

Unicamp  
EM360  
Prof. Antonio Bannwart

# TERMODINÂMICA I

Erik Yuji Goto

RA: 234009

Campinas  
2020

# Sumário

<b>1</b>	<b>Passo a Passo para Resolução de Problemas</b>	<b>2</b>
<b>2</b>	<b>Capítulo 1 - Conceitos Introdutórios e Definições</b>	<b>3</b>
2.1	A Linguagem da Termodinâmica . . . . .	3
2.2	Propriedades PVT . . . . .	4
<b>3</b>	<b>Capítulo 2 - Energia e Primeira Lei da Termodinâmica</b>	<b>5</b>
3.1	Trabalho e Energia em Sistemas Mecânicos . . . . .	5
3.2	Energia Interna, Calor e Conservação de Energia em Sistemas Fechados . .	6
3.3	Aplicações da 1ª Lei da Termodinâmica . . . . .	7
<b>4</b>	<b>Capítulo 3 - Propriedades Termodinâmicas</b>	<b>9</b>
4.1	Diagramas de Estado e Tabelas de Propriedades . . . . .	9
4.2	Modelos para Descrição de Propriedades . . . . .	10
<b>5</b>	<b>Capítulo 4 - Análise de Volume de Controle</b>	<b>11</b>
5.1	Conservação de Massa em Volume de Controle . . . . .	11
5.2	Conservação de Energia em Volume de Controle . . . . .	12
5.3	Aplicações das Leis de Conservação da Massa e da Energia em Regime Permanente . . . . .	12
5.4	Aplicações da Conservação da Massa e Energia em Regime Transiente . . .	12
<b>6</b>	<b>Capítulo 5 - Segunda Lei da Termodinâmica</b>	<b>13</b>
6.1	Segunda Lei da Termodinâmica . . . . .	13
6.2	A Melhor Máquina Térmica . . . . .	14
6.3	Ciclo de Carnot . . . . .	17
<b>7</b>	<b>Capítulo 6 - Entropia</b>	<b>18</b>
7.1	Entropia: Definição Macroscópica . . . . .	18
7.2	Modelos para Cálculo de Entropia . . . . .	18
7.3	Balanço de Entropia para Sistema Fechado . . . . .	19
7.4	Balanço de Entropia para Volume de Controle . . . . .	20
7.5	Escoamento Isentrópico . . . . .	20
7.6	Eficiência Isentrópica . . . . .	23
<b>8</b>	<b>Interpolação Linear</b>	<b>24</b>

# 1 Passo a Passo para Resolução de Problemas

1. Sistema Fechado ou Volume de Controle ?
  - Se sistema fechado, o processo ocorre de forma discreta ( $Q, W$ ), em taxa ( $\dot{Q}, \dot{W}$ ) ou em ciclo?
  - Se VC, opera em regime permanente ou transiente?
2. Esboçar o sistema fechado ou VC e indicar suas interações (trabalho, calor, massa) na fronteira com a vizinhança; indicar as propriedades conhecidas.
3. Representar os estados percorridos pelo fluido em um diagrama de estado.
4. Aplicar e simplificar as equações de balanço (massa, energia, entropia).
5. Transformar as equações de balanço de forma a envolverem propriedades e interações conhecidas e procuradas
  - Se a substância muda ou pode mudar de fase, buscar as propriedades dos estados fornecidos nas tabelas dessa substância (interpolando, se necessário).
  - Se for gás ideal, usar as equações do modelo de gás ideal e decidir entre modelo com calores específicos constantes ou uso da tabela A-22 (ar como gás ideal).
  - Se for substância incompressível, usar as equações desse modelo e o valor do calor específico.
6. Resolver as equações nas incógnitas do problema.

## 2 Capítulo 1 - Conceitos Introdutórios e Definições

### 2.1 A Linguagem da Termodinâmica

1. **Sistema Fechado:** É uma quantidade fixa de substância (sempre a mesma) escolhida para análise. Não há troca de massa.

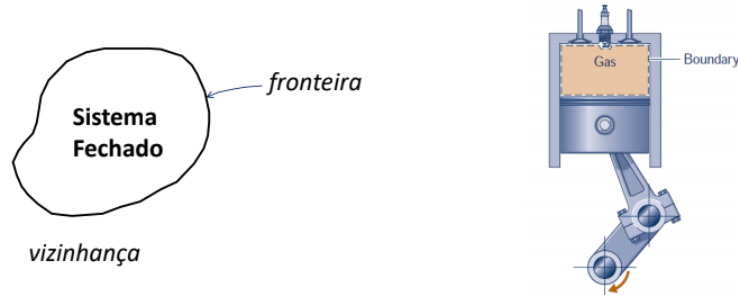


Figura 1: Sistema Fechado

2. **Volume de Controle:** É uma região do espaço por onde um ou mais fluidos escoam.

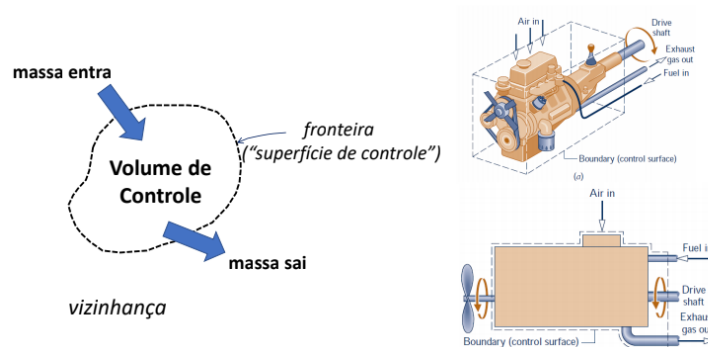


Figura 2: Volume de Controle

### Propriedades, Estado, Processo, Ciclo, Equilíbrio

- **Propriedade** é uma característica macroscópica de um sistema, à qual pode ser atribuído um valor numérico que independe da história prévia do sistema. Exemplos: massa, volume, pressão, temperatura, etc.
- **Estado** é a condição em que se encontra um sistema, descrita por suas propriedades.
- Quando uma ou mais propriedades variam, diz-se que o sistema passa por uma mudança de estado, ou **processo**. Notar que um sistema pode interagir continuamente com sua vizinhança sem contudo variar em suas propriedades. Neste caso, diz-se que o sistema está operando em **regime permanente**.
- **Equilíbrio** é a condição física interna em que um sistema, **isolado de sua vizinhança**, não apresenta alteração em suas propriedades. O equilíbrio é indicador de uniformidade interna nas propriedades do sistema (exemplo: temperatura, pressão), caso contrário ocorreriam movimentos internos, até a completa uniformização.

Processos *quasestáticos* podem ser considerados como sucessões de estados de equilíbrio.

## Propriedades Extensivas e Intensivas

- Uma propriedade é **extensiva** quando o seu valor para o sistema é a soma dos valores dessa propriedade nas partes que compõem o sistema. Exemplos: a massa de um sistema é a soma das massas das partes constituintes do sistema.
- Uma propriedade **intensiva** expressa, como o nome diz, uma intensidade e assim, mesmo que seu valor mude de uma porção a outra do sistema, não pode ser somada. Exemplos: pressão, temperatura, qualquer propriedade extensiva dividida pela massa.

