Poiché per una trasformazione a pressione costante $dp = 0$, questa equazione ci dà

$$C_p = \left(\frac{dQ}{dT}\right)_p = C_V + R\,, \qquad [5.7]$$

vale a dire la differenza tra i calori molecolari di un gas a pressione costante e a volume costante è uguale alla costante R dei gas.

Lo stesso risultato può essere ottenuto anche dalle [4.7], [5.3] e [2.2]. Infatti, per un gas perfetto, dalle [5.3] e [2.2] abbiamo

$$\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_p = \frac{dU}{dT} = C_V\,, \qquad \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_p = \left(\frac{\partial}{\partial T}\frac{RT}{p}\right)_p = \frac{R}{p}\,.$$

Sostituendo queste espressioni nella [4.7], si ottiene di nuovo la [5.7].

Si può dimostrare, applicando la teoria cinetica, che

$$\left.\begin{aligned} C_V &= \tfrac{3}{2}R \quad \text{per un gas monoatomico}\,,\\ C_V &= \tfrac{5}{2}R \quad \text{per un gas biatomico}\,. \end{aligned}\right\} \qquad [5.8]$$

Facendo uso di questi valori, che sono in buon accordo con l'esperienza, dalla [5.7] deduciamo che

$$\left.\begin{aligned} C_p &= \tfrac{5}{2}R \quad \text{per un gas monoatomico}\,,\\ C_p &= \tfrac{7}{2}R \quad \text{per un gas biatomico}\,. \end{aligned}\right\} \qquad [5.9]$$

Se poniamo

$$K = \frac{C_p}{C_V} = \frac{C_V + R}{C_V} = 1 + \frac{R}{C_V}\,, \qquad [5.10]$$

otteniamo inoltre

$$\left.\begin{aligned} K &= \tfrac{5}{3} \quad \text{per un gas monoatomico}\,,\\ K &= \tfrac{7}{5} \quad \text{per un gas biatomico}\,. \end{aligned}\right\} \qquad [5.11]$$

6. TRASFORMAZIONI ADIABATICHE DI UN GAS

Una trasformazione di un sistema termodinamico viene chiamata *adiabatica* se è reversibile e se il sistema è termicamente isolato, cioè in condizioni tali che non possano avvenire scambi di calore con l'esterno durante la trasformazione.

Si può far espandere o comprimere un gas adiabaticamente mettendolo in un recipiente cilindrico a pareti isolanti con un pistone a un estremo e spostando molto lentamente tale pistone verso l'esterno o verso l'interno del recipiente. Se si lascia espandere un gas adiabaticamente, esso compie un lavoro esterno, cosí che L nell'equazione [3.5] è positivo. Essendo il gas termicamente isolato, $Q = 0$, quindi ΔU deve essere negativo, il che vuol dire che l'energia di un gas diminuisce durante un'espansione adiabatica. Ora, poiché l'energia è legata alla temperatura dall'equazione [5.3], ne risulta che una diminuzione dell'energia del gas implica una diminuzione della temperatura.

Per ottenere una relazione quantitativa tra la variazione di temperatura e la variazione di volume conseguenti a un'espansione adiabatica, osserviamo che, essendo $dQ = 0$, l'equazione [5.4] diventa

$$C_V dT + p\,dV = 0\,.$$

Usando l'equazione di stato $pV = RT$, possiamo eliminare p dall'equazione precedente e ottenere

$$C_V dT + \frac{RT}{V}dV = 0\,,$$

ossia

$$\frac{dT}{T} + \frac{R}{C_V}\frac{dV}{V} = 0\,.$$

Integrando, otteniamo

$$\log T + \frac{R}{C_V}\log V = \text{costante}\,.$$