

Professor: Valter Salles do Nascimento Jr  
email: nascimento.valter@usp.br



12º e 13º Semanas

- Ciclo de Carnot e Desigualdade de Clausius /  
Definições de variação de entropia / Variação de  
entropia para uma substância incomp. / Variação  
de entropia de um gás ideal

agosto

| d  | s  | t  | q  | q  | s  | s  |
|----|----|----|----|----|----|----|
| 26 | 27 | 28 | 29 | 30 | 31 | 1  |
| 2  | 3  | 4  | 5  | 6  | 7  | 8  |
| 9  | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 |
| 16 | 17 | 18 | 19 | 20 | 21 | 22 |
| 23 | 24 | 25 | 26 | 27 | 28 | 29 |
| 30 | 31 | 1  | 2  | 3  | 4  | 5  |

setembro

| d  | s  | t  | q  | q  | s  | s  |
|----|----|----|----|----|----|----|
| 30 | 31 | 1  | 2  | 3  | 4  | 5  |
| 6  | 7  | 8  | 9  | 10 | 11 | 12 |
| 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | 19 |
| 20 | 21 | 22 | 23 | 24 | 25 | 26 |
| 27 | 28 | 29 | 30 | 1  | 2  | 3  |
| 4  | 5  | 6  | 7  | 8  | 9  | 10 |

outubro

| d  | s  | t  | q  | q  | s  | s  |
|----|----|----|----|----|----|----|
| 27 | 28 | 29 | 30 | 1  | 2  | 3  |
| 4  | 5  | 6  | 7  | 8  | 9  | 10 |
| 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 |
| 18 | 19 | 20 | 21 | 22 | 23 | 24 |
| 25 | 26 | 27 | 28 | 29 | 30 | 31 |
| 1  | 2  | 3  | 4  | 5  | 6  | 7  |

novembro

| d  | s  | t  | q  | q  | s  | s  |
|----|----|----|----|----|----|----|
| 1  | 2  | 3  | 4  | 5  | 6  | 7  |
| 8  | 9  | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 |
| 15 | 16 | 17 | 18 | 19 | 20 | 21 |
| 22 | 23 | 24 | 25 | 26 | 27 | 28 |
| 29 | 30 | 1  | 2  | 3  | 4  | 5  |
| 6  | 7  | 8  | 9  | 10 | 11 | 12 |

dezembro

| d  | s  | t  | q  | q  | s  | s  |
|----|----|----|----|----|----|----|
| 29 | 30 | 1  | 2  | 3  | 4  | 5  |
| 6  | 7  | 8  | 9  | 10 | 11 | 12 |
| 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | 19 |
| 20 | 21 | 22 | 23 | 24 | 25 | 26 |
| 27 | 28 | 29 | 30 | 31 | 1  | 2  |
| 3  | 4  | 5  | 6  | 7  | 8  | 9  |

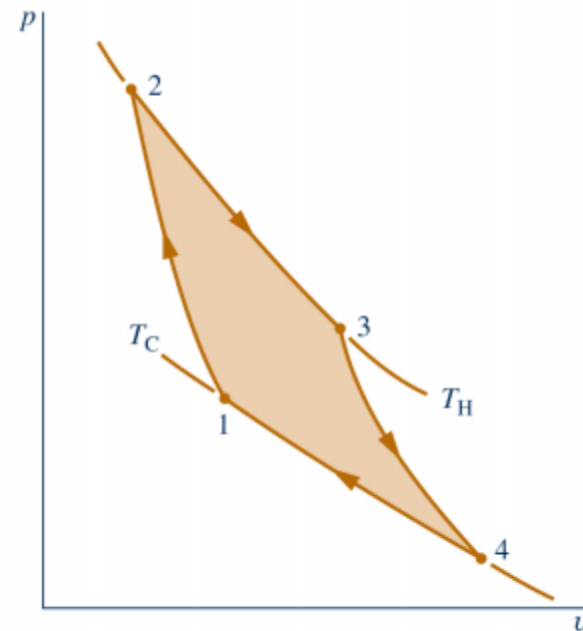
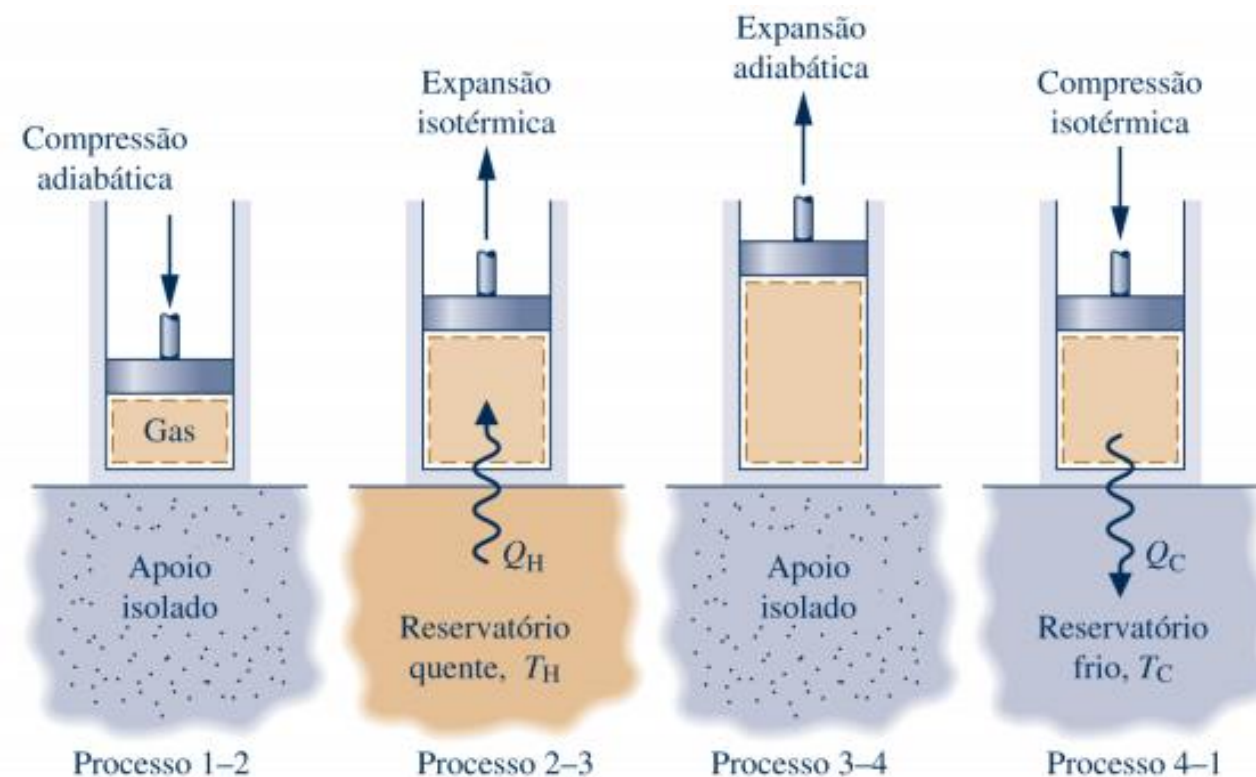
24 - Aniversário de São Carlos

# Ciclo de Carnot

- O ciclo de Carnot fornece exemplos específicos de **ciclos reversíveis** operando em dois reservatórios térmicos. (outros exemplos de ciclos reversíveis são o Ericsson e Stirling)
- O sistema que executa o ciclo passa por uma série de quatro processos **internamente reversíveis**: **dois processos adiabáticos** alternados com **dois processos isotérmicos**.