## 2.2 Propriedades PVT

1. **Volume Específico:**  $v = \frac{1}{\rho} = \frac{dV}{dm}$

2. **Pressão:**  $p = \frac{dF}{dA}$

- Pressão Absoluta: A pressão que deve ser usada em todos os cálculos termodinâmicos é sempre a pressão absoluta  $p$ .

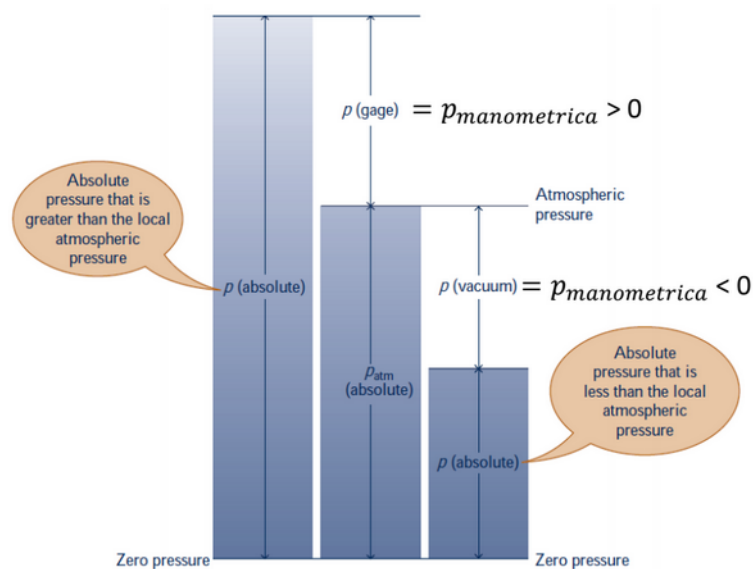


Figura 3: Pressão Absoluta x Pressão Manométrica

3. **Temperatura:** Quantidade associada à nossa sensação de calor e frio. Quando dois corpos estão em equilíbrio térmico com um terceiro, eles estarão em equilíbrio térmico entre si. (**“Lei Zero”**)

### 3 Capítulo 2 - Energia e Primeira Lei da Termodinâmica

#### 3.1 Trabalho e Energia em Sistemas Mecânicos

1. **Trabalho** é todo intercâmbio entre o sistema e a vizinhança que pode ser descrito na forma:

$$W = \int F * dr$$

onde  $F$  é a força e  $dr$  o deslocamento associado a essa força.

2. **Energia Potencial** se a força for tomada como o peso do corpo rígido:

$$W_{gravidade} = mg(z_1 - z_2)$$

3. **Convenção de Sinais**

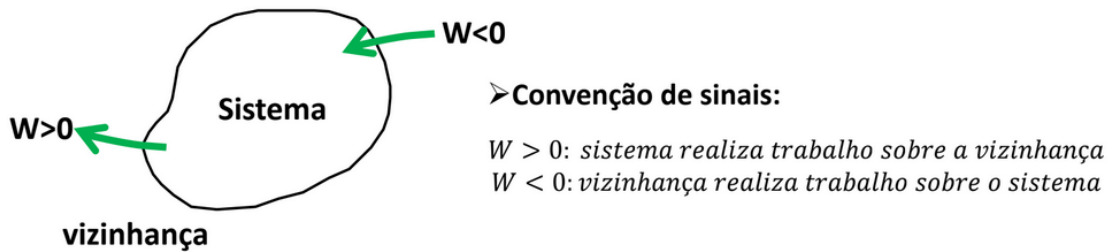


Figura 4: Convenção de Sinais

4. **Trabalho de Compressão/Expansão**

$$W = \int p * dV$$

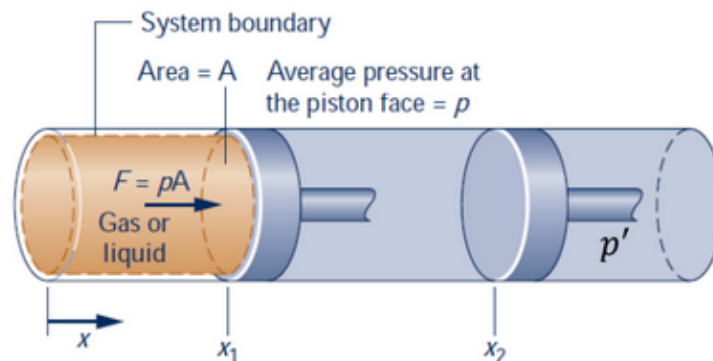


Figura 5: Trabalho realizado pela pressão

5. **Trabalho em Processos Quase-Estáticos Politrópicos** O uso de uma relação do tipo  $p * V^n = \text{const}$  denominada *processo politrópico*, permite calcular  $W$  analiticamente.

➤ Para  $n \neq 1$ :

$$W = \int_1^2 p d\mathcal{V} = \int_1^2 \frac{\text{const}}{\mathcal{V}^n} d\mathcal{V} = \left. \frac{\text{const} \mathcal{V}^{-n+1}}{-n+1} \right|_{\mathcal{V}_1}^{\mathcal{V}_2} \\ = \frac{\text{const} \mathcal{V}_2^{1-n} - \text{const} \mathcal{V}_1^{1-n}}{1-n} = \frac{p_2 \mathcal{V}_2^n \mathcal{V}_2^{1-n} - p_1 \mathcal{V}_1^n \mathcal{V}_1^{1-n}}{1-n} = \frac{p_2 \mathcal{V}_2 - p_1 \mathcal{V}_1}{1-n}$$

➤ Para  $n = 1$ :

$$W = \int_1^2 p d\mathcal{V} = \int_1^2 \frac{\text{const}}{\mathcal{V}} d\mathcal{V} = \text{const} \ln \mathcal{V} \Big|_{\mathcal{V}_1}^{\mathcal{V}_2} = p_1 \mathcal{V}_1 \ln \frac{\mathcal{V}_2}{\mathcal{V}_1}$$

Figura 6: Maneiras de Calcular o trabalho para Processos Politrópicos

### 3.2 Energia Interna, Calor e Conservação de Energia em Sistemas Fechados

**Energia Interna** é a energia acumulada no interior de um sistema fechado e que não pode ser expressa como energia cinética ou potencial gravitacional de seu CM.

$$U = \text{energia interna} \\ u = \text{energia interna específica}$$

**Energia Total** de um sistema fechado é constituída pela soma das energias interna, cinética e potencial gravitacional.

$$E = U + \frac{mV^2}{2} + mgz \text{ energia total (extensiva)} \\ e = u + \frac{V^2}{2} + gz \text{ energia total específica (intensiva)}$$

**Calor** é toda forma de intercâmbio energético entre um sistema e sua vizinhança que pode ser atribuído unicamente à diferença de temperatura entre ambos.

