

di energia del nostro sistema durante una trasformazione dallo stato A allo stato B , possiamo scrivere l'equazione [3.1], che è applicabile al nostro sistema termicamente isolato, nella forma

$$\Delta U + L = 0. \quad [3.4]$$

Se il sistema non è termicamente isolato, il primo membro della [3.4] sarà in generale diverso da zero, poiché in questo caso può aver luogo uno scambio di energia sotto forma di calore. Sostituiamo quindi la [3.4] con l'equazione più generale

$$\Delta U + L = Q, \quad [3.5]$$

dove Q è uguale a zero per trasformazioni effettuate su sistemi termicamente isolati e in generale diverso da zero negli altri casi.

Fisicamente si può interpretare Q come quella quantità di energia che il sistema ha ricevuto non sotto forma di lavoro. Questa è una conseguenza immediata del fatto che la variazione d'energia ΔU del sistema deve uguagliare la quantità totale di energia ricevuta dal sistema dall'esterno. Ma dalla [3.5] si ha

$$\Delta U = -L + Q,$$

e $-L$ è l'energia ricevuta sotto forma di lavoro; quindi Q è l'energia ricevuta sotto altra forma. Noi chiameremo ora Q , per definizione, la quantità di calore ricevuta dal sistema durante la trasformazione.

Nel caso di una trasformazione ciclica, la [3.5] assume una forma molto semplice. Poiché gli stati iniziale e finale di un ciclo sono gli stessi, la variazione di energia è zero: $\Delta U = 0$. Quindi la [3.5] diventa

$$L = Q, \quad [3.6]$$

cioè il lavoro compiuto dal sistema durante una trasformazione ciclica è uguale al calore assorbito dal sistema.

→ A questo punto è importante stabilire la connessione tra

questa definizione astratta di calore e la sua definizione calorimetrica elementare. L'unità calorimetrica di calore, la *caloria* (cal), è definita come la quantità di calore necessaria per portare da 14°C a 15°C la temperatura di 1 g di acqua alla pressione atmosferica. Quindi per innalzare la temperatura di m grammi di acqua da 14°C a 15°C alla pressione atmosferica sono necessarie m calorie. Sia ΔU_c la variazione di energia di 1 g di acqua, e l_c il lavoro fatto in conseguenza della sua dilatazione quando la sua temperatura è innalzata da 14°C a 15°C alla pressione atmosferica. Per m grammi di acqua, la variazione di energia e il lavoro fatto sono

$$\Delta U_c = m\Delta u_c, \quad L_c = ml_c. \quad [3.7]$$

Consideriamo ora un sistema S sottoposto a una trasformazione. Per misurare il calore scambiato dal sistema con i corpi circostanti, poniamolo in contatto con un calorimetro contenente m grammi di acqua, inizialmente a 14°C . Scegliamo la massa d'acqua in modo tale che, compiuta la trasformazione, la temperatura dell'acqua sia 15°C .

Poiché un calorimetro ideale è termicamente isolato, il sistema composto dal sistema in esame S e dall'acqua calorimetrica è termicamente isolato durante la trasformazione. Possiamo quindi applicare l'equazione [3.4] a questa trasformazione. La variazione totale di energia è uguale alla somma

$$\Delta U = \Delta U_s + \Delta U_c,$$

dove ΔU_s è la variazione di energia del sistema S , e ΔU_c è la variazione di energia dell'acqua calorimetrica. Analogamente, per il lavoro totale compiuto, abbiamo

$$L = L_s + L_c.$$

Dalla [3.4] si ha quindi

$$\Delta U_s + \Delta U_c + L_s + L_c = 0,$$