

8. Entropia

Introduciamo ora una nuova grandezza che in fisica è fondamentale quanto l'energia e la temperatura. Questa grandezza è chiamata **entropia** ed è legata al disordine di un sistema. Ad esempio, una camera disordinata ha più entropia di una ordinata, un mucchio di mattoni ha più entropia di un edificio costruito con quei mattoni, un uovo appena deposto ha più entropia di uno che sia stato covato e l'acqua in un secchio ha più entropia del blocco di ghiaccio dal quale si è sciolta.

Iniziamo considerando il legame tra l'entropia e il calore, poi svilupperemo in modo più completo il legame tra disordine e entropia.

Quando abbiamo studiato le macchine termiche, abbiamo visto che una macchina reversibile soddisfa la seguente relazione:

$$\frac{Q_f}{Q_c} = \frac{T_f}{T_c}$$

che può essere riscritta come:

$$\frac{Q_f}{T_f} = \frac{Q_c}{T_c}$$

Osserviamo che il rapporto Q/T è lo stesso per entrambe le sorgenti, quella calda e quella fredda. Questa relazione suggerì a Clausius di proporre la seguente definizione:

Definizione di variazione di entropia, ΔS

L'entropia S è una grandezza la cui variazione è data dal rapporto tra il calore Q e la temperatura assoluta T :

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$

Nel SI si misura in joule su kelvin (J/K).

Perché questa definizione sia valida, il calore Q deve essere trasferito con una trasformazione reversibile a una fissata temperatura T espressa in kelvin.

Osserviamo che se il calore viene fornito al sistema ($Q > 0$) l'entropia del sistema aumenta; se il calore viene sottratto al sistema ($Q < 0$) la sua entropia diminuisce.

L'entropia è una **funzione di stato**, esattamente come l'energia interna E_{int} . Ciò significa che il valore di S dipende solo dallo stato del sistema e non da come il sistema abbia raggiunto quello stato. Ne consegue che la *variazione* di entropia ΔS dipende soltanto dallo stato iniziale e finale del sistema. Perciò, se una trasformazione è irreversibile, per cui non vale la relazione $\Delta S = Q/T$, possiamo ugualmente calcolare ΔS utilizzando una o più trasformazioni reversibili che collegano gli stessi stati iniziale e finale.

online



Laboratorio

Il calore latente di fusione del ghiaccio

MySocialBook

8. PROBLEMA La variazione di entropia del pezzo di ghiaccio

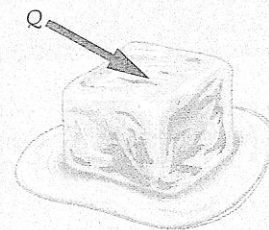
- Calcola la variazione di entropia che si verifica quando un pezzo di ghiaccio di 0,125 kg si scioglie a 0°C . Supponi che lo scioglimento avvenga reversibilmente (Il calore latente di fusione dell'acqua è $33,5 \cdot 10^4 \text{ J/kg}$).
- Supponi ora di sottrarre calore all'acqua che si è appena sciolta (0°C), causando una diminuzione di entropia di 112 J/K. Quanto ghiaccio si forma in questa trasformazione?

DESCRIZIONE DEL PROBLEMA

La figura mostra un pezzo di ghiaccio di 0,125 kg alla temperatura di 0°C . Man mano che il ghiaccio assorbe il calore Q dall'ambiente circostante, si scioglie trasformandosi in acqua a 0°C . Poiché il sistema assorbe calore, la sua entropia aumenta. Quando il calore viene ceduto dall'acqua, l'entropia diminuisce.

STRATEGIA

- a) La variazione di entropia è $\Delta S = Q/T$, dove $T = 0^\circ\text{C} = 273\text{ K}$. Per fondere il ghiaccio, dobbiamo fornirgli il *calore latente di fusione* L_f (ricordiamo che $L_f = Q/m$ è il calore che deve essere fornito per fondere 1 kg di una determinata sostanza). Il calore è quindi $Q = mL_f$, con $L_f = 33,5 \cdot 10^4\text{ J/kg}$.
- b) La quantità di calore ceduto dall'acqua che gela è $Q = T|\Delta S|$, dove $\Delta S = -112\text{ J/K}$. Utilizzando questo calore, possiamo calcolare la massa del ghiaccio che si è formato mediante la relazione $m = Q/L_f$.