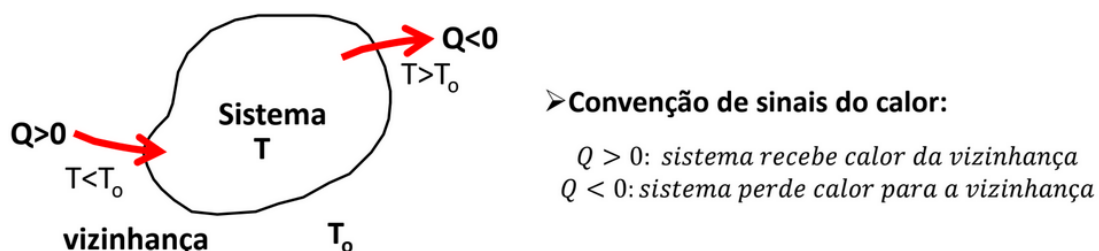


Figura 7: Convenção de Sinais

#### Balanco de Energia em Sistemas Fechados

$$E_2 - E_1 = Q - W \\ \text{ou} \\ m(e_2 - e_1) = Q - W$$

### 3.3 Aplicações da 1ª Lei da Termodinâmica

**Sistemas Operando em Ciclos:** Em um ciclo, por definição, o sistema retorna ao estado inicial após o ciclo ter ocorrido. Logo:

$$E_2 = E_1 \Rightarrow W_{ciclo} = Q_{ciclo}$$

**Ciclo de Potência:** A finalidade deste tipo de ciclo é gerar trabalho mecânico a partir de uma fonte de calor qualquer, conforme a figura. Usa água como fluido de trabalho.

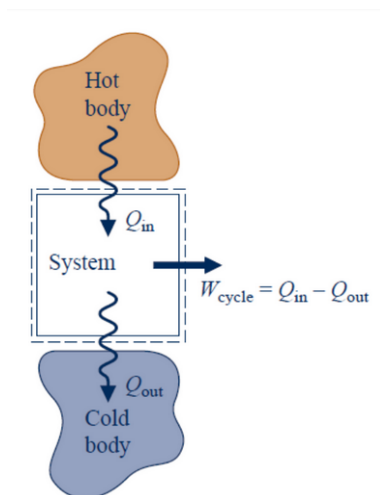


Figura 8: Ciclo de Potência

A primeira lei fica:

$$W_{ciclo} = Q_{in} - Q_{out}$$

A eficiência térmica do ciclo é definida por:

$$n = \frac{W_{ciclo}}{Q_{in}} = 1 - \frac{Q_{out}}{Q_{in}}$$



**Ciclo de Refrigeração e Bomba de Calor:** A finalidade deste tipo de ciclo é retirar calor de um corpo frio (refrigeração) e injetar calor em um corpo quente (bomba de calor), consumindo trabalho mecânico. Usa um “freon” como fluido de trabalho.

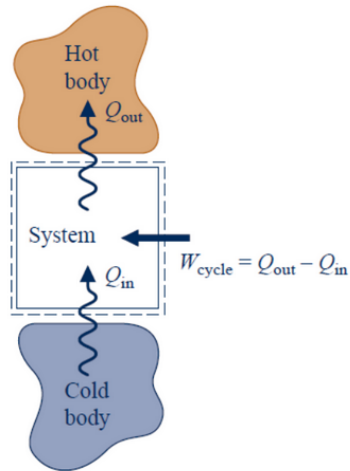


Figura 9: Ciclo de Refrigeração

A primeira lei fica:

$$W_{ciclo} = Q_{out} - Q_{in}$$

A eficiência térmica do ciclo é definida por:

$$\begin{aligned} \text{Refrigerador: } \beta &= \frac{Q_{in}}{W_{ciclo}} = \frac{Q_{in}}{Q_{out} - Q_{in}} \\ \text{Bomba de Calor: } \gamma &= \frac{Q_{out}}{W_{ciclo}} = \frac{Q_{out}}{Q_{out} - Q_{in}} \end{aligned}$$

## 4 Capítulo 3 - Propriedades Termodinâmicas

### 4.1 Diagramas de Estado e Tabelas de Propriedades

#### Questões Importantes

1. Dadas duas propriedades intensivas, em que fase a substância se encontra?
2. Como obter suas outras propriedades?
3. Por que bastam duas propriedades intensivas para definir o estado termodinâmico de uma substância?

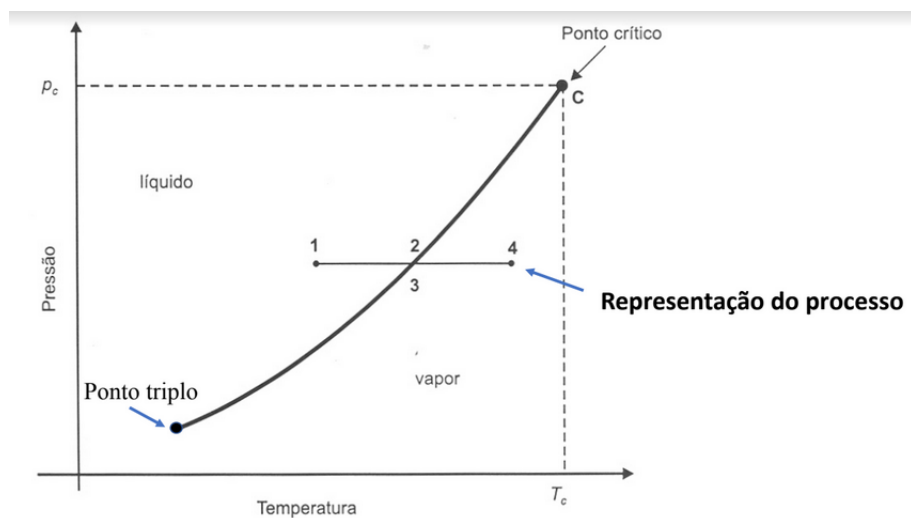


Figura 10: Diagrama p-T de uma substância pura

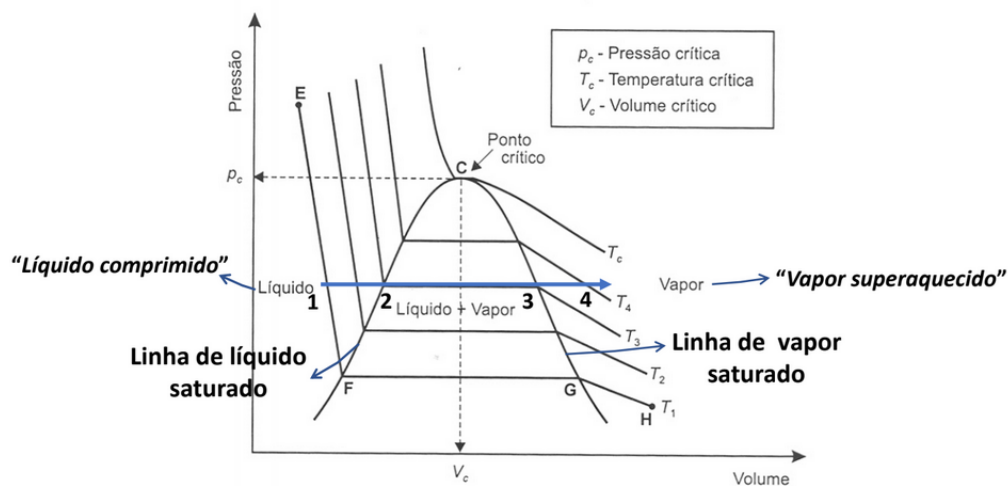


Figura 11: Diagrama p-v de uma substância pura

#### Título de uma Mistura Líquido-Vapor

Título é a fração em massa de vapor na mistura:

$$x = \frac{\text{massa Vapor}}{\text{massa Líquido} + \text{massa Vapor}} = \frac{m_g}{m_f + m_g}$$

