

Equações e diagramas

T-dS

A segunda lei da termodinâmica

$$\Delta S = S_2 - S_1 \geq \int_1^2 \left(\frac{\delta Q}{T} \right)_A$$

Expressão matemática da segunda lei (para um sistema fechado).

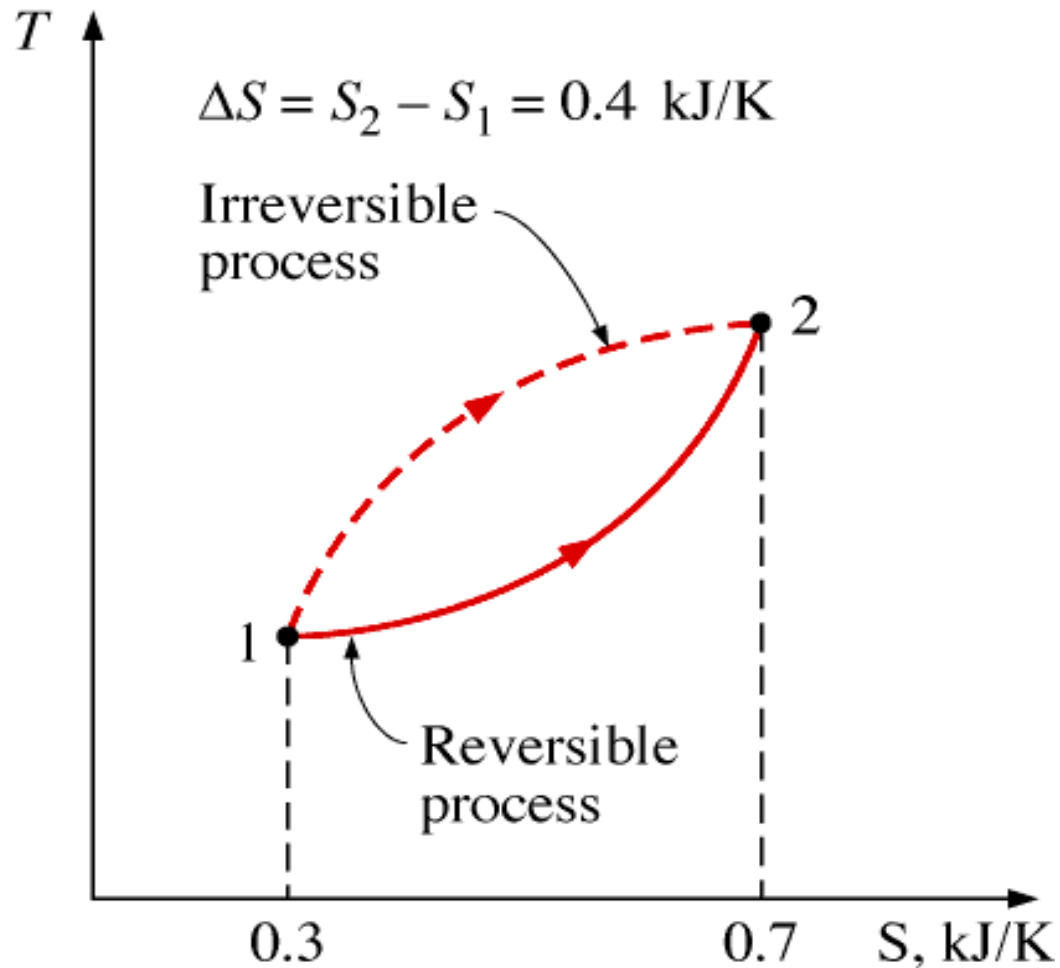
A entropia é uma propriedade que **não é conservativa!**

Entropia

$$s_2 - s_1 = \int_1^2 \left(\frac{\delta q}{T} \right)_{\text{int rev}}$$

Unidades $\frac{kJ}{kg \cdot K}$ *or* $\frac{Btu}{lbm \cdot R}$

Variação de entropia entre dois estados específicos



A mudança da entropia entre dois estados específicos é a mesma, seja o processo reversível ou irreversível

A variação de entropia torna-se uma igualdade: utiliza-se um novo termo

$$\Delta S = \int_1^2 \left(\frac{\delta Q}{T} \right)_A + S_{gen}$$

Varição da entropia

Transporte de entropia devido ao fluxo de calor

Geração ou produção de entropia

$S_{gen} \geq 0$; não é uma propriedade

Produção de entropia

- $S_{\text{gen}} > 0$ processo irreversível real.
- $S_{\text{gen}} = 0$ processo reversível.
- $S_{\text{gen}} < 0$ impossível.

Produção de entropia

- S_{gen} quantifica as irreversibilidades (aumenta com o aumento das irreversibilidades).
- Processo reversível não produz entropia, $S_{gen} = 0$.
- S_{gen} depende do processo, logo não é uma propriedade

Transferência e produção de entropia

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

Variação da entropia do sistema. Pode ser +, - ou nulo.

Transferência de entropia de ou para o sistema via transf. De calor. Pode ser +, - ou nula

Produção de entropia:
> 0 irreversibilidades internas
= 0 não há irrevers. internas
< 0 nunca

Transferência e produção de entropia

$$S_2 - S_1 \left\{ \begin{array}{l} > 0 : Q \text{ could be } + \text{ or } -; \text{ if } -, \int_1^2 \left(\frac{\delta Q}{T} \right) < S_{gen} \\ & \text{because } S_{gen} \text{ is always positive} \\ < 0 : \text{ if } Q \text{ is negative and } \int_1^2 \left(\frac{\delta Q}{T} \right) > S_{gen} \\ = 0 : \text{ if } Q = 0 \text{ and } S_{gen} = 0 \\ = 0 : \text{ if } Q \text{ is negative and } \int_1^2 \left(\frac{\delta Q}{T} \right) = S_{gen} \end{array} \right.$$

Aumento da entropia

- A variação da entropia em um sistema em geral (ΔS_{sys}) pode ser negativa (devido à transferência de calor para fora do sistema)
- A produção de entropia não pode ser negativa

$S_{gen} > 0$: processo Irreversível

$S_{gen} = 0$: processo Reversível

$S_{gen} < 0$: processo Impossível

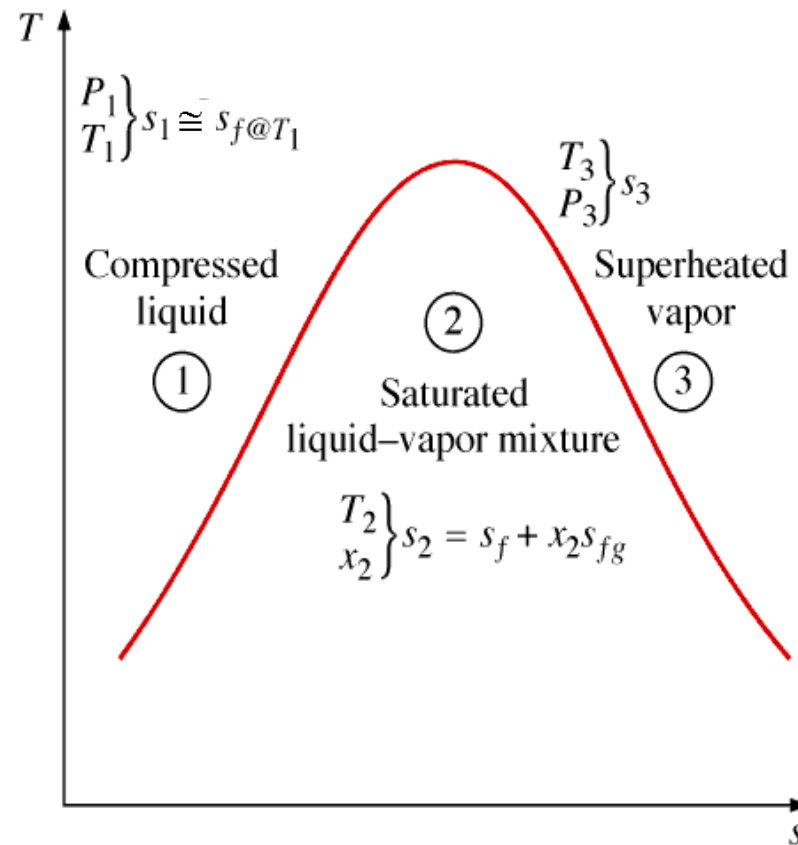
Transferência de entropia

- A variação da entropia deve-se a: transferência de calor, de massa e a irreversibilidades.
- Calor transferido para um sistema aumenta a entropia, e vice-versa.
- O efeito das irreversibilidades é sempre o aumento da entropia

Alguns cometários sobre entropia

- O processo pode ocorrer apenas em um sentido em que $S_{gen} \geq 0$, e não em qualquer sentido
- Entropia é uma propriedade não conservativa :a entropia do universo está sempre aumentando.
- A performance em sistemas de engenharia é degradada pelas irreversibilidades, e a geração de entropia é uma medida da magnitude das irreversibilidades presentes durante o processo.

