



UNIVERSIDADE FEDERAL DE SANTA CATARINA  
CTS – Centro de Ciências, Tecnologia e Saúde  
Programa de Pós-Graduação em Energia e Sustentabilidade

---

# 1ª LEI DA TERMODINÂMICA (Abordagem de Sistema)

---

Motivação: A 1ª lei da termodinâmica (equação da conservação da energia) é representada por uma equação que pode ser aplicada para analisar processos e ciclos recorrentes em diversas situações da engenharia.

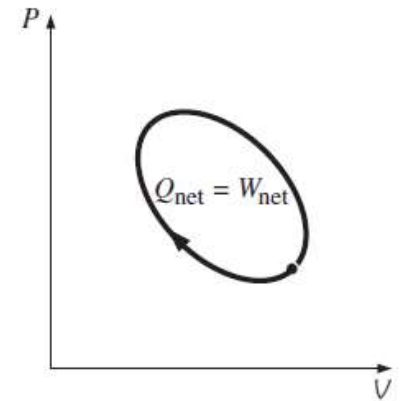
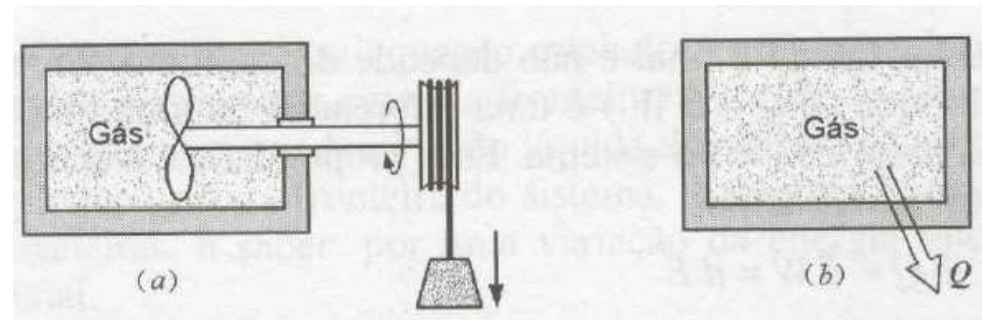
- Trabalho disponibilizado por uma turbina devido à expansão de um gás ou vapor.
- Calor trocado por um evaporador ou condensador de um refrigerador.
- Variação de temperatura de um fluido quando submetido a processos com entrada/saída de calor ou trabalho.

# Apresentação da 1ª Lei

A primeira lei da termodinâmica teve origem em observações experimentais. Nas diversas experiências realizadas ao longo da história, verificava-se que:

1ª Lei para um ciclo

$$\oint \delta Q = \oint \delta W$$



A energia trocada por calor em um sistema que percorre um ciclo equivale à energia trocada por trabalho.

O trabalho realizado pelas hélices sobre o sistema no processo (a) é transferido na forma de calor para a vizinhança durante o processo (b), de modo que o estado termodinâmico final e inicial são iguais.

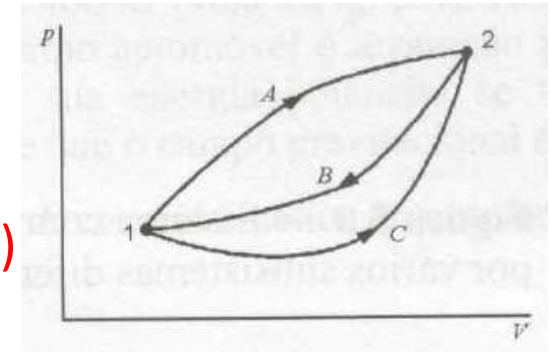
# Apresentação da 1ª Lei

---

Para obter a 1ª Lei para um processo, vamos considerar a seguinte situação:

A 1ª Lei para o ciclo percorrido pelos processos A e B é:

$$\oint \delta Q = \oint \delta W \longrightarrow \int_1^2 \delta Q_A + \int_2^1 \delta Q_B = \int_1^2 \delta W_A + \int_2^1 \delta W_B \quad (1)$$



