

20. M. AGENO — Su alcuni concetti termodinamici e sui limiti della loro applicabilità. (*)

Riassunto. — Si discutono e si chiariscono per mezzo di esempi alcuni errori, frequenti tra coloro che tentano applicare i concetti della termodinamica ai problemi biologici. Si fa vedere come tali errori derivino, in ultima analisi, da insufficiente critica del mezzo linguistico.

Résumé. — L'A. discute et explique, en se servant d'exemples, certaines erreurs qui sont commises fréquemment, lorsqu'on essaie d'appliquer les principes de la thermodynamique aux problèmes biologiques. Il démontre que ces erreurs doivent être attribuées, en dernière analyse, à un sens critique insuffisant vis-à-vis du moyen linguistique.

Summary. — Some errors which are common among those, who wish to apply thermodynamic concepts in biological problems are discussed and illustrated by means of examples. It is shown, that these errors are rooted, after all, in an uncritical use of the linguistic means.

Zusammenfassung. — Es werden gewisse Irrtümer erörtert und durch Beispiele klargestellt, die häufig von jenen begangen werden, die thermodynamische Begriffe auf biologische Probleme anwenden wollen. Es wird aufgezeigt, dass diese Irrtümer letzten Endes einem unkritischen Gebrauch der Sprache zuzuschreiben sind.

1. — Da quando ERWIN SCHRÖDINGER ha pubblicato il suo libro dal titolo « Che cos'è la vita? » ⁽¹⁾, è divenuto di moda in certi ambienti a margine dalla ricerca scientifica il discutere problemi generali relativi alla materia vivente, facendo uso di una terminologia tratta dalla fisica.

Senza dubbio alcuno, questi problemi sono tra i più difficili che un ricercatore, fisico o biologo, si possa porre. Lo dimostra se non altro il fatto che solo recentemente la biologia è giunta a formulare in modo chiaro taluni di essi, mentre la fisica e la chimica (nonostante i loro grandi successi nel trattare sistemi sempre più complicati) solo ora sono riuscite a tradurne altri nella terminologia loro propria, vedendoli nel quadro generale delle loro leggi, alla luce della loro propria metodologia.

(*) Lezione tenuta al Seminario del Laboratorio di Fisica, il 5 luglio 1950.

Ma il fisico, o il biologo, che si avventura sul terreno infido per cui passa il confine tra le due discipline, incontra anche altre difficoltà ed altre insidie. Sono le difficoltà e le insidie del linguaggio, che rendono spesso infruttuosa la discussione tra ricercatori di diversa formazione e di diversa esperienza.

Già da tempo il cosiddetto Circolo di Vienna ⁽²⁾ ha messo in chiaro rilievo le gravi conseguenze della mancanza di una terminologia universale, valida per tutte le scienze. Ma bisogna soprattutto tener conto del fatto che una terminologia è ben altro che un semplice insieme di convenzioni. Ogni scienza definisce i suoi termini partendo dall'impreciso e difettoso linguaggio corrente. Ed è quindi solo *l'uso* che il fisico o il biologo fa dei suoi termini che fissa, in definitivo, quale sia il senso preciso da attribuire a tali definizioni ⁽³⁾. Così, il possesso di una terminologia implica la conoscenza dei metodi di una scienza.

E' oggi assai difficile essere maestri in due discipline diverse. Tuttavia, come dice SCHRÖDINGER, a un certo punto bisogna pur tentare; avere il coraggio, nonostante la consapevolezza della propria insufficienza, di gettare un ponte da una sponda all'altra. Ed è giusto, e meritorio, che chi fa il tentativo siano le Figure più illustri dei due campi.

Ma il fatto stesso che, nonostante la loro grande preparazione scientifica generale, costoro si espongono spesso a critiche molto severe e non riescono ad evitare che parzialmente le insidie e i trabocchetti di cui è piena la strada che si sono scelta, deve mettere in guardia i meno illustri e meno preparati ed avvertirli che veramente non è il caso di discutere con leggerezza.

Si ha qualche volta l'impressione che per molti tra questi ultimi le parole siano dotate di una specie di potere magico: il loro suono sia indissolubilmente legato ad un significato ben fisso, che all'uomo è dato solo scoprire (e anche questo talora solo in parte). Ma ciò è tutt'altro che vero. Tutte le tacite convenzioni del linguaggio corrente lasciano delle ampie zone di dubbio e di penombra, attorno al nucleo tipico di esperienze che esse riflettono. Così noi tutti consentiamo che la parola « foglio » si addice al pezzo di carta su cui ora io scrivo. Ma se questo fosse molto più piccolo? o molto più spesso? Quando, in altre parole, un pezzo di carta non può più correttamente esser chiamato un foglio? ⁽⁴⁾.