A entropia de uma substância pura é determinada através de tabelas, assim como para qualquer outra propriedade



**Procedemos da mesma forma
que para as demais
propriedades**

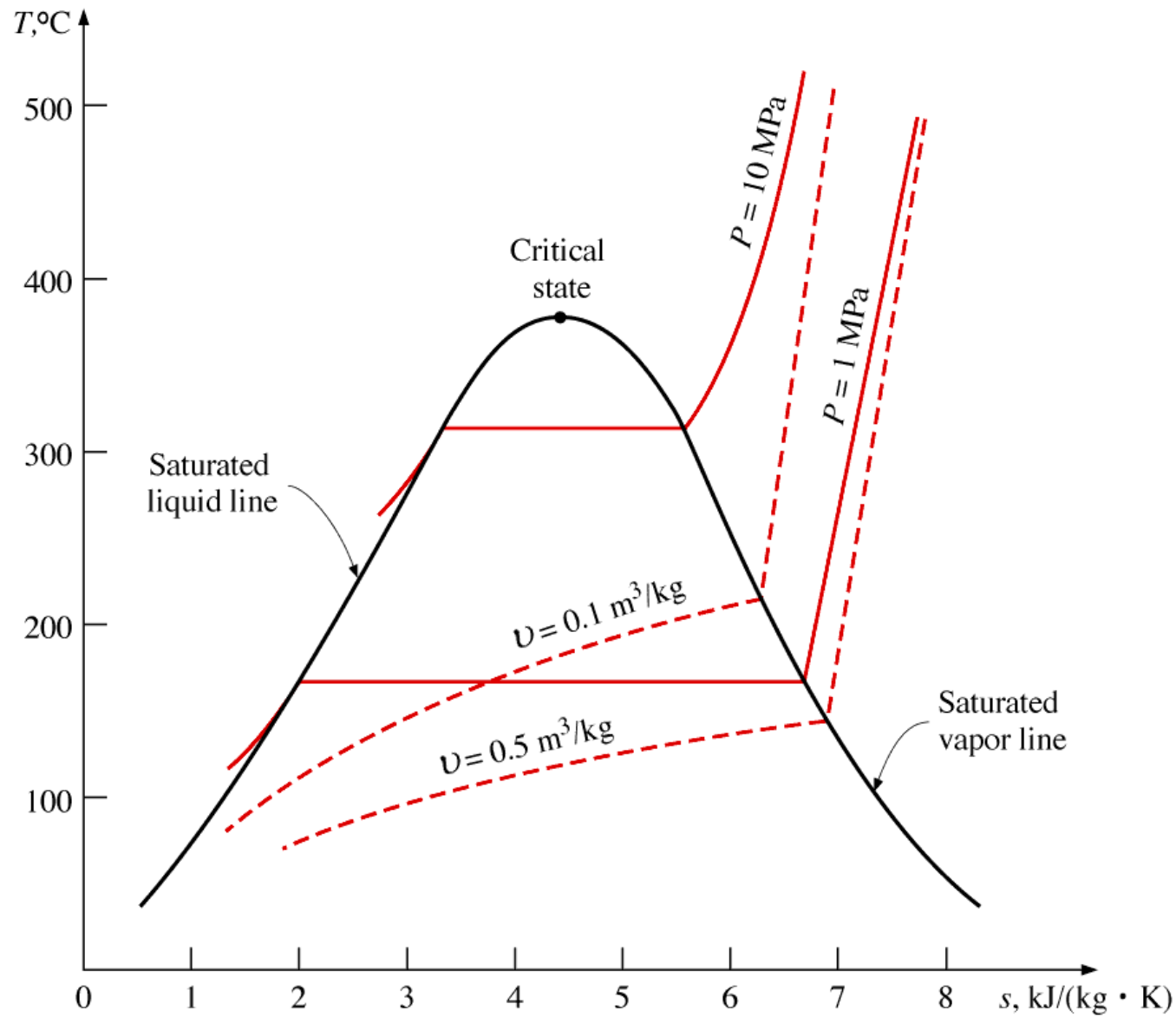
Das tabelas:

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

E, para líquidos comprimidos:

$$s(T, p) \simeq s_f(T)$$

Diagrama T-s para a água



Questão

- **Utilizando as tabelas do livro:**
- **Encontre a entropia da água a 50 kPa e 500°C. Especifique as unidades.**
- **Encontre a entropia da água a 100°C com um título de 50%.**
- **Encontre a entropia da água a 1 MPa e 120°C.**

Diagrama T-s

Lembrem-se que no diagrama P-v a análise da 1ª lei foi muito importante, e que,

$$w = \int P dv$$

O trabalho era a área abaixo da curva

Para o diagrama T-s

$$dS = \left(\frac{\delta Q}{T} \right)_{\text{int rev}}$$

Arrumando:

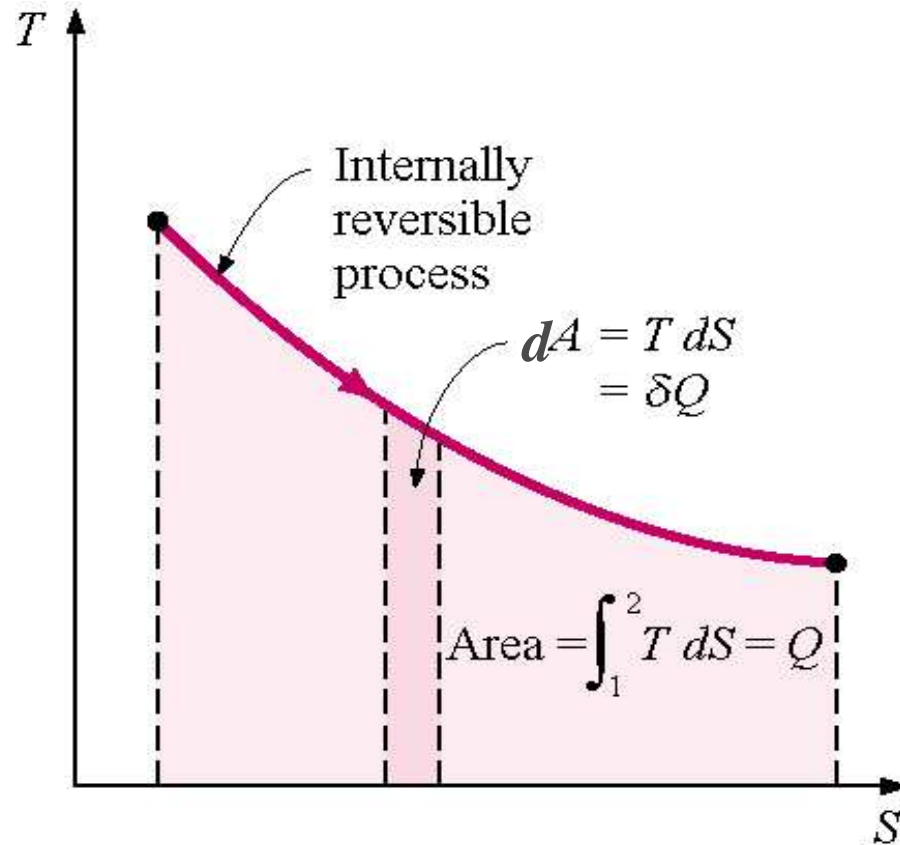
$$\delta Q_{\text{int rev}} = T dS$$

Integrando:

$$Q_{\text{int rev}} = \int_1^2 T dS$$

Transf. de calor para processos intern. revers.

