

ENTROPIA E A SEGUNDA LEI DA TERMODINÂMICA

- **INTRODUÇÃO**

Os processos que ocorrem num único sentido são chamados de irreversíveis. Entender por que processos unidirecionais não podem ser invertido envolve a grandeza entropia.

- **PROCESSOS IRREVERSÍVEIS E ENTROPIA**

Postulado da Entropia

“Todos os processos irreversíveis em um sistema fechado são acompanhados por um aumento da entropia”

A entropia é diferente da energia no sentido de que a entropia **não obedece a uma lei de conservação.**

“Se um processo irreversível ocorre em um sistema fechado, a entropia S do sistema sempre aumenta ou permanece constante”.

As variações de energia em um sistema fechado não estabelecem a direção de processos irreversíveis.

Por exemplo: ficaríamos muito surpresos se colocássemos as mãos em torno de panela de água quente e as mãos ficassem mais frias e a panela mais quente. Esse não é, obviamente, o sentido correto da transferência de energia, mas a energia total do sistema fechado (mão + panela de água) seria conservada da mesma forma.

Um *processo reversível* é aquele cujo sentido pode ser invertido por mudanças infinitesimais nas condições do processo. Um processo reversível é também processo de equilíbrio.

- **DEFINIÇÃO DE VARIAÇÃO DE ENTROPIA**

A variação de entropia ΔS que ocorre quando um sistema fechado muda de um estado inicial bem definido para outro, igualmente bem definido, através de um processo que pode ser descrito como reversível, é definida por:

$$\Delta S = S_f - S_i = \int_i^f \frac{dQ}{T} \quad (1)$$

onde T é a temperatura em kelvins (absoluta). A entropia depende somente do estado do sistema e a variação de entropia entre um dado estado final e um dado estado inicial é sempre a mesma para qualquer processo que faça o sistema sair do estado inicial e chegar ao estado final.

O enunciado da segunda lei da termodinâmica usando o conceito de entropia S é: **a entropia de um sistema isolado (fechado) pode crescer, mas nunca pode diminuir.** Quando um sistema interage com suas vizinhanças, a variação total de entropia do sistema e do ambiente nunca pode diminuir. Quando a interação envolve apenas processos reversíveis, a entropia total é constante e **$\Delta S = 0$** ; quando envolve processo irreversível, a variação total da entropia aumenta e **$\Delta S > 0$** .

Outra forma: Variação de Entropia - Processo Irreversível

$$\Delta S = S_f - S_i = \int_i^f \frac{dQ}{T} \quad (2)$$

Em que, Q é a energia absorvida ou cedida como calor pelo sistema durante o processo, e T é a temperatura do sistema em kelvins. No S.I a unidade de entropia é joule por kelvin.

$(\Delta S_{sist} > 0 - \text{processo irreversível})$

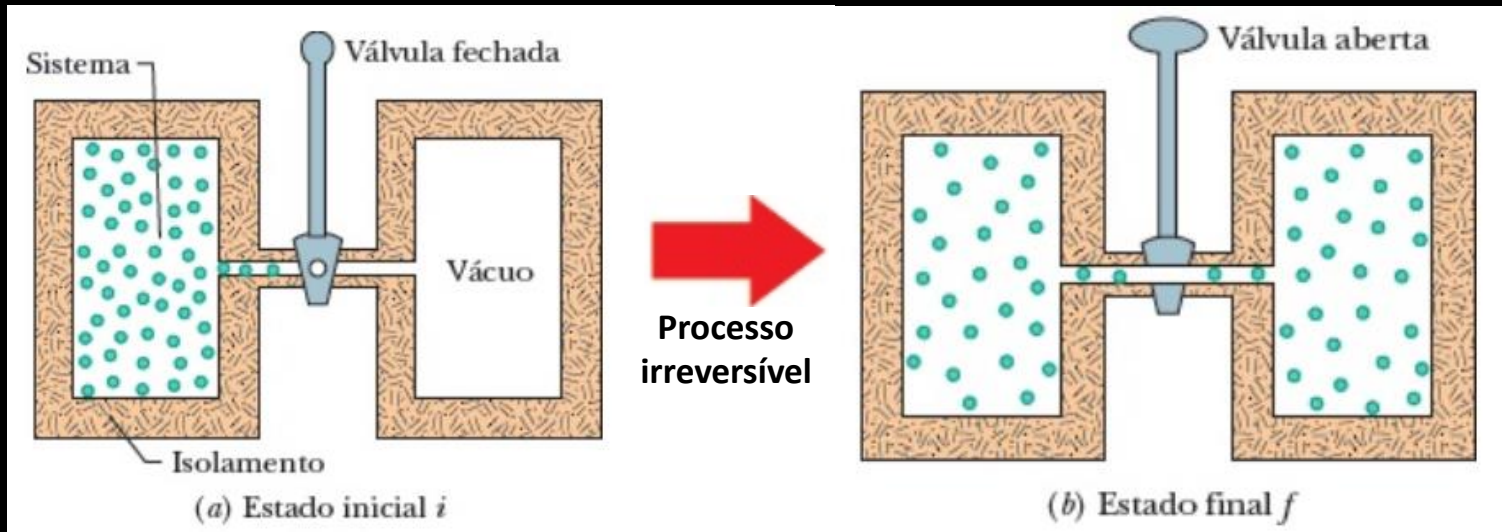


Fig. 1 - A expansão livre de um gás ideal. (a) O gás está confinado no lado esquerdo de um recipiente isolado por uma válvula fechada. (b) Quando a válvula é aberta, o gás ocupa todo o recipiente. O processo é irreversível, ou seja, não ocorre no sentido inverso, com o gás espontaneamente voltando a se concentrar no lado esquerdo do recipiente.

