

A Primeira Lei da Termodinâmica

Profa. Carolina Brito



Importante: este material tem fins didáticos.
Não é permitida sua reprodução, divulgação ou compartilhamento.

Área 1 - Física IIIc

1. Termodinâmica: algumas ideias e conceitos
2. Equilíbrio & Lei Zero da Termodinâmica
3. Dilatação Térmica
4. Calorimetria
5. Mecanismos de Transferência de Calor
6. **Primeira Lei da Termodinâmica**

Profa. Carolina Brito



A energia se transforma



energia potencial gravitacional
→ cinética

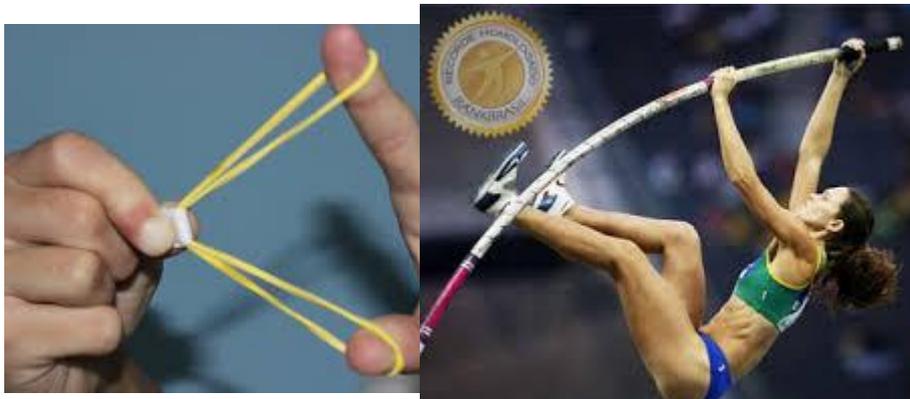
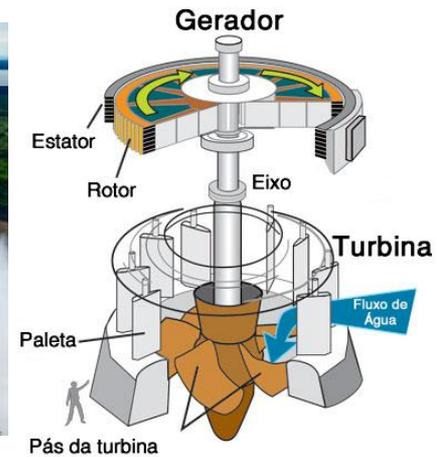
energia química
→ cinética