# Ciclo de Potência a gás de Carnot

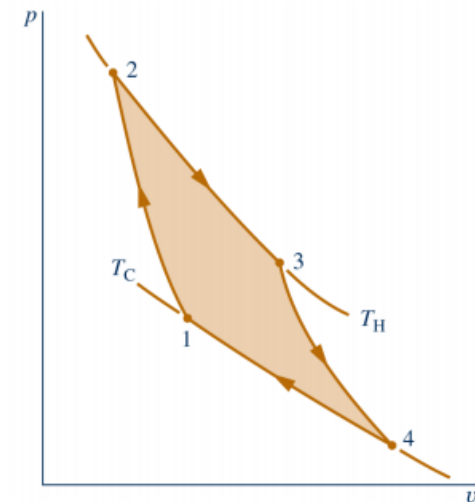
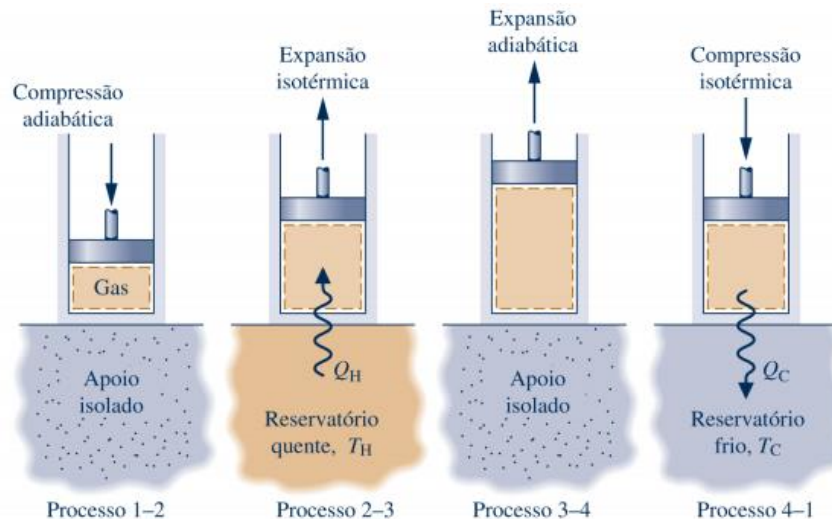
As paredes do pistão e do cilindro não são condutoras. As transferências de calor ocorrem no sentidos das setas, existem dois reservatórios  $T_C$  e  $T_H$  respectivamente



**Fig. 5.13** Diagrama  $p-v$  para um ciclo de potência de Carnot realizado por um gás.

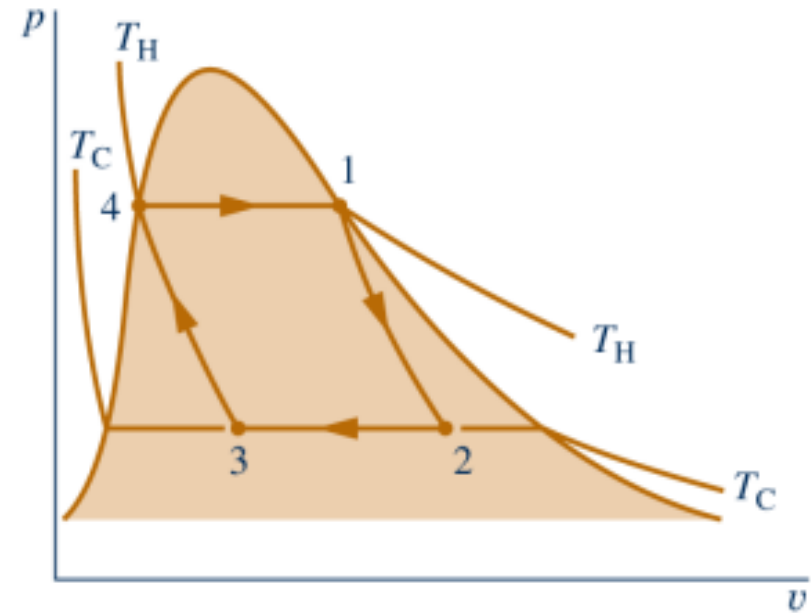
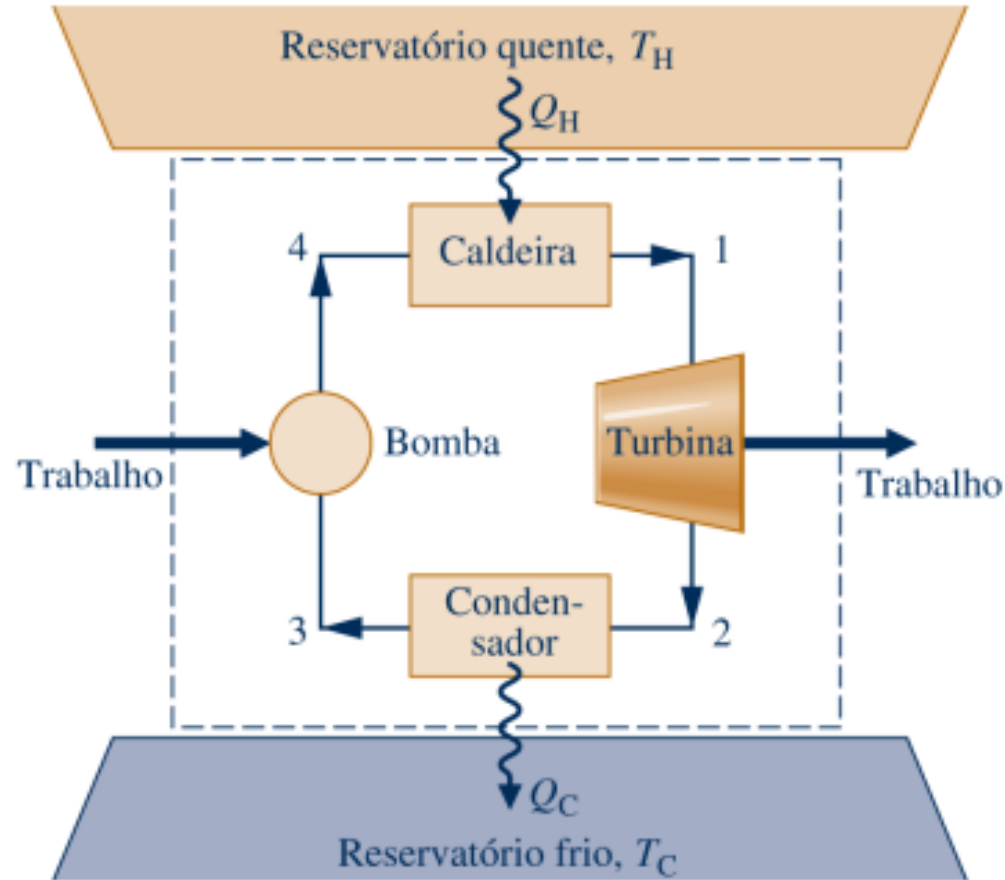
# Ciclo de Potência a gás de Carnot

- **Processo 1-2:** o gás é **comprimido adiabaticamente** até o estado 2, no qual temperatura é  $T_H$ .
- **Processo 2-3:** o conjunto é colocado em contato com o reservatório a  $T_H$ . O gás se **expande isotermicamente** enquanto recebe a energia  $Q_H$  do reservatório quente por transferência de calor.
- **Processo 3-4:** o conjunto é colocado novamente sobre o apoio isolado e o gás continua a se **expandir adiabaticamente** até a temperatura cair para  $T_C$ .
- **Processo 4-1:** o conjunto é colocado em contato com o reservatório a  $T_C$ . O gás é **comprimido isotermicamente** até o seu estado inicial enquanto descarrega a energia  $Q_C$  para o reservatório frio por transferência de calor.



**Fig. 5.13** Diagrama  $p-v$  para um ciclo de potência de Carnot realizado por um gás.

# Ciclo de Potência a vapor de Carnot



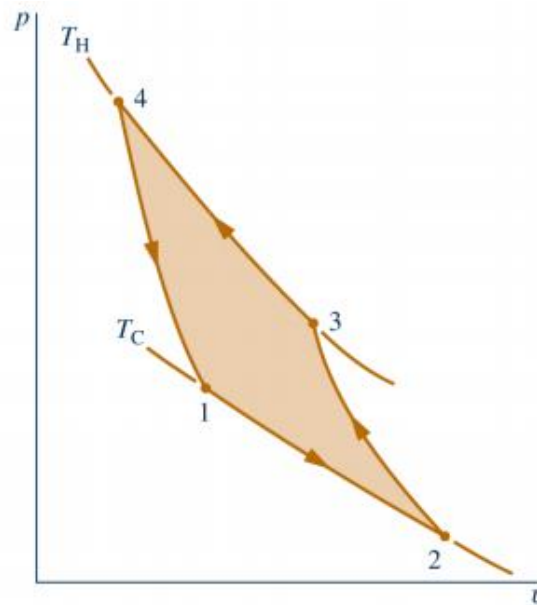
# Ciclo de Refr. ou B.C. de Carnot

Se um ciclo de Carnot for operado no sentido oposto, as magnitudes de todas as transferências de energia permanecem as mesmas, mas as transferências de energia estarão dirigidas de forma oposta, e esse ciclo pode ser considerado um ciclo de refrigeração ou bomba de calor reversível.