E' uno dei primi compiti della scienza l'eliminare questi dubbi e queste incertezze. Ma con ciò la scienza costruisce un *nuovo* insieme di concetti e se talvolta le parole che esprimono questi nuovi concetti coincidono con quelle che esprimono concetti vaghi e fluttuanti del linguaggio corrente ciò è null'altro che una deplorabile coincidenza, dalla quale occorre non lasciarsi trarre in inganno.

E, per evitare errori, occorre sempre ricordare una conseguenza im-

mediata di quanto si è detto. Siccome la delimitazione dei concetti è affatto diversa nel linguaggio comune e nel linguaggio scientifico, è ben chiaro che (anche indipendentemente da ogni coincidenza verbale) ogni proposizione scientifica non è mai traducibile nel linguaggio corrente.

2. — Ben consapevole della mia impreparazione, in ciò che segue io non mi propongo di discutere nessuno dei problemi comuni alla fisica e alla biologia. Non mi accosterò neppure a quelle ampie generalizzazioni a cui taluni giungono con l'impiego acritico del linguaggio corrente. Parlerò solo di fisica, con linguaggio da fisico, allo scopo di mettere in rilievo alcuni errori comuni.

In ciò che dirò non vi sarà sostanzialmente nulla di nuovo o di originale, ma solo un rapido riassunto di risultati ben noti, intercalati da esempi che ne chiariscano il significato e l'importanza nel quadro dei fatti che ci interessano.

Com'è ben noto, in circa due secoli di ricerca, la fisica classica è riuscita a riassumere e generalizzare i risultati di un gran numero di semplici esperienze particolari, enunciandoli sotto forma di leggi fisiche fondamentali, o *principi*. Tra questi, a noi interessano in modo particolare quelli che riguardano corpi o sistemi di corpi materiali: i tre principi della meccanica e i primi due principi della termodinamica.

Questi principi sono enunciati in forma assai generale che non fa nessuna distinzione o limitazione relativamente alla natura dei corpi o sistemi di corpi di cui si tratta. In particolare, gli enunciati dei principi non fanno alcuna distinzione tra corpi materiali inanimati ed organismi viventi ed ammettono implicitamente che questi ultimi soddisfino esattamente come gli altri ai principi stessi.

E' tuttavia fuor di dubbio che le esperienze originali che hanno portato all'enunciazione dei principi riguardano soprattutto (se pure non esclusivamente) la materia non organizzata. E' quindi logico che con lo sviluppo degli studi biologici e il diffondersi dell'interesse scientifico relativamente al problema della vita sia sorto da parte biologica un dubbio e sia stato esplicitamente formulato un problema: « Saranno i principi fisici fondamentali (cioè le leggi fondamentali della meccanica e della termodinamica) validi altrettanto bene per la materia vivente, come lo sono per la materia non vivente? ».

Su questo problema, esattamente delimitato e formulato in modo che non si presta ad equivoco, il fisico ha da dire la sua, basandosi sul risultato delle sue osservazioni e delle sue esperienze.

In realtà, a quanto mi consta il problema non si è mai posto con tale generalità. Nessuno ha infatti mai messo in dubbio che gli organismi viventi non siano soggetti alle leggi della meccanica esattamente come i corpi

inanimati. La ragione di ciò sta indubbiamente nel fatto che (tra i principi della fisica) i principi della meccanica sono quelli che hanno richiesto per la loro formulazione il minor grado di astrazione e sono perciò quelli che sono stati formulati per primi. Ai loro tempi, essi hanno com'è noto (esattamente come oggi i principi della teoria dei quanti) sollevato ondate di indignazione tra i non specialisti e soprattutto tra i filosofi, cristallizzati sulla fisica aristotelica ⁽⁵⁾. Ma, col passare del tempo, questi principi sono divenuti familiari, tanto che già KANT, dimenticandosi completamente della loro recente origine empirica, poteva ritenerli giudizi sintetici a priori ⁽⁶⁾.

Assai più recenti nella loro formulazione e corrispondenti ad un grado di astrazione assai maggiore sono i principi della termodinamica. Essi sono quindi ancor oggi assai meno familiari che non i principi della meccanica ai non specialisti. Ciò fa sì che mentre per i principi della meccanica si ha generalmente l'impressione che la loro verifica sperimentale sia ovvia ed immediata, i principi della termodinamica incontrino ancora presso molti delle difficoltà di origine psicologica difficilmente superabili. Il che non impedisce che uno dei casi più divertenti di quel processo di petrificazione, cui vanno soggette le teorie fisiche secondo FRANK ⁽⁷⁾, sia costituito proprio dal principio di conservazione dell'energia, che alcuni inclinano oggi a ritenere necessario di una sorta di necessità mentale, strettamente imparentata con la fisica a priori di KANT.