Variação de Entropia - Processo Reversível

$$\Delta S = S_f - S_i = \int_i^f \frac{dQ}{T} \Rightarrow \Delta S = S_f - S_i = \frac{dQ}{T}$$

($\Delta S_{sist} = 0$ – processo reversível)

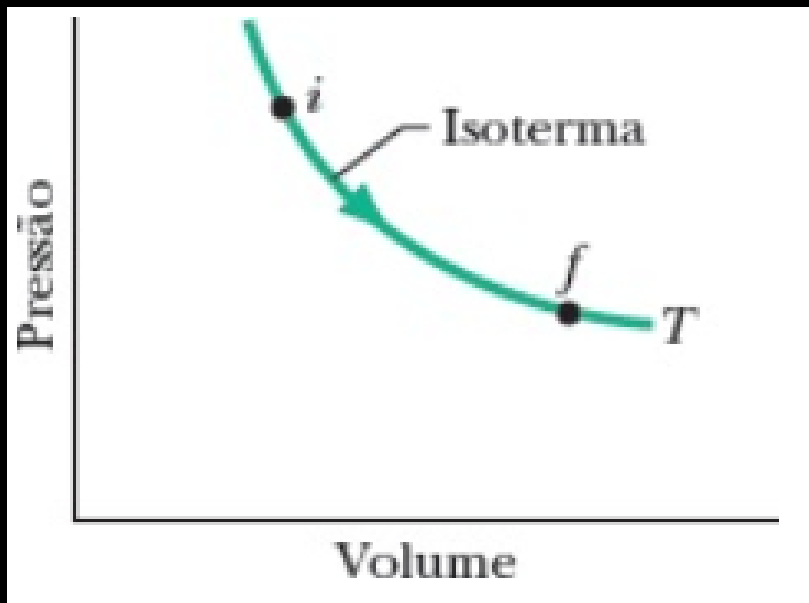
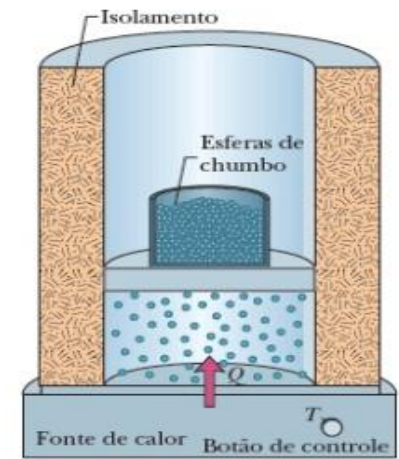
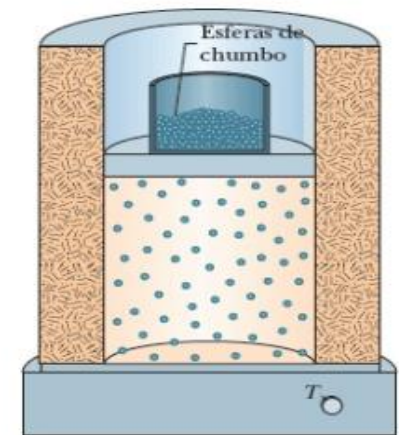


Fig. 3 - Diagrama p-V para a expansão isotérmica reversível da figura ao lado. Os estados intermediários, que são agora estados de equilíbrio, estão indicados por uma curva.



(a) Estado inicial i



(b) Estado final f

Fig.1 - Expansão isotérmica de um gás ideal, realizada de forma reversível.

- **A ENTROPIA COMO UMA FUNÇÃO DE ESTADO**

Suponha que um gás ideal seja submetido a um processo reversível através de uma série de pequenos passos, com o gás em equilíbrio no final de cada passo. Para cada pequeno passo, a energia absorvida ou cedida pelo gás na forma de calor é dQ , o trabalho realizado pelo gás é dW e a variação de energia interna é dE_{int} .

$$dE_{int} = dQ - dW \quad (3)$$

Processo reversível: $dW = pdV$ e $dE_{int} = nC_V dT$

Logo: $dQ = pdV + nC_V dT$. E da equação de estado de um gás ideal: $p = \frac{nRT}{V}$

$$\frac{dQ}{T} = nR \frac{dV}{V} + nC_V \frac{dT}{T} \Rightarrow \int_i^f \frac{dQ}{T} = nR \int_i^f \frac{dV}{V} + nC_V \int_i^f \frac{dT}{T}$$

Por fim:

$$\Delta S = nR \ln \frac{V_f}{V_i} + nC_V \ln \frac{T_f}{T_i} \quad (4)$$

Portanto, a variação de entropia ΔS entre os estados inicial e final de um gás ideal depende apenas das propriedades dos estados inicial e final; ΔS não depende do modo como o gás passa do estado inicial para o estado final.

Exemplo 1: Suponha que 4,00 mols de um gás ideal sofram uma expansão reversível isotérmica do volume V_1 para o volume $V_2 = 2,00V_1$ a uma temperatura $T = 400$ K. Determine (a) o trabalho realizado pelo gás e (b) a variação de entropia do gás. (c) Se a expansão fosse reversível e adiabática em vez de isotérmica, qual seria a variação da entropia do gás?

Solução:

Gás Ideal: $pv = nRT$ — Processo Isotérmico $dE_{int} = 0 \Rightarrow dQ = dW$

$$\text{a) } W = \int p dV = nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} \Rightarrow W = nRT \ln(V_2/V_1)$$

$$W = 9216 \text{ joules} = 9,22 \text{ kJ}$$

$$\text{b) Expansão é isotérmica: } \Delta S = \frac{1}{T} \int dQ = \frac{Q}{T} = \frac{9216}{400} \Rightarrow \Delta S = 23,0 \text{ J/K}$$

c) Processo adiabático $Q = 0$.

