

TRASFERIMENTO DI ENERGIA non-ADIABATICAMENTE: CALORE

Se un sistema di interesse termodinamico compie una trasformazione fra due stati di equilibrio senza essere isolato termicamente dall'ambiente, si osserva che il lavoro eventualmente eseguito NON è indipendente dalla trasformazione come accade nel caso adiabatico.

Succede che il sistema, interagendo "termicamente" con il mondo esterno, è in grado di modificare la sua energia interna, ovvero il suo stato termodinamico, anche senza effettuare lavoro.

Si introduce l'idea di «energia scambiata termicamente», oppure «energia termica», riferendosi alla differenza che si riscontra e misura fra il lavoro effettuato dal/nel sistema nella trasformazione e il lavoro che sarebbe stato effettuato dal/nel sistema fra gli stessi stati di equilibrio in condizioni adiabatiche.

Per uniformarsi al linguaggio universalmente adottato in fisica (ma anche quotidianamente - con molte conseguenze spesso nefaste) chiamiamo questa modalità di trasferimento energetico **CALORE** e scriviamo, in formula

$$\text{CALORE} = Q \equiv W - W_{\text{ADIAS}}$$

ovvia, se in una trasformazione assistiamo a una differenza fra lavoro eseguito e lavoro eseguito adiabaticamente fra gli stessi stati di inizio e fine della trasformazione, questa differenza è da imputarsi al calore associato a detta trasformazione.

Se risulta $W > W_{\text{ADIAS}}$ è $Q > 0$ e si parla di ASSORBIMENTO TERMICO («calore assorbito» si dice ma è sostanzialmente ERRATO); se invece è $W < W_{\text{ADIAS}}$ è $Q < 0$ e si parla di CESSIONE TERMICA («calore ceduto», come sopra).

Siccome l'energia termica misura di fatto un contributo energetico, essa (ovvero il calore) va misurata come il lavoro, ovvia in parole nel SI.

Se in una trasformazione (necessariamente non adiabatica) si ha che il lavoro eseguito è nullo, cioè significa che

$$Q = -W_{\text{ADIAS}} = \Delta U$$

ovvero l'energia interna, in assenza di lavoro (meccanico), varia di una quantità pari allo scambio termico (aumenta (diminuisce) se c'è assorbimento (cessione)).

PRIMO PRINCIPIO della TERMODINAMICA

Si « mettono assieme » le idee di lavoro adiabatico, $W_{\text{ADIB}} = -\Delta U$ e di calore, $Q = W - W_{\text{ADIB}}$ e si scrive $Q = W + \Delta U$ ovvero

$$\Delta U = Q - W$$

Ci sono molti modi di leggere questa espressione: si può dire che

l'energia interna di un sistema varia per conseguenza a due modalità di interazione con l'ambiente: DIMINUISCE se VIENE ESEGUITO LAVORO SULL'AMBIENTE, AUMENTA se VIENE ASSORBITA ENERGIA TERMICAMENTE (se viene assorbito calore).

NB: l'energia interna è una funzione di stato (dipende solo dalle coordinate di equilibrio iniziali e finali) e può variare SOLAMENTE A CAUSA DI TRASFORMAZIONI TERMICHE (Q) e/o MECCANICHE (W). All'equilibrio si può assegnare (a meno di una costante additiva) il valore di U ma NON quello di W e/o Q. Queste grandezze NON SONO FUNZIONI DI STATO perché DIPENDONO dalla TRASFORMAZIONE AVVENUTA.

Un sistema HA ENERGIA INTERNA ma NON "HA" LAVORO / CALORE. W e Q non sono « cose » ma modi di trasferire energia.

Quindi si può pensare a un « serbatoio di energia » dal quale attingere / immettere in funzione del lavoro meccanico svolto e dell'energia termica assorbita:



Il primo principio - che da qui in avanti viene trattato come tale, ovvero valido universalmente senza bisogno di verifiche sperimentali - è una rilettura e generalizzazione del principio di conservazione dell'energia meccanica (somma di energia potenziale e cinetica delle parti del sistema).

Un blocco materiale che si ferma per attrito « dissipa » la sua energia meccanica (cinetica iniziale): non è energia perduta, ma trasformata in una forma termica di modo che l'energia totale U del sistema (blocco + piano ruvido di appoggio) non cambia perché il sistema è completamente isolato ($Q=0$, $W=0$).

«VECCHIO» CALORE, CALORIA e CAPACITÀ TERMICA

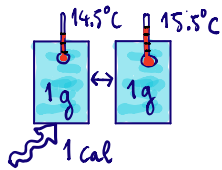
C'era una volta il fluido calorico, ovvero quella «cosa» che scorre(va) da un corpo più caldo a uno più freddo. Questa visione era sostenuta (in parte) dall'evidenza sperimentale: un oggetto a contatto con una sorgente termica (una fiamma) si riscalda, ovvero aumenta la sua temperatura in ragione proporzionale alla sua esposizione alla sorgente, ovvero alla «quantità di fluido calorico» assorbita.