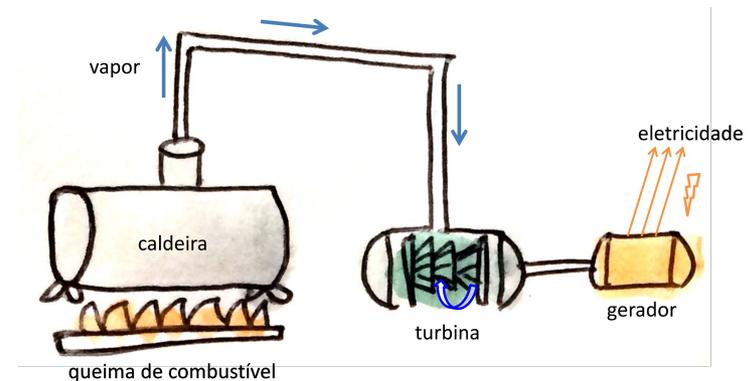
energia cinética → elétrica



energia mecânica → elétrica

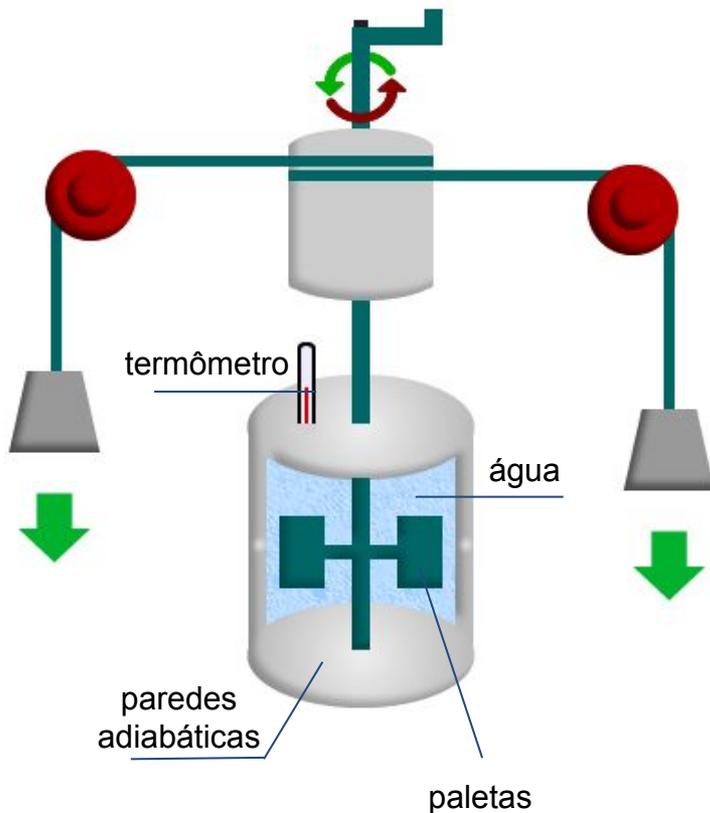


energia potencial elástica → energia cinética



... e se conserva

O Experimento de Joule: o equivalente mecânico da calor

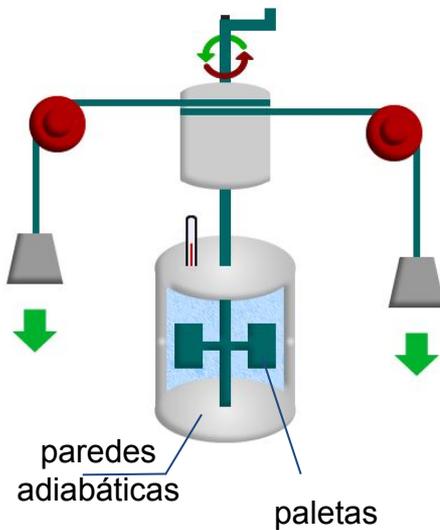


- O sistema água + gás está isolado termicamente da vizinhança
- O atrito entre as polias e a corda pode ser desconsiderado.
- O atrito entre as paletas e a água provoca variação de temperatura da água, ΔT
- Resultado experimental: o calor que provoca ΔT corresponde à variação da energia potencial gravitacional quando as massas se deslocam a partir de uma dada altura → Isto é, o trabalho realizado pelo campo gravitacional é igual à quantidade de calor que a água recebe.

Trabalho Adiabático

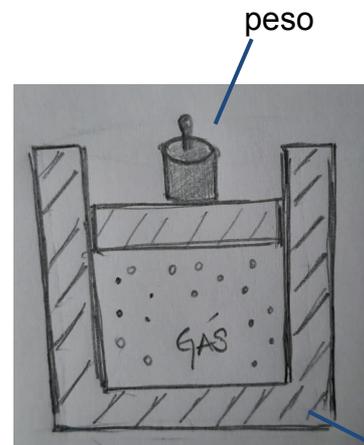
- É o trabalho realizado sobre um sistema *isolado adiabaticamente*

Ex.1:



Paletas acionadas pela queda das massas

Ex.2:

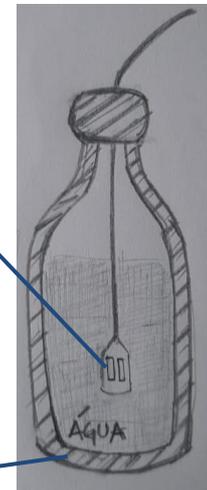


Peso comprime pistão
→ Compressão adiabática

Ex.3:

resistência elétrica
("rabo quente")

paredes adiabáticas



Gerador de corrente elétrica

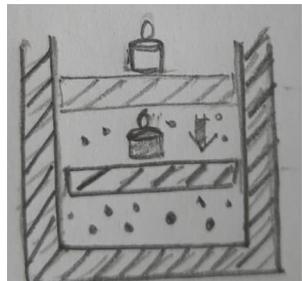
Trabalho Adiabático

- Vamos analisar os exemplos 2 e 3 como etapas de um processo em um Diagrama P, V

Caminho "1 → A → 2":