Em um diagrama T - S a área abaixo da curva do processo representa a transferência de calor para processos internamente reversíveis



Obtenção das equações Tds

Para um sistema fechado simples:

$$\delta Q - \delta W = dU$$

O trabalho é dado por:

$$\delta W = PdV$$

Substituindo:

$$\delta Q = dU + PdV$$

Obtenção das equações Tds

Para um processo reversível

$$TdS = \delta Q$$

Logo,

$$TdS = dU + PdV$$

Em termos específicos:

$$Tds = du + Pdv$$

Equações Tds

- Entropia é propriedade
- Equação Tds expressa a entropia em função de outras propriedades
- As propriedades são independentes do caminho
- A equação Tds pode ser utilizada para calcular a variação da entropia entre 2 estados

$$Tds = du + Pdv$$

Equações Tds

Utilizando-se a entalpia, $h = u + Pv$, é possível obter uma segunda equação Tds:

$$\begin{aligned}dh &= d(u + Pv) \\ &= du + Pdv + vdP \\ &= Tds + vdP\end{aligned}$$

$$Tds = dh - vdP$$

Variação de entropia de uma substância pura

- *A variação de entropia ou relações isentrópicas de um processo são:*

1. *Substância pura:*

Qualquer processo: $\Delta S = s_2 - s_1$ [kJ/(kg-K)]

Processo isentrópico: $s_2 = s_1$

Variação de entropia para uma substância incompressível

Primeira equação Tds :

$$Tds = C_v(T) dT + Pdv$$

Substância incompressível, $v \cong \text{const}$, logo $dv = 0$.

Ainda, $C_v(T) = C(T)$, logo:

$$ds = \frac{C(T)}{T} dT$$

Variação de entropia para uma substância incompressível

Integrando:

$$s_2 - s_1 = \int_{T_1}^{T_2} \frac{C(T)}{T} dT$$

Se o calor específico não varia com a temperatura:

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

Variação de entropia para uma substância incompressível

2. Substância incompressível:

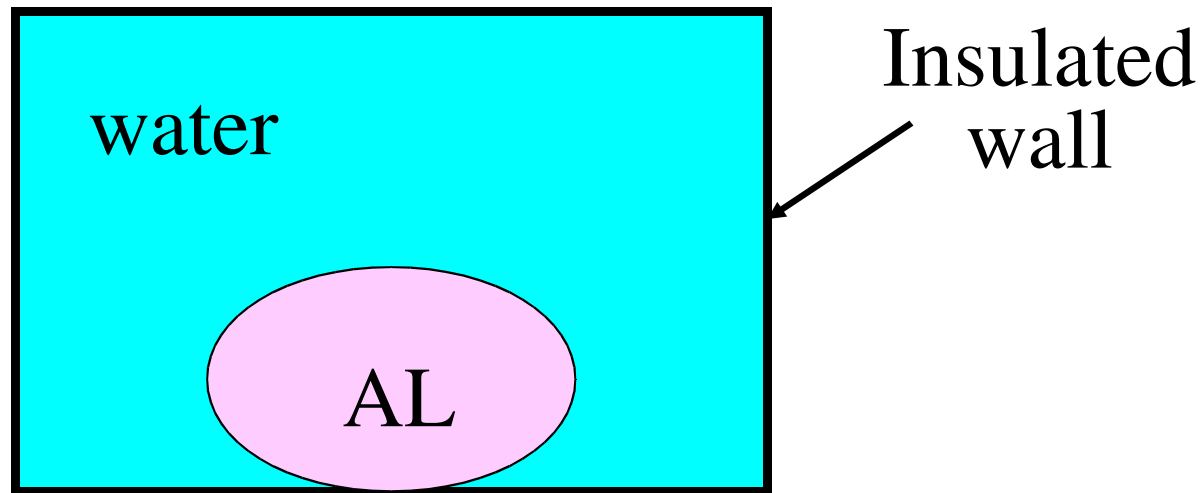
Qualquer processo: $s_2 - s_1 = C_v \ln \frac{T_2}{T_1}$

Processo Isoentrópico : $T_2 = T_1$

Questão

Alumínio a 100°C é posto em um tanque rígido adiabático contendo 10 kg de água a 30°C . Se a massa do alumínio é 0.5 kg, encontre a temperatura final do alumínio e da água, a variação de entropia do alumínio e da água, e a variação da entropia total do universo devido a este processo.

Diagrama



Sistema fechado incluindo o alumínio e a água

Volume constante, adiabático, sem trabalho realizado

Conservação de energia

Primeira lei

$$\cancel{Q} - \cancel{W} = \Delta U_{sys} = \Delta U_W + \Delta U_{AL}$$

$$m_W C_W (T_2 - T_1)_W + m_{AL} C_{AL} (T_2 - T_1)_{AL} = 0$$

Mas $(T_2)_W = (T_2)_{AL} = T_2$ no equilíbrio

$$\therefore T_2 = \frac{m_W C_W (T_1)_W + m_{AL} C_{AL} (T_1)_{AL}}{m_W C_W + m_{AL} C_{AL}}$$

Resolvendo para a temperatura

$$m_W = 10 \text{ kg}, \quad C_W = 4.177 \text{ kJ/kg}\cdot\text{K}$$

$$m_{AL} = 0.5 \text{ kg}, \quad C_{AL} = 0.941 \text{ kJ/kg}\cdot\text{K}$$

$$T_2 = \frac{(10 \text{ kg})\left(4.177 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}\cdot\text{K}}\right)(303 \text{ K}) + (0.5 \text{ kg})\left(0.941 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}\cdot\text{K}}\right)(373 \text{ K})}{(10 \text{ kg})\left(4.177 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}\cdot\text{K}}\right) + (0.5 \text{ kg})(0.941 \text{ kJ/kg}\cdot\text{K})}$$

$$T_2 = 303.8 \text{ K}$$

Transferência de entropia

Variação de entropia para a água e para o alumínio

$$\begin{aligned}\Delta S_W &= m_W C_W \ln \frac{T_2}{T_{1,W}} \\ &= (10 \text{ kg}) \left(4.177 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right) \ln \left(\frac{303.8 \text{ K}}{303 \text{ K}} \right) = 0.1101 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta S_{AL} &= m_{AL} C_{AL} \ln \frac{T_2}{T_{1,AL}} \\ &= (0.5 \text{ kg}) \left(0.941 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right) \ln \frac{303.8 \text{ K}}{373 \text{ K}} = -0.0966 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}\end{aligned}$$

Produção de entropia

Produção de entropia para o Universo

$$\begin{aligned} S_{gen} &= \Delta S_{total} = \Delta S_W + \Delta S_{AL} \\ &= 0.1101 \frac{kJ}{K} - 0.0966 \frac{kJ}{K} \\ &= 0.0135 \frac{kJ}{K} > 0 \end{aligned}$$

