = -mL$.

Acqua a 1 atm: $L_f = 3{,}34 \times 10^5$ J/kg (fusione a 0 °C); $L_v = 2{,}26 \times 10^6$ J/kg (ebollizione a 100 °C).

Soste termiche: durante un passaggio di stato a pressione costante la temperatura resta costante; il calore scambiato cambia l'energia potenziale delle particelle, cioè l'energia interna, non la loro energia cinetica media.

Riscaldamento senza passaggi di stato: $Q = mc\Delta T$ (capitolo 7), da applicare separatamente a ogni fase.

Bilancio in un sistema isolato: la somma dei calori scambiati è zero ($Q > 0$ assorbito, $Q < 0$ ceduto); prima si decide lo stato finale confrontando il calore disponibile con quello necessario per il passaggio completo.

Ebollizione: un liquido bolle quando la sua tensione di vapore è uguale alla pressione esterna; la temperatura di ebollizione cresce con la pressione.

Con questo capitolo si chiude la terza parte. Nella prossima userai temperatura, calore ed energia interna per studiare il sistema più importante della termodinamica, il gas, e per scoprire fino a che punto il calore può trasformarsi in lavoro.

SINTESI

- La materia si presenta in tre stati di aggregazione: il solido ha forma e volume propri, il liquido ha volume proprio e prende la forma del recipiente, l'aeriforme occupa tutto il volume disponibile.
- Nel modello particellare le particelle del solido vibrano intorno a posizioni fisse, quelle del liquido scorrono le une sulle altre restando a contatto, quelle dell'aeriforme sono lontane e si muovono velocemente in tutte le direzioni.
- I passaggi di stato sono sei: fusione e solidificazione, vaporizzazione e condensazione, sublimazione e brinamento. Fusione, vaporizzazione e sublimazione assorbono calore; i passaggi inversi ne cedono altrettanto.
- Una sostanza pura, a pressione data, fonde e solidifica alla stessa temperatura; i solidi amorfi, come il vetro, rammolliscono gradualmente.
- Nella curva di riscaldamento i tratti orizzontali sono soste termiche: durante un passaggio di stato a pressione costante la temperatura non cambia, anche se si scambia calore.
- Durante un passaggio di stato il calore scambiato cambia l'energia potenziale delle particelle, e quindi l'energia interna, ma non la loro energia cinetica media.
- Il calore latente è il calore necessario per far cambiare stato all'unità di massa: $Q = m\,L$. Per l'acqua $L_f = 3{,}34 \times 10^5$ J/kg e $L_v = 2{,}26 \times 10^6$ J/kg.
- Nei bilanci con passaggi di stato si decide prima lo stato finale, confrontando il calore disponibile con quello necessario per il passaggio completo; se non basta, l'equilibrio è alla temperatura del passaggio.
- L'evaporazione avviene alla superficie, a qualunque temperatura, e raffredda il liquido; su questo si basano il sudore e le brocche di terracotta porosa.
- Un liquido bolle quando la sua tensione di vapore è uguale alla pressione esterna: l'acqua bolle a meno di 100 °C in montagna e a circa 120 °C nella pentola a pressione.
- Per l'acqua una pressione maggiore abbassa di pochissimo la temperatura di fusione (rigelo); un liquido puro e fermo può restare liquido sotto la temperatura di solidificazione (surfusione).

ESERCIZI

Comprendere e ricordare

1. ● Mentre un cubetto di ghiaccio fonde in un bicchiere d'acqua a 0 °C, alla pressione di 1 atm, la temperatura della miscela:
   A. sale lentamente fino a 4 °C
   B. resta 0 °C finché c'è ghiaccio
   C. scende sotto 0 °C, perché il ghiaccio assorbe calore
   D. sale o scende a seconda della massa del cubetto

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

3. ● Nel Sistema Internazionale il calore latente si misura in:
   A. J/kg
   B. J/(kg·K)
   C. J/K
   D. W/(m·K)

4. ● Che cosa distingue l'evaporazione dall'ebollizione?
   A. L'evaporazione riguarda solo l'acqua
   B. L'ebollizione avviene a qualunque temperatura
   C. L'evaporazione avviene a qualunque temperatura e solo alla superficie del liquido
   D. Nell'evaporazione il liquido assorbe calore, nell'ebollizione no