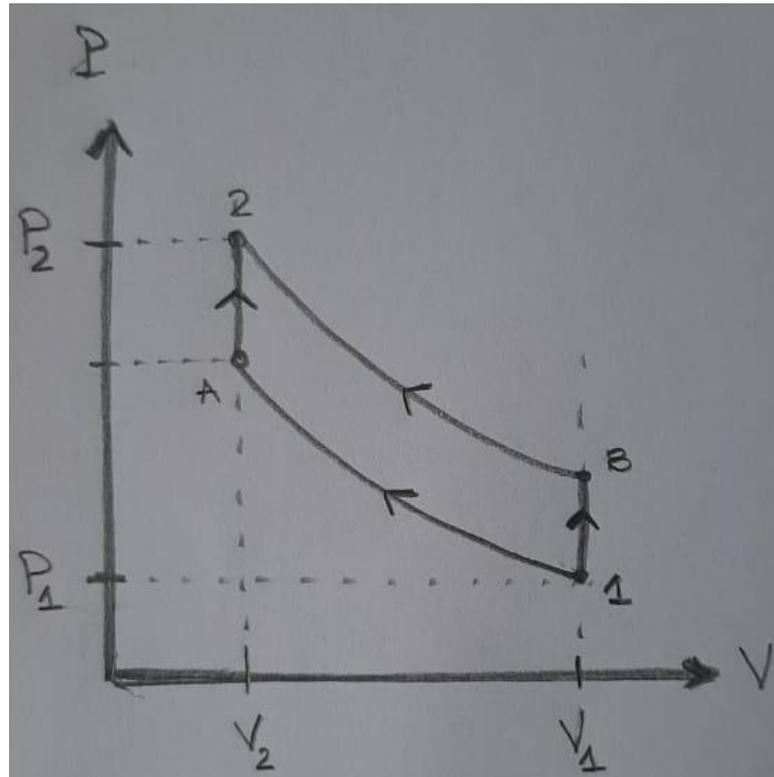
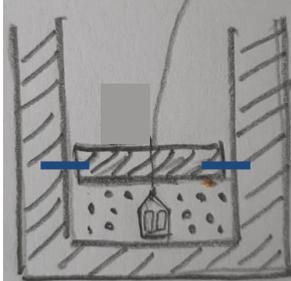
1 → A:

gás é comprimido



A → 2:

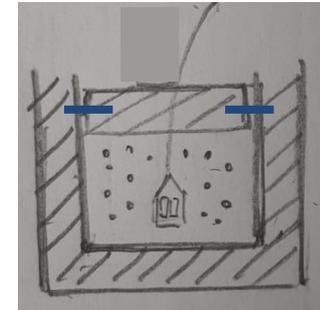
gás é aquecido



Caminho "1 → B → 2":

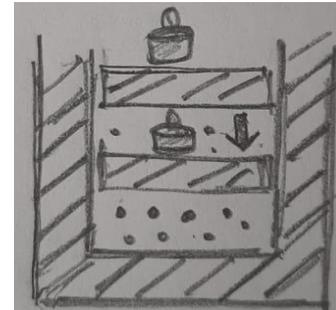
1 → B:

gás é aquecido



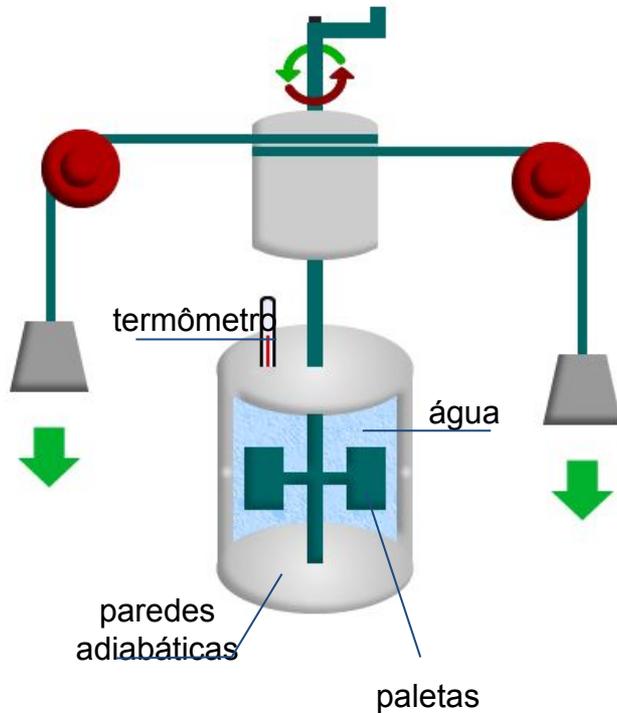
B → 2:

gás é comprimido



→ Trabalho do sistema pelo caminho 1 é equivalente ao trabalho pelo caminho 2.
Em outras palavras, o trabalho *independe* do caminho

Trabalho Adiabático



- Joule fez várias modificações (tipo de líquido, valor da massa dos blocos) e observou experimentalmente que o trabalho adiabático necessário para passar do estado inicial i (T_i) ao estado final f (T_f) era sempre o mesmo.

“O trabalho (adiabático) realizado para levar um sistema termicamente isolado de um certo estado inicial a um dado estado final é independente do caminho.”

Em outras palavras, só depende dos estados inicial e final.