$S_{gen} > 0$: Processo irreversível

Variaco de entropia para um gás perfeito

2ª equaco Tds

$$Tds = dh - v dP$$

dh e v para um gás ideal

$$dh = C_p dT \quad \text{and} \quad v = RT/P$$

Substituindo: $Tds = C_p dT - \frac{RT}{P} dP$

Variação de entropia para um gás perfeito

Dividindo por T,

$$ds = C_p \frac{dT}{T} - R \frac{dP}{P}$$

$$C_p = C_p(T)$$

Varição de entropia para um gás perfeito

Integrando:

$$s_2 - s_1 = \int_{T_1}^{T_2} C_p(T) \frac{dT}{T} - R \ln \frac{P_2}{P_1}$$

Precisamos avaliar a integral:

$$\int_{T_1}^{T_2} C_p \frac{dT}{T}$$

Variação de entropia para um gás perfeito

- Ainda, podemos mostrar de

$$Tds = du + Pdv$$

que

$$s_2 - s_1 = \int_{T_1}^{T_2} C_v(T) \frac{dT}{T} + R \ln \frac{v_2}{v_1}$$

Variação de entropia para um gás perfeito com calores específicos constantes

- Se a variação de temperatura é muito pequena $C_p \approx \text{constante}$ (e $C_v \approx \text{constante}$),

$$\int_1^2 C_p \frac{dT}{T} = C_p \ln \frac{T_2}{T_1}$$

$$s_2 - s_1 = C_p \ln \frac{T_2}{T_1} - R \ln \frac{P_2}{P_1}$$

Variación de entropia para um gás perfeito com calores específicos constantes

- Temos

$$Tds = du + Pdv$$

- Logo

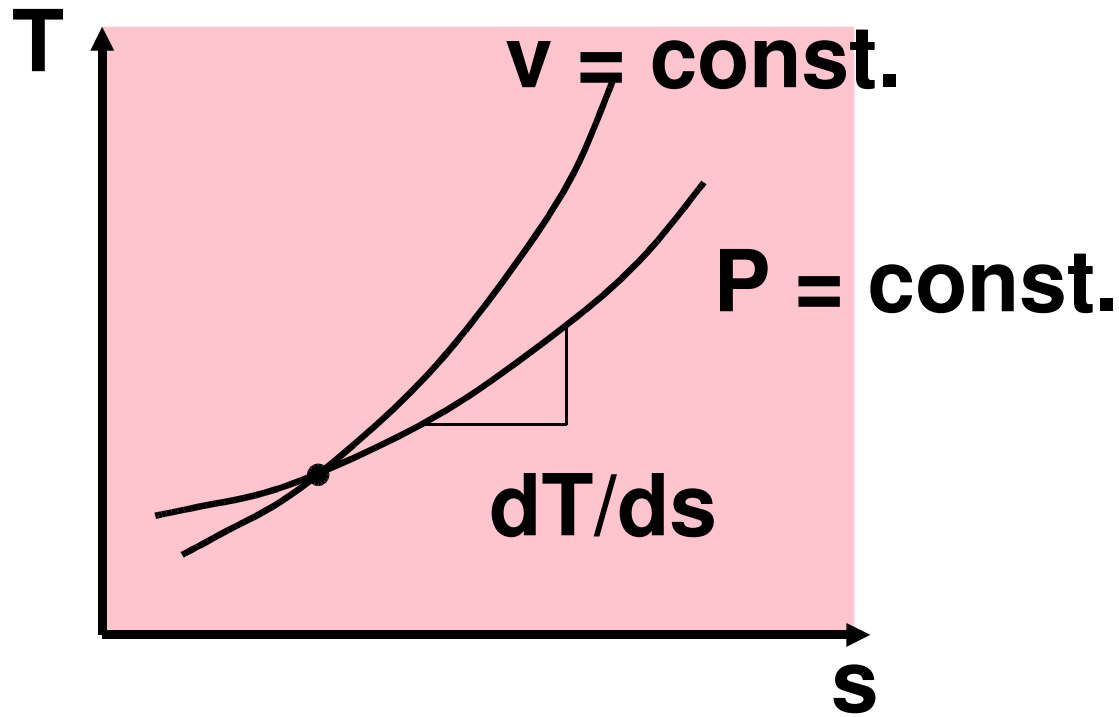
$$s_2 - s_1 = C_v \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{v_2}{v_1}$$

Iso-linhas de v e de P para diagramas de gases perfeitos

$$Tds = du + Pdv \rightarrow v = \text{const} \rightarrow dT/ds|_v = T/C_v$$

$$Tds = dh - vdp \rightarrow P = \text{const} \rightarrow dT/ds|_P = T/C_P$$

$$C_P > C_v \quad \therefore \quad dT/ds|_v > dT/ds|_P$$



Resumo da variação de entropia para uma substância pura

1. *Substância pura:*

Qualquer processo:

$$\Delta s = s_2 - s_1 \text{ [kJ/(kg-K)]}$$

(Tabela)

Processo isoentrópico:

$$s_2 = s_1$$

Resumo da variação de entropia para uma substância incompressível

2. *Substância incompressível:*

Qualquer processo:

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

Processo isentrópico: $T_2 = T_1$

Resumo da variação de entropia para um gás perfeito

3. Gás perfeito:

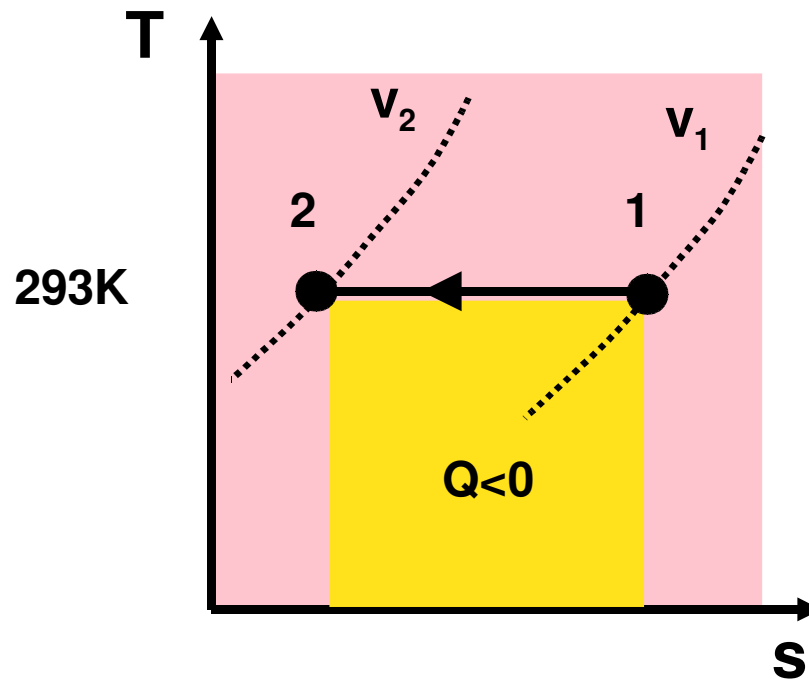
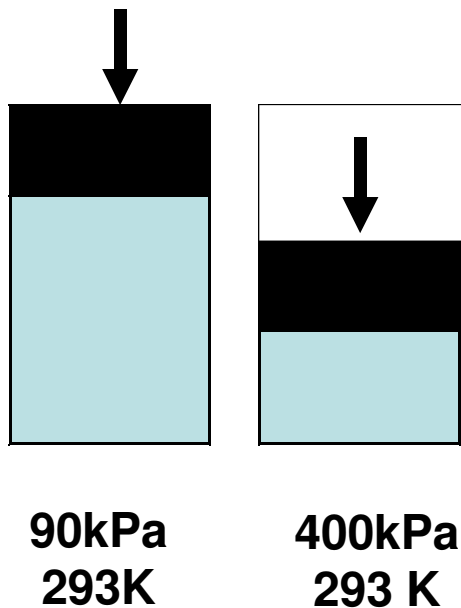
Calores específicos constantes (formulação aproximativa):

$$s_2 - s_1 = C_{v, av} \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{v_2}{v_1} \quad [\text{kJ}/(\text{kg} \cdot \text{K})]$$

$$s_2 - s_1 = C_{p, av} \ln \frac{T_2}{T_1} - R \ln \frac{P_2}{P_1} \quad [\text{kJ}/(\text{kg} \cdot \text{K})]$$

Questão : Ar é comprimido em um dispositivo pistão cilindro de 90 kPa e 20°C a 400 kPa em um processo isotérmico reversível.