Um ciclo de refrigeração ou bomba de calor de Carnot executado por um gás em um conjunto cilindro-pistão consiste em quatro processos em série

# Ciclo de Refr. ou B.C. de Carnot

- **Processo 1-2:** o gás se **expande isotermicamente** a  $T_C$  enquanto recebe a energia  $Q_C$  do reservatório frio por transferência de calor.
- **Processo 2-3:** o gás é **comprimido adiabaticamente** até a sua temperatura atingir  $T_H$ .
- **Processo 3-4:** o gás é **comprimido isotermicamente** a  $T_H$  enquanto descarrega a energia  $Q_H$  no reservatório quente por transferência de calor.
- **Processo 4-1:** o gás se **expande adiabaticamente** até a sua temperatura decrescer para  $T_C$ .



**Fig. 5.16** Diagrama  $p-v$  para um ciclo de refrigeração ou bomba de calor de Carnot realizado por um gás.

# Ciclo de Refr. ou B.C. de Carnot

- O ciclo de Carnot **sempre** apresenta os mesmos quatro processos **internamente reversíveis**: dois processos adiabáticos alternados com dois processos isotérmicos.
- A **eficiência térmica** do ciclos de potência de **Carnot** e o **coeficiente de desempenho** dos ciclos de refrigeração e bomba de calor de **Carnot sempre** serão avaliadas nas escalas de temperaturas Kelvin e Rankine

Ciclo de potência de Carnot:

$$\eta_r = 1 - \frac{T_C}{T_H}$$

Ciclo de Refrigeração De Carnot:

$$\beta_r = \frac{T_C}{T_H - T_C}$$

Ciclo de bomba de calor de Carnot:

$$\gamma_r = \frac{T_H}{T_H - T_C}$$

# Teorema de Clausius

Vimos, para motores operando entre 2 reservatórios, que

$$\eta \leq \eta_r \quad (\text{Teorema de Carnot})!$$

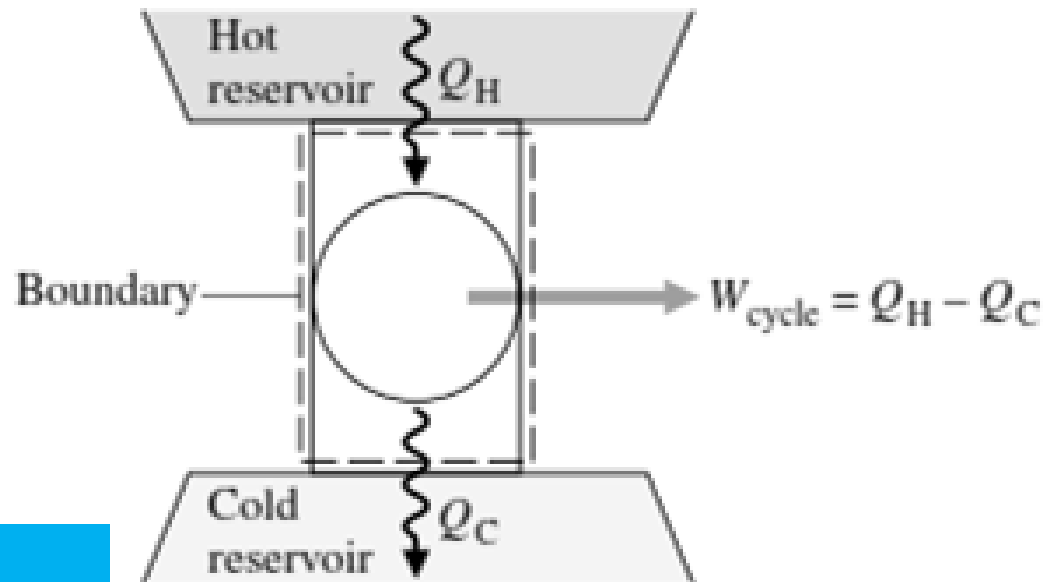
$$1 - \frac{Q_C}{Q_H} \leq 1 - \frac{Q_{C,r}}{Q_{H,r}} = 1 - \frac{T_C}{T_H}$$

$$\frac{Q_C}{Q_H} \geq \frac{Q_{C,r}}{Q_{H,r}} = \frac{T_C}{T_H}$$

$$\frac{Q_C}{T_C} \geq \frac{Q_H}{T_H}$$

$$\frac{Q_H}{T_H} - \frac{Q_C}{T_C} \leq 0 \Rightarrow$$

$$\sum_k \frac{Q_k}{T_k} \leq 0$$



# Teorema de Clausius

Generalizando, para qualquer ciclo,

$$\oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0 \leftarrow \text{Desigualdade de Clausius}$$

Note que para um ciclo reversível

$$\oint \frac{\delta Q}{T} \Big|_r = 0 \quad (*)$$

O Teorema de Clausius diz que: “Para qualquer sistema operando em um ciclo,  $\oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0$ , onde a igualdade implica em um ciclo reversível”

# Desigualdade de Clausius

$$\oint \left( \frac{\partial Q}{T} \right)_b \leq 0$$



Desigualdade de Clausius

$$\oint \left( \frac{\partial Q}{T} \right)_b = -\sigma_{ciclo}$$

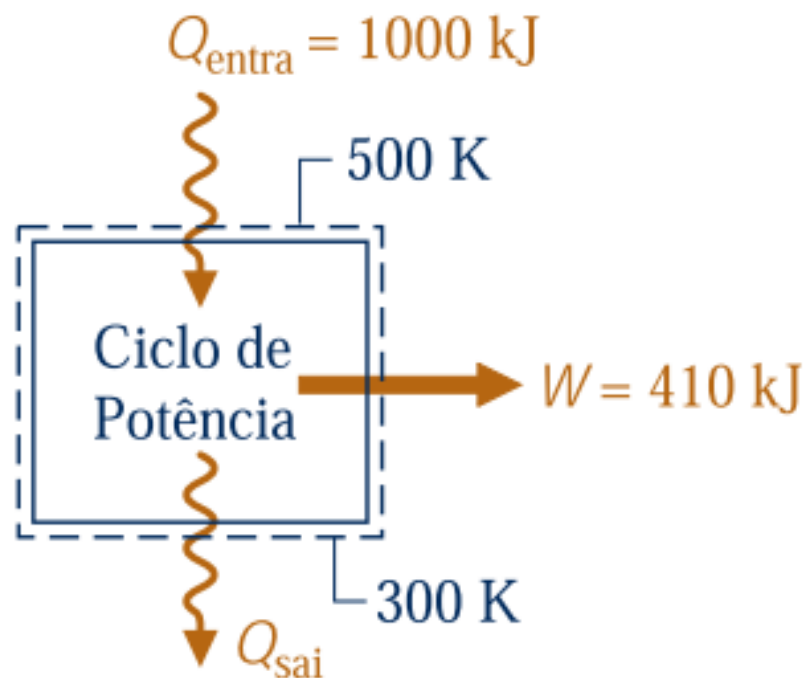
$$\sigma_{ciclo} = 0 \quad \oint \frac{\delta Q}{T} = 0 \quad \text{Ausência de irreversibilidades no sistema}$$

$$\sigma_{ciclo} > 0 \quad \oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0 \quad \text{Presença de irreversibilidades no sistema}$$

$$\sigma_{ciclo} < 0 \quad \oint \frac{\delta Q}{T} \geq 0 \quad \text{Impossível}$$

## Exemplo 5.1 (Ciclo de potência)

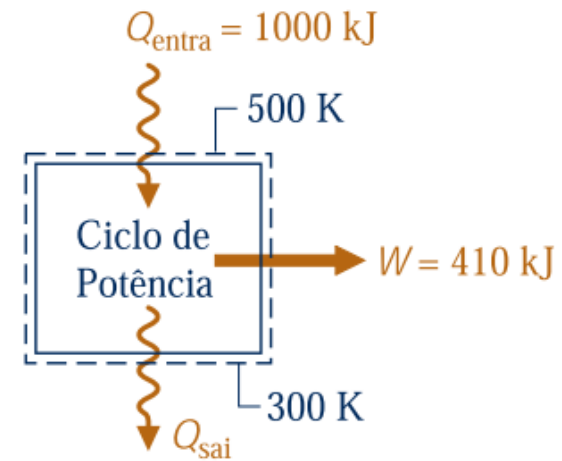
Um inventor alega ter desenvolvido um ciclo de potência capaz de fornecer uma saída líquida de trabalho de 410 kJ por meio de uma entrada de energia por transferência de calor de 1000 kJ. O sistema percorrendo o ciclo recebe a transferência de calor de gases quentes à temperatura de 500 K e descarrega energia por transferência de calor para a atmosfera a 300 K. Avalie essa afirmação.