5. ● In alta montagna l'acqua bolle:
   A. a 100 °C, come al livello del mare
   B. a una temperatura maggiore di 100 °C, perché l'aria è più fredda
   C. a una temperatura minore di 100 °C, perché la pressione esterna è minore
   D. solo se si usa una pentola a pressione

6. ● Quanto calore serve per fondere 2,0 kg di ghiaccio che si trova già a 0 °C?
   A. $8{,}4 \times 10^{3}$ J
   B. $6{,}7 \times 10^{5}$ J
   C. $4{,}5 \times 10^{6}$ J
   D. $1{,}7 \times 10^{5}$ J

7. ● Una scottatura da vapore a 100 °C è più grave di una da acqua a 100 °C perché:
   A. il vapore ha un calore specifico maggiore dell'acqua
   B. il vapore è più caldo dell'acqua bollente
   C. il vapore penetra nella pelle
   D. il vapore, condensando sulla pelle, le cede anche il calore latente di vaporizzazione

8. ●● Secondo il modello particellare, durante la fusione di un solido cristallino il calore assorbito serve soprattutto ad aumentare:
   A. l'energia potenziale delle particelle, allontanandole dal reticolo
   B. l'energia cinetica media delle particelle
   C. la massa delle particelle
   D. il numero delle particelle

Vero o falso

9. ● L'acqua evapora soltanto quando raggiunge la temperatura di 100 °C. V / F

10. ● Un kilogrammo d'acqua che solidifica a 0 °C cede all'ambiente $3{,}34 \times 10^5$ J. V / F

11. ● Durante l'ebollizione a pressione costante l'energia interna di un sistema acqua + vapore non cambia, perché la temperatura resta costante. V / F

12. ● In una pentola a pressione l'acqua bolle a una temperatura maggiore di 100 °C. V / F

13. ● Il vetro, come il ghiaccio, ha una temperatura di fusione ben definita. V / F

Applicare

14. ● Quanto calore serve per fondere 250 g di ghiaccio a 0 °C?

15. ● Quanto calore cedono 50 g di vapore a 100 °C condensando completamente in acqua a 100 °C?

16. ● Un blocco di alluminio di 0,80 kg, già alla temperatura di fusione, assorbe $2{,}0 \times 10^5$ J. Fonde completamente? Se no, quanta massa fonde? (Usa la Tabella 8.1.)

17. ●● Leggi la Figura 8.5: a quale temperatura bolle l'acqua se la pressione esterna è 50 kPa? E qual è la tensione di vapore dell'acqua a 70 °C?

18. ●● Un bollitore elettrico da 1,0 kW contiene 0,50 kg d'acqua che sta già bollendo a 100 °C. Se tutta l'energia va all'acqua, quanto tempo serve per farla evaporare completamente?

19. ●● Completa: il passaggio dallo stato solido allo stato aeriforme si chiama _____ ; quello inverso si chiama _____ . La temperatura alla quale un liquido bolle aumenta se la pressione esterna _____ .

20. ●● Un campione di 200 g di una sostanza solida è scaldato da un riscaldatore di 150 W, senza dispersioni. La curva di riscaldamento mostra una sosta termica che dura 4,0 minuti. Calcola il calore latente di fusione della sostanza.

Problemi

21. ●● Quanto calore serve per trasformare 500 g di ghiaccio a −20 °C in acqua a 40 °C? Quale delle tre tappe richiede più energia?

22. ●● In una tazza si versano 300 g di tè a 80 °C e si aggiungono 100 g di ghiaccio a 0 °C. Il sistema tè + ghiaccio è isolato (trascura la tazza) e il tè ha il calore specifico dell'acqua. a) Verifica che tutto il ghiaccio fonde. b) Calcola la temperatura finale.

23. ●● In un recipiente isolato si mettono 200 g di acqua a 20 °C e 300 g di ghiaccio a −10 °C (trascura il recipiente). Qual è lo stato finale? Calcola la temperatura finale e la massa di ghiaccio che rimane.

24. ●●● Un proiettile di piombo di 10 g, alla temperatura di 25 °C, viaggia a 400 m/s e si arresta in un bersaglio. Supponi che il 60% della sua energia cinetica (Fisica 3, capitolo 16) diventi energia interna del proiettile. a) Calcola l'energia cinetica del proiettile. b) Il proiettile raggiunge la temperatura di fusione del piombo (327 °C)? c) Quale frazione della sua massa fonde? ($c_{\text{piombo}} = 128$ J/(kg·K); L_f dalla Tabella 8.1.)