$$\Delta S = 0$$

A segunda Lei da Termodinâmica: A força Associada à Entropia

Para compreender por que a borracha resiste a ser estica, consideremos 1ª. Lei da Termodinâmica:

$$dE_{int} = dQ - dW \quad (5)$$

como, $dS = \frac{dQ}{T} \Rightarrow dQ = TdS$ e $dW = -Fdx$, podemos reescrever (5)

$$dE_{int} = TdS + Fdx$$

Se a dilatação total do elástico não é muito grande podemos supor que variação dE_{int} da energia interna do elástico é desprezível. Nesse caso,

$$F = -T \frac{dS}{dx} \quad (6)$$

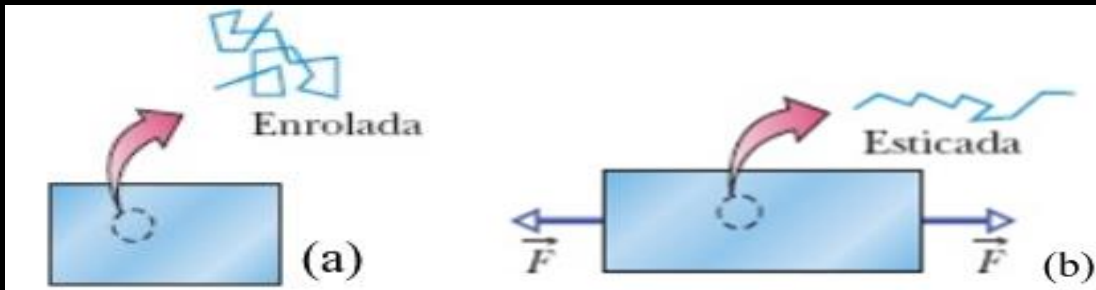


Fig. 4 - Um pedaço de elástico (a) relaxado e (b) distendido, mostrando uma cadeia polimérica do material (a) enrolada e (b) esticada.

ENTROPIA NO MUNDO REAL: MÁQUINAS TÉRMICAS

Uma máquina térmica é um dispositivo que extrai energia do ambiente na forma de calor e realiza um trabalho útil. Toda máquina térmica utiliza uma substância de trabalho. Nas máquinas a vapor, a substância de trabalho é a água, tanto na forma líquida quanto na forma de vapor. Nos motores de automóvel, a substância de trabalho é uma mistura de gasolina e ar. Para que uma máquina térmica realize trabalho de forma contínua, a substância de trabalho deve operar em um ciclo, ou seja, deve passar por uma série fechada de processos termodinâmicos, chamados tempos, voltando repetidamente a cada estado do ciclo. Vamos “ver” o que as leis da termodinâmica podem nos dizer a respeito do funcionamento das máquinas térmicas.

Máquina de Carnot

Podemos compreender melhor o funcionamento das máquinas térmicas estudando o comportamento de uma máquina térmica ideal.

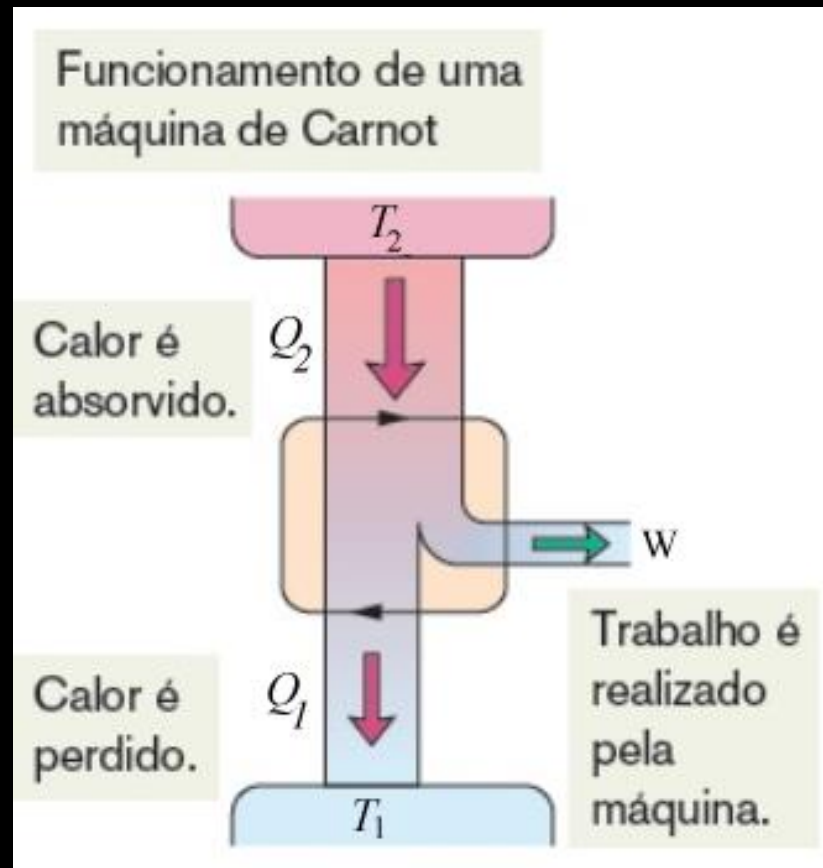


Fig. 5

Máquina de Carnot

Em um ciclo de uma máquina de Carnot a substância de trabalho passa por quatro processos diferentes, onde dois processos são isotérmicos (ab e cd) e os outros dois processos são adiabáticos (bc e da).