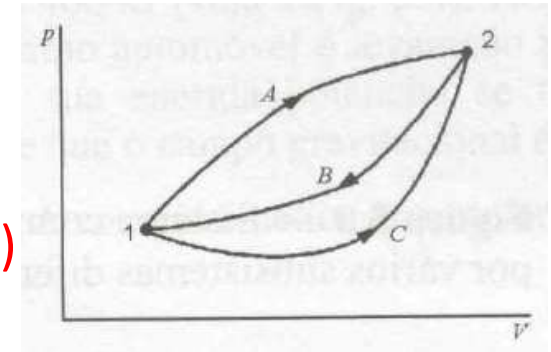
# Apresentação da 1ª Lei

---

Para obter a 1ª Lei para um processo, vamos considerar a seguinte situação:

A 1ª Lei para o ciclo percorrido pelos processos A e B é:

$$\oint \delta Q = \oint \delta W \longrightarrow \int_1^2 \delta Q_A + \int_2^1 \delta Q_B = \int_1^2 \delta W_A + \int_2^1 \delta W_B \quad (1)$$



Selecionando um caminho C e retornando por B, temos:

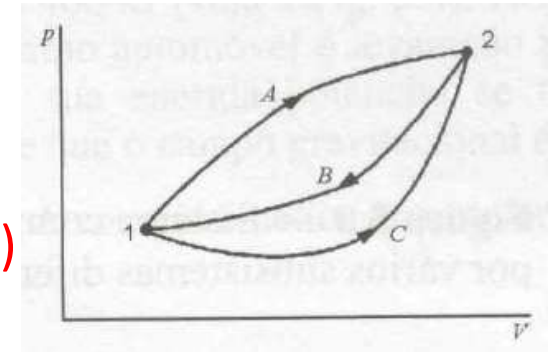
$$\int_1^2 \delta Q_C + \int_2^1 \delta Q_B = \int_1^2 \delta W_C + \int_2^1 \delta W_B \quad (2)$$

# Apresentação da 1ª Lei

Para obter a 1ª Lei para um processo, vamos considerar a seguinte situação:

A 1ª Lei para o ciclo percorrido pelos processos A e B é:

$$\oint \delta Q = \oint \delta W \longrightarrow \int_1^2 \delta Q_A + \int_2^1 \delta Q_B = \int_1^2 \delta W_A + \int_2^1 \delta W_B \quad (1)$$



Selecionando um caminho C e retornando por B, temos:

$$\int_1^2 \delta Q_C + \int_2^1 \delta Q_B = \int_1^2 \delta W_C + \int_2^1 \delta W_B \quad (2) \quad \int_1^2 \delta Q_A - \int_1^2 \delta Q_C = \int_1^2 \delta W_A - \int_1^2 \delta W_C$$

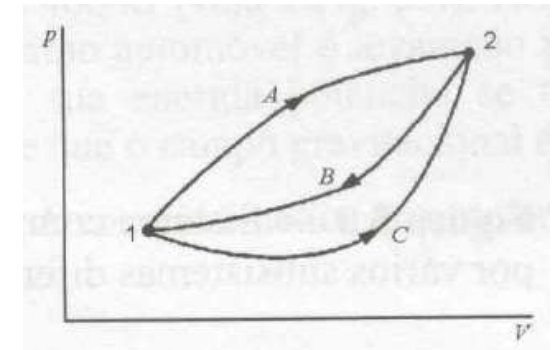
Fazendo (1) – (2):

$$\int_1^2 (\delta Q - \delta W)_A = \int_1^2 (\delta Q - \delta W)_C$$

# Apresentação da 1ª Lei

---

$$\int_1^2 (\delta Q - \delta W)_A = \int_1^2 (\delta Q - \delta W)_C$$



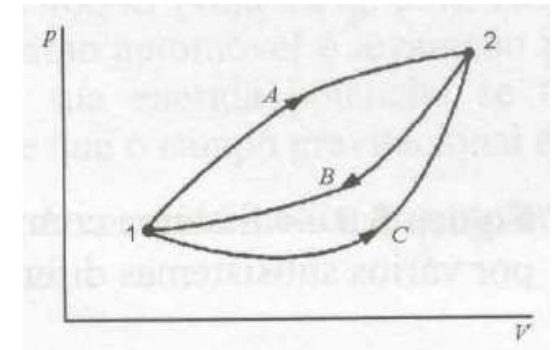
A variação da quantidade  $(\delta Q - \delta W)$  independe do caminho.