Trabalho adiabático → Energia interna

- Em mecânica, quando o trabalho independia do caminho, podíamos concluir a existência de uma *função energia potencial*, U_p . Em sistemas conservativos, $\nabla u_p = -\mathbf{W}$
 -
- Analogamente, aqui existe uma *função do estado* de um sistema termodinâmico, que chamaremos de sua energia interna U , cuja variação $\Delta U_{if} = U_f - U_i$ é igual ao trabalho adiabático necessário para levá-lo de i até f .

$$\Delta U = U_f - U_i = -W_{\text{adiab}}$$

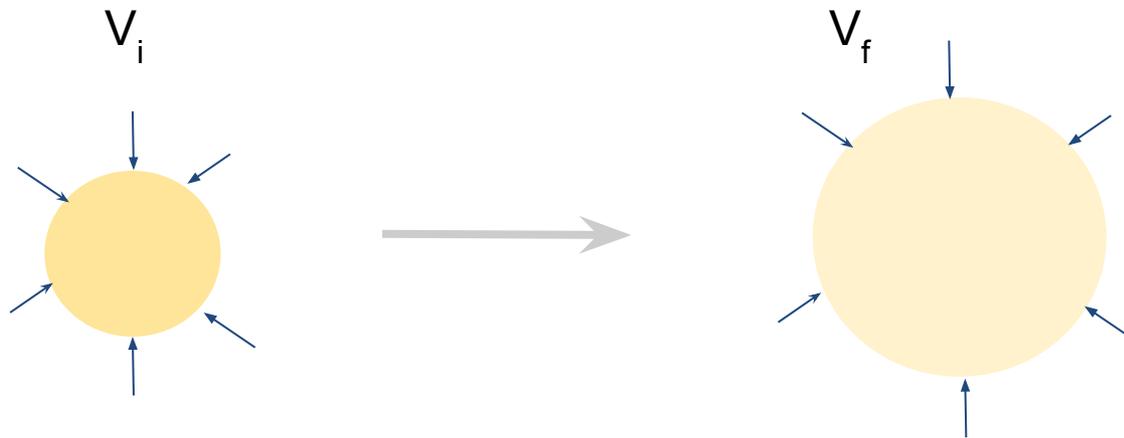
onde W_{adiab} é o trabalho realizado pelo sistema. Assim, a energia interna aumenta ($\Delta U > 0$) quando se realiza trabalho sobre esse sistema ($W_{\text{adiab}} < 0$).

“O trabalho realizado para levar um sistema termicamente isolado de um dado estado inicial a um dado estado final é independente do caminho”

(1a Lei da Termodinâmica)

Exemplo 1

Suponha que um gás que está à pressão atmosférica se expande adiabaticamente entre os volumes inicial V_i até um volume final V_f . De onde provém a energia do gás para se expandir ?

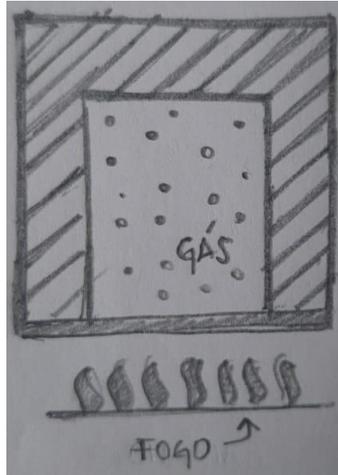


quando $Q = 0 \rightarrow \Delta U = U_f - U_i = -W_{\text{adiab}}$

Provém da energia interna do gás

Energia interna quando ocorre troca de calor

Ex.4:

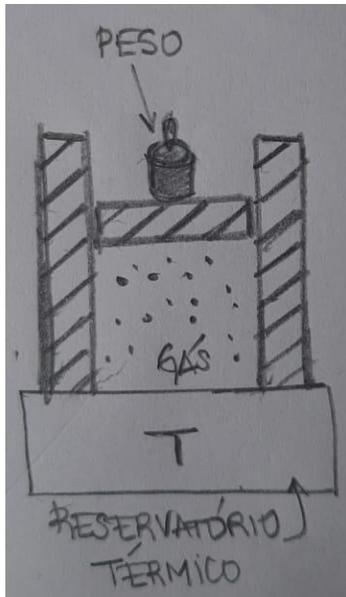


- Se o trabalho W não for mais adiabático, a equação $\Delta U = U_f - U_i = -W_{\text{adiab}}$ não é válida.
- Há uma contribuição para ΔU que não é devida ao trabalho, mas ao calor transferido ao sistema:

$$\Delta U = Q - W$$

Esta é a **Primeira Lei da Termodinâmica**, que equivale ao princípio de conservação da energia.