Determinar: (a) a variação de entropia do ar, (b) o trabalho realizado e (c) o calor removido.



Ar é gás perfeito, $R = 287 \text{ Jkg}^{-1}\text{K}^{-1}$

Varição de entropia p/ gás com calor específico cte.:

$$s_2 - s_1 = C_p \ln \frac{T_2}{T_1} - R \ln \frac{P_2}{P_1} = -287 \ln \frac{400}{90} = -428 \left(\frac{J}{kg K} \right)$$

Trabalho compressão isotérmica p/ um gás ideal:

$$W_{comp} = -RT \ln \frac{P_2}{P_1} = -287 \cdot 298 \cdot \ln \frac{400}{90} = -125.4 \left(\frac{kJ}{kg} \right)$$

Calor rejeitado (1ª lei):

$$Q - W_{comp} = \Delta U \rightarrow Q \equiv W_{comp} = -125.4 \left(\frac{kJ}{kg} \right)$$

- S_{ar} diminui devido à extração de calor. Considere que o calor é rejeitado para um ambiente a 15°C . Encontre a variação de entropia para o ambiente e para o ar.
- O ambiente é um **reservatório térmico**. $\Delta s = Q/T = 125400/288 = \underline{+ 435 \text{ J}/(\text{kg K})}$.
- A variação de entropia do sistema + a do ambiente é:
$$\Delta S = \Delta S_{\text{system}} + \Delta S_{\text{environ}} = - 428 + 435 = 7 \text{ J}/(\text{kg K}).$$
- Se o ambiente estiver a 20°C , $\Delta s = 0$ porque ambos estão a mesma temperatura.

Questão

Um tanque rígido contém 1 lbm de monóxido de carbono ($C_v = 0,18$ Btu/lbmR) a 1 atm e a 90°F . Calor é adicionado até que a pressão atinja 1.5 atm. Calcular:

- (a) A transferência de calor em Btu.
- (b) A variação de entropia em Btu/R.

Diagrama

Tanque rígido \Rightarrow volume cte.

CO: $m = 1 \text{ lbm}$

Estado 1:

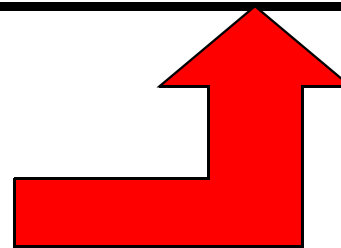
$P = 1 \text{ atm}$

$T = 90^\circ\text{F}$

Estado 2:

$P = 1.5 \text{ atm}$

Transferência
de calor



Considerações

- **O sistema é o CO no tanque**
- **O trabalho é nulo (tanque rígido)**
- **Variação de energia cinética nula**
- **Variação de energia potencial nula**
- **CO é gás perfeito**
- **Calores específicos constantes**

Conservação de energia

$$Q - W = \Delta U + \Delta KE + \Delta PE$$

The equation shows the first law of thermodynamics. Red arrows point from the minus sign before W to a red '0' above it, and from the plus signs before ΔU, ΔKE, and ΔPE to red '0's above each term, indicating that these terms are zero.

Para calores específicos constantes:

$$Q = mC_v(T_2 - T_1)$$

Precisa-se de $T_2 \Rightarrow$ como obtê-la?

Equação de estado dos gases perfeitos

$$\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{mRT_1}{mRT_2}$$

Resolvendo para T_2 :

$$T_2 = \left(\frac{P_2}{P_1}\right) T_1 = \left(\frac{1.5}{1.0}\right) (90 + 460) R = 825 R$$

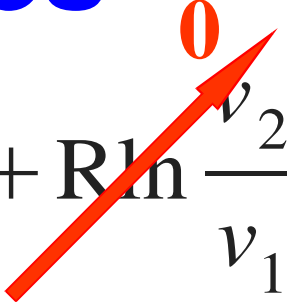
Resolvendo para a transferência de calor

$$Q = (1 \text{ lbm}) \left(0.18 \frac{\text{Btu}}{\text{lbm } R} \right) (825 - 550) R$$

$$Q = 49.5 \text{ Btu}$$

Agora, a variação de entropia ...

Para calores específicos constantes

$$S_2 - S_1 = m \left(C_v \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{v_2}{v_1} \right)$$


Como $v_2 = v_1$ $S_2 - S_1 = m C_v \ln \frac{T_2}{T_1}$

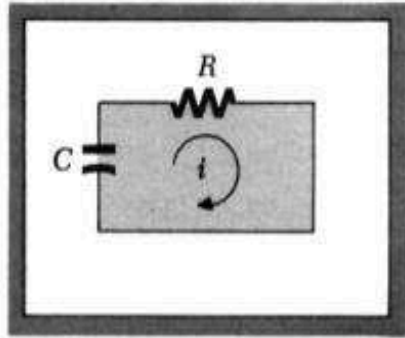
$$S_2 - S_1 = (1 \text{ lbm}) \left(0.18 \frac{\text{Btu}}{\text{lb m R}} \right) \ln \left(\frac{825 \text{ R}}{550 \text{ R}} \right)$$

$$S_2 - S_1 = 0.073 \text{ Btu/R}$$

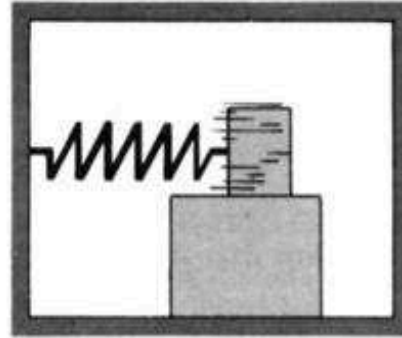
Variaco de entropia em alguns processos irreversveis