25. ●●● Una borsa frigo di polistirene espanso ha pareti spesse 3,0 cm e una superficie totale di 0,60 m^2; contiene 2,0 kg di ghiaccio a 0 °C, mentre l'aria esterna è a 25 °C. Usando la legge della conduzione del capitolo 7 ($k = 0{,}030$ W/(m·K)): a) calcola il calore che entra ogni secondo attraverso le pareti; b) stima dopo quanto tempo il ghiaccio è tutto fuso, supponendo che l'interno resti a 0 °C.

26. ●● Durante una corsa in una giornata calda il corpo di un atleta deve smaltire 600 W soltanto con l'evaporazione del sudore. Con un calore latente di vaporizzazione di $2{,}4 \times 10^6$ J/kg alla temperatura della pelle, quanto sudore deve evaporare in un'ora? Perché, nella realtà, l'atleta ne perde di più?

Ragionare e argomentare

27. ●● Nelle notti di gelo primaverile gli agricoltori spruzzano acqua sugli alberi da frutto in fiore. Spiega, usando i concetti del capitolo, perché la crosta di ghiaccio che si forma protegge i germogli invece di danneggiarli, e perché bisogna continuare a spruzzare per tutta la notte.

28. ●● Trova l'errore. Uno studente mescola 100 g di ghiaccio a 0 °C con 100 g di acqua a 20 °C e calcola la temperatura di equilibrio con la formula del capitolo 7: $t_e = (100 \cdot 4186 \cdot 0 + 100 \cdot 4186 \cdot 20)/(100 \cdot 4186 + 100 \cdot 4186) = 10$ °C. Individua l'errore, decidi qual è lo stato finale e calcola quanta massa di ghiaccio fonde.

29. ●●● Commenta la fonte. Nel 1611 a Firenze si discusse a lungo sul perché il ghiaccio galleggia. Alcuni filosofi aristotelici sostenevano che il ghiaccio è acqua «condensata», cioè più compatta, e che galleggia per la sua forma larga e piatta; Galileo, che l'anno dopo raccolse le sue tesi nel *Discorso intorno alle cose che stanno in su l'acqua* (1612), sosteneva al contrario che il ghiaccio è acqua «rarefatta», più leggera dell'acqua, e che galleggia per questo, qualunque forma abbia. Chi aveva ragione? Quale esperimento semplice permette di decidere? Che cosa comporta questo fatto per la temperatura di fusione del ghiaccio sotto pressione?

30. ●● Stima. Un campo di calcio (circa 105 m × 68 m) è coperto da 10 cm di neve fresca, la cui densità è circa 100 kg/m^3. Stima l'energia necessaria per fondere la neve, supponendo che sia già a 0 °C. Per quante ore dovrebbe funzionare un impianto di riscaldamento di 1 MW per fornirla?

PER APPROFONDIRE

- [FEY] R.P. Feynman, R.B. Leighton, M. Sands, *La fisica di Feynman*, vol. I: il primo capitolo descrive con il modello atomico l'acqua, il ghiaccio, il vapore e l'evaporazione, mostrando quanto si capisce del mondo a partire dall'idea che la materia è fatta di atomi.
- [EIN] A. Einstein, L. Infeld, *L'evoluzione della fisica*: le pagine sul calore raccontano il passaggio dal calorico all'idea che il calore sia una forma di energia, la cornice in cui va letta la scoperta del calore latente.
- [HRW] D. Halliday, R. Resnick, J. Walker, *Fondamenti di fisica*: il capitolo sulla temperatura e il calore tratta i calori di trasformazione con molti esempi e problemi numerici.

Glossario del capitolo

Aeriforme
Stato della materia senza forma né volume propri; comprende i gas e i vapori.

Calore latente
Calore che bisogna fornire all'unità di massa di una sostanza, già alla temperatura del passaggio, per farle cambiare stato: $L = Q/m$, in J/kg.

Curva di riscaldamento
Grafico della temperatura di una sostanza in funzione dell'energia fornita (o del tempo, a potenza costante).