## Volume específico de uma mistura L-V

$$v = xv_g + (1 - x)v_f$$

Analogamente para a energia interna específica de uma mistura L-V

$$u = xu_g + (1 - x)u_f$$

## Cálculo Reverso do Título de uma Mistura

$$x = \frac{v - v_f}{v_g - v_f}$$

*Obs:*

- Se o cálculo de  $x$  resultar  $> 1$ , é porque  $v > v_g$  (*vapor superaquecido*)
- Se  $x$  resultar  $< 0$ , é porque  $v < v_f$  (*líquido comprimido*)

**Definição de Entalpia:** Processos a Pressão Constante  
Pela 1ª Lei

$$Q = U_2 - U_1 + p(V_2 - V_1) = (U_2 + p_2V_2) - (U_1 + p_1V_1) \Rightarrow \\ Q = H_2 - H_1 = m(h_2 - h_1)$$

## 4.2 Modelos para Descrição de Propriedades

### Calor Específico - Definição

1ª Lei para um processo de troca de calor a volume constante:  $Q = m(u_2 - u_1)$ . Define-se *calor específico a volume constante*:

$$c_v = \frac{\delta u}{\delta T}$$

1ª Lei para um processo de troca de calor a pressão constante:  $Q = m(h_2 - h_1)$ . Define-se *calor específico a pressão constante*:

$$c_p = \frac{\delta h}{\delta T}$$

### Modelo de Substância Incompressível

É toda substância que não muda de fase e para a qual o volume específico não varia ao longo do processo. A síntese das equações que descrevem este tipo de substância é:

$$v = \text{const}$$

$$c_p = c_v = c$$

$$u_2 - u_1 = c_{\text{medio}}(T_2 - T_1)$$

$$h_2 - h_1 = c_{\text{medio}}(T_2 - T_1) + v(p_2 - p_1)$$

### Modelo de Gás Ideal

A síntese das equações que descrevem este tipo de substância é:

$$pv = RT, \text{ onde } R = \frac{8,314 \frac{\text{kJ}}{\text{kmolK}}}{M} \\ k = \frac{c_p}{c_v} \Rightarrow c_v = \frac{R}{k-1}; c_p = \frac{kR}{k-1} \\ u_2 - u_1 = c_{v,\text{medio}}(T_2 - T_1) \\ h_2 - h_1 = c_{p,\text{medio}}(T_2 - T_1)$$

TABELA 3.1			
Valores da Constante $R$ do Gás para Elementos e Compostos Seleccionados			
Substância	Fórmula Química	$R$ (kJ/kg · K)	$R$ (Btu/lb · °R)
Ar	—	0,2870	0,06855
Amônia	NH <sub>3</sub>	0,4882	0,11662
Argônio	Ar	0,2082	0,04972
Dióxido de carbono	CO <sub>2</sub>	0,1889	0,04513
Monóxido de carbono	CO	0,2968	0,07090
Hélio	He	2,0769	0,49613
Hidrogênio	H <sub>2</sub>	4,1240	0,98512
Metano	CH <sub>4</sub>	0,5183	0,12382
Nitrogênio	N <sub>2</sub>	0,2968	0,07090
Oxigênio	O <sub>2</sub>	0,2598	0,06206
Água	H <sub>2</sub> O	0,4614	0,11021

Figura 12:

## 5 Capítulo 4 - Análise de Volume de Controle

### 5.1 Conservação de Massa em Volume de Controle

#### Situação Típica de um Escoamento

Durante um escoamento, um sistema fechado (móvel) pode ser arbitrariamente escolhido para análise. Uma vez escolhido, sua massa é sempre a mesma.

O processo que ocorre quando esse sistema fechado passa uma região arbitrária do espaço (VC) é o que desejamos analisar.

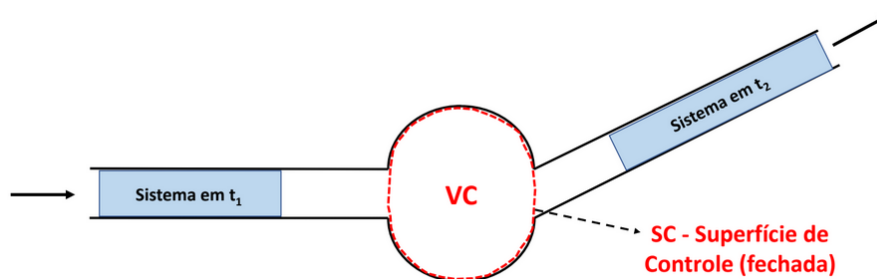


Figura 13: Escoamento

Para um Volume de Controle com várias entradas e saídas:

$$\frac{dm_{vc}}{dt} = \sum_{\text{entradas}} \dot{m}_{in} - \sum_{\text{saídas}} \dot{m}_{out}$$

Dois tipos de Vazão:

#### Vazão em Volume

$$\dot{V}_{vol_{in}} = A_{in} V_{in}$$

$$\dot{V}_{vol_{out}} = A_{out} V_{out}$$

#### Vazão em Massa

$$\dot{m}_{in} = \frac{\dot{V}_{vol_{in}}}{v_{in}} = \varphi_{in} A_{in} V_{in}$$

$$\dot{m}_{out} = \frac{\dot{V}_{vol_{out}}}{v_{out}} = \varphi_{out} A_{out} V_{out}$$

## 5.2 Conservação de Energia em Volume de Controle

Para um VC com várias entradas e saídas:

$$\frac{dE_{vc}}{dt} = \dot{Q} - \dot{W} + \sum_{entradas} \dot{m}_i \left( h_i + \frac{V_i^2}{2} + gz_i \right) - \sum_{saídas} \dot{m}_o \left( h_o + \frac{V_o^2}{2} + gz_o \right)$$

A equação acima representa a 1a Lei da Termodinâmica para um VC genérico.

Notar que a única diferença em relação à 1a Lei para **sistema fechado** é a presença dos **termos de entrada e saída** de fluido através da superfície de controle.

Para o caso de **regime transiente**, onde as propriedades internas do sistema permanecem constantes:

$$\frac{dm_{vc}}{dt} = \frac{dE_{vc}}{dt}$$

## 5.3 Aplicações das Leis de Conservação da Massa e da Energia em Regime Permanente

1. Turbinas a Vapor/Turbinas a Gás;
2. Compressores;
3. Trocadores de Calor;
4. Válvulas e dispositivos de estrangulamento;
5. Bocais e difusores;
6. Integração de Dispositivos:
  - Ciclo de Potência a Vapor;
  - Ciclo de Refrigeração.

## 5.4 Aplicações da Conservação da Massa e Energia em Regime Transiente

$$m_{VC,t} - m_{VC,0} = \sum_{entradas} m_i - \sum_{saída} m_o$$

**Caso A: Entalpia de Entrada/Saída Constante com o Tempo**

$$m_{VC,t}u_{VC,t} - m_{VC,0}u_{VC,0} = Q - W + \sum_{entradas} m_i h_i - \sum_{saída} m_o h_o$$

**Caso B: Propriedades Intensivas Uniformes no VC**

$$\int_0^t m_{VC} \frac{dh_{VC}}{dt} dt - (pV)_{VC,t} + (pV)_{VC,0} = Q - W$$

## 6 Capítulo 5 - Segunda Lei da Termodinâmica

### 6.1 Segunda Lei da Termodinâmica

#### Carnot

“No machine or combination of machines can ever have the effect of making more heat run up to high temperature than down to low temperature.”

