

## O processo adiabático

Adaptado de *Carlos Bertulani, Projeto: Ensino de Física a distância*

Podemos quantificar a transferência de energia na forma de calor e trabalho em processos termodinâmicos, combinando-os em uma expressão, a primeira lei da termodinâmica. Ela nos diz que a variação da energia interna do sistema (por exemplo, um gás ideal) é relacionada ao trabalho e ao calor:

$$U_A - U_B = W_{A \rightarrow B} + Q_{A \rightarrow B} \quad [1]$$

onde  $W_{A \rightarrow B}$  é o trabalho realizado pelo gás sobre o ambiente ao ir do estado **A** para o estado **B**, e  $Q_{A \rightarrow B}$  é a energia transferida na forma de calor neste processo. Note que:

- Se o gás realizar trabalho sobre o ambiente, ele perde energia. Isto faz sentido, já que a energia necessária para realizar o trabalho sobre o ambiente se origina do próprio gás.
- Se adicionarmos uma quantidade  $\Delta Q$  de calor ao gás, sua energia interna aumenta deste mesmo valor.
- A energia interna de um gás é uma função somente de sua temperatura.

A primeira lei da termodinâmica pode ser escrita numa forma diferencial (para transformações infinitesimais):

$$dU = dW + dQ \quad [2]$$

### Energia interna e Calor

Para um processo isocórico (volume constante, não há trabalho), o calor do processo em que um gás sofre uma transformação do estado **A** ao estado **B** é

$$Q = \int_A^B n\bar{c}_v dT \quad [3]$$

Para um processo isobárico, incluindo o trabalho  $W = -PdV$ , o calor é

$$Q = \int_A^B n\bar{c}_p dT \quad [4]$$

As grandezas  $\bar{c}_v$  e  $\bar{c}_p$  são os calores específicos do gás, a pressão e volume constante, respectivamente.

## ISOTERMAS E TRANSFORMAÇÕES ADIABÁTICAS

Dois tipos importantes de transformações serão discutidos nessa seção. Numa, a temperatura é mantida constante. Na outra, nenhuma energia é transferida entre gás e meio na forma de calor.

### Transformação isotérmica

Uma transformação isotérmica de um gás ideal ocorre mantendo a temperatura constante e variando a pressão. A pressão em função do volume e temperatura é dada pela equação do gás ideal, de modo que o trabalho realizado em ir do estado **A** para o estado **B** é facilmente calculado:

$$\begin{aligned} W &= \int_{V_A}^{V_B} -PdV \\ &= \int_{V_A}^{V_B} -\frac{nRT}{V} dV \\ &= -nRT \ln(V) \Big|_{V_A}^{V_B} \\ &= -nRT \ln\left(\frac{V_B}{V_A}\right) \end{aligned} \quad [5]$$

Note que ela é negativa (o gás perde energia) sempre que o gás expande (o volume final é maior do que o inicial). É necessário trabalho do meio para comprimir um gás (o mesmo que dizer que o ambiente realiza um trabalho positivo sobre o gás).

### Transformação adiabática

Uma transformação adiabática é um processo em que não há transferência de energia na forma de calor entre sistema e meio. Pela primeira lei da termodinâmica, é possível variar a energia interna do gás ideal sem calor (simplesmente transferindo energia na forma de trabalho). Vamos derivar a dependência da pressão em termos de volume em uma transformação adiabática de um gás ideal, usando a primeira lei da termodinâmica e a equação dos gases ideais.

A primeira lei para  $dQ = 0$  é

$$dU = dW \quad [6]$$

Logo,

$$n\bar{c}_v dT = -PdV \quad [7]$$



Note que na passagem de [6] para [7] usamos  $dU = n\bar{c}_v dT$  que é a mesma relação que usamos para  $dQ$  quando o volume do gás não variava. Isto acontece porque, como vimos, a variação da energia interna de um gás só depende da variação de temperatura do mesmo. Ou seja, não importa se o volume ou a pressão varia, se o gás realiza ou não trabalho, a variação da energia interna do gás será sempre dada por essa relação.