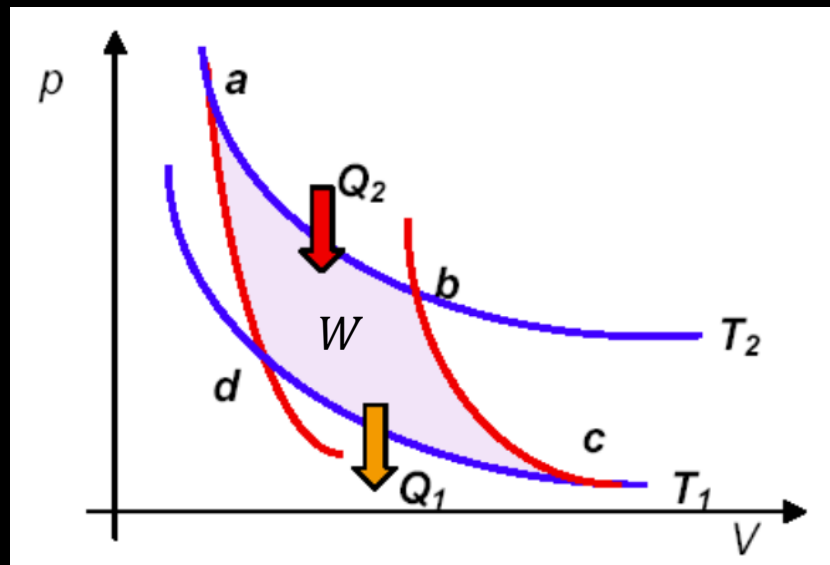
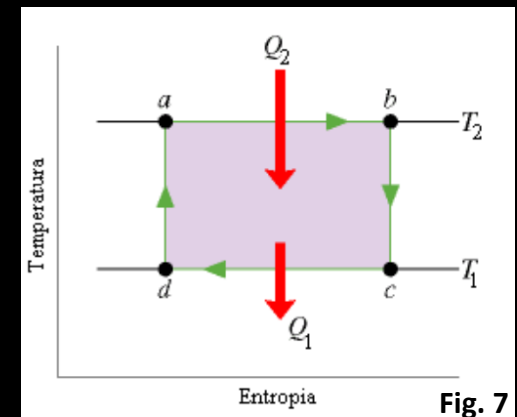


Fig. 6 - Diagrama pressão-volume (p - V) do ciclo seguido pela substância de trabalho da máquina de Carnot. O ciclo é formado por duas isotermas (ab e cd) e duas adiabáticas (bc e da). A área sombreada limitada pelo ciclo é igual ao trabalho W por ciclo realizado pela máquina de Carnot. Q_2 - Calor absorvido Q_1 - Calor cedido.

O ciclo de Carnot mostrado em um gráfico temperatura-entropia (T - S). A entropia varia durante os processos ab e cd, mas não varia durante os processos bc e da. O gráfico terá sempre uma forma retangular independente da substância de trabalho.



RENDIMENTO (EFICIÊNCIA) DE UMA MÁQUINA DE CARNOT

$$\varepsilon_C = \frac{\text{energia utilizada (trabalho efetivo)}}{\text{energia consumida (calor absorvido)}} = \frac{W}{Q_2} \quad (7)$$

Aplicando a primeira Lei da Termodinâmica: $dE_{int} = dQ - dW$ no ciclo $\Rightarrow dE_{int} = 0$

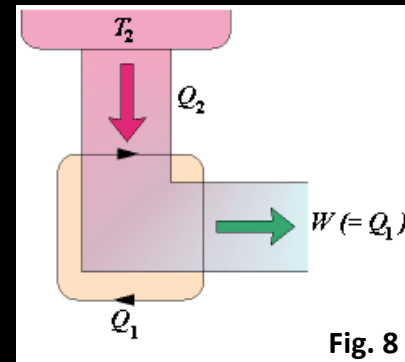
Da primeira lei, $|W| = |Q_2| - |Q_1| \Rightarrow \varepsilon_C = \frac{|Q_2| - |Q_1|}{|Q_2|} \Rightarrow \varepsilon_C = 1 - \frac{|Q_1|}{|Q_2|}$

Do diagrama T-S: $\Delta S_2 = -\Delta S_1 \Rightarrow \frac{|Q_2|}{T_2} = \frac{|Q_1|}{T_1} \Rightarrow \frac{Q_1}{Q_2} = \frac{T_1}{T_2}$

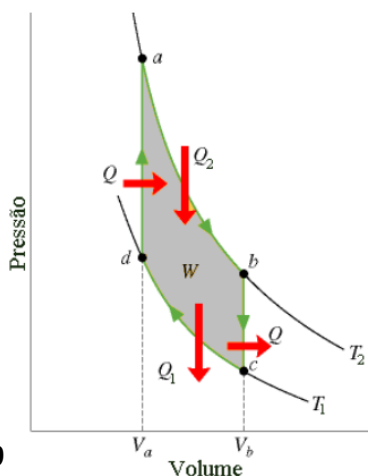
Portanto $\varepsilon_C = 1 - \frac{T_1}{T_2} < 100\%$ (8)

Atenção: Esta última equação não se aplica a todas as máquinas ideais!

Segunda Lei da Termodinâmica (Primeira Forma):
 Não é possível transformar calor completamente em trabalho, com nenhuma outra mudança ocorrendo no ambiente. **Não existem máquinas perfeitas.**



Máquina de Stirling (1816)



A figura ao lado mostra um diagrama p-V para um idealizado motor Stirling que utiliza um gás ideal. O trabalho resultante feito pelo sistema durante o ciclo é representado pela região sombreada. Q_2 representa o calor adicionado ao sistema durante a expansão isotérmica ab. Q_1 representa o calor perdido pelo sistema durante a contração isotérmica cd. (Durante o processo a volume constante bc, energia térmica é armazenada em uma parte do motor, em geral uma rede metálica. A mesma quantidade de energia é retirada da rede durante o processo a volume constante da. O motor percorre o ciclo no sentido horário.