Fuori dell'ambiente fisico si pone cionostante il problema: « Sono i due principi della termodinamica validi anche per quei sistemi che comprendono organismi viventi? ». Questo in modo speciale è il problema che oggi si dibatte in molti ambienti a margine della ricerca scientifica, in buona parte per effetto della lettura del libretto semidivulgativo di SCHRÖDINGER.

Esaminiamo da questo punto di vista separatamente il primo e il secondo principio. Per ciò che riguarda il primo principio, la situazione è assai semplice e chiara. Noi possiamo facilmente individuare le sorgenti di energia che un organismo sfrutta, valutare l'aumento o la diminuzione delle sue riserve e stabilire quindi un bilancio tra ciò che esso acquista dall'esterno, ciò che all'esterno restituisce sotto altra forma e l'incremento delle riserve. Come è ben noto, ricerche di questo genere sono state effettivamente eseguite e non hanno lasciato nessun dubbio possibile sulla validità del primo principio anche nel caso di organismi viventi ⁽⁸⁾.

3. — Assai meno semplice è la situazione per ciò che riguarda il secondo principio. Più astratto ed ancor meno intuitivo del primo, è soprattutto esso che incontra ancora presso i non specialisti quelle difficoltà psicologiche e quelle resistenze che già incontrò all'inizio la meccanica newtoniana e che incontrano oggi in misura maggiore la relatività e la teoria dei quanti. E' necessario dunque per esso un assai più lungo discorso.

Un primo chiarimento al problema che ci interessa deriva immediatamente dalla considerazione delle varie forme in cui può enunciarsi il secondo principio. Esse sono, com'è noto, le tre seguenti.

Postulato di lord Kelvin. E' impossibile realizzare una trasformazione il cui *unico* risultato finale sia quello di trasformare in lavoro il calore assorbito da un'unica sorgente, la quale si trovi in tutti i suoi punti alla stessa temperatura.

Postulato di Clausius. Se il calore passa per conduzione da un corpo A a un corpo B, è allora impossibile realizzare un processo il cui *unico* risultato finale sia quello di trasportare una certa quantità di calore dal corpo B al corpo A.

Postulato dell'entropia. Esiste per ogni sistema termodinamico una funzione di stato il cui valore, *se il sistema è isolato*, si mantiene costante in tutte le trasformazioni reversibili e aumenta in quelle irreversibili. A questa funzione di stato si dà il nome di entropia.

Com'è ben noto (e come spesso in pratica si dimentica), queste tre formulazioni diverse del secondo principio sono tra loro perfettamente equivalenti. Con una serie di dimostrazioni basate sulla considerazione del ciclo di Carnot, si dimostra infatti che se uno qualsiasi di questi postulati dovesse risultare non vero al vaglio dell'esperienza, anche gli altri due risulterebbero tali.

Occorre dunque mettere bene in rilievo le conseguenze di un'eventuale conclusione negativa, relativamente alla validità del secondo principio per gli organismi viventi. Ciò non significherebbe soltanto che in un sistema isolato comprendente organismi viventi l'entropia potrebbe benissimo non aumentare ma anzi addirittura decrescere. Significherebbe anche che in un tale sistema del calore fluirebbe spontaneamente da corpi più freddi a corpi più caldi e che del lavoro verrebbe eseguito a spese unicamente del calore assorbito da una unica sorgente, tutta alla stessa temperatura. Queste conseguenze ovvie vengono spesso trascurate da coloro la cui attenzione è per così dire affascinata dal misterioso crescere dell'entropia. Pur tuttavia, ripetiamo, è perfettamente equivalente dubitare della validità del principio dell'entropia per gli organismi viventi ed attendersi che un organismo si scaldi assorbendo calore da un ambiente assai più freddo di lui.

V'è una ragione per cui i trattatisti assai spesso lasciano in ombra i primi due enunciati del secondo principio, dando solo al terzo pieno rilievo. Il postulato di lord KELVIN e quello di CLAUSIUS esprimono in maniera diretta il fallimento dei nostri sforzi di realizzare particolari trasformazioni: essi sono enunciati a carattere puramente negativo, per cui non è possibile trovare una formulazione matematica adeguata. Il postulato del-

l'entropia invece contiene un'affermazione che si può immediatamente tradurre in simboli matematici: esso è perciò il preferito.

Il diverso carattere dei primi due postulati e del terzo appare ancora più chiaramente, quando si considerino le possibilità di verifica sperimentale diretta del secondo principio. Non è possibile una verifica sperimentale diretta dei postulati di lord KELVIN e di CLAUSIUS, proprio per il fatto che essi sono enunciati a carattere negativo. Si ha per essi una sola verifica sperimentale, costituita dai risultati negativi di *tutte* le esperienze fino ad oggi tentate per realizzare le trasformazioni di cui in essi si parla. Un singolo risultato negativo, realizzato per esempio a scopo didattico, non avrebbe evidentemente nessun valore probante.