Alguns processos irreversíveis

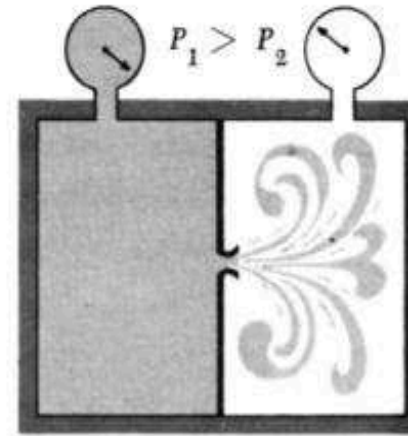
PROCESSOS EM UM SENTIDO



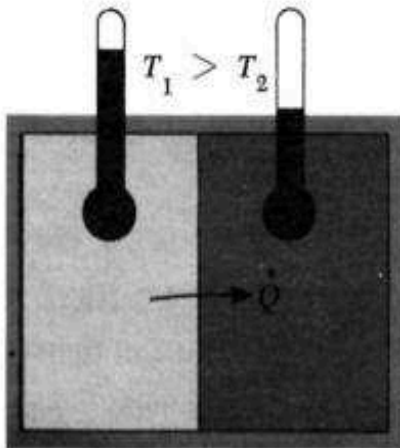
(a) *Current flow through a resistance*



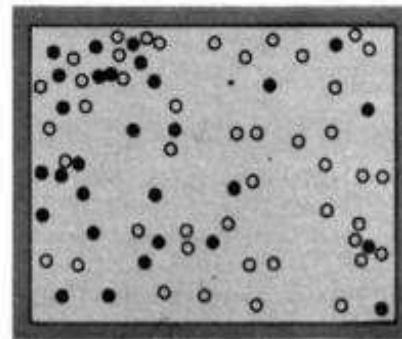
(b) *Motion with friction*



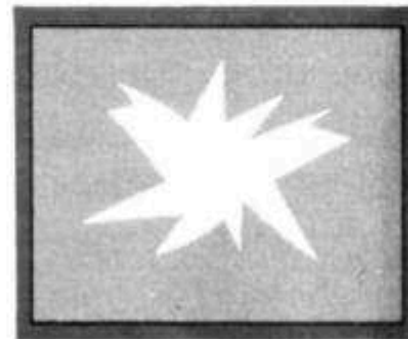
(c) *Unrestrained expansion*



(d) *Energy transfer as heat*



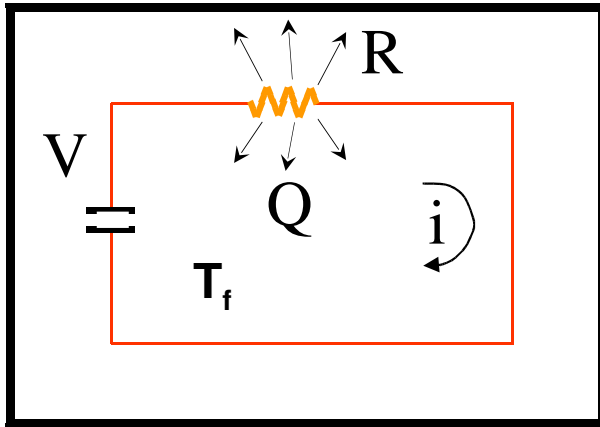
(e) *Diffusion*



(f) *Spontaneous chemical reaction*

PROCESSOS IRREVERSÍVEIS: EFEITO JOULE

Sistema Isolado



Sistema Isolado -> não há calor nem trabalho cruzando a fronteira. Toda a energia elétrica é transformada em energia interna:

$$U_f - U_i = Vi \cdot [t_f - t_i] \quad (1a. lei)$$

$$S_f - S_i = \int_i^f \frac{\delta Q}{T} + P_s \quad (2a. lei)$$

Toda a energia elétrica é convertida em energia interna do sistema. A variação de S é devido a P_s , pois $\delta Q=0$.

Como S não depende do caminho,

$$T(t)dS = dU = Vi dt \rightarrow P_s = Vi \Delta t / T(t) > 0 \Rightarrow T(t) \text{ crescente.}$$

Energia elétrica convertida em energia interna aumentou a entropia do sistema isolado. Não é possível converter a mesma quantidade de energia interna em energia elétrica.

PROCESSOS IRREVERSÍVEIS: EFEITO JOULE

Por que não é possível converter a mesma quantidade de energia interna em trabalho elétrico?

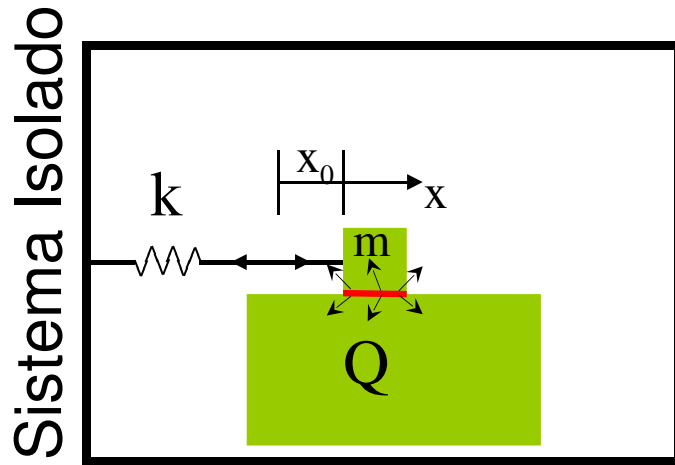
Do ponto de vista microscópico: o sistema deveria resfriar para diminuir a energia interna e transformá-la em energia elétrica. Certamente este não será o estado mais provável de encontrá-lo portanto, esta transformação não será espontânea!

Do ponto de vista macroscópico a entropia do sistema isolado deveria diminuir e isto violaria a 2ª Lei! Note que de (i) \rightarrow (f), $P_s > 0$

Um processo é reversível quando $P_s = 0$

PROCESSOS IRREVERSÍVEIS: ATRITO

Sistema Isolado -> não há calor cruzando a fronteira e toda energia Potencial da mola é transformada em energia interna:



$$U_f - U_i = \frac{1}{2} m k \cdot (\Delta x)^2 \quad (1a. lei)$$

$$S_f - S_i = \int_i^f \delta Q / T + P_s \quad (2a. lei)$$

Toda energ. pot. mola é convertida em energia interna do sistema. A variação de S é devido a P_s , pois $\delta Q=0$.

Como S não depende do caminho,

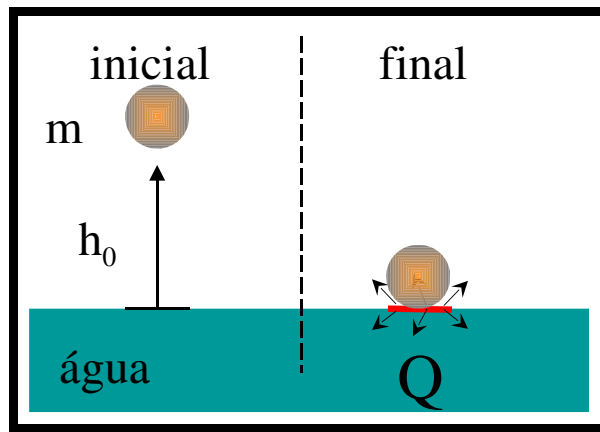
$$T(t) \Delta S = \Delta U = (1/2) m k (\Delta x)^2 (\Delta t / \Delta t) \Rightarrow P_s = \text{Pot}_{ini} \cdot \Delta t / T(t) > 0 \Rightarrow$$

$$T(t) / \Delta t > 0 \Rightarrow T(t) \text{ crescente.}$$

Não é possível converter a mesma quantidade de energia interna em energia potencial da mola!

PROCESSOS IRREVERSÍVEIS: QUEDA LIVRE

Sistema Isolado



Sistema Isolado -> não há calor cruzando a fronteira e toda energia Potencial é transformada em energia interna após choque com água

$$U_f - U_i = m \cdot g \cdot h_0 \quad (1a. lei)$$

$$S_f - S_i = \int_i^f \delta Q / T + P_s \quad (2a. lei)$$

Toda energ. pot. é convertida em energia interna do sistema. A variação de S é devido a P_s , pois $\delta Q=0$.

Como S não depende do caminho,

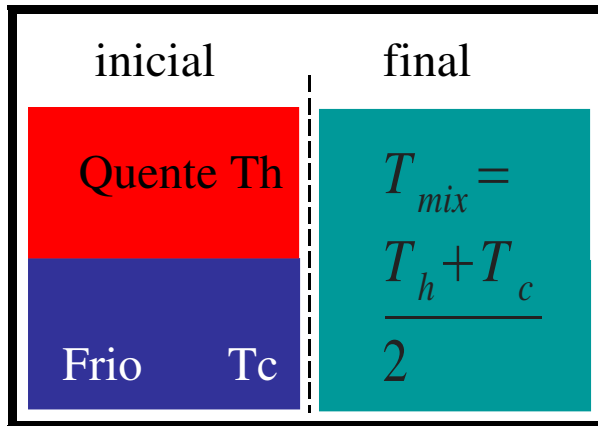
$$T(t)\Delta S = \Delta U = mgh_0(\Delta t/\Delta t) \Rightarrow P_s = (\text{pot.ini}) \cdot \Delta t / T(t) > 0 \Rightarrow$$

$$T(t)/\Delta t > 0 \Rightarrow T(t) \text{ crescente.}$$

Não é possível converter a mesma quantidade de energia interna para elevar a bola na posição inicial h_0 !

PROCESSOS IRREVERSÍVEIS: DIFERENÇA TEMP.