## Exemplo 5.1 (Ciclo de potência)

Usando os valores fornecidos pelo inventor, a eficiência térmica do ciclo é:

$$\eta = \frac{410 \text{ kJ}}{1000 \text{ kJ}} = 0,41 \text{ (41\%)}$$



A eficiência térmica máxima do ciclo é obtida através das temperaturas entre os reservatórios térmicos:

$$\eta_{\text{máxima}} = 1 - \frac{T_C}{T_H} = 1 - \frac{300 \text{ K}}{500 \text{ K}} = 0,40 \text{ (40\%)}$$

## Exemplo 5.1 (Ciclo de potência)

Aplicando a Eq. 5.13 ao ciclo do Exemplo 5.1

$$\oint \left( \frac{\partial Q}{T} \right)_b = -\sigma_{ciclo}$$

$$\oint \left( \frac{\partial Q}{T} \right)_b = \frac{Q_{entra}}{T_H} - \frac{Q_{sai}}{T_C} = -\sigma_{ciclo}$$

$$\frac{Q_{entra}}{T_H} - \frac{Q_{sai}}{T_C} = \frac{1000 \text{ kJ}}{500 \text{ K}} - \frac{590 \text{ kJ}}{300 \text{ K}} = 0,033 \text{ kJ/K}$$

$$\sigma_{ciclo} = -0,033 \text{ kJ/K} \quad \text{Impossível}$$

## Exemplo 5.83

Um sistema executa um ciclo de potência enquanto recebe 1000 kJ por transferência de calor a uma temperatura de 500 K e descarrega energia por transferência de calor a uma temperatura de 300 K. Não ocorrem outras trocas de calor. Aplicando a Eq. 5.13, determine  $\sigma_{ciclo}$  se a eficiência térmica é (a) 100%, (b) 40%, (c) 30%. Identifique os casos (se existirem) que sejam internamente reversíveis ou impossíveis.

$$\oint \left( \frac{\partial Q}{T} \right)_b = -\sigma_{ciclo}$$

$$\sigma_{ciclo} = 0 \quad \oint \frac{\delta Q}{T} = 0 \quad \text{Ausência de irreversibilidades no sistema}$$

$$\sigma_{ciclo} > 0 \quad \oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0 \quad \text{Presença de irreversibilidades no sistema}$$

$$\sigma_{ciclo} < 0 \quad \oint \frac{\delta Q}{T} \geq 0 \quad \text{Impossível}$$

\* (M. J. Moran e H. N. Shapiro. **Princípios de Termodinâmica para Engenharia**, 7ª edição, editora LTC)

## Exemplo 5.83

Um sistema executa um ciclo de potência enquanto recebe 1000 kJ por transferência de calor a uma temperatura de 500 K e descarrega energia por transferência de calor a uma temperatura de 300 K. Não ocorrem outras trocas de calor. Aplicando a Eq. 5.13, determine  $\sigma_{ciclo}$  se a eficiência térmica é (a) 100%, (b) 40%, (c) 30%. Identifique os casos (se existirem) que sejam internamente reversíveis ou impossíveis.

$$\frac{1000 \text{ kJ}}{500 \text{ K}} - \frac{Q_c}{300 \text{ K}} = -\sigma_{ciclo}$$

$$\sigma_{ciclo} = \frac{Q_c}{300 \text{ K}} - \frac{1000 \text{ kJ}}{500 \text{ K}}$$

$$\eta = 1 - \frac{Q_c}{Q_H}$$

$$Q_c = (1 - \eta)Q_H$$

$$\text{a) } Q_c = 0 \text{ kJ} \quad \sigma_{ciclo} = -2 \text{ kJ/K}$$

$$\text{b) } Q_c = 600 \text{ kJ} \quad \sigma_{ciclo} = 0 \text{ kJ/K}$$

$$\text{c) } Q_c = 700 \text{ kJ} \quad \sigma_{ciclo} = 0,5 \text{ kJ/K}$$

## Exercício 5.85

Conforme ilustrado na Fig. P5.85, um sistema executa um ciclo de potência enquanto recebe 750 kJ por transferência de calor a uma temperatura de 1500 K e descarrega 100 kJ por transferência de calor a uma temperatura de 500 K. Outra transferência de calor do sistema ocorre a uma temperatura de 1000 K. Usando a Eq. 5.13, determine a eficiência térmica se  $\sigma_{ciclo}$  é (a) 0 kJ/K, (b) 0,1 kJ/K, (c) 0,2 kJ/K, (d) 0,35 kJ/K.

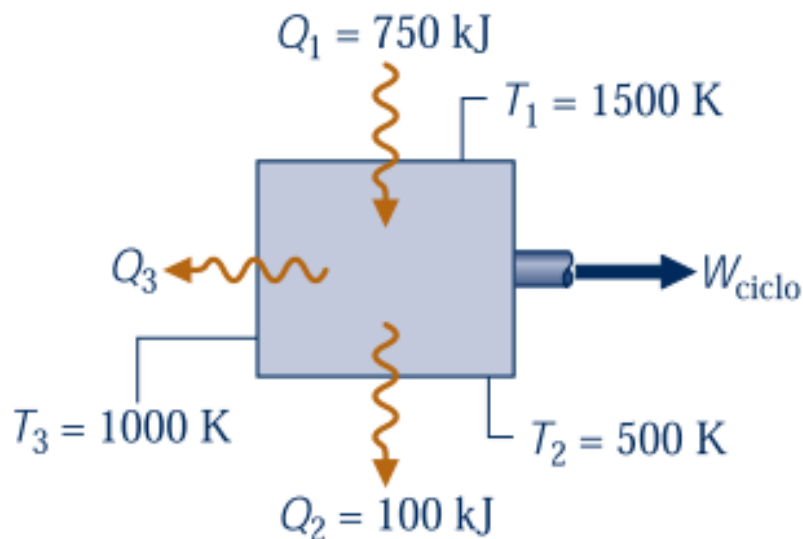
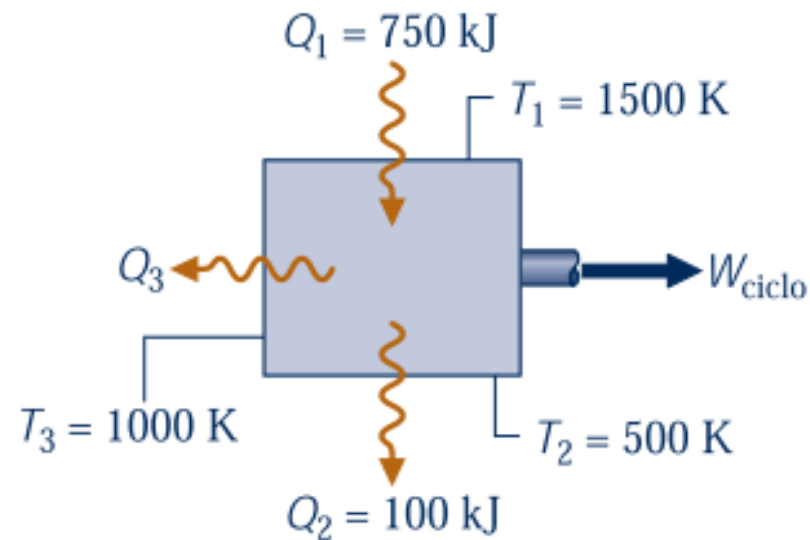