Dunque, una verifica diretta e conclusiva del secondo principio può basarsi solo sul postulato dell'entropia (nonostante che noi non possiamo considerare altro che con radicale scetticismo l'idea di poterci riscaldare durante l'inverno semplicemente con l'assorbire calore dalla neve e dal ghiaccio). Tale verifica dovrà evidentemente consistere di due parti distinte. Innanzi tutto, si dovrà determinare per il sistema termodinamico prescelto la funzione di stato entropia. In secondo luogo si dovrà verificare che effettivamente, quando il sistema è isolato, esso evolve spontaneamente sempre da stati cui corrisponde un valore più basso dell'entropia, verso stati cui corrisponde un livello entropico più elevato. Solo nel caso di trasformazioni interne approssimativamente reversibili si dovrà trovare che il livello entropico resta approssimativamente costante (cioè cresce poco). E' questa seconda parte che costituisce, più propriamente, la verifica sperimentale del postulato dell'entropia.

Senonchè, eccettuati alcuni sistemi straordinariamente semplici, quasi tutti i sistemi termodinamici che noi possiamo considerare sono tanto complessi e noi sappiamo ancor oggi così poco della loro struttura e delle loro proprietà, che in generale non riusciamo a compiere neppure il primo passo della verifica, cioè la determinazione della funzione di stato.

Questa, in particolare, è la situazione in cui ci troviamo nel caso di sistemi comprendenti organismi viventi, ed è perciò che al dubbio di taluni noi non sappiamo per ora rispondere con una esperienza conclusiva.

4. — Non resta dunque che sottoporre ad un paziente esame da un lato le proprietà dell'entropia, dall'altro quelle caratteristiche degli organismi viventi che vengono di solito citate in appoggio all'ipotesi che per questi non valga il secondo principio.

Non sembra, a dire il vero che la grandezza fisica entropia sia più carica di mistero di ogni altra grandezza fisica, per esempio di un'energia o di un potenziale.

S'introduce innanzi tutto, com'è ben noto, il concetto di variazione

di entropia tra due stati A e B di un sistema termodinamico. Consideriamo (si dice) una qualsiasi trasformazione reversibile che porti dallo stato A allo stato B: durante questa trasformazione, in generale, il sistema assorbirà dall'esterno una certa quantità di calore, per esempio la quantità di calore Q_1 da un corpo a temperatura T_1 , la quantità di calore Q_2 da un altro corpo a temperatura T_2 , ecc. Orbene, si trova che la somma

$$\sum_i \left(-\frac{Q_i}{T_i} \right)$$

dei rapporti tra le quantità di calore assorbite e le temperature assolute dei corpi da cui queste quantità di calore provengono (o in generale l'integrale $\int \frac{dq}{T}$) è una quantità che non dipende dalla particolare trasformazione reversibile prescelta, ma solo dagli estremi della trasformazione. Questa somma si chiama per definizione « variazione di entropia » al passare del sistema dallo stato A allo stato B. Fissato poi arbitrariamente uno stato determinato come stato di entropia zero (solo il terzo principio o la teoria dei quanti eliminano questa arbitrarietà) ad ogni stato del sistema viene a corrispondere un ben determinato valore della entropia S . Questa è dunque per definizione una funzione di stato, cioè una grandezza che riassume lo stesso valore tutte le volte che il sistema ritorna in un certo stato determinato, in modo affatto indipendente dalle trasformazioni eseguite nel frattempo. Analiticamente ciò significa che l'entropia può esprimersi come una funzione delle variabili che definiscono lo stato del sistema.

Il primo principio della termodinamica introduce anch'esso, in modo formale, un'altra funzione di stato, l'energia interna U del sistema. Molti errori e confusioni relativamente al significato fisico dell'entropia derivano da idee poco chiare sui rapporti intercorrenti tra entropia ed energia interna.

E' senz'altro inutile insistere sul fatto che queste due funzioni di stato sono tra loro indipendenti (in caso contrario i due primi principi della termodinamica non sarebbero due principi distinti), nel senso che ad ogni stato del sistema corrispondono valori perfettamente definiti sia di S che di U , ma dalla conoscenza della sola U non si può risalire in generale alla conoscenza di S e viceversa. Perchè questo fosse possibile, ogni trasformazione ad energia interna costante dovrebbe essere anche isentropica e lo stesso enunciato del II principio (III forma) afferma che ciò in generale non è.