Ebollizione
Vaporizzazione in tutto il volume del liquido, con formazione di bolle, alla temperatura in cui la tensione di vapore è uguale alla pressione esterna.

Evaporazione
Vaporizzazione che avviene solo alla superficie di un liquido, a qualunque temperatura; raffredda il liquido.

Fusione e solidificazione
Passaggio da solido a liquido e il suo inverso; per una sostanza pura avvengono alla stessa temperatura, a pressione data.

Passaggio di stato
Trasformazione di una sostanza da uno stato di aggregazione a un altro; detto anche cambiamento di fase.

Rigelo
Fusione del ghiaccio sotto una forte pressione e nuova solidificazione quando la pressione torna normale.

Solido amorfo
Solido le cui particelle non formano un reticolo ordinato (vetro, cera): rammollisce gradualmente, senza una temperatura di fusione definita.

Sosta termica
Tratto orizzontale della curva di riscaldamento: durante un passaggio di stato a pressione costante la temperatura non cambia.

Stati di aggregazione
Le tre forme in cui si presenta la materia: solido, liquido e aeriforme.

Sublimazione e brinamento
Passaggio diretto da solido ad aeriforme e il suo inverso.

Surfusione
Stato instabile di un liquido che resta tale al di sotto della sua temperatura di solidificazione.

Tensione di vapore
Pressione del vapore saturo di un liquido; dipende solo dalla sostanza e dalla temperatura.

Umidità relativa
Rapporto, in percentuale, fra la pressione del vapore acqueo presente nell'aria e la tensione di vapore alla stessa temperatura.

Vapore saturo
Vapore in equilibrio dinamico con il proprio liquido: tante molecole evaporano quante condensano.

Vaporizzazione e condensazione
Passaggio da liquido ad aeriforme e il suo inverso; la vaporizzazione avviene per evaporazione o per ebollizione.

Soluzioni

1. B. Finché ghiaccio e acqua convivono a 1 atm, la temperatura resta quella di fusione, 0 °C (sosta termica).

2. D. Il brinamento (aeriforme → solido) è l'inverso della sublimazione (solido → aeriforme).

3. A. $L = Q/m$: joule al kilogrammo. J/(kg·K) è l'unità del calore specifico.

4. C. L'evaporazione avviene solo alla superficie, a ogni temperatura; l'ebollizione in tutto il liquido, alla temperatura in cui la tensione di vapore uguaglia la pressione esterna. Entrambe assorbono calore.

5. C. La pressione atmosferica diminuisce con la quota, e la tensione di vapore uguaglia una pressione più bassa a una temperatura più bassa (circa 90 °C a 3000 m).

6. B. $Q = m\,L_f = 2{,}0\text{ kg} \cdot 3{,}34 \times 10^5\text{ J/kg} \approx 6{,}7 \times 10^5\text{ J}$.

7. D. Un grammo di vapore che condensa cede 2,26 kJ, quasi nove volte l'energia ceduta da un grammo d'acqua che si raffredda da 100 °C a 37 °C (0,26 kJ).

8. A. Durante la fusione la temperatura, cioè l'energia cinetica media, non cambia: l'energia serve a vincere le forze di legame del reticolo e aumenta l'energia potenziale delle particelle.

9. F. L'evaporazione avviene a qualunque temperatura, dalla superficie del liquido (le pozzanghere si asciugano anche d'inverno).

10. V. La solidificazione cede la stessa quantità di calore che la fusione assorbe: $Q = -m\,L_f = -3{,}34 \times 10^5$ J.

11. F. L'energia interna aumenta: il calore assorbito aumenta l'energia potenziale delle molecole che passano allo stato di vapore (una piccola parte, circa il 7,5%, esce come lavoro compiuto dal vapore sull'atmosfera), pur senza cambiare l'energia cinetica media.

12. V. La pressione interna sale fino a circa 200 kPa e l'acqua bolle intorno ai 120 °C (Figura 8.5).

13. F. Il vetro è un solido amorfo: rammollisce gradualmente in un intervallo di temperature.

14. $Q = m\,L_f = 0{,}250\text{ kg} \cdot 3{,}34 \times 10^5\text{ J/kg} \approx 8{,}35 \times 10^4$ J.

15. $Q = -m\,L_v = -0{,}050\text{ kg} \cdot 2{,}26 \times 10^6\text{ J/kg} = -1{,}13 \times 10^5$ J: il vapore cede $1{,}13 \times 10^5$ J.