Fig. P5.85

## Exercício 5.85

Usando a Eq. 5.13, determine a eficiência térmica se  $\sigma_{ciclo}$  é (a) 0 kJ/K, (b) 0,1 kJ/K, (c) 0,2 kJ/K, (d) 0,35 kJ/K.



$$\frac{750 \text{ kJ}}{1500 \text{ K}} - \frac{100 \text{ kJ}}{500 \text{ K}} - \frac{Q_3}{1000 \text{ K}} = -\sigma_{ciclo}$$

$$Q_3 = 1000 \left( \frac{750 \text{ kJ}}{1500 \text{ K}} - \frac{100 \text{ kJ}}{500 \text{ K}} + \sigma_{ciclo} \right)$$

a)  $\sigma_{ciclo} = 0 \text{ kJ/K}$

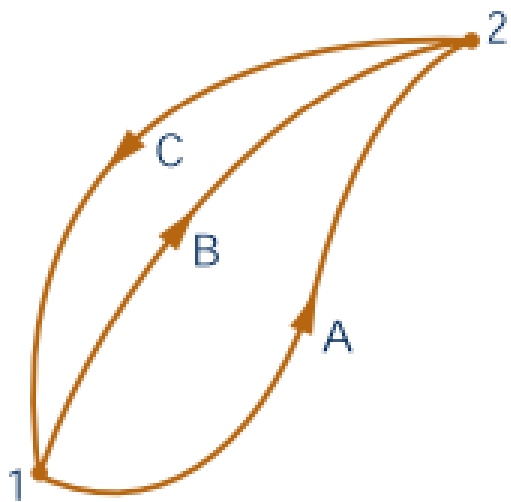
b)  $\sigma_{ciclo} = 0,1 \text{ kJ/K}$

c)  $\sigma_{ciclo} = 0,2 \text{ kJ/K}$

d)  $\sigma_{ciclo} = 0,35 \text{ kJ/K}$

$$\eta = 1 - \frac{Q_2 + Q_3}{Q_1}$$

# Definição de variação de Entropia



**Fig. 6.1** Dois ciclos internamente reversíveis.

$$\left( \int_1^2 \frac{\delta Q}{T} \right)_A + \left( \int_2^1 \frac{\delta Q}{T} \right)_C = -\sigma_{ciclo} \rightarrow 0$$

$$\left( \int_1^2 \frac{\delta Q}{T} \right)_B + \left( \int_2^1 \frac{\delta Q}{T} \right)_C = -\sigma_{ciclo} \rightarrow 0$$

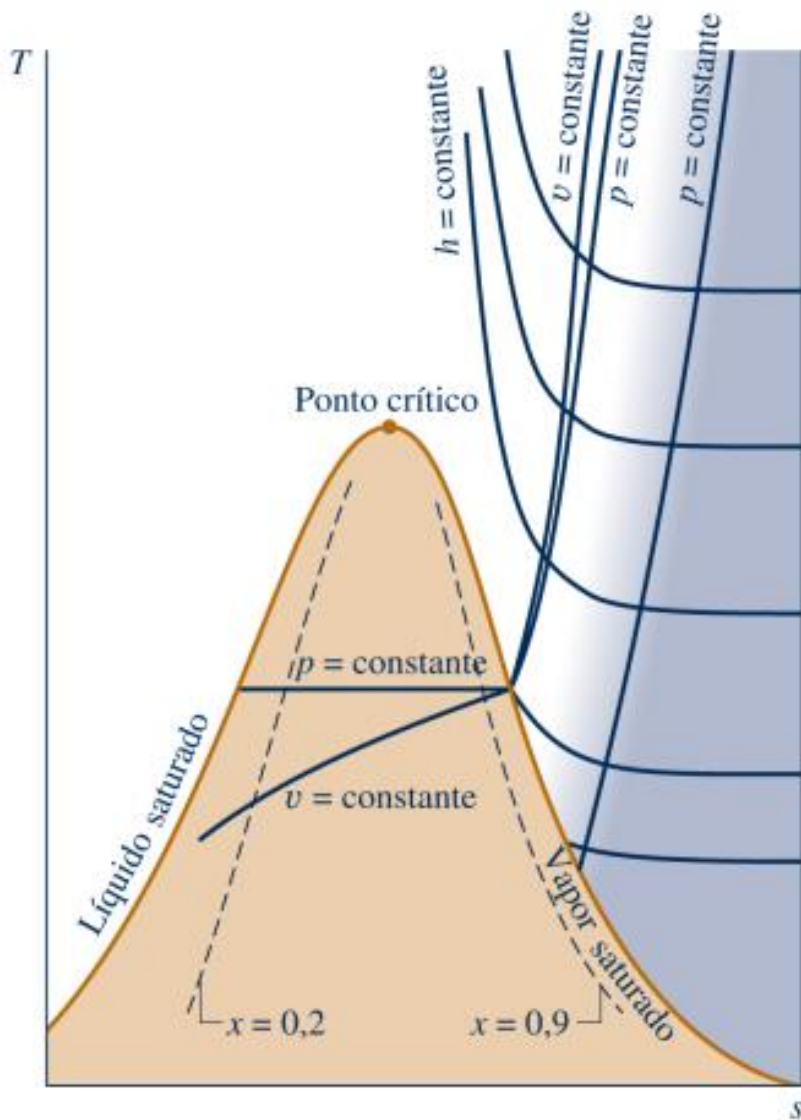
$$\boxed{\left( \int_1^2 \frac{\delta Q}{T} \right)_A = \left( \int_1^2 \frac{\delta Q}{T} \right)_B}$$

$$\boxed{S_2 - S_1 = \left( \int_1^2 \frac{\delta Q}{T} \right)_{int.rev.} \rightarrow dS = \left( \frac{\delta Q}{T} \right)_{int.rev.}}$$