Analogia com duas rodas d'água operando juntas.

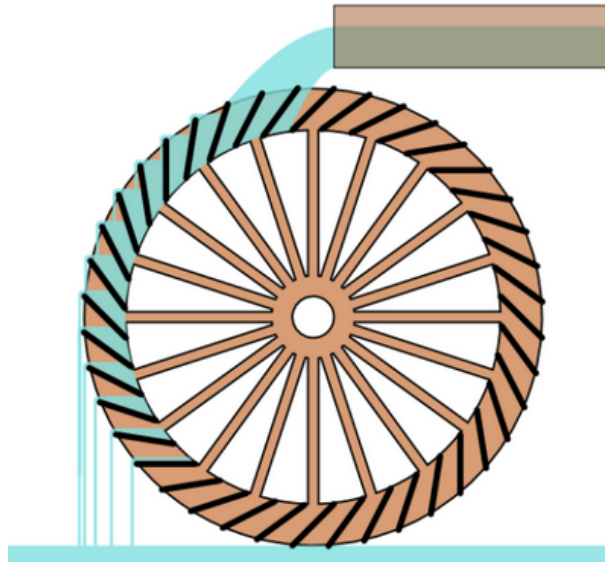


Figura 14: Analogia com Rodas d'água

#### Clausius

“É impossível para qualquer sistema operar de tal forma que o **único** resultado seja a transferência de calor de um corpo frio para um corpo quente.”

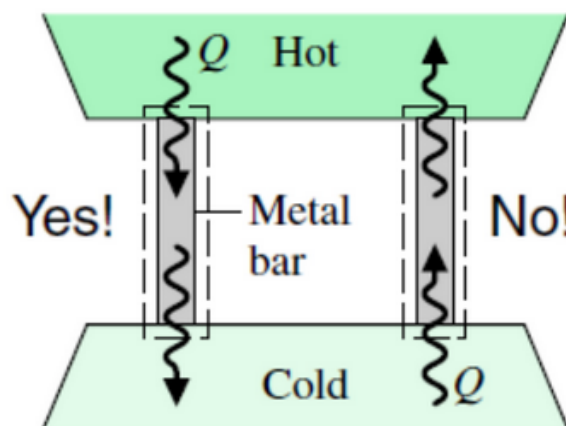


Figura 15: Processo Impossível

### Kelvin-Planck

“É impossível para qualquer sistema operar em um ciclo termodinâmico e entregar um trabalho líquido à sua vizinhança enquanto recebe calor de um único reservatório térmico.”

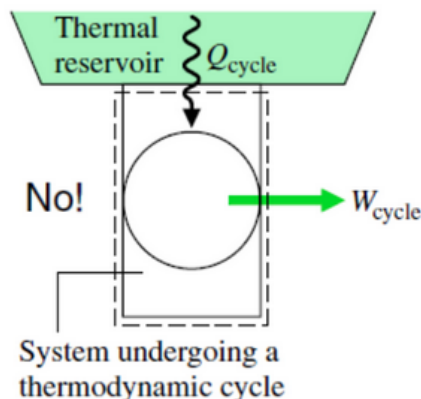


Figura 16: Processo Impossível

## 6.2 A Melhor Máquina Térmica

### Processo Irreversível

É aquele em que o sistema e a sua vizinhança não podem retornar a seus estados iniciais após o processo ter ocorrido.

É possível que ou o sistema ou a vizinhança retornem ao estado em que se encontravam inicialmente, mas não ambos

Todos os processos que ocorrem **espontaneamente** são irreversíveis, pois revertê-los irá requer trabalho da vizinhança sobre o sistema.

Todos os processos reais são irreversíveis, em maior ou menor grau.

A escolha da fronteira do sistema é fundamental para definir o tipo e a localização das irreversibilidades. Quando um fluido de trabalho está envolvido, este é geralmente escolhido como o sistema.

### Processos Reversíveis

São aqueles em que o sistema e a sua vizinhança podem ser exatamente restaurados a seus estados iniciais após o processo ter ocorrido. São processos puramente hipotéticos, como um caso-limite.

### Processos Internamente Reversíveis

São aqueles em que a fronteira é escolhida de tal forma que não há irreversibilidades no interior do sistema.

Além disso, cada estado percorrido é tal que todas as suas propriedades intensivas são uniformes ao longo do sistema.

Devem, portanto, ser processos lentos, quasiestáticos.

### Aplicação da 2ª Lei a Ciclos(máquinas térmicas)

#### Ciclos com um Reservatório

Enunciado de Kelvin-Planck:

“É impossível para qualquer sistema operar em um ciclo termodinâmico e entregar um trabalho líquido à sua vizinhança enquanto recebe calor de um único reservatório térmico.”

$$W_{ciclo} \leq 0$$

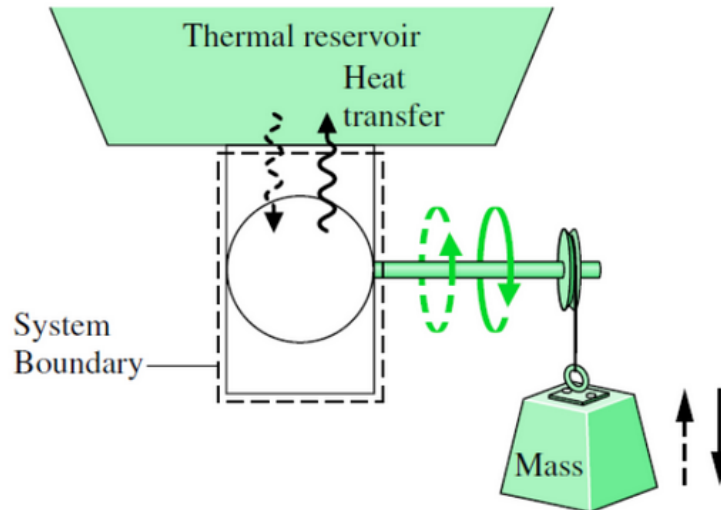


Figura 17: O ciclo indicado pelas linhas pontilhadas não pode ocorrer.

### Ciclos de Potência com 2 Reservatórios

Pelo enunciado de Kelvin-Planck,  $Q_c$  não pode ser nulo!

Eficiência térmica do ciclo (usando valores em módulo!):

$$n = \frac{W_{ciclo}}{Q_H} = \frac{Q_H - Q_C}{Q_H}$$

$$n = 1 - \frac{Q_C}{Q_H}$$

### Corolários de Carnot para Ciclos de Potência

1. A eficiência térmica de um ciclo de potência irreversível é sempre inferior à de um ciclo de potência reversível entre os mesmos dois reservatórios;
2. Todos os ciclos de potência reversíveis operando entre os mesmos dois reservatórios térmicos têm a mesma eficiência térmica.