Sistema Isolado



Sistema Isolado -> energia interna permanece constante (blocos com mesma massa e calor específico porém a T_h e T_c)

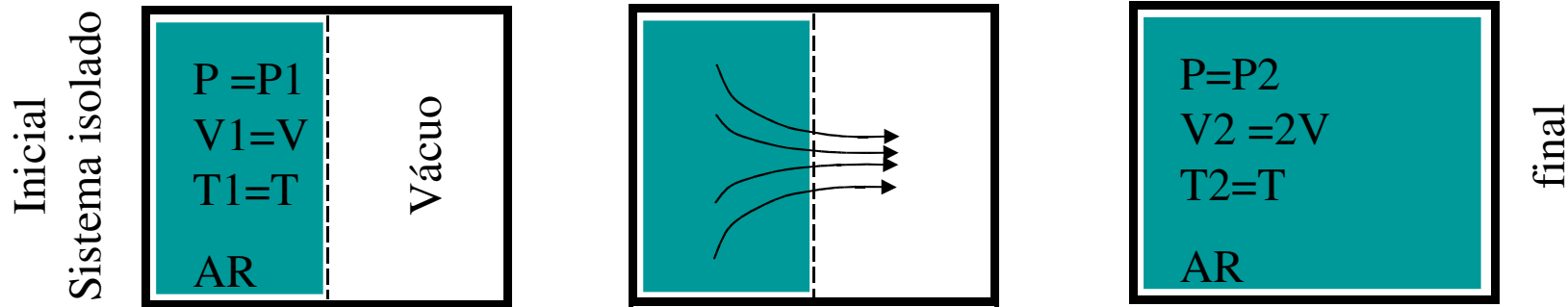
$$U_f = U_h + U_c \rightarrow T_{mix} = \frac{T_h + T_c}{2} \quad (1a. lei)$$

$$P_s = \Delta S = mC \ln\left(\frac{T_{mix}}{T_c}\right) + mC \ln\left(\frac{T_{mix}}{T_h}\right) = mC \ln\left(\frac{1}{4} \frac{(T_c + T_h)^2}{T_c T_h}\right) > 0 \quad (2a. lei)$$

S do sistema isolado é considerado como a soma de S dos sistemas quente e frio. S_{quente} diminui mas S_{frio} aumenta de modo que a variação total é maior que zero.

$T_{mix}^2 > T_c T_h$. Troca de calor com diferença de temperatura é irreversível. O bloco que atinge T_{mix} não volta espontaneamente para T_h e T_c , é necessário trabalho!

PROCESSOS IRREVERSÍVEIS: EXPANSÃO COM DIFERENÇA DE PRESSÃO



Sistema Isolado -> na expansão para o vácuo não há calor nem trabalho cruzando a fronteira. A energia interna do gás permanece a mesma. $T_1 = T_2$ (1ª lei)

Processo isotérmico: $P_1 V_1 = P_2 V_2$ ou $P_2 = 0.5 P_1$

Variação da Entropia:

$$TdS = \underbrace{dU}_{=0} + PdV \rightarrow dS = \frac{PdV}{T} = mR \frac{dV}{V} \rightarrow \Delta S = P_s = mR \ln \left[\frac{V_2}{V_1} \right] > 0$$

Durante a expansão contra o vácuo a capacidade de realizar trabalho do gás foi perdida (não havia máq. p/ extrair trabalho). A transf. inversa é irreversível pois $P_s > 0$, logo $V_2 > V_1$

Eficiência do processo

Um processo reversível pode aumentar ou diminuir a entropia, mas **NÃO HÁ PRODUÇÃO DE ENTROPIA.**

Um processo real que produz ou recebe trabalho é comparado a um processo reversível ideal.

A eficiência é a razão entre o trabalho real e o trabalho reversível ideal.

Processo isentrópico

Para um processo adiabático reversível

$$\delta Q_{REV} = 0 \Rightarrow dS = 0 \quad \text{or} \quad S_2 = S_1$$

Para um gás perfeito $\rightarrow ds=0$ e $v dP = C_p dT$

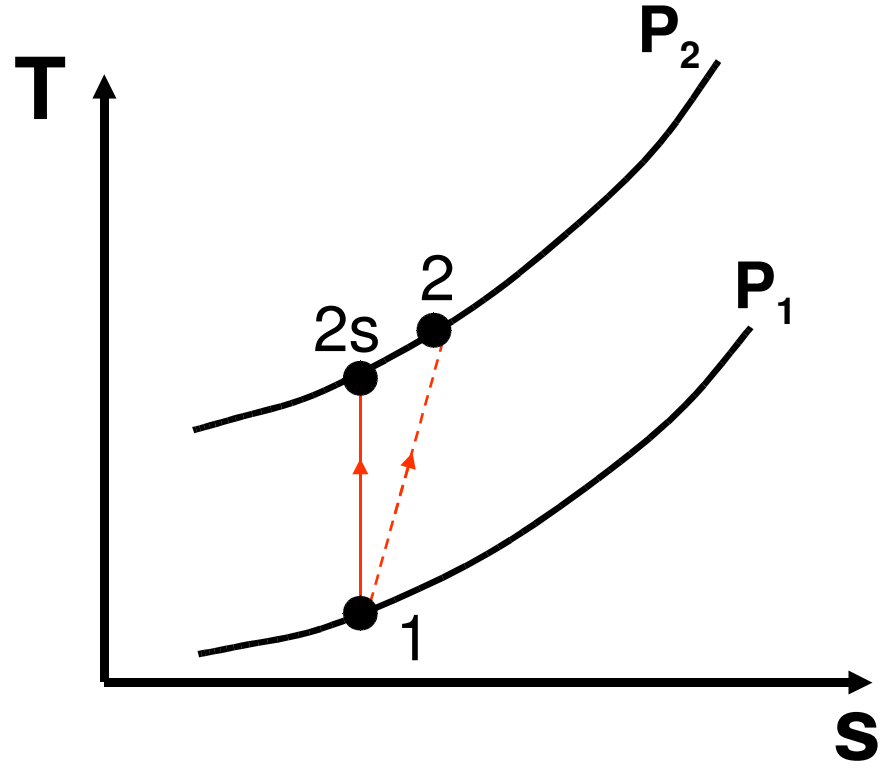
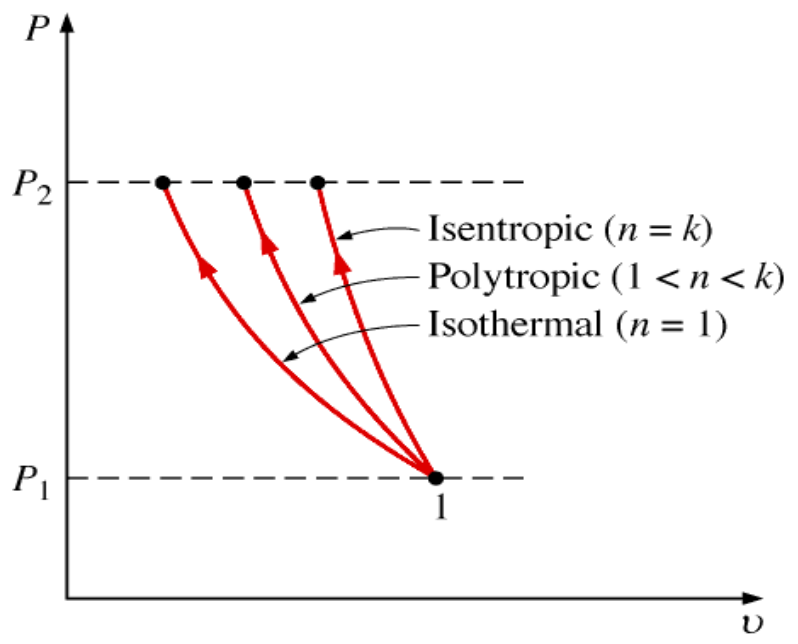
Com $v = RT/P$ e $R = C_p - C_v$,

$$(C_p - C_v) \frac{dP}{P} = C_p \frac{dT}{T} \quad \Rightarrow \quad \left(\frac{P_2}{P_1} \right)^{\frac{\gamma - 1}{\gamma}} = \left(\frac{T_2}{T_1} \right)$$

