

Entropia e irreversibilità

Annibale D'Ercole

Osservatorio Astronomico - Bologna

Se poniamo un corpo caldo a contatto con uno più freddo, poco dopo entrambi i corpi avranno la stessa temperatura, intermedia rispetto alle rispettive temperature iniziali.

Se apriamo una boccetta di profumo in un angolo della stanza, poco dopo il suo profumo si spanderà per tutta la stanza. Cosa hanno in comune questi due esempi?

Entrambi i sistemi fisici tendono a diventare più "disordinati". Nel secondo caso, le molecole di profumo, che inizialmente sono collocate in un piccolo volume all'interno della boccetta, vanno via via sparpagliandosi fino ad occupare l'intero volume della stanza. Nel primo caso a diffondersi non sono gli atomi che costituiscono i corpi, ma l'energia ad essi associata.

In effetti la temperatura è una misura dell'energia cinetica connessa al moto di agitazione termica degli atomi che oscillano attorno al proprio punto di equilibrio.

Maggiore è la temperatura, più veloci – e dunque più energetiche – sono le oscillazioni atomiche. Quando il corpo più freddo viene messo a contatto con quello più caldo, gli atomi di quest'ultimo "tamburellano" con maggiore vigore contro la superficie del corpo freddo. Gli atomi caldi comunicano parte del loro moto e della loro energia a quelli freddi che aumentano così la propria temperatura.

Entrambi gli esempi citati rispettano il *primo principio della termodinamica* che stabilisce la conservazione dell'energia. Il corpo freddo aumenta la propria energia termica a spese di quella del corpo caldo in maniera che l'energia del sistema nel suo complesso rimane la stessa. Nel caso del profumo che evapora, la diffusione avviene tramite urti delle molecole di profumo tra loro e con le molecole d'aria.

Come nel caso di due palle da biliardo, dopo un urto reciproco due molecole cambiano sia l'entità che la direzione delle rispettive velocità; l'energia cinetica delle singole molecole dunque varia, tuttavia l'energia cinetica totale rimane costante. Pertanto le particelle del gas avanzano a zig-zag mentre si diffondono, ma la loro energia cinetica di insieme non cambia (in effetti le palle da biliardo tendono a rallentare, ma questo avviene a causa dell'attrito con il tavolo e negli urti).

E' interessante notare che i processi inversi a quelli illustrati manterrebbero comunque costante l'energia. Il corpo freddo potrebbe raffreddarsi ancora di più andando a scaldare ulteriormente il corpo già caldo, ma in maniera da rispettare il bilancio energetico. E le molecole non cambierebbero la loro energia complessiva se le particelle di profumo tornassero tutte all'interno della boccetta. Tuttavia, benché i processi inversi non siano vietati dal primo principio, essi non si verificano mai. Cosa lo impedisce? I fisici hanno individuato una grandezza, *l'entropia*, che caratterizza i sistemi fisici - ad esempio un gas - ed hanno stabilito il *secondo principio della termodinamica*, secondo cui un sistema fisico isolato reale è *irreversibile*, ovvero evolve sempre in maniera tale da aumentare la propria entropia.

Al pari di altre quantità macroscopiche caratterizzanti un sistema termodinamico, quali ad esempio la temperatura o la pressione, anche l'entropia può essere interpretata in termini del comportamento degli atomi che lo costituiscono. Abbiamo già detto che la temperatura è legata all'energia cinetica del moto di agitazione termica. La pressione che un gas esercita sulle pareti del contenitore in cui è rinchiuso è dovuta all'azione di "bombardamento" prodotto dalle molecole su tali pareti, ed è tanto maggiore quanto maggiori sono la temperatura (perché l'energia del bombardamento è maggiore) e la densità (perché il numero di bombardamenti al secondo è maggiore).

L'entropia risulta essere meno intuitiva delle due grandezze precedenti, ed anche la valutazione del suo cambiamento durante l'evoluzione di un sistema fisico risulta essere più complicata. Tuttavia possiamo dire che essa è una misura della tendenza della natura allo "sparpagliamento". Nell'esempio dei due corpi inizialmente a diversa temperatura, l'energia termica, in principio più concentrata in uno dei due, finisce con il diffondersi uniformemente in entrambi. Analogamente, le molecole di profumo tendono a distribuirsi sempre più disordinatamente. In entrambi i casi l'entropia aumenta.

Naturalmente è esperienza comune che, mettendo un oggetto in frigorifero, lo si può portare a temperatura inferiore a quella dell'ambiente circostante, diminuendone così l'entropia. Questo tuttavia non contraddice il secondo principio. Esso infatti è valido per un sistema *isolato*, ovvero un sistema che non scambia massa ed energia con l'ambiente circostante. Al contrario, il frigorifero deve ricevere energia elettrica per poter funzionare. Possiamo pensare di inglobare nel sistema anche la batteria a cui immaginiamo che il frigorifero sia collegato: a questo punto la cucina contenente il frigorifero più la batteria rappresenta un sistema isolato. In questo caso nella cucina ritroviamo il calore estratto dall'interno del frigorifero *più il calore prodotto dal motore del frigorifero stesso*. Dunque, riusciamo a diminuire il disordine nel moto degli atomi che compongono l'oggetto posto nel frigorifero a patto di aumentare quello delle molecole dell'aria nella cucina; questo aumento è superiore alla diminuzione all'interno del frigorifero, e il risultato netto è un aumento

dell'entropia all'interno della cucina, in conformità al secondo principio della termodinamica. Analogamente, è possibile comprimere un gas in un volume limitato tramite una pompa, ma la diminuzione di entropia del gas si accompagna alla produzione di entropia dovuta alla pompa stessa, e si verifica un saldo netto positivo.