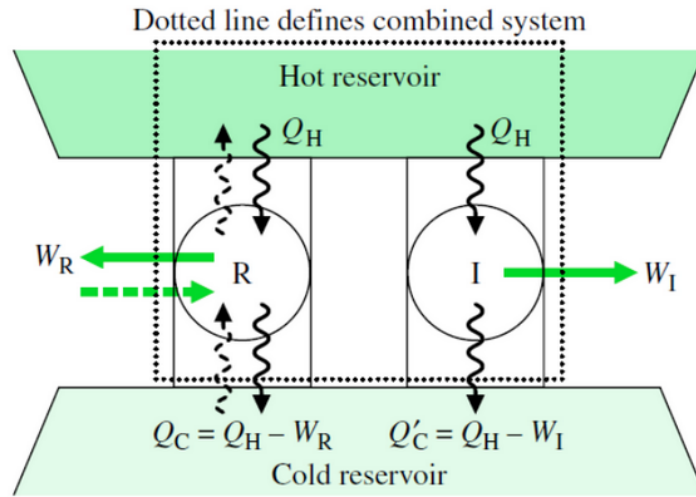


Figura 18: O sistema combinado indicado troca calor apenas com o reservatório frio

### Ciclos de Refrigeração com 2 Reservatórios

Pelo enunciado de Clausius,  $W_{ciclo}$  não pode ser nulo!

Se o objetivo é refrigerar, o coeficiente de performance é definido por:

$$\beta = \frac{Q_C}{W_{ciclo}} = \frac{Q_C}{Q_H - Q_C} = \frac{1}{\frac{Q_H}{Q_C} - 1}$$

Se o objetivo é bombear calor, o coeficiente de performance é definido por:

$$\gamma = \frac{Q_H}{W_{ciclo}} = \frac{Q_H}{Q_H - Q_C} = \frac{1}{1 - \frac{Q_C}{Q_H}}$$

### Corolários de Carnot para Ciclos de Refrigeração/Bombeio de Calor

1. O coeficiente de performance de um ciclo de refrigeração irreversível é sempre inferior ao de um ciclo de refrigeração reversível entre os mesmos dois reservatórios;
2. Todos os ciclos de refrigeração reversíveis operando entre os mesmos dois reservatórios térmicos têm o mesmo coeficiente de performance.

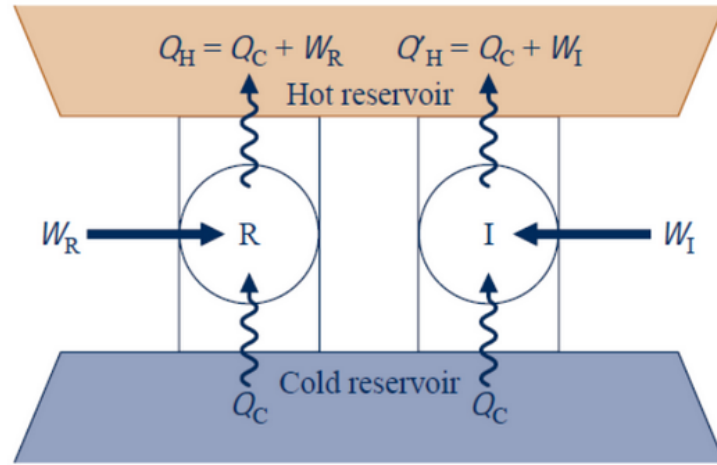


Figura 19: Neste caso, o conjunto operaria trocando calor apenas com o reservatório quente

### 6.3 Ciclo de Carnot

#### Melhor Desempenho de um Ciclo Operando entre Dois Reservatórios Térmicos

Ciclo de Potência:  $n_{max} = 1 - \frac{T_C}{T_H}$

Ciclo de Refrigeração:  $\beta_{max} = \frac{1}{\frac{T_H}{T_C} - 1}$

Ciclo de Calor:  $\frac{1}{1 - \frac{T_C}{T_H}}$

#### Desigualdade de Clausius

$$\oint_{ciclo} \left( \frac{\delta Q}{T} \right)_b \leq 0,$$

onde "b" representa "calculado na fronteira do sistema."

#### Quantificação da Irreversibilidade de um Ciclo

Pode-se escrever a desigualdade de Clausius como uma igualdade:

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

Ou em termos de taxa:

$$\oint_{ciclo} \left( \frac{\delta \dot{Q}}{T} \right)_b = -\dot{\sigma}_{ciclo}$$

Onde:

$\sigma_{ciclo} = 0$ : sem irreversibilidades internas (ciclo internamente reversível);

$\sigma_{ciclo} > 0$ : irreversibilidades presentes dentro do sistema;

$\sigma_{ciclo} < 0$ : ciclo impossível.

$\sigma_{ciclo}$  representa a intensidade das irreversibilidades presentes no interior do sistema, ou seja, quanto maior for  $\sigma_{ciclo}$ , mais ineficiente é o ciclo.

## 7 Capítulo 6 - Entropia

### 7.1 Entropia: Definição Macroscópica

#### Variação de Entropia

$$S_2 - S_1 = \int_1^2 \left(\frac{\delta Q}{T}\right)_{int.reversivel} \left[\frac{J}{K}\right]$$

#### Calor e Trabalho em Processos Internamente Reversíveis de um Sistema

Por definição:

$$dS = \left(\frac{\delta Q}{T}\right)_{int.reversivel} \Rightarrow Q_{int.reversivel} = \int_1^2 T dS$$

Assim, se o processo for **adiabático reversível**, ele será *isentrópico*.

Da mesma forma, para um sistema constituído por uma substância compressível simples:

$$\delta W = p dV \Rightarrow W_{int.reversivel} = \int_1^2 p dV$$

### 7.2 Modelos para Cálculo de Entropia

#### Equações Tds

$$T ds = du + p dv \text{ ou } T ds = dh - v dp$$

$s$  tende a aumentar quando: aumento em  $T$ , aumento em  $v$ , redução em  $p$  (quanto maior a “mobilidade” do fluido, maior a entropia)

#### Variação de Entropia para um Gás Ideal

$$\begin{aligned} ds &= \frac{c_v dT}{T} + \frac{R}{v} dv \\ ds &= \frac{c_p dT}{T} - \frac{R}{p} dp \end{aligned}$$

#### Uso das Tabelas de Gás Ideal

$$s_2 - s_1 = s^\circ(T_2) - s^\circ(T_1) - R \ln \frac{p_2}{p_1}$$

#### Gás Ideal com Calores Específicos Constantes

$$\begin{aligned} s_2 - s_1 &= c_v \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{v_2}{v_1} \\ s_2 - s_1 &= c_p \ln \frac{T_2}{T_1} - R \ln \frac{p_2}{p_1} \end{aligned}$$

Lembrar que, para gases ideais:

$$c_p - c_v = R ; c_p = \frac{kR}{k-1} ; c_v = \frac{R}{k-1}$$

**Variação de Entropia de uma Substância Incompressível (ex: sólidos e líquidos sem mudança de fase)**

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

## 7.3 Balanço de Entropia para Sistema Fechado

### 2ª Lei para Sistema Fechado: Balanço de Entropia

$$S_2 - S_1 = \int_1^2 \left( \frac{\delta Q}{T} \right)_b + \sigma_{12}$$

Onde,

$\sigma_{12} = 0$ : processo internamente reversível

$\sigma_{12} > 0$ : irreversibilidades internas

$\sigma_{12} < 0$ : processo impossível

Pela figura abaixo:

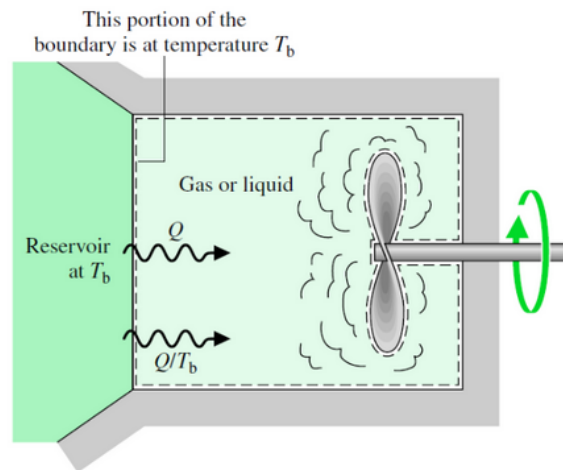


Figura 20: Exemplo de um reservatório

$$S_2 - S_1 = \int_1^2 \left( \frac{\delta Q}{T} \right)_b + \sigma_{12} = \frac{Q}{T_b} + \sigma$$

$\sigma$  é a **geração de entropia** do processo (medida da irreversibilidade interna) e *nunca* é negativa.

**Sistema Isolado** Um sistema é dito isolado quando não interage via calor ou trabalho com sua vizinhança. Pela 1ª Lei:

$$E_2 - E_1 = Q_{(=0)} - W_{(=0)} \Rightarrow E_2 = E_1$$

E pela 2ª Lei:

$$S_2 - S_1 = \int_1^2 \left( \frac{\delta Q}{T} \right)_b + \sigma_{12} \Rightarrow S_2 \geq S_1$$

- Um sistema isolado deve evoluir para um estado de equilíbrio caracterizado pela uniformidade em suas propriedades;
- Assim, as irreversibilidades se tornam cada vez menores à medida que o sistema se aproxima do equilíbrio. Ou seja,  $\sigma$  diminui conforme o equilíbrio é aproximado;
- Dessa forma, no estado de equilíbrio, a entropia de um sistema isolado deve ser máxima. Este é o princípio do aumento da entropia para um sistema isolado.

## Formas do Balanço de Entropia para Sistemas Fechados

$$\begin{aligned}S_2 - S_1 &= \sum_j \frac{Q_j}{T_j} + \sigma \\dS &= \sum_j \frac{\delta Q_j}{T_j} + \delta\sigma \\\frac{dS}{dt} &= \sum_j \frac{\dot{Q}_j}{T_j} + \dot{\sigma}\end{aligned}$$

## 7.4 Balanço de Entropia para Volume de Controle

**Balanço de Entropia para VC** Para volumes de controle, é necessário acrescentar as entropias que entram e saem junto com as respectivas vazões em massa nas entradas e saídas. Assim, para VC:

$$\frac{dS_{VC}}{dt} = \sum_j \frac{\dot{Q}_j}{T_j} + \sum_{entradas} \dot{m}_i s_i - \sum_{saídas} \dot{m}_o s_o + \dot{\sigma}$$

## 7.5 Escoamento Isentrópico

### Escoamento Isentrópico – Conceito

É todo escoamento que ocorre de forma **adiabática** e **internamente reversível**. Portanto, teremos:

$$s_2 = s_1$$

Este tipo de escoamento é utilizado como “*ideal a atingir*” para turbinas, compressores, bombas, bocais e outros dispositivos termicamente isolados.

Além disso, qualquer escoamento em regime transiente, que ocorra de forma *adiabática* e seja *suficientemente lento* para que as propriedades no interior do VC sejam uniformes, pode ser considerado isentrópico no interior do VC. Isto se justifica pois, neste caso,  $s_i = s_o = s_{VC}$ .

### Escoamento Isentrópico de Gases Ideais com Calores Específicos Variáveis

$$s^\circ(T_2) = s^\circ(T_1) + R \ln \frac{p_2}{p_1} \text{ ou } \frac{p_2}{p_1} = e^{\frac{s^\circ(T_2) - s^\circ(T_1)}{R}}$$

Para ar como gás ideal, a Tab. A-22 fornece valores da função  $s^\circ(T)$ , permitindo resolver a equação acima para T ou p.

### Escoamento Isentrópico de Gases Ideais com Calores Específicos Constantes

Para obter o estado final basta utilizar as relações:

$$\begin{aligned}\frac{T_2}{T_1} &= \left(\frac{v_1}{v_2}\right)^{k-1} \\\frac{T_2}{T_1} &= \left(\frac{p_2}{p_1}\right)^{\frac{k-1}{k}}\end{aligned}$$

Ou, dividindo uma relação pela outra:

$$\frac{p_2}{p_1} = \left(\frac{v_1}{v_2}\right)^k \text{ isto é } pv^k = \text{const}$$

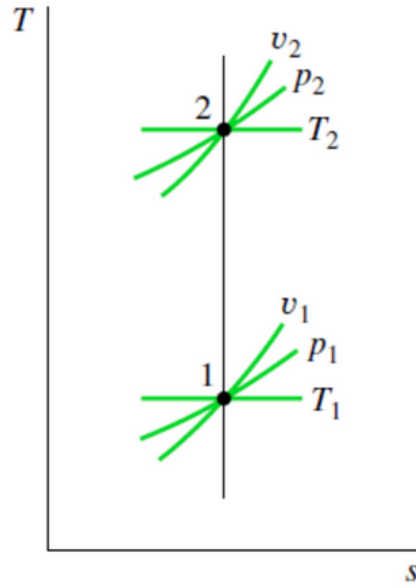


Figura 21: Estados inicial e final

**Escoamento Politrópico de um Gás** Podemos generalizar a relação do escoamento isentrópico:

$$pv^k = \text{const}$$

para uma única expressão capaz de descrever diversos tipos de escoamentos *internamente reversíveis* de um gás:

$$pv^n = \text{const}$$

Dessa forma, para um gás ideal ( $pv = RT$ ) o valor de  $n$  se ajusta a diversas situações:

- $n = 0$  : escoamento isobárico  $\leftrightarrow p = \text{const}$
- $n = 1$  : escoamento isotérmico  $\leftrightarrow T = \text{const}$
- $n = k$  : escoamento isentrópico  $\leftrightarrow s = \text{const}$
- $n = \pm\infty$  : escoamento incompressível  $\leftrightarrow v = \text{const}$