O rendimento da máquina de Stirling é menor que o da máquina de Carnot.

$$\varepsilon_{st} = \frac{R(T_2 - T_1) \ln(V_b/V_a)}{C_V(T_2 - T_1) + RT_2 \ln(V_b/V_a)}$$

(Eficiência da Máquina Ideal de Stirling)

(9)

$$\varepsilon_{st,real} < \varepsilon_{st,ideal} < \varepsilon_C$$

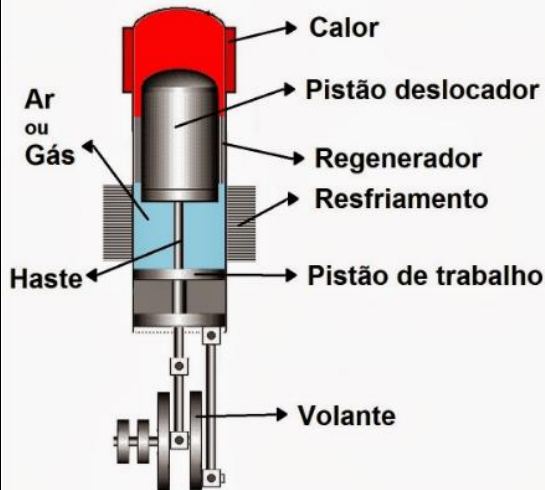
A máquina, que foi ignorada durante muito tempo, hoje está sendo aperfeiçoada para uso em automóveis e naves espaciais. Como são silenciosas, as máquinas de Stirling são usadas em alguns submarinos militares.

Motor Stirling Beta – este motor é constituído por um único cilindro de dois pistões em linha, onde o pistão interno faz o deslocamento do fluído de trabalho “ar ou gás” entre as duas câmara “quente e fria”.

Motor Stirling Gama – este motor é constituído por dois cilindro independentes, onde o pistão quente faz o deslocamento do fluído de trabalho (ar ou gás) entre a extremidade “quente e fria”, suspenso por uma haste deslizante sobre buchas, pelo centro do cilindro quente e este pistão é totalmente escondido pelo cilindro quente.

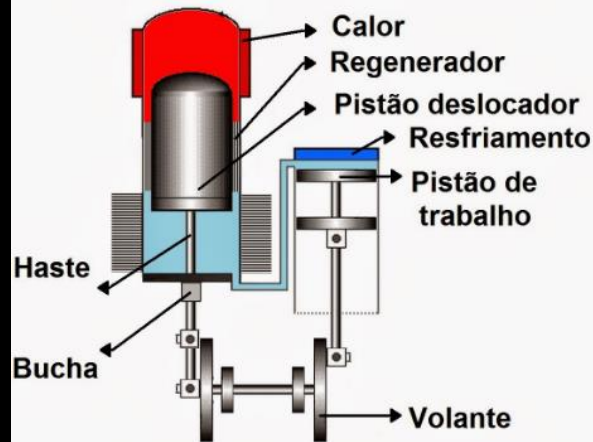
Motor Stirling Alfa – este motor é constituído por dois cilindro independentes, onde o pistão quente é responsável pela produção do movimento mecânico decorrente da pressão e vácuo interno do motor. O pistão quente é totalmente visível pelo lado de fora, pela extremidade onde a biela é fixa, diferente do Gama e Beta. O pistão frio é o responsável pela compressão e descompressão do fluído de trabalho no motor.