Il secondo principio ci dice in quale direzione evolve un sistema fisico, ma non ci dice perché. Sono stati fatti tentativi di ricondurre l'irreversibilità del comportamento di un sistema fisico al comportamento dei suoi atomi costituenti. Ludwig Boltzmann (1844-1906) ritenne di aver individuato l'origine dell'irreversibilità nelle proprietà statistiche del colossale numero di atomi componenti un sistema fisico macroscopico.

Consideriamo, ad esempio, ancora il caso del profumo che evapora. Abbiamo detto che le molecole si diffondono a causa degli urti reciproci. Ora, se fissiamo l'attenzione su una coppia di "palline" che urtano, vediamo che prima si avvicinano, poi si toccano, ed infine si allontanano. Se immaginiamo di filmare l'urto e di mandare il filmato al contrario, vedremo ancora la stessa sequenza di eventi e non siamo in grado di dire se stiamo vedendo il film nel verso giusto od al contrario. Se però filmiamo le molecole nel loro insieme ci accorgiamo subito se la proiezione avviene al contrario giacché in questo caso il profumo torna nella boccetta, e questo ci appare assurdo. In altri termini, **le collisioni tra due particelle sono reversibili, ma l'insieme di tutte le collisioni dà luogo ad un fenomeno irreversibile come la diffusione.**

Da dove nasce dunque l'irreversibilità? Secondo Boltzmann dal **calcolo delle probabilità.**

Se abbiamo due dadi, il 2 può essere ottenuto solo per una disposizione dei dadi in cui entrambi mostrino il numero 1, mentre il 7 può essere ottenuto in 6 disposizioni diverse [(1,6),(2,5),(3,4),(4,3),(5,2),(6,1)]. Dunque la configurazione 7 è sei volte più probabile della configurazione 2.

Se avessimo 10^{19} dadi (tanti quante le molecole di aria in un centimetro cubo) il valore più probabile sarebbe talmente più probabile da essere pressoché certi della sua realizzazione dopo un lancio. Dunque le molecole di profumo si diffondono per raggiungere la loro disposizione più probabile, mentre è straordinariamente improbabile che le molecole possano tornare spontaneamente nella boccetta.

Fin dal suo primo apparire, la spiegazione di Boltzmann suscitò consensi e critiche. I suoi oppositori contestarono che questa spiegazione potesse avere carattere generale. In effetti, la descrizione statistica di un insieme di molecole deve tenere conto non solo della distribuzione delle posizioni, ma anche delle velocità. Supponiamo di attendere che la diffusione del profumo si completi fin quando le molecole occupano tutta la stanza. Immaginiamo a questo punto di invertire la velocità di tutte le molecole. Fatalmente esse ripercorreranno al contrario le loro traiettorie fino a tornare nella boccetta. Dunque, al termine della diffusione la distribuzione delle molecole è solo apparentemente più probabile: in realtà la distribuzione di velocità è proprio quella "giusta" per far sì che le molecole tornino nella boccetta. Questa distribuzione è assai poco probabile, in quanto una distribuzione di velocità presa a caso ben difficilmente permetterà alle molecole di profumo di tornare nella boccetta. Pertanto il sistema non evolve verso distribuzioni più probabili. Se inizialmente la distribuzione spaziale delle molecole - tutte concentrate all'interno della boccetta - risulta improbabile, alla fine la distribuzione spaziale appare più probabile, ma è associata ad una distribuzione di velocità assai improbabile. **L'entropia non cresce ma rimane costante.**

Per aggirare questo ostacolo si è fatto riferimento alla forza di gravità che pervade l'universo. In effetti nessun sistema è realmente isolato, giacché non c'è modo di schermarsi dalla gravità dei corpi esterni al sistema. Ad esempio, è stato calcolato che il cambiamento di potenziale gravitazionale prodotto spostando di un centimetro un grammo di materia posto alla distanza di Sirio può alterare sostanzialmente, nel corso di un microsecondo, lo stato microscopico di un volume microscopico di gas.

L'inevitabile interazione tra le molecole di profumo nella stanza e il resto dell'universo distrugge le correlazioni tra le velocità. Pertanto, quando, a diffusione avvenuta, si invertissero le velocità, il gas rimarrebbe diffuso e non tornerebbe a concentrarsi nella boccetta. Sarebbe questa l'origine dell'irreversibilità e la giustificazione del secondo principio.

Naturalmente ci si può chiedere quale sia la validità del secondo principio applicato all'universo nel suo insieme il quale, ovviamente, non risente di perturbazioni "esterne".

Simili problematiche possono venire evitate se si adotta il punto di vista di alcuni autori che fanno risalire l'origine dell'irreversibilità alle leggi della meccanica quantistica. Quest'ultima è, infatti, la descrizione più naturale per i fenomeni atomici. Gli urti tra le molecole del gas e tra queste e gli atomi delle pareti sono soggetti al *principio di indeterminazione*, che abbiamo trattato in queste pagine nel numero scorso. Secondo tale principio la posizione e la velocità di una particella non possono essere note simultaneamente con infinita precisione. Questa incertezza distruggerebbe le relazioni tra le velocità delle particelle, dando origine all'irreversibilità.

Come si vede, la validità del secondo principio della termodinamica continua a riposare su basi empiriche, mentre l'origine profonda dell'irreversibilità rimane ancora inspiegata.