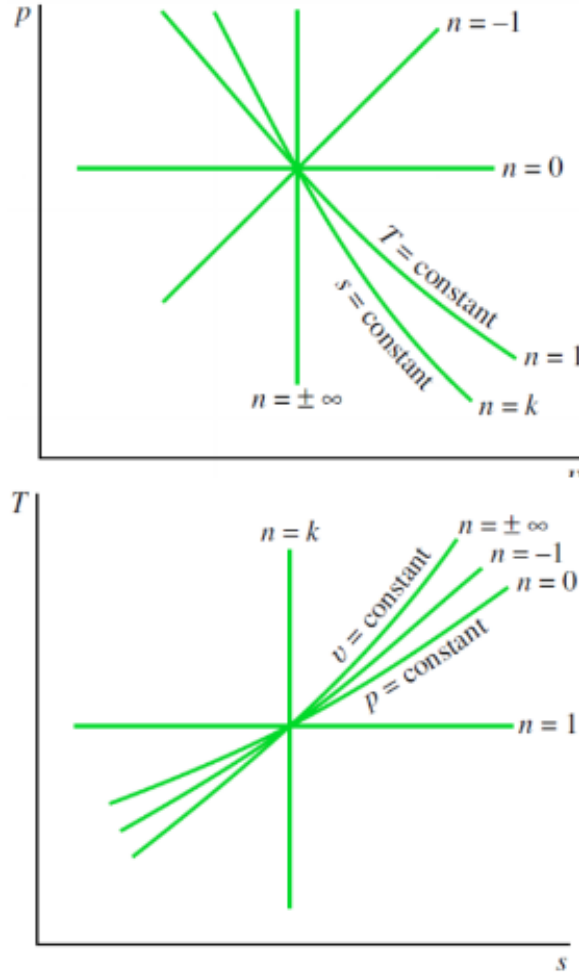


Figura 22: O uso de  $p-v$   $n = \text{const}$  com  $n$  ajustado a dados experimentais de um escoamento real, permite descrever esse escoamento ou dispositivo/máquina por meio de uma equação algébrica útil para representar seu comportamento termodinâmico.

**Calor e Trabalho em Escoamento Politrópico** Considere um VC com uma entrada (“1”) e uma saída (“2”) operando em regime permanente. Na hipótese de o VC operar sem irreversibilidades internas, o calor pode ser calculado por:

$$\dot{Q}_{int.rev.VC} = \dot{m} \int_1^2 T ds$$

Para obtermos a potência mecânica, usamos o balanço de energia no VC.

$$\dot{W}_{int.rev.VC} = -\dot{m} \int_1^2 v dp$$

Integral essa que pode ser resolvida usando a relação  $p v^n = \text{const.}$

Integrando:

$$\frac{\dot{W}_{int.rev.VC}}{\dot{m}} = \begin{cases} -\frac{n}{n-1} (p_2 v_2 - p_1 v_1) & n \neq 1 \\ -p_1 v_1 \ln\left(\frac{p_2}{p_1}\right) & n = 1 \end{cases}$$

Casos particulares:

$$\begin{aligned} n = 0 & : \text{escoamento isobárico} \leftrightarrow \dot{W}_{int.rev.VC} = 0 \\ n = 1 & : \text{escoamento isotérmico} \leftrightarrow \dot{W}_{int.rev.VC} = -\dot{m} p_1 v_1 \ln\left(\frac{p_2}{p_1}\right) \\ n = k & : \text{escoamento isentrópico} \leftrightarrow \dot{W}_{int.rev.VC} = -\frac{\dot{m} k}{k-1} (p_2 v_2 - p_1 v_1) \\ n = \pm\infty & : \text{escoamento incompressível} \leftrightarrow \dot{W}_{int.rev.VC} = -\dot{m} v (p_2 - p_1) \end{aligned}$$

## 7.6 Eficiência Isentrópica

### Eficiência de um Dispositivo de Conversão de Energia

É definida como a razão entre a energia convertida no dispositivo real e a convertida em um dispositivo ideal, obtendo sempre um número inferior a 1.

Assim, uma turbina nunca poderia gerar mais potência que a turbina ideal nas mesmas condições.

Um compressor nunca poderia consumir menos potência que o compressor ideal nas mesmas condições.

A razão disso são as irreversibilidades, internas e externas, presentes nas máquinas reais.

**Eficiência Isentrópica de Turbinas Térmicas** Qualquer perda de calor da turbina para a vizinhança, além de irreversível, levaria a uma perda de eficiência na conversão de entalpia em trabalho.

$$n_t = \frac{\dot{W}/\dot{m}}{(\dot{W}/\dot{m})_s} = \frac{h_1 - h_2}{h_1 - h_{2s}} \quad (\sim 0.7 - 0.9)$$

As irreversibilidades internas fazem com que o fluido saia mais quente ( $h_2 > h_{2s}$ ).

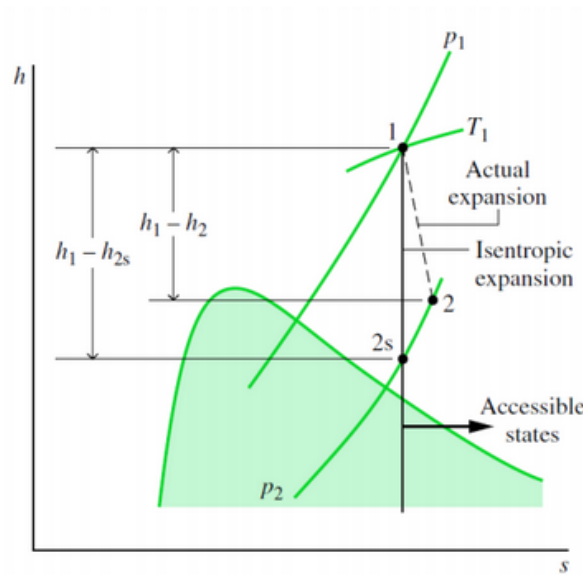


Figura 23: Diagrama h-s

### Eficiência Isentrópica de Bocais

Bocais são dispositivos usados para converter energia de pressão em energia cinética. São comumente usados em propulsão (aviões, foguetes, etc). Essa conversão deve, idealmente, ocorrer sem perda de calor para a vizinhança.

$$n_{bocal} = \frac{V_2^2/2}{V_{2s}^2/2} \quad (> \sim 0.95)$$

### Eficiência Isentrópica de Compressores e Bombas

Estas máquinas convertem energia mecânica em energia de pressão. Essa conversão deve ocorrer sem perda de calor para a vizinhança.

$$n_c = \frac{(\dot{W}/\dot{m})_s}{\dot{W}/\dot{m}} = \frac{h_{2s} - h_1}{h_2 - h_1} \quad (\sim 0.75 - 0.85)$$



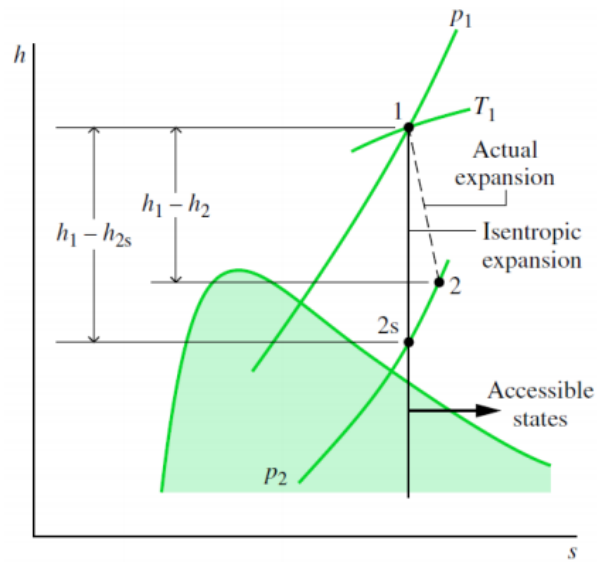


Figura 24: Diagrama h-s

## 8 Interpolação Linear

$$y = y_0 + (y_1 - y_0) \frac{x - x_0}{x_1 - x_0}$$