Ex.5:

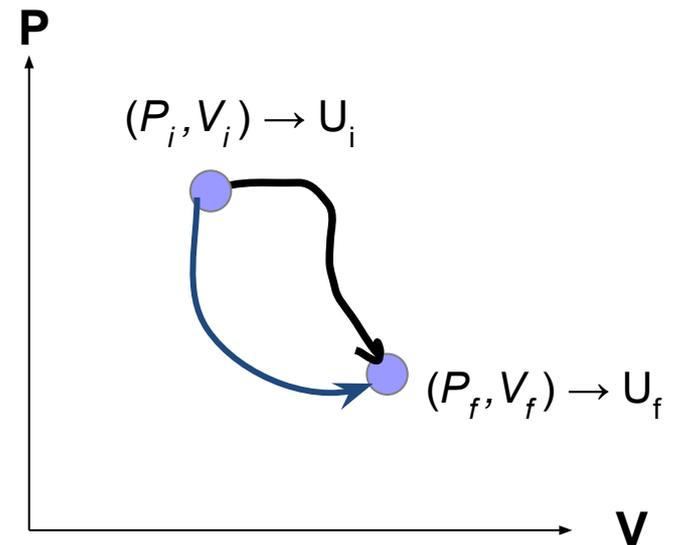


- Se o sistema sofre uma mudança infinitesimal:

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

U é função de Estado. O que é isto ?

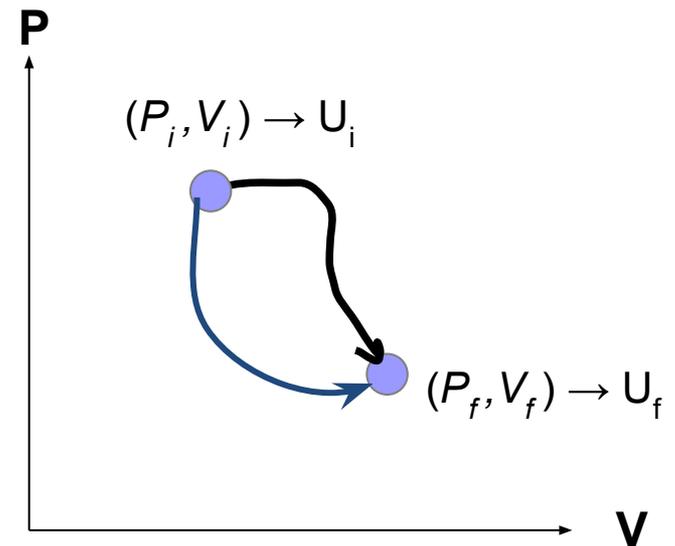
- Função de estado é uma função que descreve uma relação entre duas ou mais variáveis de estado (P, V, T,..) que que definem o estado de um sistema termodinâmico.
- Uma função de estado depende apenas dos *estados inicial e final* do sistema; não da história que ele “viveu” para chegar ali
- Se o sistema for homogêneo, bastam duas das variáveis, pois a terceira é obtida por meio de uma lei de uma “equação de estado”. Ex: $U=f(P, V)$



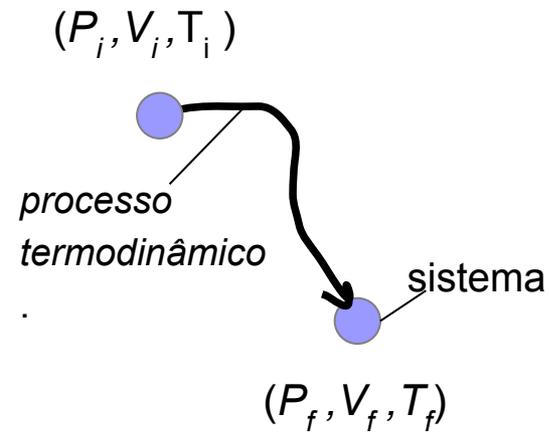
U é função de Estado. O que é isto ?

- Função de estado é uma função que descreve uma relação entre duas ou mais variáveis de estado (P, V, T,..) que definem o estado de um sistema termodinâmico.
- Uma função de estado depende apenas dos *estados inicial e final* do sistema; não da história que ele “viveu” para chegar ali
- Energia interna U é função de estado; Calor Q e trabalho W *não são* funções de estado.
- Por isto usamos o diferencial inexato

$$dU = \bar{d}Q - \bar{d}W$$

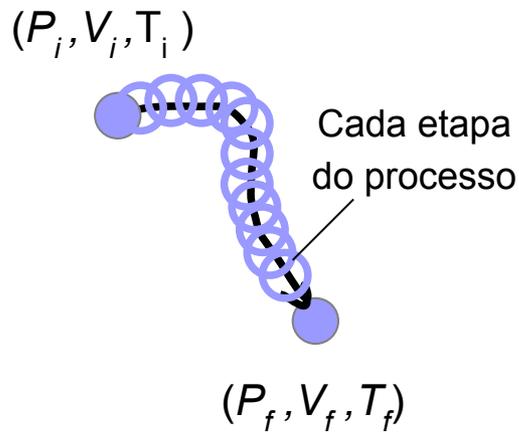


. Processos Reversíveis (quase-estáticos)