Consideriamo un semplicissimo esempio, che dimostra in modo molto evidente l'indipendenza delle due funzioni di stato e permette contemporaneamente di chiarire il significato preciso di una espressione ellittica talora usata dai fisici (SCHRÖDINGER) e che è molto spesso fonte di equi-

voci. Consideriamo una certa quantità di un gas perfetto contenuta in un recipiente munito di pistone e sottoponiamola ad una compressione isotermica reversibile. Rimanendo costante la temperatura, l'energia interna del gas rimane costante e quindi, per il primo principio, il lavoro fatto dall'esterno sul sistema si trasforma integralmente in calore che il sistema cede all'esterno. Se noi calcoliamo la variazione di entropia, $\int \frac{dq}{T}$, lungo questa trasformazione reversibile, troviamo che (essendo dq costantemente negativo) l'entropia del gas nello stato finale è minore dell'entropia nello stato iniziale. Il sistema non varia il suo contenuto energetico, poichè restituisce all'ambiente via via una quantità di energia uguale a quella che assorbe. Assorbe però del lavoro e restituisce del calore, che non può più essere ritrasformato integralmente in lavoro meccanico. Ciò facendo, abbassa il suo livello entropico a spese naturalmente dell'ambiente circostante, la cui energia passa in una forma degradata, in quanto non più completamente trasformabile e il cui livello entropico naturalmente aumenta. E' l'esempio più semplice di un sistema che, per usare la locuzione di SCHRÖDINGER, « si alimenta di entropia negativa ».

Altri numerosi errori ed equivoci che coinvolgono la grandezza fisica entropia derivano dall'uso improprio dei cosiddetti potenziali termodinamici. Com'è ben noto, prendono il nome di potenziali termodinamici alcune funzioni dello stato del sistema termodinamico che si considera, le quali godono di particolari proprietà di massimo o di minimo (analoghe a quelle della energia potenziale in meccanica) *limitatamente però ad una ristretta e molto particolare categoria di trasformazioni*. Tali sono ad esempio: l'energia libera di HELMHOLTZ, il potenziale di GIBBS, l'entalpia, ecc. Alla radice degli errori di cui adesso parleremo sta in generale un equivoco provocato dai pittoreschi nomi escogitati dai fisici dell'ottocento per alcune di queste funzioni di stato. Questi nomi, energia libera, energia utilizzabile, ecc., coincidono disgraziatamente con parole che hanno un significato (naturalmente ambiguo e maldefinito) nel linguaggio corrente: spesso quindi si è portati a dimenticare che il linguaggio scientifico nulla ha a che fare col linguaggio comune e che queste coincidenze di termini sono semplicemente casuali e non significative. Con ciò il vago e fluttuante significato del linguaggio comune viene arbitrariamente attribuito alla parola che in realtà fa parte del linguaggio scientifico e sostituito al vero significato che naturalmente è tutt'altro (⁹).

Limitatamente dunque ad un molto particolare tipo di trasformazioni, il sistema termodinamico che noi consideriamo si trova in equilibrio quando la relativa funzione potenziale assume un valore estremo (massimo o minimo, a seconda dei casi). I potenziali termodinamici possono generalmente esprimersi mediante l'energia interna, l'entropia e alcune variabili di stato.

Avviene quindi spesso che dalle loro proprietà di massimo o di minimo si creda di poter trarre un significato fisico intuitivo e semplice per l'energia interna o l'entropia, combinando l'equivoco del linguaggio di cui si è accennato più sopra con la completa dimenticanza del fatto che tutte le considerazioni relative ad un potenziale termodinamico sono valide esclusivamente nell'ambito di un particolarissimo tipo di trasformazioni.

Mi limiterò a mostrare su di un esempio come si faccia a cadere in questo genere di errori. Consideriamo un qualsiasi sistema termodinamico e scriviamo per esso il primo principio nella forma.

$$L = Q - \Delta U$$

cioè: il lavoro fatto dal sistema è uguale al calore che il sistema assorbe dall'esterno, diminuito dell'aumento dell'energia interna.

Supponiamo ora che l'ambiente circostante da cui il sistema assorbe calore si trovi tutto alla stessa temperatura T , che supponiamo costante nel tempo. Si tenga presente che T non è necessariamente la temperatura del sistema: questa può anche variare in un modo qualsiasi nel corso della trasformazione. Per il secondo principio, una trasformazione in cui venga assorbita una certa quantità Q di calore è accompagnata da un aumento S dell'entropia del sistema, ed è:

$$\Delta S \geq \int_B^A \frac{dq}{T}$$

essendo A e B rispettivamente lo stato iniziale e lo stato finale della trasformazione, T la temperatura dell'ambiente e valendo il segno di uguaglianza limitatamente alle trasformazioni reversibili. Siccome ora T è costante, si ha nel nostro caso:

$$\Delta S \geq \frac{Q}{T} \quad \text{ossia:} \quad Q \leq T \cdot \Delta S$$

Dunque, *limitatamente al tipo di trasformazioni da noi considerate*, risulta sempre:

$$L \leq - \Delta (U - TS) = - \Delta F$$

ossia il lavoro fatto dal sistema all'esterno non può mai superare la diminuzione della funzione di stato: $F = U - TS$. Com'è ben noto, questa funzione di stato è quella a cui si dà il nome di energia libera di Helmholtz. Finchè ci si limita a considerare soltanto trasformazioni del tipo sopra

descritto, esiste dunque un limite superiore alla quantità di lavoro ottenibile dal nostro sistema, nel passare dallo stato A allo stato B: questo limite superiore è dato dalla contemporanea diminuzione dell'energia libera ed è effettivamente raggiunto solo se la trasformazione è reversibile.