Motor Stirling Beta



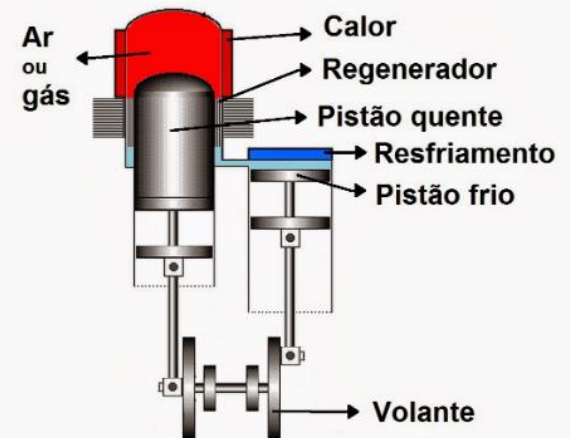
MANUAL DO MOTOR STIRLING

Motor Stirling Gama



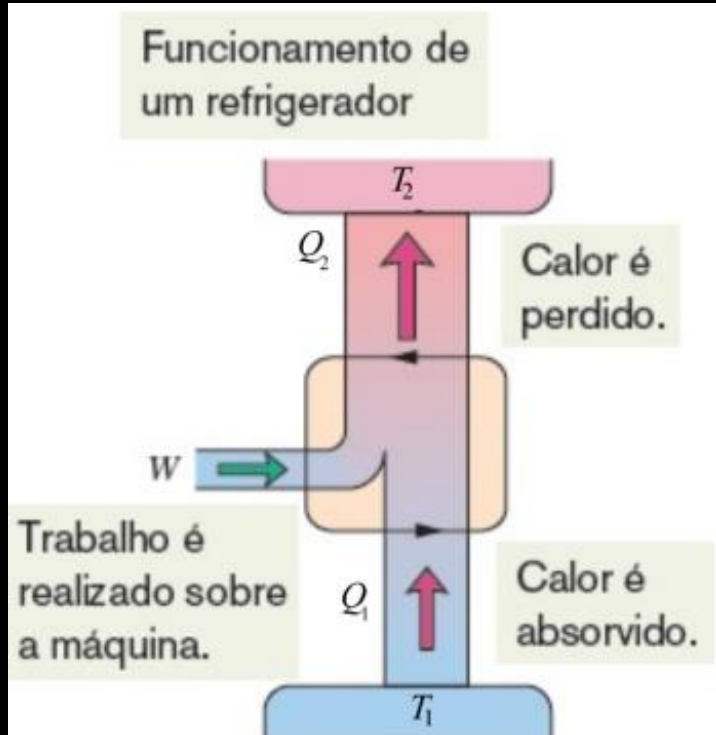
MANUAL DO MOTOR STIRLING

Motor Stirling Alfa



MANUAL DO MOTOR STIRLING

Desempenho de Refrigeradores

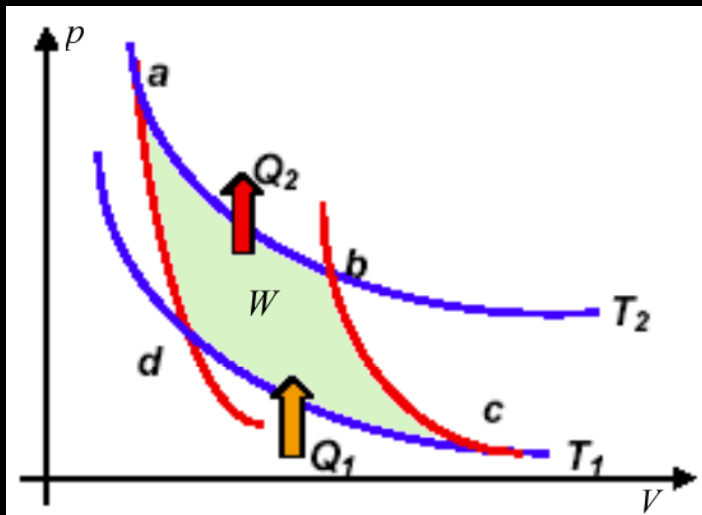


O equivalente à eficiência de uma máquina térmica é definido como coeficiente de desempenho de um Refrigerador K .

$$K = \frac{|Q_1|}{|W|} = \frac{|Q_1|}{|Q_2| - |Q_1|} \quad (10)$$

Para um refrigerador de Carnot:

$$K = \frac{|T_1|}{|T_2| - |T_1|} \quad (11)$$



Segunda Lei da Termodinâmica (Segunda Forma): Não é possível que o calor seja transmitido de um lugar para outro, que esteja à temperatura mais alta sem que outra mudança ocorra no ambiente. **Não existem refrigeradores perfeitos.**

As Eficiências de Máquinas Reais

Teorema: Nenhuma máquina real, operando entre duas temperaturas, pode ter uma eficiência maior do que uma Máquina de Carnot operando entre as mesmas duas temperaturas.

Para demonstrar o teorema, suponha que um inventor de fundo de quintal alegue que construiu uma Máquina X, cuja eficiência $\varepsilon_X > \varepsilon_C$ (onde ε_C a eficiência da máquina de Carnot)

Vamos acoplar a máquina X à máquina de Carnot operando no sentido inverso, como um refrigerador (figura ao lado). Ajustando o refrigerador de Carnot de tal maneira que o trabalho que necessita por ciclo é justamente o fornecido pela máquina X.

Se $\varepsilon_X > \varepsilon_C$ é verdadeiro, então

$$(*) \quad \frac{|W|}{|Q'_2|} > \frac{|W|}{|Q_2|} \Rightarrow |Q_2| > |Q'_2|$$

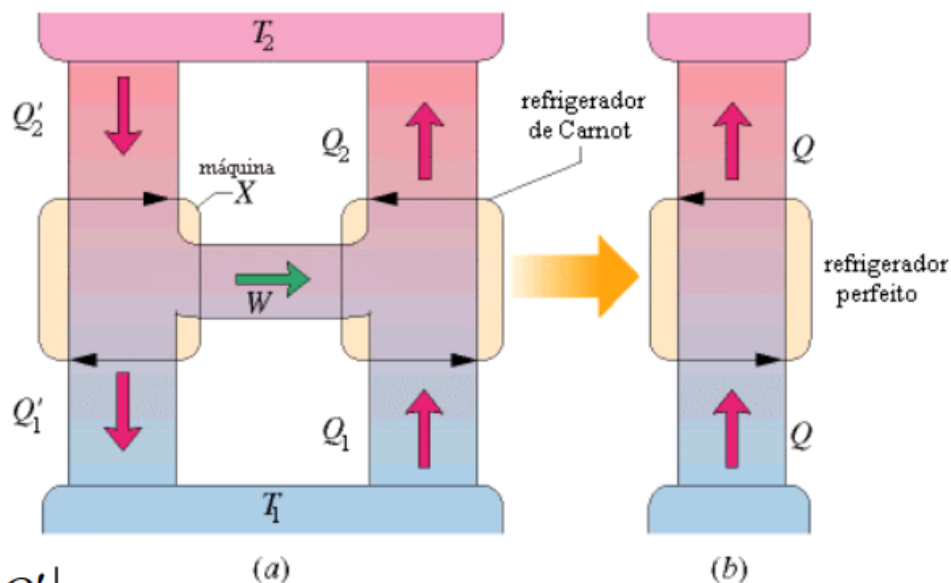


Fig. 10

Como o trabalho realizado pela máquina X é igual ao executado sobre o refrigerador de Carnot, temos

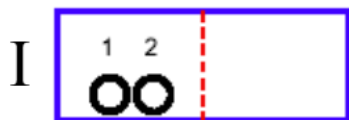
$$|Q_2| - |Q_1| = |Q'_2| - |Q'_1| \Rightarrow |Q_2| - |Q'_2| = |Q_1| - |Q'_1| = Q \quad \text{com } Q > 0$$

A comparação da equação (*) com a figura 10 mostra que o efeito resultante da máquina X e do refrigerador de Carnot, trabalhando em conjunto, é o de transferir energia térmica Q do reservatório de baixa temperatura para o reservatório de alta temperatura sem necessidade de trabalho. Assim, o conjunto age como refrigerador perfeito, violando a segunda Lei da Termodinâmica.

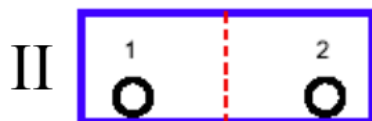
• UMA VISÃO ESTATÍSTICA DA ENTROPIA

Uma amostra de um gás comum contém um número muito grande de átomos ou moléculas. Para lidar com grande quantidade de moléculas vamos introduzir conceitos de probabilidade e estatística, e para tal vamos analisar um gás composto, primeiramente, por poucas partículas.

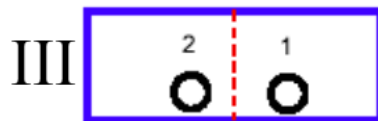
Consideremos um gás com apenas duas moléculas idênticas, que ocupam um recipiente dividido em duas partes (1 e 2 ou esquerda e direita). Quais as possíveis configurações que esse gás pode apresentar?