16. Per fonderlo tutto servirebbero $m\,L_f = 0{,}80\text{ kg} \cdot 4{,}0 \times 10^5\text{ J/kg} = 3{,}2 \times 10^5$ J, più di $2{,}0 \times 10^5$ J: non fonde completamente. Massa fusa: $2{,}0 \times 10^5\text{ J} / 4{,}0 \times 10^5\text{ J/kg} = 0{,}50$ kg.

17. La tensione di vapore vale 50 kPa a circa 81 °C: l'acqua bolle a circa 81 °C. A 70 °C la tensione di vapore è circa 31 kPa (lettura sul grafico, ± 2 kPa).

18. $Q = m\,L_v = 0{,}50\text{ kg} \cdot 2{,}26 \times 10^6\text{ J/kg} = 1{,}13 \times 10^6$ J; $\Delta t = Q/P = 1{,}13 \times 10^6\text{ J} / 1{,}0 \times 10^3\text{ W} \approx 1{,}1 \times 10^3$ s, circa 19 minuti.

19. sublimazione; brinamento; aumenta.

20. $Q = P\,\Delta t = 150\text{ W} \cdot 240\text{ s} = 3{,}6 \times 10^4$ J; $L_f = Q/m = 3{,}6 \times 10^4\text{ J} / 0{,}200\text{ kg} = 1{,}8 \times 10^5$ J/kg.

21. Riscaldamento del ghiaccio: 0,500 kg · 2100 J/(kg·K) · 20 K = $2{,}1 \times 10^4$ J. Fusione: 0,500 kg · $3{,}34 \times 10^5$ J/kg = $1{,}67 \times 10^5$ J. Riscaldamento dell'acqua: 0,500 kg · 4186 J/(kg·K) · 40 K ≈ $8{,}37 \times 10^4$ J. Totale ≈ $2{,}72 \times 10^5$ J. La fusione richiede più energia (circa il 61%).

22. a) Calore disponibile se il tè scendesse a 0 °C: 0,300 kg · 4186 J/(kg·K) · 80 K ≈ $1{,}00 \times 10^5$ J; per fondere il ghiaccio servono 0,100 kg · $3{,}34 \times 10^5$ J/kg = $3{,}34 \times 10^4$ J: bastano, il ghiaccio fonde tutto. b) Bilancio: $0{,}300 \cdot 4186 \cdot (80 - t) = 3{,}34 \times 10^4 + 0{,}100 \cdot 4186 \cdot t$, cioè $100\,464 - 1255{,}8\,t = 33\,400 + 418{,}6\,t$, da cui $t = 67\,064/1674{,}4 \approx 40$ °C.

23. Calore che l'acqua può cedere scendendo a 0 °C: 0,200 kg · 4186 J/(kg·K) · 20 K ≈ $1{,}67 \times 10^4$ J. Per portare il ghiaccio a 0 °C: 0,300 kg · 2100 J/(kg·K) · 10 K =

$6{,}3 \times 10^3$ J; per fonderlo servirebbero altri $1{,}00 \times 10^5$ J: il calore non basta. D'altra parte l'acqua non gela, perché il calore che cede per arrivare a 0 °C supera quello che il ghiaccio assorbe per arrivarci. Stato finale: acqua e ghiaccio a 0 °C. Restano $1{,}67 \times 10^4$ J − $6{,}3 \times 10^3$ J ≈ $1{,}04 \times 10^4$ J, che fondono $1{,}04 \times 10^4$ J / $3{,}34 \times 10^5$ J/kg ≈ 0,031 kg. Rimangono circa 269 g di ghiaccio (e 231 g di acqua).

24. Sistema: il proiettile; il 60% della sua energia cinetica diventa sua energia interna (il resto va al bersaglio e all'ambiente). a) $K = \frac{1}{2} \cdot 0{,}010\ \text{kg} \cdot (400\ \text{m/s})^2 = 800$ J. b) Energia al proiettile: 0,60 · 800 J = 480 J. Per arrivare a 327 °C servono 0,010 kg · 128 J/(kg·K) · 302 K ≈ 387 J < 480 J: sì, raggiunge la temperatura di fusione. c) Restano 480 J − 387 J ≈ 93 J; per fondere tutto il proiettile servirebbero $0{,}010\ \text{kg} \cdot 2{,}3 \times 10^4$ J/kg = 230 J; fonde la frazione 93/230 ≈ 0,41, circa il 40% (4 g).