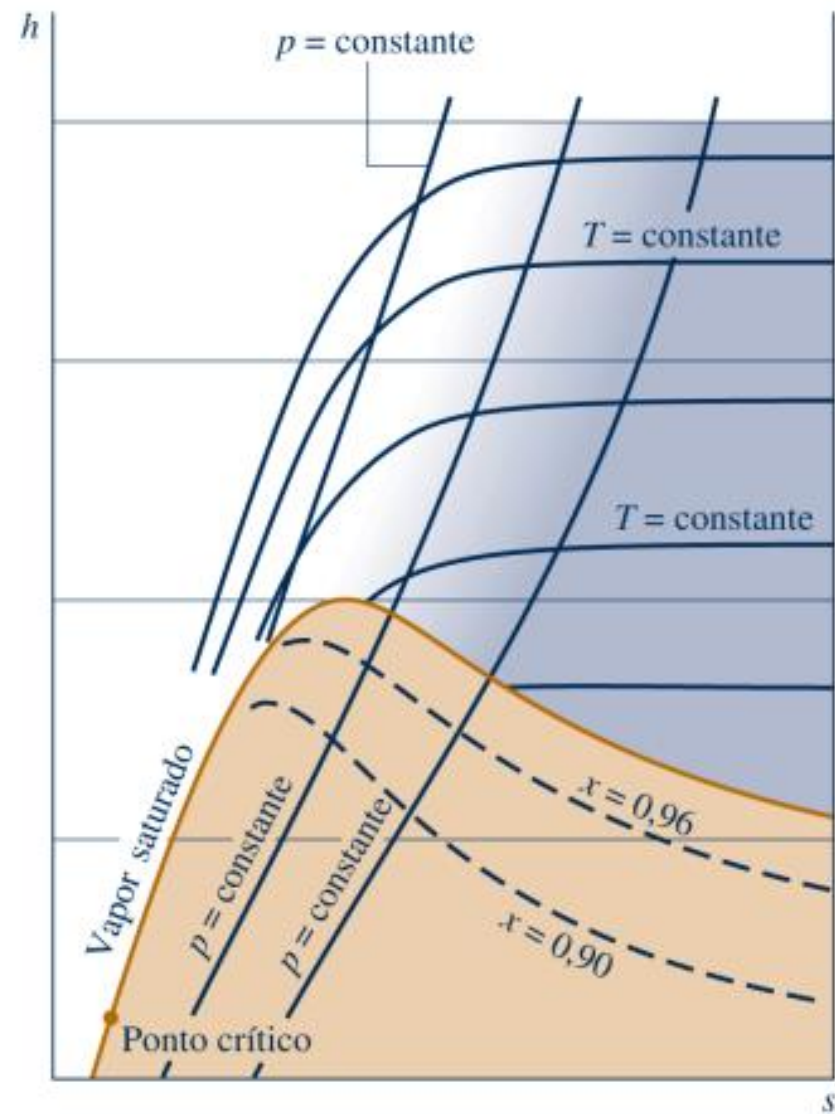
$$s = (1 - x)s_f + xs_g$$

$$s = s_f + x(s_g - s_f)$$

# Gráficos de Entropia



**Fig. 6.2** Diagrama temperatura-entropia.

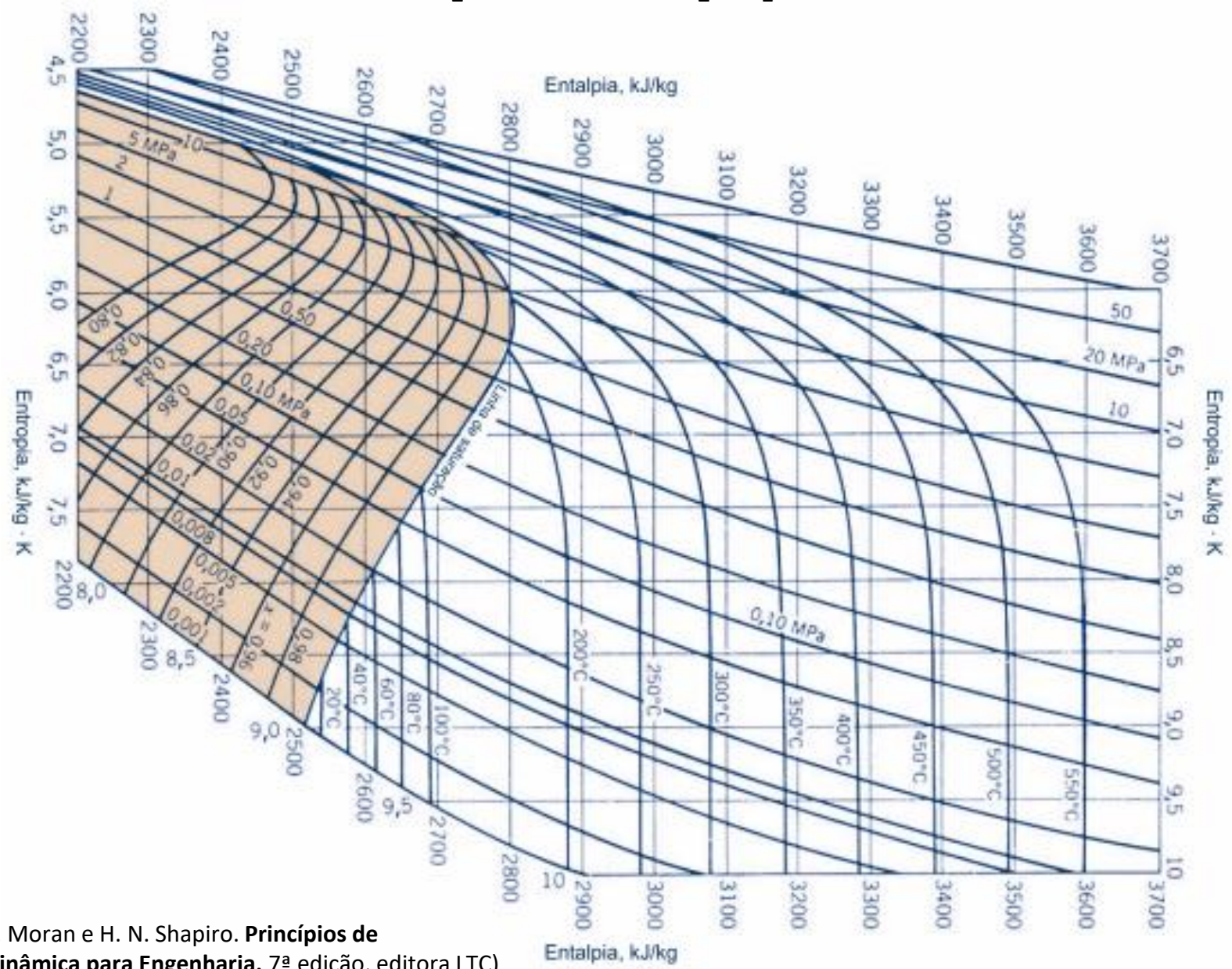


**Fig. 6.3** Diagrama entalpia-entropia.

# Exemplo

POR EXEMPLO: para ilustrar a utilização do diagrama de Mollier em unidades SI, considere dois estados da água. No estado 1,  $T_1 = 240^\circ\text{C}$ ,  $p_1 = 0,10 \text{ MPa}$ . A entalpia específica e o título são necessários no estado 2, em que  $p_2 = 0,01 \text{ MPa}$  e  $s_2 = s_1$ . Utilizando a Fig. A-8, o estado 1 está localizado na região de vapor superaquecido. Traçando uma linha vertical na direção da região bifásica líquido-vapor, o estado 2 é localizado. O título e a entalpia específica no estado 2 obtidos da figura apresentam boa concordância com os valores obtidos utilizando as Tabelas A-3 e A-4:  $x_2 = 0,98$  e  $h_2 = 2537 \text{ kJ/kg}$ .

Para ilustrar a utilização do diagrama de Mollier em unidades SI, considere dois estados da água. No estado 1,  $T_1 = 240^\circ\text{C}$ ,  $p_1 = 0,10 \text{ MPa}$ . A entalpia específica e o título são necessários no estado 2, em que  $p_2 = 0,01 \text{ MPa}$  e  $s_2 = s_1$ .



• (M. J. Moran e H. N. Shapiro. **Princípios de Termodinâmica para Engenharia**, 7ª edição, editora LTC)

# Exercícios Cap. 6

**6.10** Propano é submetido a um processo a partir de um estado 1, em que  $p_1 = 1,4 \text{ MPa}$  e  $T_1 = 60^\circ\text{C}$ , até um estado 2, em que  $p_2 = 1,0 \text{ MPa}$ , durante o qual a variação da entropia específica é  $s_2 - s_1 = -0,035 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K}$ . No estado 2, determine a temperatura, em  $^\circ\text{C}$ , e a entalpia específica, em  $\text{kJ/kg}$ .

Tabelas do propano A16-A18

$$s_1 = f(p_1, T_1)$$

$$s_2 = s_1 - 0,035 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K}$$

$$T_2 = f(p_2, s_2)$$

$$h_2 = f(p_2, s_2)$$

# Equações TdS

$$(\delta Q)_{int\ rev} = dU + (\delta W)_{int\ rev}$$

$$(\delta W)_{int\ rev} = p dV$$

$$(\delta Q)_{int\ rev} = T dS$$

$$T dS = dU + p dV$$

1º Equação TdS

$$T ds = du + p dv$$

$$T ds = dh - v dp$$

$$dH = dU + d(pV) = dU + p dV + V dp$$

$$dU + p dV = dH - V dp$$

$$T dS = dH - V dp$$

2º Equação TdS

$$T d\bar{s} = d\bar{u} + p d\bar{v}$$

$$T d\bar{s} = d\bar{h} - \bar{v} dp$$

# “Revisão” Calores Específicos $c_p$ e $c_v$

- Definição de capacidade térmica  $C \equiv \frac{DQ}{dT}$
- Refere-se ao DQ de calor absorvido pelo sistema por uma variação  $dT$  de temperatura

**Conhecer a dependência da capacidade calorífica de uma substância em função da temperatura traz informação de como ela “absorve” energia (mecanismo)**

→ Dedução da **capacidade específica** a volume constante  $c_v$ :

Da 1ª Lei

$$dU = DQ - PdV$$

Derivando em relação a temperatura

$$\frac{dU}{dT} = \frac{DQ}{dT} + P \frac{dV}{dT}$$

Por definição o volume é constante

$$\frac{dV}{dT} = 0$$

$$\left( \frac{DQ}{dT} \right)_V = \left( \frac{dU}{dT} \right)_V = c_V$$

# “Revisão” Calores Específicos $c_p$ e $c_v$

➡ Dedução da capacidade específica a pressão constante  $c_p$ :

Do conceito de entalpia

$$H = U + PV$$

$$dH = dU + PdV + VdP$$

como

$$dU = DQ - PdV$$

$$dH = dQ + VdP$$

$$\frac{dH}{dT} = \frac{DQ}{dT} + V \frac{dP}{dT}$$

Por definição a pressão é constante

$$\frac{dP}{dT} = 0$$

$$\left( \frac{DQ}{dT} \right)_P = \left( \frac{dH}{dT} \right)_P = c_P$$

# Aproximação de propriedades para Líquidos

## **Aproximação para Líquidos Utilizando Dados de Líquido Saturado:**

Podemos observar através da tabela A-5 (confira a Tabela A-5) para valores de líquido comprimido, que os valores de entalpia, volume específico, energia interna, e entropia específica são *aproximadamente* dependentes somente da temperatura, ou seja a pressão *não exerce muita influência* sobre esses valores.