Logo,  $(\delta Q - \delta W)$  depende apenas do intervalo de integração, ou seja, dos pontos 1 e 2 (estados termodinâmicos). Portanto:

$$\delta Q - \delta W = dE$$

# Apresentação da 1ª Lei

$$\int_1^2 (\delta Q - \delta W)_A = \int_1^2 (\delta Q - \delta W)_C$$



A variação da quantidade  $(\delta Q - \delta W)$  independe do caminho.

Logo,  $(\delta Q - \delta W)$  depende apenas do intervalo de integração, ou seja, dos pontos 1 e 2 (estados termodinâmicos). Portanto:

$$\delta Q - \delta W = dE \quad E = \text{Energia}$$

$\left\{ \begin{array}{l} \text{Energia cinética (EC)} \\ \text{Energia potencial (EP)} \\ \text{Energia interna (U)} \end{array} \right.$

$$EC = 0,5 * m * V^2$$

$$EP = m * g * z$$

onde  $m$  é massa,  $V$  é velocidade e  $z$  é altura.



# Apresentação da 1ª Lei

---

Substituindo as relações de energia cinética e potencial na 1ª Lei, temos:

$$\delta Q - \delta W = dE$$

$$\delta Q - \delta W = dEC + dEP + dU$$

$$\int \delta Q - \int \delta W = \int dEC + \int dEP + \int dU$$

# Apresentação da 1ª Lei

---

Substituindo as relações de energia cinética e potencial na 1ª Lei, temos:

$$\delta Q - \delta W = dE$$

$$\delta Q - \delta W = dEC + dEP + dU$$

$$\int \delta Q - \int \delta W = \int dEC + \int dEP + \int dU$$

$$Q_{1-2} - W_{1-2} = U_2 - U_1 + \frac{m(V_2^2 - V_1^2)}{2} + mg(z_2 - z_1)$$

1ª Lei na forma de  
propriedades extensivas [J]

# Apresentação da 1ª Lei

---

Substituindo as relações de energia cinética e potencial na 1ª Lei, temos:

$$\delta Q - \delta W = dE$$

$$\delta Q - \delta W = dEC + dEP + dU$$

$$\int \delta Q - \int \delta W = \int dEC + \int dEP + \int dU$$

$$Q_{1-2} - W_{1-2} = U_2 - U_1 + \frac{m(V_2^2 - V_1^2)}{2} + mg(z_2 - z_1)$$

Interpretação física: Quando um sistema passa por uma mudança de estado, a variação de sua energia é igual à transferência líquida de energia através de suas fronteiras na forma de calor ou trabalho.

1ª Lei na forma de propriedades extensivas [J]

# Apresentação da 1ª Lei

---

Outras formas de apresentação da 1ª Lei:

- dividindo a equação na forma extensiva pela massa do sistema (J/kg):

$$q_{1-2} - w_{1-2} = u_2 - u_1 + \frac{(V_2^2 - V_1^2)}{2} + g(z_2 - z_1)$$

- escrevendo a equação extensiva na forma de taxa (W):

$$\dot{Q} - \dot{W} = \frac{dE}{dt}$$

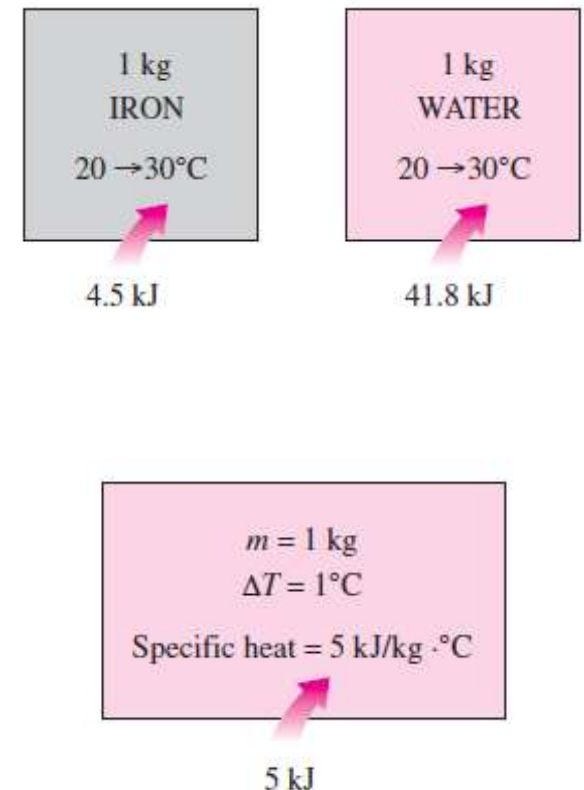
# Calores específicos

Para provocar uma determinada variação de temperatura uma mesma quantidade de massa de diferentes materiais, é necessário fornecer quantidades de energia distintas.