SOLUZIONE

- a) Calcoliamo il calore che il ghiaccio deve assorbire per fondere:

$$Q = mL_f = (0,125\text{ kg})(33,5 \cdot 10^4\text{ J/kg}) = 4,19 \cdot 10^4\text{ J}$$

Calcoliamo la variazione di entropia:

$$\Delta S = \frac{Q}{T} = \frac{4,19 \cdot 10^4\text{ J}}{273\text{ K}} = 153\text{ J/K}$$

- b) Calcoliamo la quantità di calore ceduta dall'acqua che gela:

$$Q = T|\Delta S| = (273\text{ K})(112\text{ J/K}) = 3,06 \cdot 10^4\text{ J}$$

Utilizziamo questo calore per determinare la quantità di acqua che gela:

$$m = \frac{Q}{L_f} = (3,06 \cdot 10^4\text{ J})/(33,5 \cdot 10^4\text{ J/kg}) = 0,0913\text{ kg}$$

OSSERVAZIONI

In questo problema, prima di calcolare $\Delta S = Q/T$, abbiamo convertito la temperatura del sistema da 0°C a 273 K . Quando calcoliamo la variazione di entropia dobbiamo sempre effettuare questa conversione. Se in questo caso avessimo trascurato di farlo, avremmo trovato uno zero al denominatore, ovvero una variazione di entropia infinita, che non ha alcun senso fisico.

Inoltre, vediamo che la variazione di entropia è positiva nel caso a) e negativa nel caso b). Ciò è in accordo con la regola generale per cui l'entropia aumenta quando il sistema acquista calore e diminuisce quando lo cede. Infine notiamo che avremmo potuto mantenere il segno negativo del calore al punto b). Se lo avessimo fatto, la massa calcolata sarebbe risultata negativa. A prima vista sarebbe potuto sembrare strano, ma il segno meno avrebbe indicato semplicemente che una certa massa veniva sottratta all'acqua per diventare ghiaccio.

PROVA TU

Determina la massa di ghiaccio necessaria per ottenere una variazione di entropia di 275 J/K .

[$m = 0,224\text{ kg}$]

Applichiamo ora la definizione di variazione di entropia al caso di una macchina termica reversibile.

In una macchina termica reversibile il calore Q_c lascia la sorgente calda a temperatura T_c , perciò l'entropia di questa sorgente diminuisce della quantità Q_c/T_c :

$$\Delta S_c = -\frac{Q_c}{T_c}$$

Ricordiamo che Q_c è il modulo del calore che lascia la sorgente calda, quindi il segno meno è utilizzato per indicare una diminuzione di entropia.

Analogamente, durante il funzionamento della macchina viene somministrato calore alla sorgente fredda, quindi la sua entropia aumenta della quantità Q_f/T_f :

$$\Delta S_f = \frac{Q_f}{T_f}$$

La variazione totale di entropia di questo sistema è:

$$\Delta S_{\text{tot}} = \Delta S_c + \Delta S_f = -\frac{Q_c}{T_c} + \frac{Q_f}{T_f}$$

Poiché la macchina termica è reversibile, sappiamo che $Q_c/T_c = Q_f/T_f$ e quindi la variazione totale di entropia si annulla:

$$\Delta S_{\text{tot}} = -\frac{Q_c}{T_c} + \frac{Q_f}{T_f} = 0$$

Quindi, in una macchina reversibile l'entropia non varia.

Abbiamo visto che una macchina reale ha sempre un rendimento minore di una macchina reversibile che opera tra le stesse temperature. Ciò significa che in una macchina reale una minore quantità di calore della sorgente calda è trasformata in lavoro, quindi una maggiore quantità di calore è ceduta alla sorgente fredda. Perciò, per un dato valore di Q_c , il calore Q_f è maggiore in una macchina irreversibile che non in una reversibile. Il risultato è che invece dell'uguaglianza $Q_c/T_c = Q_f/T_f$ in questo caso abbiamo:

$$\frac{Q_f}{T_f} > \frac{Q_c}{T_c}$$

Pertanto, in una macchina irreversibile la variazione totale di entropia è positiva:

$$\Delta S_{\text{tot}} = -\frac{Q_c}{T_c} + \frac{Q_f}{T_f} > 0$$

In generale, qualsiasi trasformazione irreversibile produce un aumento di entropia.

Questi risultati possono essere riassunti nel seguente enunciato:

Entropia dell'universo

L'entropia totale dell'universo *aumenta* ogni volta che avviene una trasformazione *irreversibile*.