Qualunque «cosa» sia il fluido (il calore Q) esso provoca dunque la variazione ΔT di temperatura secondo la

$$\text{causa} \rightarrow Q = C \Delta T \leftarrow \text{effetto}$$

La costante di proporzionalità C è detta CAPACITÀ TERMICA. La definizione operativa di «quantità di calore» viene fatta utilizzando un oggetto di riferimento che subisce una variazione unitaria di temperatura.

In pratica: si definisce caloria la «quantità di calore» necessaria per variare ($\pm$) di 1°C a partire da 14.5°C (o 15.5°C) la quantità di 1 g di acqua pura a 1 atm .



Si introduce anche il calore specifico (capacità termica per unità di massa) tramite la

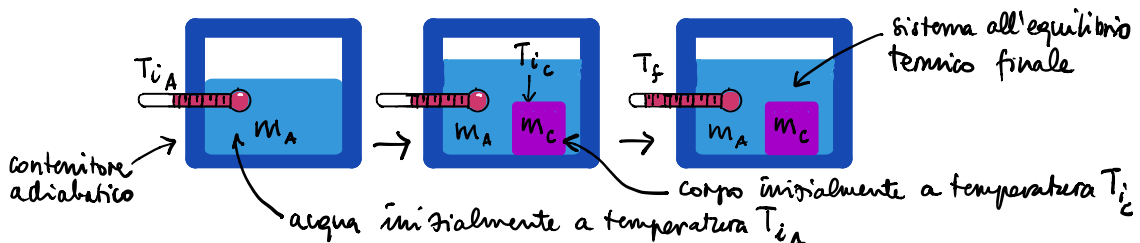
$$C = mc$$

Dunque il calore specifico dell'acqua a 14.5°C e 1 atm è, per definizione, unitario e si scrive

$$c = 1\text{ cal/g}^\circ\text{C} = 1\text{ kcal/kg}^\circ\text{C} = 1\text{ kcal/kgK}$$

Si vede allora che per cambiare di 1°C la temperatura di una massa m di acqua servono $C = mc$ calorie.

Per variare la temperatura di altri materiali (diversi dall'acqua) la quantità di calore è differente. Per rendere quantitativo il problema si utilizza un «calorimetro ad acqua»



Se il corpo C inizialmente ha temperatura maggiore di quella dell'acqua, in sar  "cedente di calore" da C verso A (l'acqua lo acquista) fino a raggiungere l'equilibrio termico alla temperatura comune finale T_f :

$$Q_{\text{ceduto da C}} = m_c c (T_f - T_{ic}) < 0$$

$$Q_{\text{assorbito da A}} = m_a c_a (T_f - T_{ia}) > 0$$

$$e \quad Q_{\text{ceduto}} + Q_{\text{assorbito}} = 0 \Rightarrow$$

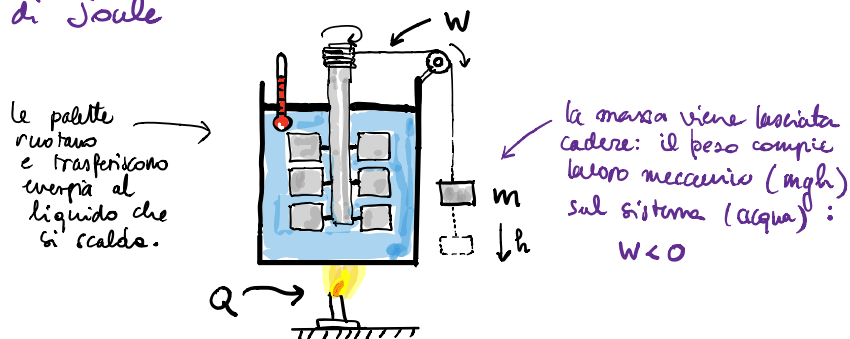
$$c = c_a \cdot \frac{m_a}{m_c} \frac{T_f - T_{ia}}{T_{ic} - T_f}$$

Questa procedura permette la misura (in unit  di c_a) del calore specifico del corpo a partire dai valori delle masse in gioco e dalle differenze di temperatura realizzate nel calorimetro (qui supposto ideale).

Con questa definizione di calore, unita a quella meccanica di lavoro, si pu  procedere verificando che in qualsiasi trasformazione termodinamica che connette due stati di equilibrio, la quantit  $Q - W$ non dipende dalla trasformazione ma solo dagli stati di partenza e arrivo, per cui $\Delta U = Q - W$, cio  deve esistere una grandezza U con questa propriet  (senza "passare" per l'idea di lavoro adiabatico).

Qui   allora necessario rendere omogenee / compatibili dimensionalmente il calore e il lavoro, altrimenti esprimi in differenti unit  di misura.

Si arriva a considerare la **EQUIVALENZA MECCANICA DEL CALORE** con la esperienza di Joule



Si pu  cambiare lo stato del sistema (acqua/palette) in due modi / con due trasformazioni equivalenti:

con lavoro meccanico: $\Delta U = -W > 0$ (perch  $W < 0$)

con energia termica: $\Delta U = Q > 0$

Si osserva la totale equivalenza (indistinguibilit  degli stati raggiunti) delle trasformazioni e dunque di Q e W , che sono dunque modi differenti di trasferire la stessa quantit  di energia: il calorico non   necessario (anzi, non c' ). L'equivalenza fra Q e W   anche quantitativa: $1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J}$