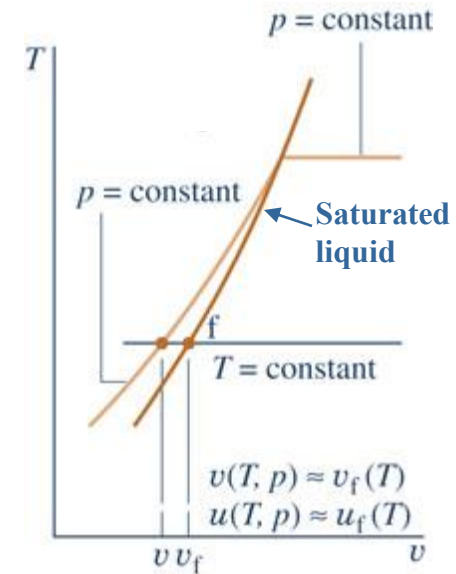
Ou seja **na falta** de uma tabela para líquido comprimido, nós podemos estimar as propriedades ( $v$ ,  $h$ ,  $u$ ,  $s$ ) de *forma aproximada*; obtendo esses valores da tabela de saturação para a temperatura prescrita (independente da pressão)

# Aproximação de propriedades para Líquidos

- ▶ **Valores Aproximados** para  $v$ ,  $u$ , e  $h$  no estado líquido podem ser obtidos **de dados de líquido saturado**.
- ▶ Desde que **valores de  $v$  e  $u$  para líquidos mude muito pouco com a pressão na *temperature fixada*, as equações abaixo** podem ser usadas para estimar esse valor.

$$v(T, p) \approx v_f(T)$$

$$u(T, p) \approx u_f(T)$$



- ▶ Um **valor aproximado** para  $h$  no estado líquido pode ser obtido das Eqs. de  $v$  e  $u$  da definição  $h = u + pv$ :  $h(T, p) \approx u_f(T) + pv_f(T)$  ou de maneira alternativa:

$$h(T, p) \approx h_f(T) + \underline{v_f(T)[p - p_{\text{sat}}(T)]}$$

onde  $p_{\text{sat}}$  é a pressão de saturação para a temperature dada

- ▶ Quando o termo sublinhado na Eq. de  $h$  é pequeno

$$h(T, p) \approx h_f(T)$$

# Aproximação de propriedades para Líquidos

- ▶ Para uma substância considerada *incompressível*

- ▶  $v = \text{constante}$
  - ▶  $u = u(T)$

- ▶ Para uma substância incompressível,  $c_p = c_v$ ; o calor específico pode ser representado somente por  $c$ .

- ▶ Quando o calor específico é constante  $c$ :

$$u_2 - u_1 = c(T_2 - T_1)$$

$$h_2 - h_1 = c(T_2 - T_1) + \underline{v(p_2 - p_1)}$$

- ▶ Na de variação de  $h$ , assim como no item anterior se a diferença de pressão é pequena, essa parcela pode ser ignorada.

# Modelo de subst. Incompressível (Entropia)

Para uma substância considerada *incompressível*

►  $u = u(T)$

►  $v = \text{constant}$

Equação

$Tds = du + pdv$   
pode ser rearranjada como

$$ds = \frac{du}{T} + \frac{pdv}{T}$$

Para  $v = cte$ ;  $dv = 0$ , assim,  $ds = du/T$  e  $du = c(T)dT$

$$ds = \frac{c(T)dT}{T} \quad \rightarrow \quad s_2 - s_1 = \int_{T_1}^{T_2} \frac{c(T)}{T} dT$$

Para uma substância incompressível,  $c_p = c_v$ ; o calor específico pode ser representado somente por  $c$ .

$$s_2 - s_1 = c \ln \frac{T_2}{T_1}$$

# Variação de Entropia de um Gás Ideal

## Revisão do Modelo de Gás Ideal

*Equações de estado:*

$$pv = RT \quad (3.32)$$

$$pV = mRT \quad (3.33)$$

*Variações de  $u$  e  $h$ :*

$$u(T_2) - u(T_1) = \int_{T_1}^{T_2} c_v(T) dT \quad (3.40)$$

$$h(T_2) - h(T_1) = \int_{T_1}^{T_2} c_p(T) dT \quad (3.43)$$

### Calores Específicos Constantes

$$u(T_2) - u(T_1) = c_v(T_2 - T_1) \quad (3.50)$$

$$h(T_2) - h(T_1) = c_p(T_2 - T_1) \quad (3.51)$$

Veja os dados para  $c_v$  e  $c_p$  nas Tabelas A-20, 21

### Calores Específicos Variáveis

$u(T)$  e  $h(T)$  são obtidos das Tabelas A-22 para o ar (base mássica) e das Tabelas A-23 para diversos outros gases (base molar).

# Variação de Entropia de um Gás Ideal

Equações TdS:  $ds = \frac{du}{T} + \frac{p}{T} dv$

$$ds = \frac{dh}{T} - \frac{v}{T} dp$$

Modelo de gás ideal

$$\begin{aligned} du &= c_v(T) dT \\ dh &= c_p(T) dT \\ pv &= RT \end{aligned} \quad \left\{ \begin{aligned} ds &= c_v(T) \frac{dT}{T} + R \frac{dv}{v} \\ ds &= c_p(T) \frac{dT}{T} - R \frac{dp}{p} \end{aligned} \right.$$

Integrando,

$$s(T_2, v_2) - s(T_1, v_1) = \int_{T_1}^{T_2} c_v(T) \frac{dT}{T} + R \ln \frac{v_2}{v_1}$$

$$s(T_2, p_2) - s(T_1, p_1) = \int_{T_1}^{T_2} c_p(T) \frac{dT}{T} - R \ln \frac{p_2}{p_1}$$

# Variação de Entropia de um Gás Ideal

$$c_p(T) = c_v(T) + R$$

**TABLE A-21** Variation of  $\bar{c}_p$  with Temperature for Selected Ideal Gases

$$\frac{\bar{c}_p}{R} = \alpha + \beta T + \gamma T^2 + \delta T^3 + \varepsilon T^4$$

$T$  is in K, equations valid from 300 to 1000 K

| Gas                           | $\alpha$ | $\beta \times 10^3$ | $\gamma \times 10^6$ | $\delta \times 10^9$ | $\varepsilon \times 10^{12}$ |
|-------------------------------|----------|---------------------|----------------------|----------------------|------------------------------|
| CO                            | 3.710    | -1.619              | 3.692                | -2.032               | 0.240                        |
| CO <sub>2</sub>               | 2.401    | 8.735               | -6.607               | 2.002                | 0                            |
| H <sub>2</sub>                | 3.057    | 2.677               | -5.810               | 5.521                | -1.812                       |
| H <sub>2</sub> O              | 4.070    | -1.108              | 4.152                | -2.964               | 0.807                        |
| O <sub>2</sub>                | 3.626    | -1.878              | 7.055                | -6.764               | 2.156                        |
| N <sub>2</sub>                | 3.675    | -1.208              | 2.324                | -0.632               | -0.226                       |
| Air                           | 3.653    | -1.337              | 3.294                | -1.913               | 0.2763                       |
| SO <sub>2</sub>               | 3.267    | 5.324               | 0.684                | -5.281               | 2.559                        |
| CH <sub>4</sub>               | 3.826    | -3.979              | 24.558               | -22.733              | 6.963                        |
| C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> | 1.410    | 19.057              | -24.501              | 16.391               | -4.135                       |
| C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> | 1.426    | 11.383              | 7.989                | -16.254              | 6.749                        |