L'entropia totale dell'universo *rimane invariata* ogni volta che avviene una trasformazione *reversibile*.

Poiché tutte le trasformazioni *reali* sono irreversibili, l'entropia totale dell'universo è in continuo aumento. Perciò, considerando l'entropia, l'universo si muove in una sola direzione, quella in cui essa aumenta. Questo comportamento è piuttosto diverso da quello dell'energia, che rimane costante indipendentemente dal tipo di trasformazione avvenuta.

In effetti, l'enunciato sull'entropia dell'universo è ancora un altro modo di esprimere il secondo principio della termodinamica. Il primo enunciato del secondo principio della termodinamica afferma che il calore passa spontaneamente da un corpo caldo a uno più freddo. Durante questo passaggio di calore l'entropia dell'universo aumenta, come dimostreremo nel prossimo esempio svolto. Quindi, la direzione nella quale si muove il calore è il risultato del principio generale di aumento dell'entropia dell'universo. Di nuovo, la fisica ci mostra una direzione nello svolgimento dei fenomeni naturali: la sempre presente "freccia del tempo".

ATTENZIONE



Variazione di entropia

Potremmo essere tentati di trattare l'entropia come l'energia, ponendo il suo valore finale uguale a quello iniziale, ma in generale ciò non è corretto. Solo in una trasformazione reversibile l'entropia non cambia, altrimenti aumenta. L'entropia di una parte di un sistema può diminuire, mentre l'entropia di altre parti aumenta della stessa quantità o anche di più.

9. PROBLEMA L'entropia non si conserva!

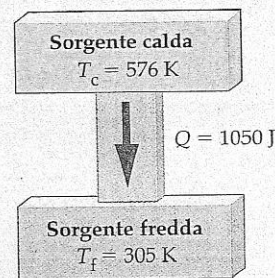
Una sorgente calda alla temperatura di 576 K trasferisce 1050 J di calore a una sorgente fredda alla temperatura di 305 K attraverso una trasformazione irreversibile. Calcola la variazione di entropia dell'universo.

DESCRIZIONE DEL PROBLEMA

La figura mostra la situazione fisica, indicando le grandezze coinvolte. Osserviamo che il calore $Q = 1050$ J passa dalla sorgente calda alla temperatura $T_c = 576$ K direttamente alla sorgente fredda alla temperatura $T_f = 305$ K.

STRATEGIA

Quando il calore Q lascia la sorgente calda, la sua entropia diminuisce di Q/T_c . Quando la stessa quantità di calore entra nella sorgente fredda, la sua entropia aumenta di una quantità Q/T_f . Sommando questi due contributi, otteniamo la variazione di entropia dell'universo.



SOLUZIONE

Calcoliamo la variazione di entropia della sorgente calda:

$$\Delta S_c = -\frac{Q}{T_c} = -\frac{1050 \text{ J}}{576 \text{ K}} = -1,82 \text{ J/K}$$

Calcoliamo la variazione di entropia della sorgente fredda:

$$\Delta S_f = \frac{Q}{T_f} = \frac{1050 \text{ J}}{305 \text{ K}} = 3,44 \text{ J/K}$$

Sommiamo i contributi per ottenere la variazione di entropia dell'universo:

$$\begin{aligned} \Delta S_{\text{universo}} &= \Delta S_c + \Delta S_f = -\frac{Q}{T_c} + \frac{Q}{T_f} = \\ &= -1,82 \text{ J/K} + 3,44 \text{ J/K} = 1,62 \text{ J/K} \end{aligned}$$

OSSERVAZIONI

La diminuzione di entropia della sorgente calda è più che compensata dall'aumento di entropia di quella fredda. Questo è un risultato del tutto generale.

PROVA TU

Quanto calore devi trasferire fra le due sorgenti perché l'entropia dell'universo aumenti di 1,50 J/K? [Q = 972 J]

Esistono alcune trasformazioni nelle quali a prima vista può sembrare che l'entropia dell'universo diminuisca; tuttavia, compiendo un esame più attento, è sempre possibile dimostrare che da qualche parte si è verificato un aumento di entropia che fa sì che in totale l'entropia dell'universo aumenti.