Processos gás perfeito adiabático reversível,
 $Pv^\gamma = \text{const.}$

Processo adiabático: Reversível x Irreversível

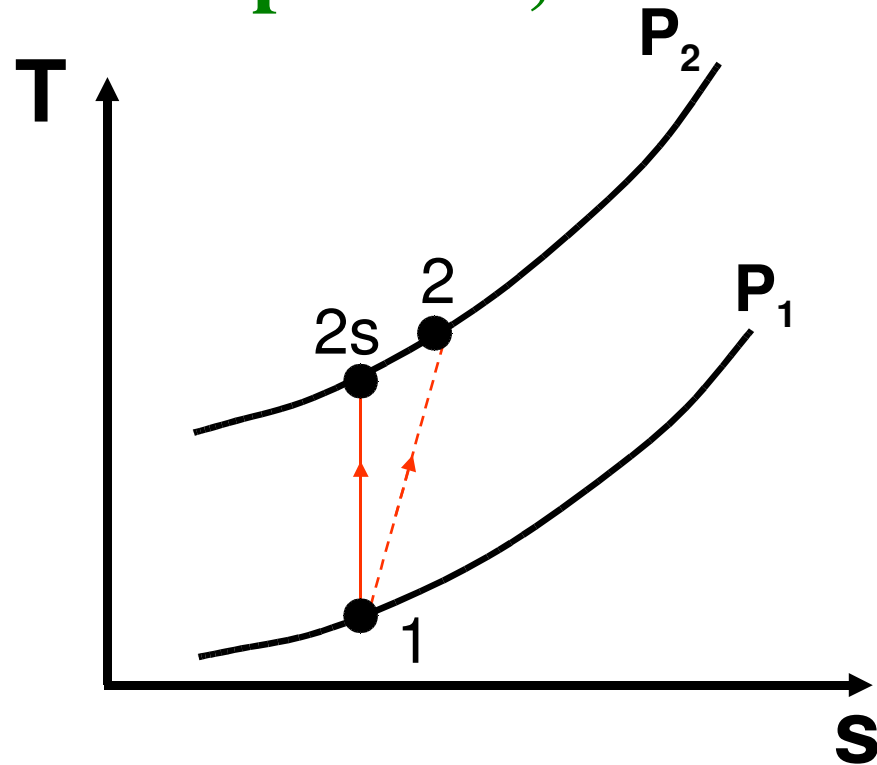
$$\delta Q = 0 \Rightarrow dS \geq 0 \quad \text{pois} \quad P_S \geq 0$$



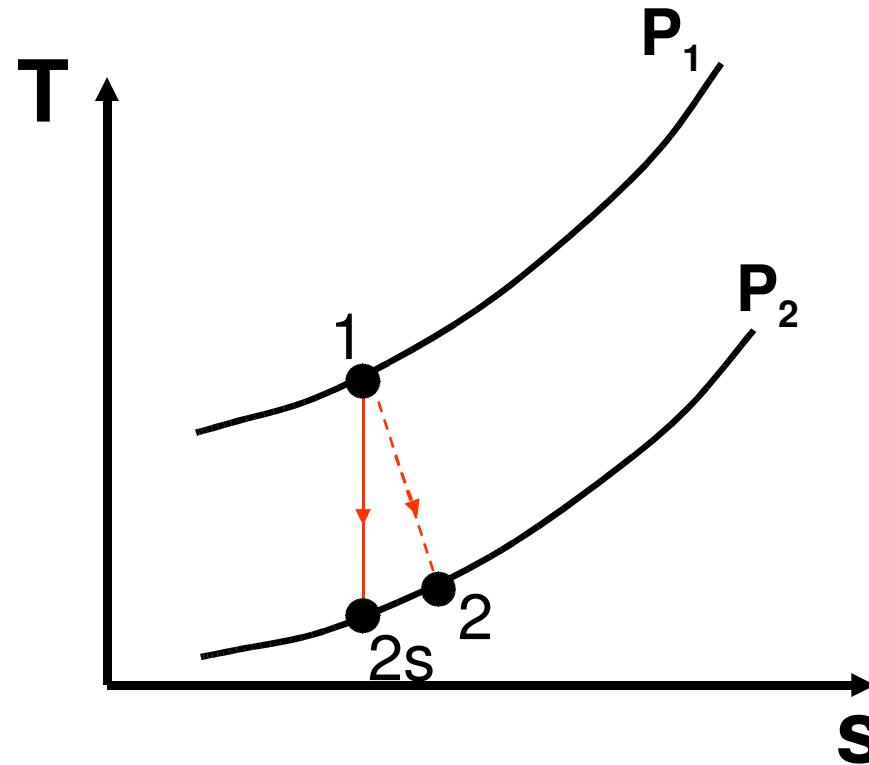
Para um processo adiabático (1->2) ΔS é nulo ou positivo devido à produção de entropia

Processo adiabático: Reversível x Irreversível

Compressão, $W < 0$



Expansão, $W > 0$



ΔS é nulo ou positivo devido à produção de entropia, seja uma compressão ou uma expansão adiabática.

Trabalho disponível em um processo adiabático: Reversível x Irreversível

- 1ª lei para um proc. adiabático: $-W = U_2 - U_1$
- Para compressão, $T_{2S} < T_2$, pois $U \sim T$, logo um processo reversível necessita de menos trabalho que um proc. reversível: $|W_{REV}| < |W|$
- Para expansão, $T_{2S} < T_2$, pois $U \sim T$, logo um processo reversível produz mais trabalho que um proc. irreversível: $|W_{REV}| > |W|$

Trabalho disponível em um processo adiabático: Reversível x Irreversível

1ª e 2ª leis

$$\delta Q = dU + \delta W_{REAL}$$

$$TdS = \delta Q + T \delta P_s$$

Eliminando δQ

$$PdV - T \delta P_s = \delta W_{REAL}$$

Mas PdV é o modo de trabalho reversível

$$\delta W_{REV} - T \delta P_s = \delta W_{REAL} \rightarrow \delta W_{REV} - \delta W_{REAL} = T \delta P_s > 0$$

Para produção potência: $1 - \frac{W_{REAL}}{W_{REV}} \geq 0 \rightarrow \eta \leq 1$

O trabalho produzido em um processo reversível é sempre maior ou igual ao produzido em um processo irreversível

Trabalho disponível em um processo adiabático: Reversível x Irreversível

- As irreversibilidades na compressão e expansão geram:
 - Aumento da entropia do sistema devido à produção de entropia pelas irreversibilidades
 - Uma fração do trabalho disponível é gasta para superar as irreversibilidades, que por sua vez aumentam a energia interna

Para que servem os processos reversíveis?

- São úteis para estabelecer referências entre os processos reais e ideais.
- A eficiência do processo, definida como a razão entre os trabalhos produzidos por processos reais e reversíveis, compara o quão próximos eles estão

$$\eta = \frac{W_{actual}}{W_{reversible}}$$

- Não confundir a eficiência do processo com a eficiência térmica de máquinas térmicas (ciclos)!

Questão

Um carro com uma potência de 90 kW (120 hp) tem uma eficiência térmica de 28%. Determine a taxa de consumo de combustível se o poder calorífico do mesmo é de 44.000 kJ/kg.

QUESTÃO

Um bloco de aço de 50 kg e um bloco de cobre de 20 kg, ambos inicialmente a 80°C , são jogados em um lago a 15°C . O equilíbrio térmico é atingido após um certo tempo como resultado da transferência de calor entre os blocos e a água do lago. Determinar a variação total de entropia deste processo. (dica: considere que o lago é um reservatório térmico)