\* (M. J. Moran e H. N. Shapiro. **Princípios de Termodinâmica para Engenharia**, 7ª edição, editora LTC)

# Variação de Entropia de um Gás Ideal

## - Utilizando Tabelas de Gás Ideal

$$s^0(T) = \int_{T'}^T c_p(T) \frac{dT}{T}$$

$$\int_{T_1}^{T_2} c_p(T) \frac{dT}{T} = \int_{T'}^{T_2} c_p(T) \frac{dT}{T} - \int_{T'}^{T_1} c_p(T) \frac{dT}{T} \quad \longrightarrow \quad \int_{T_1}^{T_2} c_p(T) \frac{dT}{T} = s^0(T_2) - s^0(T_1)$$

$$s(T_2, p_2) - s(T_1, p_1) = s^0(T_2) - s^0(T_1) - R \ln \frac{p_2}{p_1}$$

Tabelas A-22 e A-23

# Variação de Entropia de um Gás Ideal

Exemplo: avaliemos a variação da entropia específica, em kJ/kg·K, para o ar admitido como gás ideal de um estado em que  $T_1=300$  K e  $p_1=1$  bar a um estado em que  $T_2=1000$  K e  $p_2=3$  bar.

$$\begin{aligned}s_2 - s_1 &= s^\circ(T_2) - s^\circ(T_1) - R \ln \frac{p_2}{p_1} \\&= (2,96770 - 1,70203) \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} - \frac{8,314}{28,97} \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \ln \frac{3 \text{ bar}}{1 \text{ bar}} \\&= 0,9504 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K} \quad \blacktriangleleft \quad \blacktriangleleft \quad \blacktriangleleft \quad \blacktriangleleft \quad \blacktriangleleft\end{aligned}$$

# Variação de Entropia de um Gás Ideal

- Assumindo Calores Específicos constantes

$$s(T_2, v_2) - s(T_1, v_1) = c_v \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{v_2}{v_1}$$

$$s(T_2, p_2) - s(T_1, p_1) = c_p \ln \frac{T_2}{T_1} - R \ln \frac{p_2}{p_1}$$

A Tabela A-20 traz valores de  $c_p$  para o ar como gás ideal

# Variação de Entropia de um Gás Ideal

Determinemos a variação da entropia específica, em kJ/kg·K, para o ar admitido como gás ideal submetido a um processo de  $T_1=300$  K,  $p_1=1$  bar para  $T_2=400$  K,  $p_2=5$  bar. Devido ao pequeno intervalo relativo de temperatura, admitimos um valor constante de  $c_p$  avaliado a 350 K.

Utilizando  $c_p=1,008$  kJ/kg·K da Tabela A-20

$$\begin{aligned}\Delta s &= c_p \ln \frac{T_2}{T_1} - R \ln \frac{p_2}{p_1} \\ &= \left( 1,008 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right) \ln \left( \frac{400 \text{ K}}{300 \text{ K}} \right) - \left( \frac{8,314}{28,97} \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right) \ln \left( \frac{5 \text{ bar}}{1 \text{ bar}} \right) \\ &= -0,1719 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K} \end{aligned}$$

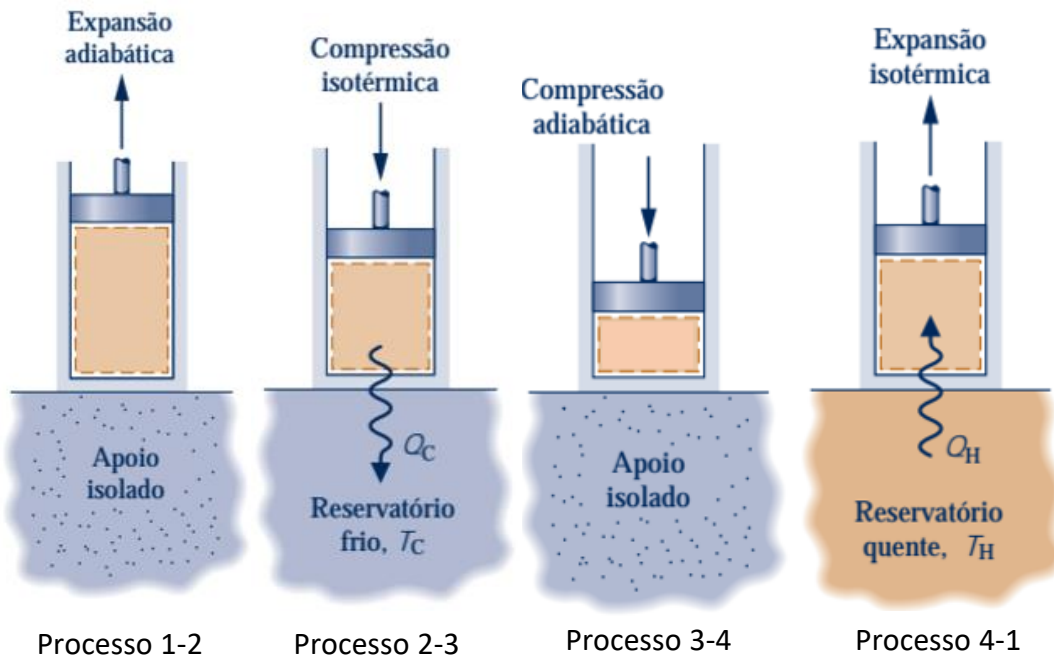
# Exercício

**5.77** Uma quantidade de água em um conjunto cilindro-pistão executa um ciclo de potência de Carnot. Durante a expansão isotérmica, a água é aquecida de líquido saturado a 50 bar até a condição de vapor saturado. O vapor então se expande adiabaticamente até uma pressão de 5 bar, enquanto realiza 364,31 kJ/kg de trabalho.

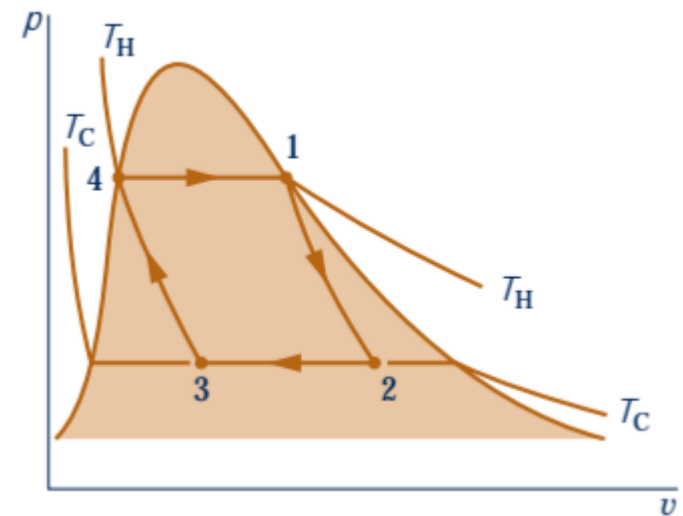
(a) Esboce o ciclo em coordenadas  $p-v$ .

(b) Estime o calor transferido por unidade de massa e o trabalho por unidade de massa para cada processo, em kJ/kg.

(c) Estime a eficiência térmica.



a)



# Exercício

**6.16** Argônio em um conjunto cilindro-pistão é comprimido de um estado 1, em que  $T_1 = 300 \text{ K}$  e  $V_1 = 1 \text{ m}^3$ , até um estado 2, em que  $T_2 = 200 \text{ K}$ . Considerando que a variação da entropia específica é  $s_2 - s_1 = -0,27 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K}$ , determine o volume final, em  $\text{m}^3$ . Admita o modelo de gás ideal com  $k = 1,67$ .

# Exercício

**6.17** Vapor entra em uma turbina operando em regime permanente a 1 MPa e 200°C, e sai a 40°C com um título de 83%. As perdas de calor e os efeitos das energias cinética e potencial podem ser desprezados. Determine (a) o trabalho produzido pela turbina, em kJ por kg de vapor escoando, (b) a variação da entropia específica da admissão à descarga, em kJ/K por kg de vapor escoando.

As propriedades podem ser obtidas a partir do MiniRefprop  
<https://trc.nist.gov/refprop/MINIREF/MINIREF.HTM>