6. RIFLETTI SUI CONCETTI**Variazione di entropia**

Se metti una pentola piena d'acqua nel freezer della cucina, dopo un po' di tempo osservi che l'acqua si è trasformata in ghiaccio. L'entropia dell'universo è:

- A) aumentata B) diminuita C) rimasta la stessa

RAGIONAMENTO E DISCUSSIONE

Potremmo pensare che l'entropia dell'universo sia diminuita. Dopo tutto, del calore è stato portato via dall'acqua per congelarla e, come sappiamo, sottrarre calore a un corpo ne diminuisce l'entropia. D'altro canto, sappiamo che il freezer compie lavoro per sottrarre calore dall'acqua e quindi cede più calore alla cucina di quanto non ne assorba dall'acqua. Il calcolo dettagliato dimostra che l'entropia dell'aria riscaldata della cucina aumenta più di quanto diminuisca l'entropia dell'acqua, perciò l'entropia dell'universo aumenta.

RISPOSTA

La risposta corretta è la A: l'entropia dell'universo è aumentata.

Man mano che l'entropia dell'universo aumenta, la quantità di lavoro che può essere compiuta diminuisce. Ad esempio, nel problema 9 abbiamo visto che il flusso di calore ha comportato un aumento di entropia dell'universo pari a 1,62 J/K. Se avessimo utilizzato questa stessa quantità di calore in una macchina reversibile, essa avrebbe compiuto un lavoro senza alcuna variazione dell'entropia dell'universo.

ESERCIZIO

- 5 Supponi che una macchina termica reversibile operi tra le due sorgenti descritte nel problema 9. Calcola la quantità di lavoro eseguito da questa macchina quando sono prelevati 1050 J di calore dalla sorgente calda.

Calcola il rendimento di questa macchina:

$$e = 1 - \frac{T_f}{T_c} = 1 - \frac{305 \text{ K}}{576 \text{ K}} = 0,470$$

Moltiplica il rendimento per Q_c per calcolare il lavoro W :

$$W = eQ_c = 0,470(1050 \text{ J}) = 494 \text{ J}$$

Osserviamo che quando 1050 J sono semplicemente trasferiti dalla sorgente calda a quella fredda, come nel problema 9, l'entropia dell'universo aumenta di 1,62 J/K. Se trasferiamo reversibilmente questo stesso calore con una macchina ideale, come nell'esercizio precedente, l'entropia dell'universo rimane invariata, e viene eseguito un lavoro di 494 J.

Il legame tra l'aumento di entropia e il lavoro è molto semplice:

$$W = T_f \Delta S_{\text{universo}} = (305 \text{ K})(1,62 \text{ J/K}) = 494 \text{ J}$$

Per convincerci che questa espressione è valida in generale, ricordiamo che nel problema 9 la variazione totale di entropia è $\Delta S = Q/T_f - Q/T_c$. Se moltiplichiamo questo aumento di entropia per la temperatura T_f della sorgente fredda, abbiamo:

$$T_f \Delta S_{\text{universo}} = Q - Q \frac{T_f}{T_c} = Q \left(1 - \frac{T_f}{T_c} \right)$$

Ricordando che il rendimento di una macchina ideale è $e = 1 - T_f/T_c$, otteniamo:

$$T_f \Delta S_{\text{universo}} = eQ$$

Per concludere, il lavoro compiuto da una macchina ideale è $W = eQ_c$ (in questo caso $W = eQ$ poiché $Q_c = Q$), dunque $W = T_f \Delta S_{\text{universo}}$, come ci aspettavamo. In generale, a parità di calore prelevato, una trasformazione nella quale l'entropia dell'universo aumenta è una trasformazione nella quale è compiuto meno lavoro di quanto se ne compirebbe in una trasformazione reversibile. Questa differenza tra i due lavori non può essere più recuperata, perché riportare l'universo allo stato precedente significherebbe diminuire la sua entropia, e ciò non è possibile. Quindi, a ogni aumento di entropia corrisponde una diminuzione della quantità di lavoro che può essere compiuto nell'universo. Per questa ragione l'entropia è indicata come una misura della "qualità" dell'energia. Dati due sistemi alla stessa energia, quello con entropia minore dispone di energia di più alta qualità.

Quando abbiamo una trasformazione irreversibile e l'entropia dell'universo aumenta, diciamo che l'energia dell'universo è stata "degradata", perché una parte minore di essa è utilizzabile per compiere lavoro. Questo processo di degradazione dell'energia e di aumento dell'entropia dell'universo è un fenomeno continuo della natura.