**Calor específico** é a energia necessária para elevar em um grau a temperatura de uma unidade de massa de uma substância.

Em geral, depende de como o processo é executado. Na termodinâmica, são de interesse:

- Calor específico a volume constante ( $c_v$ )
- Calor específico à pressão constante ( $c_p$ )

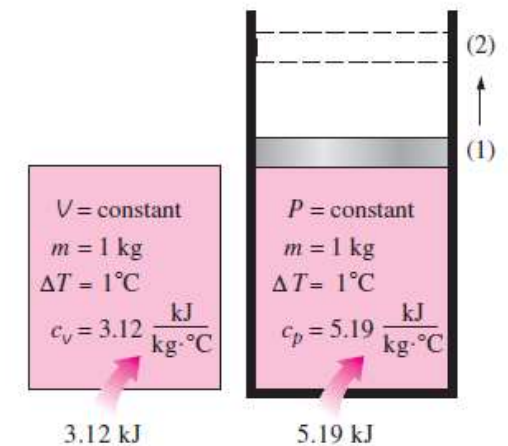


# Calores específicos

**Calor específico a volume constante ( $c_v$ ):** energia necessária para elevar em um grau a temperatura de uma unidade de massa de uma substância enquanto o volume permanece constante.

**Calor específico à pressão constante ( $c_p$ ):** conceito análogo ao anterior, mas à pressão constante.

Como o sistema pode se expandir à pressão constante, a quantidade de energia que deve ser fornecida para elevar a temperatura nesse processo é maior, portanto  $c_p > c_v$ .



**FIGURE 4–19**

Constant-volume and constant-pressure specific heats  $c_v$  and  $c_p$  (values given are for helium gas).

# Calores específicos

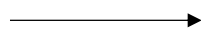
## Calores específicos em função de outras propriedades:

O princípio da conservação da energia (1ª Lei) para um sistema ( $\Delta E_C = \Delta E_P = 0$ ) pode ser escrito como (intensiva):

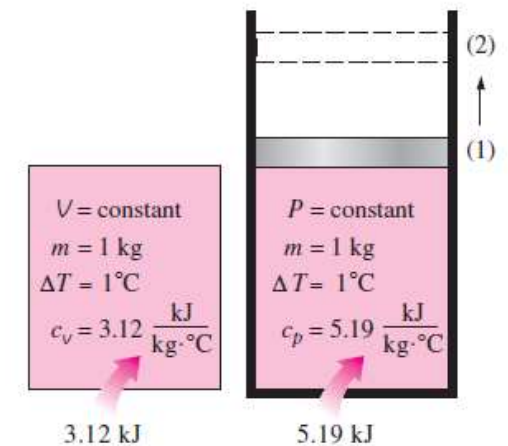
$$\delta e_{in} - \delta e_{out} = du$$

A definição de  $c_v$  diz que a energia transferida deve ser igual a  $c_v dT$ , ou seja:

$$c_v dT = du$$



$$c_v = \left( \frac{\partial u}{\partial T} \right)_v$$



**FIGURE 4–19**

Constant-volume and constant-pressure specific heats  $c_v$  and  $c_p$  (values given are for helium gas).