I - As duas moléculas ocupam o lado esquerdo do recipiente.



II - Uma molécula ocupa o lado esquerdo do recipiente enquanto a outra molécula ocupa o lado direito.



III - As posições são invertidas,



IV - As duas moléculas ocupam o lado direito do recipiente.

No caso de um sistema de N moléculas que podem ser distribuídas entre dois compartimentos iguais de uma caixa, a multiplicidade é dada por

$$\mathcal{W} = \frac{N!}{n_1!n_2!} \quad (\text{Multiplicidade da Configuração})$$

em que n_1 é o número de moléculas no compartimento da direita e n_2 é o número de moléculas no compartimento da esquerda. Uma hipótese básica da mecânica estatística é que todos os microestados são igualmente prováveis. Assim, as configurações com maior multiplicidade ocorrem com maior frequência. Quando N é muito grande (por exemplo: $N = 10^{22}$ moléculas), as moléculas estão quase sempre na configuração na qual $n_1 = n_2$.

Para N muito grande, usamos: $\ln N! = N \ln N - N$ (aproximação de Stirling)

A multiplicidade $\mathcal{W}$ da configuração de um sistema e a entropia S do sistema nessa configuração estão relacionadas pela equação de entropia de Boltzmann:

$$S = k_B \ln \mathcal{W}$$

sendo $k_B = 1,38 \times 10^{-23} \text{ J/K}$ – a constante de Boltzmann.

Tabela: Configurações para duas moléculas em uma Caixa

Configurações			Multiplicidade $\mathcal{W}$	Entropia $10^{-23} J/K$	Probabilidade
Número	n_1	n_2			
I	2	0	$\frac{2!}{2! 0!} = 1$	0	1/4
II	1	1	$\frac{2!}{1! 1!} = 2$	0,96	2/4 = 1/2
III	1	1			
IV	0	2	$\frac{2!}{2! 0!} = 1$	0	1/4
			Total: 4		1

Tabela: Configurações para quatro moléculas em uma Caixa

Configurações			Multiplicidade $\mathcal{W}$	Entropia $10^{-23} J/K$	Probabilidade
Número	n_1	n_2			
I	4	0	$\frac{4!}{4! 0!} = 1$	0	1/16
II	1	3	$\frac{4!}{3! 1!} = 4$	1,91	4/16
III	2	2	$\frac{4!}{2! 2!} = 6$	2,47	6/16
IV	3	1	$\frac{4!}{1! 3!} = 4$	1,91	4/16
V	0	4	$\frac{4!}{0! 4!} = 1$	0	1/16
			Total: 16		1

Tabela: Configurações para seis moléculas em uma Caixa

Configurações			Multiplicidade $\mathcal{W}$	Entropia $10^{-23} J/K$	Probabilidade
Número	n_1	n_2			
I	6	0	$\frac{6!}{6! 0!} = 1$	0	1/64
II	5	1	$\frac{6!}{5! 1!} = 6$	2,47	6/64
III	4	2	$\frac{6!}{4! 2!} = 15$	3,74	15/64
IV	3	3	$\frac{6!}{3! 3!} = 20$	4,13	20/64
V	2	4	$\frac{6!}{2! 4!} = 15$	3,74	15/64
VI	1	5	$\frac{6!}{1! 5!} = 6$	2,74	6/64
VII	0	6	$\frac{6!}{0! 6!} = 1$	0	1/64
			Total: 64		1

..46 Uma caixa contém N moléculas iguais de um gás, igualmente divididas nos dois lados da caixa. Determine, para $N = 50$, (a) a multiplicidade W da configuração central, (b) o número total de microestados e (c) a porcentagem do tempo que o sistema passa na configuração central. Determine, para $N = 100$, (d) a multiplicidade W da configuração central, (e) o número total de microestados e (f) a porcentagem do tempo que o sistema passa na configuração central. Determine, para $N = 200$, (g) a multiplicidade W da configuração central, (h) o número total de microestados e (i) a porcentagem do tempo que o sistema passa na configuração central. (j) O tempo que o sistema passa na configuração central aumenta ou diminui quando N aumenta?

Solução: Para $N = 50$

(a) Multiplicidade $\mathcal{W}$ da configuração central: $n_1 = n_2 = 25$

$$\mathcal{W}(25; 50) = \frac{N!}{n_1! n_2!} = \frac{50!}{25! (50 - 25)!} = \frac{50!}{25! 25!} = 1,26 \times 10^{14}$$

(b) Número total de microestados: $2^N = 2^{50} = 1,13 \times 10^{15}$

(c) Porcentagem do tempo que o sistema passa na configuração central.

$$p(25,50) = \frac{\mathcal{W}(25;50)}{2^{50}} = \frac{1,26 \times 10^{14}}{1,13 \times 10^{15}} = 0,111 = 11,1\%$$

••46 Uma caixa contém N moléculas iguais de um gás, igualmente divididas nos dois lados da caixa. Determine, para $N = 50$, (a) a multiplicidade W da configuração central, (b) o número total de microestados e (c) a porcentagem do tempo que o sistema passa na configuração central. Determine, para $N = 100$, (d) a multiplicidade W da configuração central, (e) o número total de microestados e (f) a porcentagem do tempo que o sistema passa na configuração central. Determine, para $N = 200$, (g) a multiplicidade W da configuração central, (h) o número total de microestados e (i) a porcentagem do tempo que o sistema passa na configuração central. (j) O tempo que o sistema passa na configuração central aumenta ou diminui quando N aumenta?