Al prodotto TS i vecchi termodinamici diedero il nome di energia inutilizzabile. Di conseguenza, avviene oggi abbastanza spesso che ci si faccia la seguente pittura della situazione: l'energia interna U rappresenta l'energia totale contenuta nel sistema; questa si compone di due parti:

$$U = (U-TS) + TS = F + TS$$

la prima delle quali, l'energia libera F, è trasformabile in lavoro meccanico, mentre l'altra, TS, non lo è.

E' quasi inutile dire che si tratta di un errore suggerito dal fatto che i nomi adottati dai vecchi termodinamici per le grandezze F e TS hanno purtroppo un significato anche nel linguaggio corrente. Per convincersi di questo, basta osservare, in primo luogo, che le quantità in questione non hanno esse stesse un significato fisico diretto: tale significato compete solo alle loro variazioni (almeno finchè si rimane nell'ambito dei due primi principi, cui sono relative tutte queste considerazioni), mentre le due funzioni di stato sono definite entrambe solo a meno di una costante additiva.

In secondo luogo, è facile convincersi su esempi addirittura banali che non v'è in generale un limite alla quantità di lavoro meccanico estraibile da un sistema di data energia interna. Si consideri ad esempio l'espansione isoterma e reversibile di un gas perfetto, dal volume iniziale V_0 al volume finale V. Il lavoro di espansione del gas è:

$$\int_{V_0}^V p \, dV = RT \ln \frac{V}{V_0}$$

e cresce quindi oltre ogni limite, al crescere di V. L'energia interna del gas (che non dipende dal volume) resta costante, mentre l'entropia cresce oltre ogni limite. Di conseguenza la funzione TS cresce oltre ogni limite, mentre l'energia libera (U-TS) diminuisce fino a valori negativi, infinitamente grandi in valore assoluto. L'energia che il gas assorbe dall'esterno sotto forma di calore viene integralmente trasformata in lavoro meccanico.

Risulta dunque, su questo semplice esempio, come la descrizione sopra accennata sia completamente priva di senso. Privo di senso è perciò anche il tentativo che si fa da taluno di ricavare, dalle presunte proprietà della grandezza TS, energia inutilizzabile, una sorta di spiegazione intuitiva del significato della grandezza entropia.

5. — Ma per ciò che in particolare riguarda l'applicazione delle considerazioni termodinamiche a sistemi comprendenti organismi viventi, la più frequente via di penetrazione dell'errore è quella di cui vogliamo ora occuparci.

E' a tutti ben noto il significato statistico della grandezza fisica entropia e del secondo principio della termodinamica. Tale significato si esprime talvolta dicendo che: « un sistema isolato evolve spontaneamente da stati più ordinati (o meno probabili) ad altri meno ordinati (o di maggiore probabilità).

Quando poi ci si riferisce in modo particolare a sistemi comprendenti organismi viventi, si osserva che la tendenza spontanea verso stati di maggiore disordine in questo caso non esiste. Anzi, un organismo vivente dimostra una evidente tendenza a dare un altissimo grado di organizzazione ai materiali relativamente disordinati che riceve dall'esterno. Di qui i dubbi sulla validità del secondo principio e l'ipotesi che in tali sistemi l'entropia diminuisca anzichè aumentare.

Si potrebbe innanzi tutto fare l'osservazione banale che un organismo vivente non è un sistema isolato e quindi la sua entropia può benissimo diminuire, senza che per questo cada in difetto il secondo principio. (Anche la entropia di un corpo che si raffredda cedendo calore per conduzione all'ambiente diminuisce col tempo). In realtà, la radice degli errori contenuti in questo modo di vedere è spesso abbastanza riposta e per chiarire del tutto la situazione conviene precisare i due concetti statistici di probabilità e di ordine, in modo da escludere ogni possibilità di equivoco.

Noi usiamo, nel linguaggio corrente, il termine probabilità in un gran numero di casi diversi ⁽¹⁰⁾. Consideriamo per esempio la probabilità che domani piova, la probabilità che ha la squadra X di vincere il campionato di calcio, e, mentre ci affrettiamo verso la tabella dei risultati già esposti da un'ora, la probabilità che la squadra Y abbia vinto la partita giocata questo pomeriggio. Occorre insistere ancora una volta sul fatto che i diversi significati (qui esemplificati) del termine probabilità nel linguaggio corrente non hanno assolutamente nulla a che fare col significato che al termine probabilità si dà nel linguaggio scientifico.