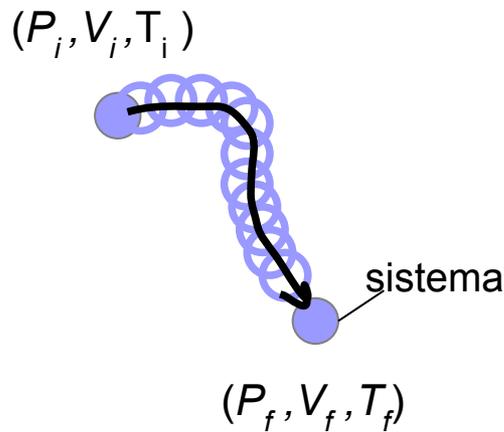
- Vamos considerar o sistema indo do estado inicial (P_i, V_i, T_i) ao estado final, (P_f, V_f, T_f) . O procedimento pelo qual o sistema é levado é chamado de *processo termodinâmico*. O atrito é desprezível.

. Processos Reversíveis (quase-estáticos)



- Vamos considerar o sistema indo do estado inicial (P_i, V_i, T_i) ao estado final, (P_f, V_f, T_f) . O procedimento pelo qual o sistema é levado é chamado de *processo termodinâmico*. O atrito é desprezível.
- Processos *quase-estáticos*: ocorrem tão lentamente que, entre os pontos inicial e final, o sistema passa por uma *sucessão de estados de equilíbrio*

. Processos Reversíveis (quase-estáticos)



- Vamos considerar o sistema indo do estado inicial (P_i, V_i, T_i) ao estado final, (P_f, V_f, T_f) . O procedimento pelo qual o sistema é levado é chamado de *processo termodinâmico*. O atrito é desprezível.
- Processos *quase-estáticos*: ocorrem tão lentamente que, entre os pontos inicial e final, o sistema passa por uma sucessão de estados de equilíbrio
- Quando o processo que leva do estado inicial (P_i, V_i, T_i) ao estado final (P_f, V_f, T_f) pode ser revertido, ou seja, passa pela mesma sucessão de pontos (estados de equilíbrio), o processo é dito *reversível*.

Trabalho em Processos Reversíveis

- Um gás em equilíbrio ocupa um recipiente cilíndrico que tem um pistão móvel e volume $V = A x$
- O peso da areia contrapõe a pressão P do gás
- Ao retirarmos um grão de areia, o gás sofre uma pequena expansão (dx)
- A força do gás no pistão é constante e dada por

$$F = P A$$

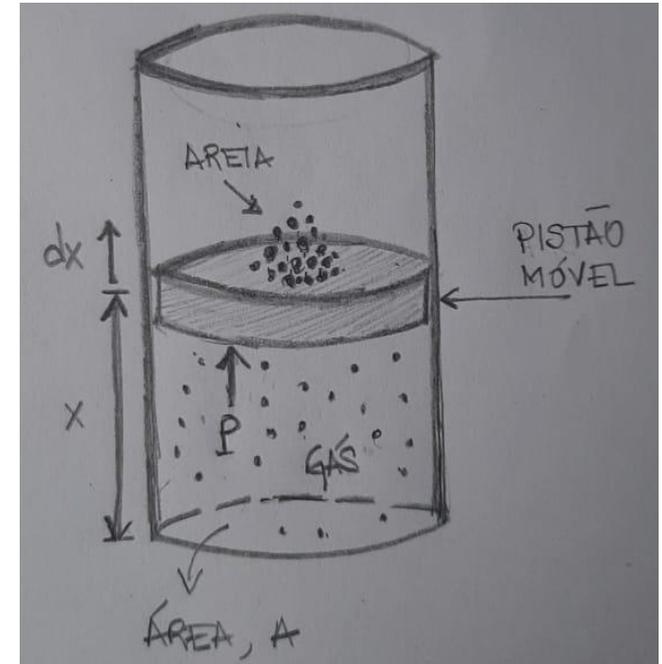
- O trabalho feito pelo gás é:

$$dW = F \cdot dx$$

$$dW = P \underbrace{A dx}$$

$$dW = P dV$$

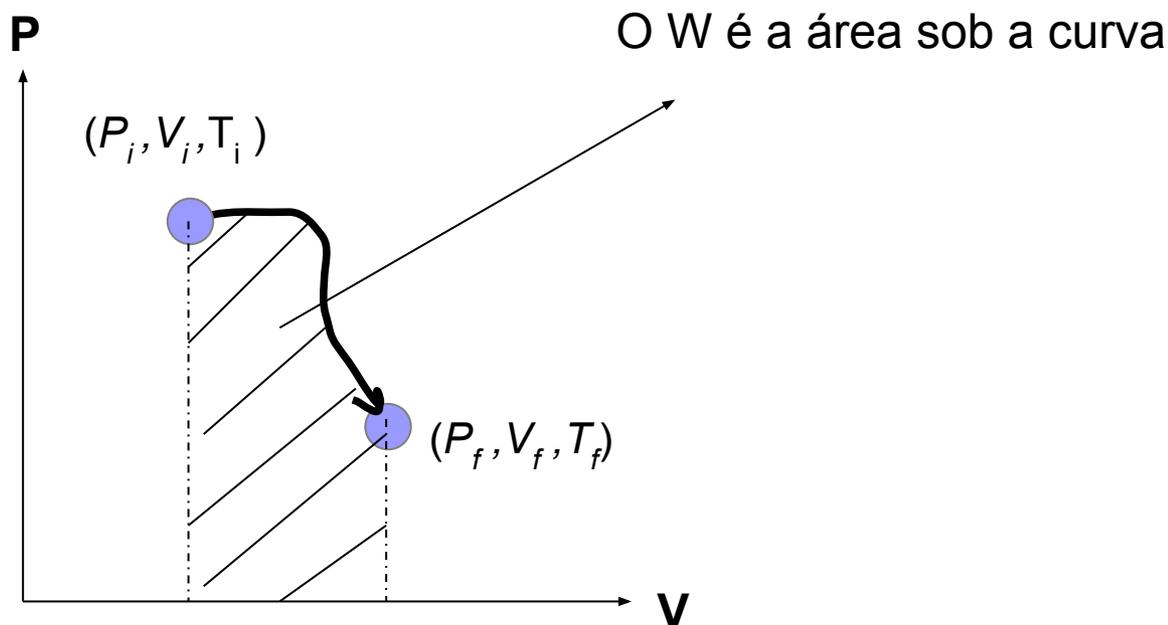
$$\rightarrow W = \int_i^f dW = \int_{V_i}^{V_f} P dV$$



Trabalho – Representação gráfica

- Um estado de equilíbrio termodinâmico de um fluido homogêneo fica definido por um par de variáveis, por exemplo, $(P, V) \rightarrow$ podemos representá-lo por um ponto no plano P, V
- Uma transformação termodinâmica *reversível* faz o sistema passar por uma *sucessão* de estados de equilíbrio \rightarrow o que corresponde a descrever uma curva nesse plano, chamada *diagrama indicador da transformação*.

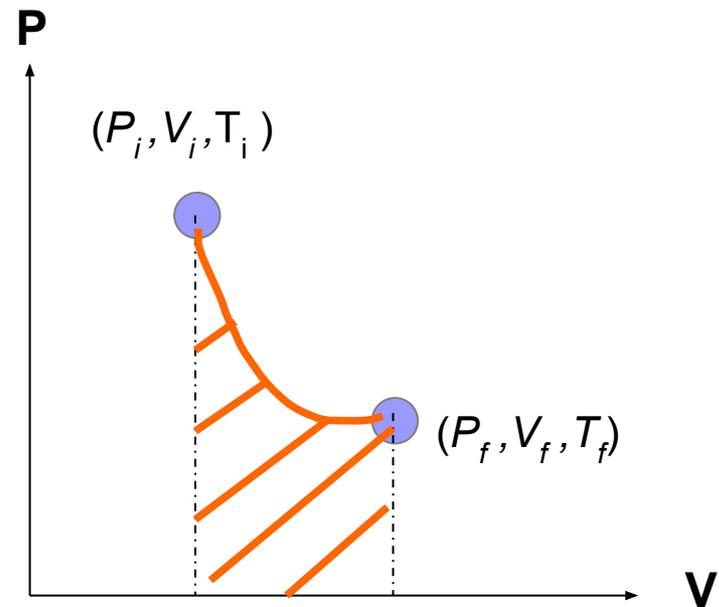
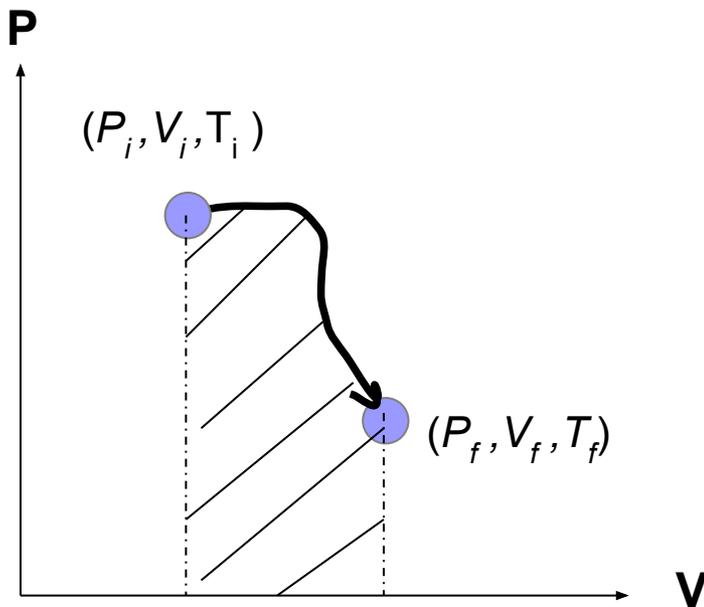
- Em processos *reversíveis* \rightarrow
$$W = \int_i^f dW = \int_{V_i}^{V_f} P dV$$