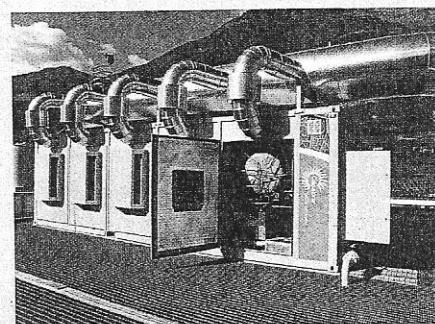
fisica intorno a noi



Qualità dell'energia e cogenerazione

L'intelligente uso dell'energia implica un accorto accoppiamento tra le qualità delle risorse energetiche e il nostro fabbisogno. È poco ragionevole produrre energia elettrica di alta qualità per poi usarla per riscaldare l'acqua per una doccia. Sarebbe molto meglio bruciare un combustibile per riscaldare direttamente l'acqua in un serbatoio; così facendo, praticamente tutta l'energia del combustibile viene trasferita all'acqua, piuttosto che bruciare il combustibile in una centrale con un'efficienza del 40% per produrre energia elettrica e dissipare il 60% dell'energia del combustibile nell'ambiente sotto forma di calore. D'altra parte l'elettricità è una risorsa così comoda e abbiamo la tendenza a usarla per fare qualsiasi cosa, incluso ricavare energia di bassa qualità come il calore. Esiste un modo per evitare questa follia ter-

modinamica: la **cogenerazione**, un processo che comporta l'uso del calore dissipato nell'ambiente, durante la produzione di energia elettrica, per il fabbisogno di energia di bassa qualità. Nel 2010, in Italia, il 15% dell'energia elettrica è stato prodotto in cogenerazione con un risparmio di combustibile del 28% rispetto alla produzione separata.



Impianto di cogenerazione installato in un'industria alimentare, che produce, oltre a energia elettrica e termica, anche vapore e acqua calda.

9. Ordine, disordine ed entropia

Nel paragrafo precedente abbiamo esaminato l'entropia dal punto di vista termodinamico. Abbiamo visto che, quando si trasferisce calore da un corpo caldo a uno più freddo, l'entropia dell'universo aumenta. In questo paragrafo dimostreremo che l'entropia può anche essere considerata come una misura del **disordine** dell'universo.

Iniziamo riesaminando la situazione del calore che passa da un corpo caldo a uno freddo. Nella figura 23a sono mostrati due mattoni, uno caldo e l'altro freddo. Come sappiamo dalla teoria cinetica, le molecole nel mattone caldo hanno un'energia cinetica maggiore di quelle del mattone freddo. Ciò significa che il sistema è abbastanza ordinato, nel senso che tutte le molecole con alta energia cinetica sono raggruppate insieme nel mattone caldo e tutte quelle con bassa energia cinetica sono raggruppate nel mattone freddo.

C'è una certa regolarità, o ordine, nella distribuzione delle velocità molecolari.

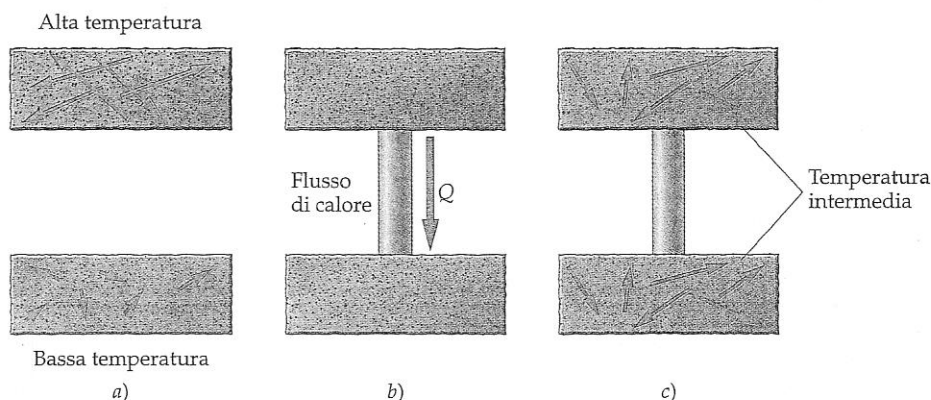
► FIGURA 23 Flusso di calore e disordine

a) Inizialmente, due mattoni hanno temperature differenti e quindi le loro molecole hanno differenti energie cinetiche medie.

b) Il calore passa dal mattone caldo a quello freddo.

c) Il risultato finale è che entrambi i mattoni hanno la stessa temperatura intermedia e tutte le molecole hanno la stessa energia cinetica media.