A equação dos gases ideais pode ser utilizada para expressar  $dT$  em termos de  $dP$  e  $dV$ :

$$\begin{aligned} PV &= nRT \Rightarrow \\ d(PV) &= d(nRT) \Rightarrow \\ PdV + VdP &= nRdT \Rightarrow \\ dT &= \frac{PdV + VdP}{nR} \end{aligned} \quad \text{Demonstrar!} \quad [8]$$

Multiplicando a expressão 8 por  $n\bar{c}_v$ , obtemos uma expressão para  $n\bar{c}_v dT$  que pode ser comparada com a expressão 7:

$$n\bar{c}_v dT = n\bar{c}_v \frac{PdV + VdP}{nR} = -PdV \quad [9]$$

Rearranjando a equação [9] podemos obter tudo relacionado com a pressão em um dos lados, e tudo relacionado com o volume no outro:

$$\begin{aligned} -n\bar{c}_v \frac{P}{nR} dV - PdV &= n\bar{c}_v \frac{V}{nR} dP \Rightarrow \\ -P(n\bar{c}_v + nR)dV &= n\bar{c}_v V dP \Rightarrow \\ -\frac{(\bar{c}_v + R)}{\bar{c}_v} \frac{dV}{V} &= \frac{dP}{P} \end{aligned} \quad \text{Demonstrar!} \quad [10]$$

Como já vimos, a quantidade  $\bar{c}_v + R$  é igual a  $\bar{c}_p$ . A razão  $\frac{\bar{c}_p}{\bar{c}_v}$  é chamada de razão de calor específico  $\gamma$ . Para o ar, um gás diatômico ideal:

$$\gamma = \frac{\frac{7}{2}R}{\frac{5}{2}R} = \frac{7}{5} = 1,4 \quad [11]$$

Assim, podemos re-escrever a equação 10 como

$$-\gamma \frac{dV}{V} = \frac{dP}{P} \quad [12]$$

e integrá-la obtendo:

$$\ln P = -\gamma \ln V + C \quad [13]$$

onde  $C$  é uma constante de integração. Exponenciando ambos os lados, obtemos uma equação para a pressão em função do volume no processo adiabático:

$$P = CV^{-\gamma} \Leftrightarrow PV^\gamma = C \quad \text{Demonstrar!} \quad [14]$$

ou seja:

$$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma \quad [15]$$

Para uma transformação isotérmica, sabemos que a pressão é inversamente proporcional ao volume durante a transformação. Logo, a pressão traça uma hipérbole quando é apresentada no diagrama PV (abaixo) em função do volume. Em uma transformação adiabática, a pressão cai mais rapidamente à medida que o volume aumenta, e a temperatura diminui, como pode ser visto na figura a seguir:

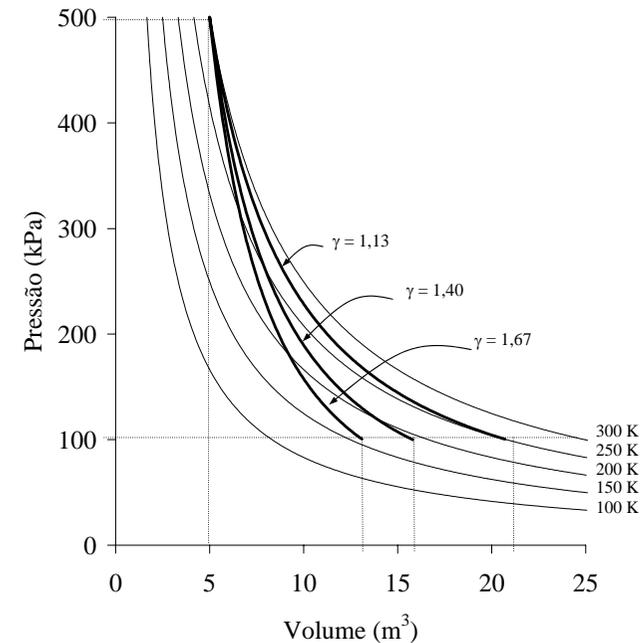


Diagrama PV com linhas isotérmicas e adiabáticas exemplares (três valores de  $\gamma$ ).  $\gamma = 1,40$  corresponde ao ar atmosférico