Solução: Para $N = 100$

(d) Multiplicidade $\mathcal{W}$ da configuração central: $n_1 = n_2 = 50$

$$\mathcal{W}(50; 100) = \frac{N!}{n_1! n_2!} = \frac{100!}{25! (100 - 50)!} = \frac{100!}{50! 50!} = \frac{100!}{(50!)^2} = \frac{9,33 \times 10^{157}}{9,24 \times 10^{120}} = 1,01 \times 10^{29}$$

(e) Número total de microestados: $2^N = 2^{100} = 1,27 \times 10^{30}$

(f) Porcentagem do tempo que o sistema passa na configuração central.

$$p(50, 100) = \frac{\mathcal{W}(50; 100)}{2^{100}} = \frac{1,01 \times 10^{29}}{1,27 \times 10^{30}} = 0,0795 \cong 7,95\%$$

Solução: Para $N = 200$

(g) Multiplicidade $\mathcal{W}$ da configuração central: $n_1 = n_2 = 100$

$$\mathcal{W}(100; 200) = \frac{200!}{100! 100!} = \frac{200!}{(100!)^2} = \frac{7,89 \times 10^{374}}{87,0 \times 10^{314}} = 9,06 \times 10^{58}$$

(h) Número total de microestados: $2^N = 2^{200} = 1,61 \times 10^{60}$

(i) Porcentagem do tempo que o sistema passa na configuração central.

$$p(100, 200) = \frac{\mathcal{W}(100; 200)}{2^{200}} = \frac{9,06 \times 10^{58}}{1,61 \times 10^{60}} = 0,0563 \cong 5,63\%$$

(j) O tempo que o sistema passa na configuração central aumenta ou diminui quando N aumenta?

Observamos que a probabilidade do sistema “ficar” na configuração central diminui quando o número total de microestados aumenta. Portanto, concluímos que o tempo que o sistema passa na configuração central diminui quando N aumenta

OUTRAS FORMAS DE ENUNCIAR A 2A DA TERMODINÂMICA

- I) Entropia é uma variável de estado cuja variação dS é dada pelo calor dQ (transferido reversivelmente) dividido pela temperatura T à qual o calor é transferido

$$dS = \frac{dQ}{T} \Rightarrow \Delta S = S_f - S_i = \int_i^f \frac{dQ}{T}$$

Entropia e a segunda Lei da Termodinâmica

$$\Delta S_{universo} = \Delta S_{sistema} + \Delta S_{ambiente}$$

“Para qualquer processo, a entropia do universo ou aumenta (se o processo é irreversível) ou permanece a mesma (se o processo é reversível)”

$$\Delta S_{universo} \geq 0$$

II) Postulado: Existe uma função (chamada de ENTROPIA) dos parâmetros extensivos de qualquer sistema composto, definida para todos os estados de equilíbrio com a seguinte propriedade. “Os valores assumidos pelos parâmetros extensivos na ausência de um vínculo interno são aqueles que maximizam a entropia sobre a variedade de estados de equilíbrio possíveis.

Observações:

- 1) A entropia só é definida para estados de equilíbrio;
- 2) Um sistema encontra-se em equilíbrio termodinâmico quando encontrar-se simultaneamente em equilíbrio térmico, químico e mecânico.
- 2) Parâmetros intensivos: são aqueles independentes do número de partículas no sistema
- 3) Parâmetros extensivos: São linearmente proporcional ao número de partículas no sistema.

Prontos para resolver os exercícios? Veja os objetivos desse Capítulo

1. Conhecer a segunda lei da termodinâmica: Se um processo acontece em um sistema fechado, a entropia do sistema aumenta se o processo for irreversível e permanece a mesma se o processo for reversível.
2. Saber que a entropia é uma função de estado (o valor da entropia para o estado em que um sistema se encontra não depende do modo como esse estado foi atingido).
3. Calcular a variação de entropia associada a um processo integrando o inverso da temperatura (em kelvins) em relação ao calor Q transferido durante o processo.
4. No caso de uma mudança de fase sem variação de temperatura, conhecer a relação entre a variação de entropia ΔS , o calor transferido Q e a temperatura T (em kelvins).
5. No caso de uma variação de temperatura ΔT que seja pequena em relação à temperatura T , conhecer a relação entre a variação de entropia ΔS , o calor transferido Q e a temperatura média $T_{\text{méd}}$ (em kelvins).
6. No caso de um gás ideal, conhecer a relação entre a variação de entropia ΔS e os valores inicial e final da pressão e do volume.
7. Saber que, se um processo é irreversível, a integração para determinar a variação de entropia deve ser feita para um processo reversível que leve o sistema do mesmo estado inicial para o mesmo estado final.
8. No caso de um elástico de borracha submetido a um alongamento, relacionar a força elástica à taxa de variação da entropia da borracha com o alongamento.

Prontos para resolver os exercícios? Veja os objetivos desse Capítulo

9. Saber que uma máquina térmica é um dispositivo que extrai energia do ambiente na forma de calor e realiza trabalho útil e que, em uma máquina térmica ideal, todos os processos são reversíveis, o que significa que não há desperdício de energia.

10. Desenhar um diagrama p-V de um ciclo de Carnot, mostrando o sentido em que o ciclo é percorrido, a natureza dos processos envolvidos, o trabalho realizado (incluindo o sinal algébrico) em cada processo, o trabalho líquido realizado e o calor transferido (incluindo o sinal algébrico) em cada processo.

11. Desenhar o ciclo de Carnot em um diagrama temperatura-entropia, indicando as transferências de calor.

12. Determinar a variação de entropia em um ciclo de Carnot.

13. Calcular a eficiência ε_C de uma máquina de Carnot em termos das transferências de calor e também em termos da temperatura das fontes de calor.

14. Saber que não existem máquinas térmicas perfeitas nas quais a energia Q transferida da fonte quente na forma de calor é transformada totalmente em trabalho W realizado pela máquina.

15. Desenhar um diagrama p-V de um ciclo de Stirling, mostrando o sentido em que o ciclo é percorrido, a natureza dos processos envolvidos, o trabalho realizado (incluindo o sinal algébrico) em cada processo, o trabalho líquido realizado e o calor transferido (incluindo o sinal algébrico) em cada processo.