Perciò, l'iniziale separazione ordinata delle molecole è andata perduta.



Se mettiamo i mattoni in contatto termico, come mostrato nella figura 23b, avremo un flusso di calore dal mattone caldo verso quello freddo finché le temperature dei due mattoni non diventano uguali.

Il risultato finale è mostrato nella figura 23c: durante il passaggio di calore, l'entropia dell'universo aumenta, come sappiamo, e il sistema perde la distribuzione ordinata che aveva all'inizio. Ora tutte le molecole hanno la stessa energia cinetica media e quindi il sistema è più casuale, o disordinato.

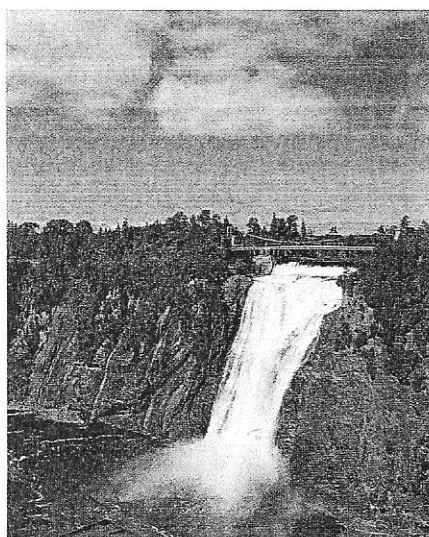
Possiamo pertanto concludere che:

Se l'entropia di un sistema aumenta, anche il suo disordine aumenta; cioè un *aumento* di entropia equivale a una *diminuzione* di ordine.

Osserviamo che se il calore fosse andato nella direzione opposta, dal mattone freddo a quello caldo, la distribuzione ordinata delle molecole sarebbe stata rinforzata invece che perduta.

Per considerare un altro esempio, torniamo al pezzo di ghiaccio di 0,125 kg del problema 8. Come abbiamo visto in quel caso, l'entropia dell'universo aumenta quando il ghiaccio si scioglie. Consideriamo ora che cosa accade a livello molecolare. All'inizio le molecole sono ben ordinate nel reticolo cristallino. Man mano che viene assorbito calore, le molecole iniziano a liberarsi dal ghiaccio e a muoversi in modo casuale nella pozza d'acqua che si sta formando: l'ordine del solido è perduto. Di nuovo vediamo che, all'aumentare dell'entropia, aumenta anche il disordine delle molecole.

◀ Tutti i processi che avvengono spontaneamente aumentano l'entropia dell'universo. Nella cascata dell'immagine, ad esempio, i movimenti delle molecole d'acqua diventano più casuali e caotici quando raggiungono la pozza tumultuosa e vorticosa alla base della cascata. Inoltre, parte della loro energia cinetica viene trasformata in calore, la più disordinata e degradata forma di energia.



Macrostatì e microstatì

Per comprendere meglio la relazione tra entropia e disordine bisogna ricorrere a considerazioni statistiche e introdurre i concetti di macrostato e microstato. Lo stato macroscopico, o **macrostato**, di un sistema è identificato da alcuni parametri termodinamici, come la pressione, il volume e la temperatura (per un gas ideale sappiamo che bastano due di queste grandezze).

Lo stato microscopico, o **microstato**, di un sistema è definito invece dalle posizioni e dalle velocità di tutte le molecole che costituiscono il sistema. È facile immaginare come a ogni macrostato corrispondano molti microstatì diversi. Il numero di questi microstatì è proporzionale alla *probabilità* di trovare il sistema nel macrostato corrispondente: maggiore è il numero di microstatì che realizzano un certo macrostato, più alta è la probabilità di quest'ultimo.

Riprendendo l'esempio precedente del ghiaccio, il numero di microstatì corrispondenti al macrostato ordinato della struttura cristallina del pezzo di ghiaccio è minore del numero di microstatì corrispondenti al ghiaccio sciolto, che è la configurazione più disordinata. Lo stato più disordinato è dunque quello più probabile. Ecco perché un sistema isolato tende spontaneamente al massimo disordine.

Rimane da determinare la relazione che lega l'entropia S di un sistema che si trova in un certo stato macroscopico alla probabilità P di tale stato. Questa importantissima relazione è dovuta a Boltzmann:

Formula di Boltzmann

$$S = k \ln P$$

dove k è la costante di Boltzmann.