# Calores específicos

## Calores específicos em função de outras propriedades:

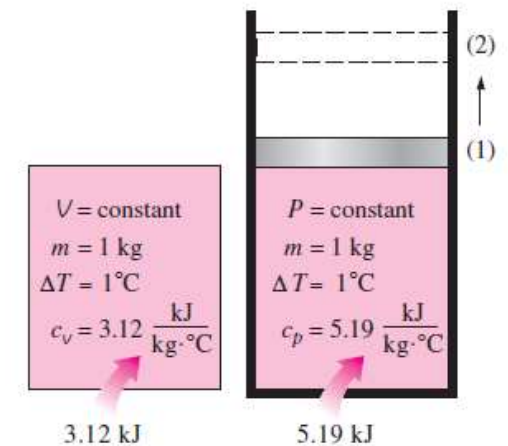
Para determinar o  $c_p$ , partimos de:

$$\delta e_{in} - pdV = du \qquad h = u + pv$$

De modo que:

$$\delta e_{in} = dh$$

$$c_p dT = dh \longrightarrow \boxed{c_p = \left( \frac{\partial h}{\partial T} \right)_p}$$



**FIGURE 4–19**

Constant-volume and constant-pressure specific heats  $c_v$  and  $c_p$  (values given are for helium gas).



# Calores específicos

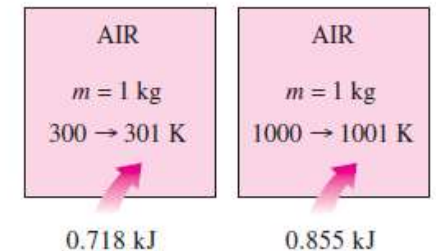
Note que os calores específicos são relações de propriedades e, portanto, também **são propriedades termodinâmicas (independente de detalhes do processo)**.

Sendo assim, basta conhecer duas propriedades independentes para determiná-los. Porém, a variação de  $c_p$  e  $c_v$  não é tão grande como é para outras propriedades.

$c_p$  e  $c_v$  valem para qualquer substância que passe por qualquer processo, embora tenham sido obtidos para processos bem definidos.

Unidade usual de calor específico:  $\text{kJ}/(\text{kg}\cdot\text{K})$  ou  $\text{kJ}/(\text{kg}\cdot^\circ\text{C})$

$$c_v = \left( \frac{\partial u}{\partial T} \right)_v \quad c_p = \left( \frac{\partial h}{\partial T} \right)_p$$



**FIGURE 4–21**

The specific heat of a substance changes with temperature.

# Gases ideais

Em 1843, Joule demonstrou que a energia interna é função apenas da temperatura para um gás ideal.

$$u = u(T)$$

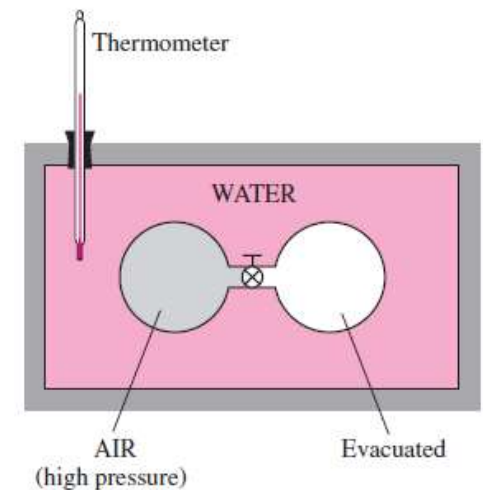
E a entalpia é:

$$pv = RT \longrightarrow h = h(T)$$
$$h = u + pv \nearrow$$

Como  $u$  e  $h$  dependem apenas de  $T$  para um gás ideal,  $c_p$  e  $c_v$  também dependem somente de  $T$ . Consequentemente:

$$c_v = \left( \frac{\partial u}{\partial T} \right)_v \longrightarrow du = c_v(T) dT$$

$$c_p = \left( \frac{\partial h}{\partial T} \right)_p \longrightarrow dh = c_p(T) dT$$



**FIGURE 4-22**

Schematic of the experimental apparatus used by Joule.