25. a) $Q/\Delta t = k\,S\,\Delta T/d = 0{,}030\ \text{W/(m·K)} \cdot 0{,}60\ \text{m}^2 \cdot 25\ \text{K} / 0{,}030\ \text{m} = 15$ W. b) Per fondere il ghiaccio: $Q = 2{,}0\ \text{kg} \cdot 3{,}34 \times 10^5$ J/kg = $6{,}68 \times 10^5$ J; $\Delta t = 6{,}68 \times 10^5\ \text{J} / 15\ \text{W} \approx 4{,}5 \times 10^4$ s, circa 12 ore. Stima per eccesso: in realtà il calore entra anche dalle chiusure e con le aperture della borsa.

26. $Q = P\,\Delta t = 600\ \text{W} \cdot 3600\ \text{s} = 2{,}16 \times 10^6$ J; $m = Q/L_v = 2{,}16 \times 10^6\ \text{J} / 2{,}4 \times 10^6\ \text{J/kg} = 0{,}90$ kg. Nella realtà una parte del sudore cola o viene assorbita dagli indumenti senza evaporare, e non sottrae calore alla pelle: per smaltire la stessa energia bisogna produrne di più (e bere di più).

27. Traccia di risposta. L'acqua, solidificando sui germogli, cede il calore latente di fusione ($3{,}34 \times 10^5$ J per kilogrammo); finché sotto la crosta c'è acqua che gela, il ghiaccio e i tessuti a contatto restano a 0 °C, la temperatura di solidificazione, mentre l'aria può scendere di parecchi gradi sotto zero. I tessuti dei fiori sopportano 0 °C ma non temperature molto più basse. Se si smette di spruzzare, l'acqua finisce di gelare, la crosta non riceve più calore latente e si raffredda insieme ai germogli fino alla temperatura dell'aria.

28. L'errore: la formula vale solo senza passaggi di stato; qui una parte del ghiaccio deve fondere. Calore disponibile se l'acqua scende a 0 °C: $0{,}100\ \text{kg} \cdot 4186\ \text{J/(kg·K)} \cdot 20\ \text{K} \approx 8{,}37 \times 10^3$ J; per fondere tutto il ghiaccio servono $0{,}100\ \text{kg} \cdot 3{,}34 \times 10^5\ \text{J/kg} = 3{,}34 \times 10^4$ J. Il calore non basta: lo stato finale è acqua e ghiaccio a 0 °C. Fondono $8{,}37 \times 10^3\ \text{J} / 3{,}34 \times 10^5\ \text{J/kg} \approx 0{,}025$ kg, cioè 25 g; restano 75 g di ghiaccio.

29. Traccia di risposta. Aveva ragione Galileo: il ghiaccio ha densità circa 917 kg/m^3, minore dei 1000 kg/m^3 dell'acqua, e galleggia per la spinta di Archimede (Fisica 3, capitolo 9), non per la forma. Esperimenti: spingere sott'acqua un pezzo di ghiaccio di qualunque forma, anche una pallina, e osservare che risale; oppure far gelare l'acqua in una bottiglia di plastica piena fino all'orlo e vedere che si gonfia, perché il ghiaccio occupa più volume dell'acqua da cui si forma (circa il 9% in più). Conseguenza: poiché il ghiaccio è meno denso dell'acqua, una pressione maggiore favorisce lo stato liquido e abbassa (di pochissimo) la temperatura di fusione, come nell'esperimento del rigelo.

30. Volume della neve: 105 m · 68 m · 0,10 m ≈ 714 m^3; massa ≈ 714 m^3 · 100 kg/m^3 ≈ $7{,}1 \times 10^4$ kg. Energia: $7{,}1 \times 10^4\ \text{kg} \cdot 3{,}34 \times 10^5\ \text{J/kg} \approx 2{,}4 \times 10^{10}$ J. Con 1 MW: $\Delta t = 2{,}4 \times 10^{10}\ \text{J} / 10^6\ \text{W} \approx 2{,}4 \times 10^4$ s, circa 7 ore (senza dispersioni; nella realtà molto di più).