L'entropia è quindi una *misura logaritmica della probabilità dello stato termodinamico di un sistema*. Poiché questa probabilità è, come abbiamo visto, legata al grado di disordine del sistema, l'entropia risulta essere una misura del disordine. È evidente che un sistema isolato tende spontaneamente verso uno stato più probabile, il che significa che la sua entropia e il suo disordine tendono ad aumentare.

È questo un'altro modo di esprimere il secondo principio della termodinamica. Dal momento che l'universo è complessivamente un sistema isolato, possiamo enunciare il secondo principio della termodinamica come il principio per cui il disordine dell'universo è in continuo aumento. Qualsiasi cosa accada nell'universo, lo rende sempre un po' più disordinato e non c'è nulla che possiamo fare per impedirlo e per rendere l'universo più ordinato.

Come gelare l'acqua contenuta in una bacinella comporta effettivamente una crescita dell'entropia e del disordine nell'universo, così succede per qualsiasi azione che compiamo.

La morte termica

Una logica conclusione del discorso appena fatto è che l'universo "si va esaurendo". In altre parole, il disordine dell'universo aumenta costantemente e, così facendo, la quantità di energia utilizzabile per produrre lavoro diminuisce. Se questo processo continua, potrebbe arrivare un giorno in cui non sia più possibile compiere lavoro? E se quel giorno dovesse arrivare, quando sarà?

Questo è un possibile scenario per il futuro dell'universo e viene usualmente indicato come **morte termica** dell'universo. In tale scenario, il calore continua a passare dalle zone più calde dello spazio (come le stelle) a quelle più fredde (come i pianeti) finché, dopo molti miliardi di anni, tutti i corpi dell'universo raggiungono la stessa temperatura. Senza alcuna differenza di temperatura non si può eseguire lavoro e nell'universo non avviene più alcuna trasformazione.

Non un bel quadro, ma certamente una possibilità. L'universo può semplicemente continuare con la sua espansione attuale finché le stelle bruciano e le galassie si affievoliscono, come la brace sparsa di un fuoco da campo.

Un'altra possibilità, tuttavia, esiste: è possibile che l'universo a un certo punto smetta di espandersi e quindi si contragga in un "big crunch", forse facendo partire un altro "big bang" e determinando la nascita di un nuovo universo.

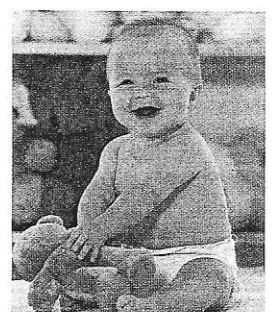
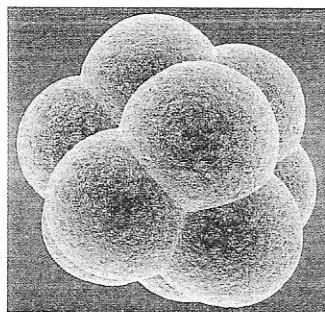
I sistemi viventi

Finora abbiamo considerato la prospettiva dell'universo in continua evoluzione verso un maggiore disordine. È possibile che la vita sia un'eccezione a questa regola? Dopo tutto, sappiamo che un embrione utilizza semplice materiale grezzo per produrre un organismo vivente complesso e altamente ordinato. Analogamente, il noto aforisma biologico "l'ontogenesi riassume la filogenesi", anche se non particolarmente rigoroso, esprime il fatto che lo sviluppo di un organismo individuale da un embrione a un adulto spesso riflette alcuni aspetti dell'evoluzione di tutta una specie. In questo modo, nel tempo, le specie si evolvono verso forme più complesse. Infine, i sistemi viventi sanno utilizzare materiali grezzi disordinati dell'ambiente per produrre strutture ordinate nelle quali vivere. Sembra, allora, che esistano molti modi nei quali i sistemi viventi producono un ordine crescente.

Questa conclusione, tuttavia, non è corretta, perché non tiene conto dell'entropia dell'ambiente nel quale questi organismi vivono. Sarebbe come concludere che un congelatore viola il secondo principio della termodinamica, perché diminuisce l'entropia dell'acqua che diventa ghiaccio. Questa analisi trascura il fatto che il congelatore cede calore all'ambiente, aumentando l'entropia dell'aria di una quantità che è maggiore della diminuzione dell'entropia dell'acqua. Analogamente, gli organismi viventi cedono in continuazione calore all'atmosfera, come prodotto del loro metabolismo, aumentandone l'entropia. Perciò, se costruiamo una casa da un ammasso di mattoni, diminuiamo la loro entropia, ma il calore che cediamo durante il nostro lavoro fa aumentare l'entropia dell'atmosfera abbastanza da produrre un aumento dell'entropia totale.