Per chiarire che cosa s'intenda per probabilità statistica (o termodinamica) di un particolare stato di un sistema, ripetiamo brevemente le considerazioni che generalmente si fanno a tale scopo. Consideriamo un gas in condizioni esterne costanti, costituito da un certo numero n di molecole. Se ci limitiamo per semplicità a considerare determinato lo stato di questo sistema di n particelle unicamente dalla distribuzione delle n molecole nello spazio a disposizione (come cioè se le molecole fossero ferme), si vede subito che un certo stato macroscopico del gas, cioè una certa distribuzione spaziale della densità, si può realizzare in molti modi diversi. Suddividiamo

infatti idealmente il recipiente in tante cellette tutte uguali, ciascuna di dimensioni sufficientemente piccole da poter essere in pratica assimilata ad un punto ma ancora grandi in confronto alle dimensioni di una molecola. Ogni stato macroscopico del nostro gas è allora determinato dai numeri $n_1, n_2, \dots$ delle molecole contenute nelle cellette prima, seconda, Se questi numeri variano, la distribuzione spaziale della densità varia, cioè varia lo stato macroscopico. Ma se invece noi manteniamo costanti i numeri n_i e permutiamo tra loro due o più molecole appartenenti a cellette diverse, lo stato macroscopico evidentemente non varia, essendo tutte le molecole uguali tra loro, mentre ciò che varia è lo stato microscopico, cioè l'effettiva distribuzione nello spazio delle singole particolari molecole.

Il numero dei modi diversi in cui uno stesso stato macroscopico del gas si può realizzare prende il nome di probabilità statistica dello stato in questione. Un'analogia definizione vale naturalmente nel caso in cui si prendano in esame non solo le posizioni, ma anche le velocità delle molecole e analogamente si può definire la probabilità statistica di uno stato nel caso di sistemi più complicati.

Abbiamo richiamato queste nozioni a tutte ben note, solo per mettere bene in evidenza che la probabilità statistica di uno stato è indipendente dal fatto che tale stato in un caso particolare venga o meno realizzato. In altre parole, la probabilità statistica di uno stato è una funzione dello stato del sistema.

Nel linguaggio corrente noi consideriamo la probabilità che il cavallo Z vinca domani alle corse e, se il cavallo vince, la probabilità diventa certezza. Passando ora al linguaggio scientifico, il diavoleto di MAXWELL che realizzi in pratica uno stato altamente improbabile di un gas, non fa affatto variare la probabilità statistica di quello stato, che è definita come il numero dei modi distinti in cui quello stato può idealmente realizzarsi, permutando opportunamente tra loro le molecole.

Com'è noto, considerazioni assai semplici fanno vedere che la funzione di stato probabilità termodinamica W e la funzione di stato entropia S sono legate tra loro dalla relazione di Boltzmann:

$$S = k \log W$$

dove $k = R/N$ è il rapporto tra la costante dei gas e il numero di Avogadro.

Ogni equivoco sul significato della parola « probabilità » si traduce pertanto in un equivoco relativamente al significato fisico della grandezza « entropia ».

Il concetto di ordine (in senso termodinamico) è infine strettamente collegato al concetto di probabilità di uno stato. La probabilità termodinamica si assume infatti come una misura del disordine dello stato corri-

spondente: quanto più uno stato è ordinato, tanto meno numerosi sono i modi in cui esso può realizzarsi e quindi tanto più piccola è la relativa probabilità termodinamica.

6. — Qual'è dunque il significato dell'affermazione che in un sistema comprendente organismi viventi si vanno realizzando spontaneamente stati sempre più ordinati (cioè di minore entropia) a causa del fatto che l'organismo assimila e quindi ordina i materiali disordinati che assorbe dall'ambiente?

Questa affermazione non è in realtà null'altro che una valutazione fatta « ad occhio » della variazione di entropia di un sistema, che è di gran lunga troppo complesso perchè noi ne possiamo calcolare l'entropia esattamente. Dato lo stato della nostra conoscenza relativamente ai sistemi più complessi, non ha in realtà nessun senso una tale conclusione affatto generica e affrettata. Può avere un senso solo il considerare attentamente i casi più semplici e schematici e il tentare di stabilire se a qualche conclusione sicura si possa giungere almeno in questi casi. Le conclusioni sia pure parziali e di limitata validità ottenute in tal modo avranno evidentemente sempre un peso assai maggiore di una affermazione generale priva comunque di sicure basi sperimentali.