# Gases ideais

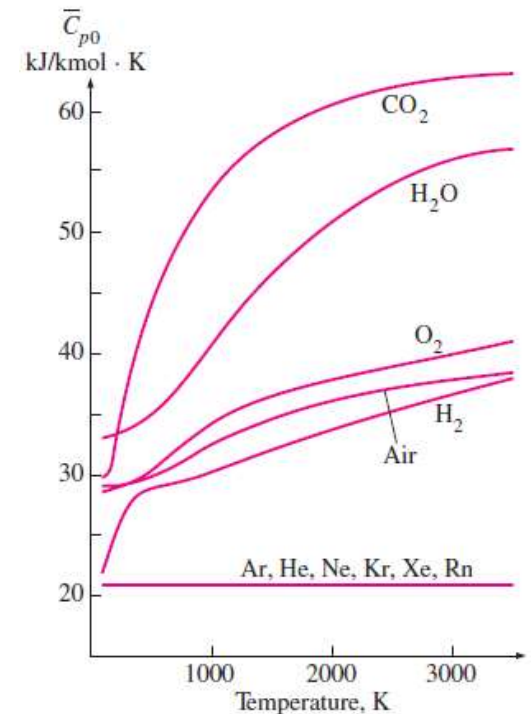
Sendo assim,

$$du = c_v(T)dT \longrightarrow u_2 - u_1 = \int_1^2 c_v(T)dT$$

$$dh = c_p(T)dT \longrightarrow h_2 - h_1 = \int_1^2 c_p(T)dT$$

Expressões analíticas para os calores específicos de gases ideais são disponíveis na literatura para vários gases.

Geralmente, o calor específico de gases ideais é denotado por  $c_{v0}$  e  $c_{p0}$ .



**FIGURE 4–24**

Ideal-gas constant-pressure specific heats for some gases (see Table A–2c for  $c_p$  equations).

# Gases ideais

Sendo assim,

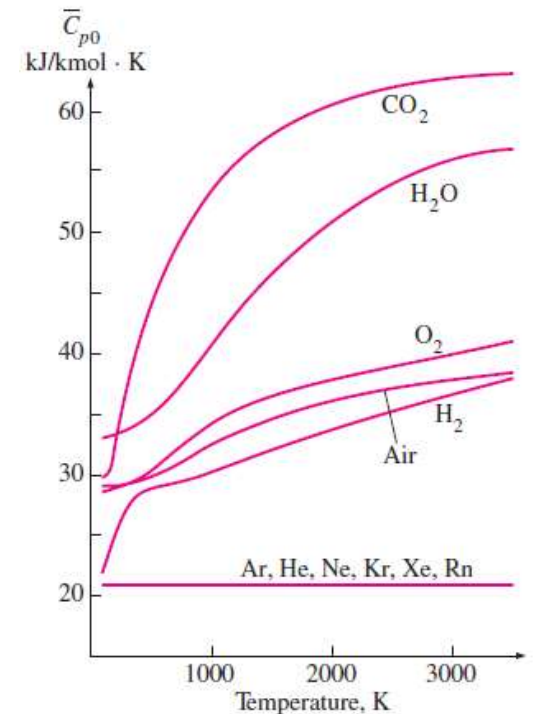
$$du = c_v(T)dT \longrightarrow u_2 - u_1 = \int_1^2 c_v(T)dT$$

$$dh = c_p(T)dT \longrightarrow h_2 - h_1 = \int_1^2 c_p(T)dT$$

Para facilitar contas, o calor específico é avaliado como o valor médio aritmético no intervalo de interesse:

$$u_2 - u_1 = c_{v,med}(T_2 - T_1)$$

$$h_2 - h_1 = c_{p,med}(T_2 - T_1)$$



**FIGURE 4-24**

Ideal-gas constant-pressure specific heats for some gases (see Table A-2c for  $c_p$  equations).

# Sólidos e líquidos

---

Para uma substância incompressível,  $c_v = c_p = c$

A **energia interna** depende só da temperatura ( $u = u(T)$ ). Para pequenas variações de temperatura, o calor específico varia pouco, de forma que:

$$u_2 - u_1 = c_{med}(T_2 - T_1)$$

# Sólidos e líquidos

---

Para uma substância incompressível,  $c_v = c_p = c$

A **energia interna** depende só da temperatura ( $u = u(T)$ ). Para pequenas variações de temperatura, o calor específico varia pouco, de forma que:

$$u_2 - u_1 = c_{med}(T_2 - T_1)$$

A variação de **entalpia** é:  $dh = du + d(pv) \longrightarrow dh = du + vdp + p\cancel{dv}^0$

• Sólidos  $\longrightarrow vdp \approx 0 \quad \therefore dh = du = c_{med}(T_2 - T_1)$

• Líquidos  $\longrightarrow dh = du + vdp$

$\xrightarrow{\text{p cte - aquecedores}} h_2 - h_1 = du = c_{med}(T_2 - T_1)$

$\xrightarrow{\text{T cte - bombas}} h_2 - h_1 = v(p_2 - p_1)$