Infine, tutti gli organismi viventi possono essere pensati come macchine termiche che utilizzano il flusso di energia che si trasferisce da un luogo a un altro per produrre lavoro meccanico. Le piante, ad esempio, intercettano il flusso di energia che esiste fra la sorgente ad alta temperatura rappresentata dal Sole e quella a bassa temperatura che è il sottosuolo dove affondano le loro radici, utilizzandone una piccola frazione per crescere e riprodursi. Gli animali consumano le piante e generano calore all'interno del loro corpo metabolizzando il cibo. Una frazione dell'energia rimasta dal metabolismo è, a sua volta, trasformata in lavoro meccanico. I sistemi viventi, quindi, obbediscono alle stesse leggi fisiche delle macchine a vapore e dei frigoriferi, producono semplicemente risultati diversi, ma sempre spingendo l'universo verso un maggiore disordine.

► Molte specie, compresi gli esseri umani, si sviluppano da un singolo uovo fecondato e diventano un organismo pluricellulare complesso. In questo processo si creano molecole grandi, complicate e ordinate, come le proteine e il DNA, a partire da elementi più semplici e più piccoli. Nel metabolismo degli oggetti viventi, tuttavia, è prodotto calore, aumentando l'entropia dell'universo intero. Perciò il secondo principio non è violato.



10. Il terzo principio della termodinamica

Esaminiamo infine il **terzo principio della termodinamica**, il quale afferma che non esiste una temperatura più bassa dello zero assoluto e che lo zero assoluto non è raggiungibile.

È possibile raffreddare un corpo a temperature arbitrariamente vicine allo zero assoluto, ma non potremo mai raffreddare alcun corpo fino a 0 K.

Qualche anno fa un gruppo di ricercatori del MIT (*Massachusetts Institute of Technology*) ha raffreddato un gas di sodio fino alla temperatura di circa $5 \cdot 10^{-10}$ K, cioè mezzo miliardesimo di kelvin.

Come analogia con il raffreddamento verso lo zero assoluto, immaginiamo di camminare verso una parete, in modo che ogni passo sia la metà della distanza tra noi e la parete. Anche facendo un numero incredibilmente grande di passi non raggiungeremo mai la parete; possiamo avvicinarci alla parete quanto vogliamo, naturalmente, ma non ci arriveremo mai.

Lo stesso accade con il raffreddamento. Per raffreddare un corpo, lo possiamo porre in contatto termico con un oggetto che sia più freddo; ci sarà trasferimento di calore, con il nostro oggetto che alla fine sarà più freddo e l'altro più caldo.

In particolare, supponiamo di avere un insieme di oggetti a 0 K da utilizzare per raffreddare. Mettiamo il nostro oggetto in contatto termico con uno degli oggetti a 0 K: il nostro oggetto si raffredda, mentre l'oggetto a 0 K si riscalda un po'. Ripetiamo questo processo, ogni volta, togliendo l'oggetto "riscaldato" e utilizzandone un altro a 0 K. Ogni volta che raffreddiamo il nostro oggetto, questo si avvicina un po' di più a 0 K, senza mai realmente arrivarci.

Alla luce di quanto abbiamo detto, possiamo esprimere il terzo principio della termodinamica nel seguente modo:

Terzo principio della termodinamica

È impossibile abbassare la temperatura di un corpo fino allo zero assoluto con un numero finito di passi.

Come il secondo principio della termodinamica, questo principio può essere espresso in vari modi differenti, ma equivalenti.

Un altro modo di enunciare il terzo principio della termodinamica è il seguente:

Allo zero assoluto l'entropia di un qualunque sistema è nulla:

$$S = 0 \quad \text{a} \quad T = 0 \text{ K}$$

In virtù della formula di Boltzmann:

$$S = k \ln P$$

ciò significa che allo zero assoluto è possibile un solo microstato del sistema. Si osservi che, poiché a $T = 0$ K l'entropia è nulla, è impossibile sottrarre calore al sistema. Ecco perché lo zero assoluto è la temperatura limite che non può essere mai raggiunta.