Ci limitiamo, per ragioni di spazio, ad esaminare un solo caso abbastanza semplice, che viene spesso portato come tipico esempio del comportamento antientropico degli organismi viventi ⁽¹¹⁾. Immaginiamo di racchiudere ermeticamente in un recipiente di vetro, assieme ad una certa quantità d'aria, un po' d'acqua, un po' di terra ed un seme. Dopo un certo tempo, il seme si sviluppa, a spese dei materiali racchiusi assieme a lui nel recipiente. L'ordine del sistema delimitato dalla parete di vetro indubbiamente aumenta: l'entropia diminuisce.

Ora, nessun dubbio si può certamente avere sulla correttezza di queste conclusioni. Ma il punto è che queste conclusioni non sono in alcun modo in contrasto col secondo principio. Ciò di cui non si tien conto è che la parete non impedisce che al sistema giunga dall'esterno della radiazione. Noi possiamo benissimo fare in modo che l'energia che il sistema assorbe sotto forma di radiazione venga integralmente restituita all'esterno sotto forma di calore o di radiazione oscura, in modo tale che nessun accumulo di energia si verifichi all'interno del sistema stesso. Ma ciò che il sistema assorbe è, poniamo, luce solare (cioè radiazione in equilibrio con un corpo alla temperatura di circa 6000° gradi) mentre ciò che restituisce è radiazione in equilibrio con un corpo a una ventina di gradi. Siamo dunque in presenza di un sistema che prima di restituirla trasforma l'energia ricevuta dall'esterno, portandola ad un livello entropico assai maggiore: in tal modo diminuisce la sua propria entropia. E' un esempio assai semplice (e assai

simile a quello prima considerato dalla compressione isoterma e reversibile di un gas perfetto) di sistema che « si alimenta dall'esterno di entropia negativa ».

La considerazione di questo caso semplice potrebbe evidentemente essere il punto di partenza per la discussione di casi via via più complessi. Ciascun caso richiederebbe una trattazione a parte e ben presto ci troveremmo nella impossibilità di proseguire, semplicemente perchè non sappiamo ancora con sicurezza che cosa avviene quando per esempio il seme di una pianta viene posto in determinate, non usuali, condizioni d'ambiente.

Tuttavia la conclusione a cui siamo giunti nel caso più semplice è assai significativa e fa vedere come sia facile errare nell'individuare i limiti di un sistema isolato. Si può essere sicuri su questo punto, solo quando *tutti* i possibili tipi di interazione con l'esterno sono stati presi in considerazione. Queste interazioni e le loro leggi sono note per i sistemi più semplici, ma quanto più un sistema è complesso tanto più lo studio o la semplice analisi di esse diventa difficile.

Negli organismi viventi le particelle elementari, gli atomi, le molecole sono raggruppati in sistemi di una (almeno per ora) indescrivibile complessità. E in relazione con questa complessità, non mai raggiunta nei sistemi non viventi, è da attendersi non già che le leggi generali della fisica non siano più valide, ma che, *oltre a queste*, delle nuove leggi specifiche vengano a valere, le quali perdono significato nel caso di sistemi più semplici.

Questo è il suggerimento che ci viene dalla discussione dei casi più elementari ed è ciò che è ragionevole ammettere, come unica ipotesi di lavoro sensata, anche se una dimostrazione generale fa per ora difetto. Non è altro, del resto, che la conclusione di Schrödinger.

Roma - Istituto Superiore di Sanità - Laboratorio di Fisica.

BIBLIOGRAFIA

- (1) SCHRÖDINGER E.: What is Life? - Cambridge, University Press, 1945 (trad. it. Sansoni, Firenze, 1947).
- (2) Per una esposizione delle principali idee del Circolo di Vienna, si veda per esempio: WEINBERG J. R.: Introduzione al positivismo logico. - Einaudi, Torino, 1950.
- (3) FRANK P.: Interpretation and Misinterpretation of Modern Physics. - Hermann, Paris, 1938, pag. 46.
- (4) MISES VON R.: Kleines Lehrbuch des Positivismus. - Trad. it. dal titolo « Manuale di critica scientifica e filosofica ». - Longanesi, Milano, 1950, capitolo I.
- (5) FRANK P.: Interpretations, etc., passim.
- (6) KANT E.: Critica della ragion pura. - Vol. I. Laterza, Bari, 1940, pag. 50.
- (7) FRANK P.: Rev. Mod. Phys. - 13, 171, 1941.
- (8) Si esaminino, per esempio, da questo punto di vista le ben note ricerche di Atwater.
- (9) Per la discussione di errori di questo tipo, si veda: FRANK P.: Foundation of Physics. - University of Chicago Press, 1947, conclusione.
- (10) FRANK P.: Foundations, etc. - Pag. 73.
- (11) REITZ J. R., LONGMIRE C.: Living matter and Physical Laws, in Physics to Day, vol. 3, n. 3, march 1950, pag. 15.