Trabalho – Representação gráfica

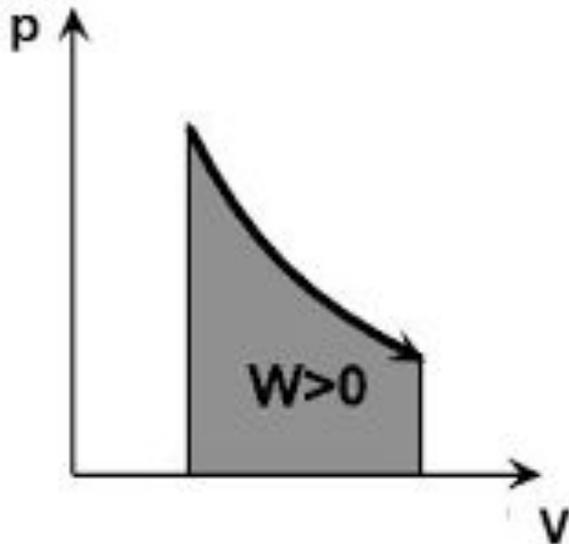
- Um estado de equilíbrio termodinâmico de um fluido homogêneo fica definido por um par de variáveis, por exemplo, $(P, V) \rightarrow$ podemos representá-lo por um ponto no plano P, V
- Uma transformação termodinâmica *reversível* faz o sistema passar por uma *sucessão* de estados de equilíbrio \rightarrow o que corresponde a descrever uma curva nesse plano, chamada *diagrama indicador da transformação*.

- Em processos reversíveis \rightarrow
$$W = \int_i^f dW = \int_{V_i}^{V_f} P dV$$



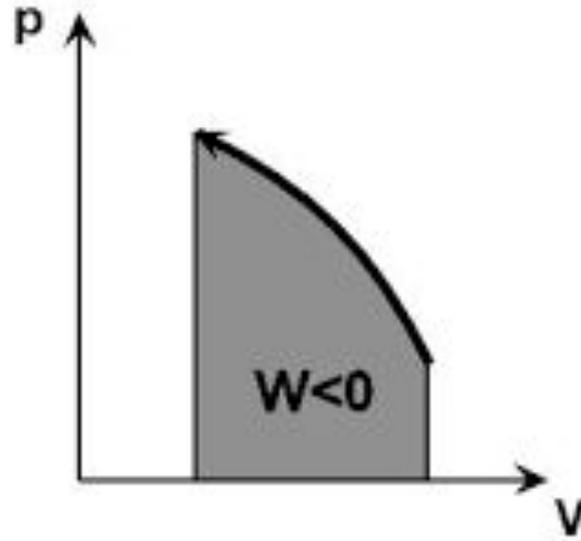
As áreas são diferentes \rightarrow o valor do trabalho é diferente.
Portanto, o trabalho *depende do caminho* no caso de processos *reversíveis*

Trabalho – Representação gráfica



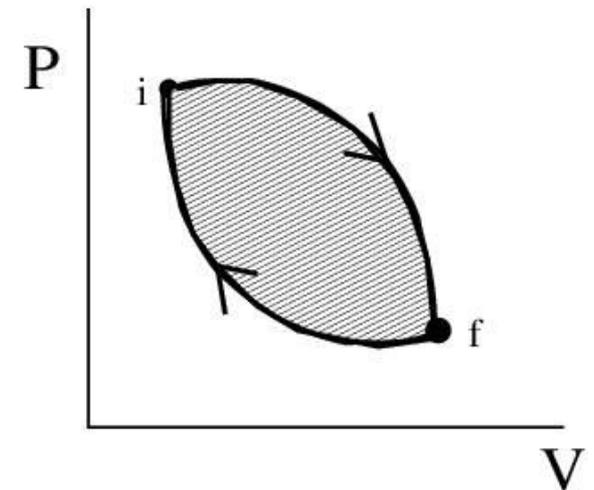
Expansão :

$$V_f > V_i \rightarrow W > 0$$



Compressão :

$$V_f < V_i \rightarrow W < 0$$

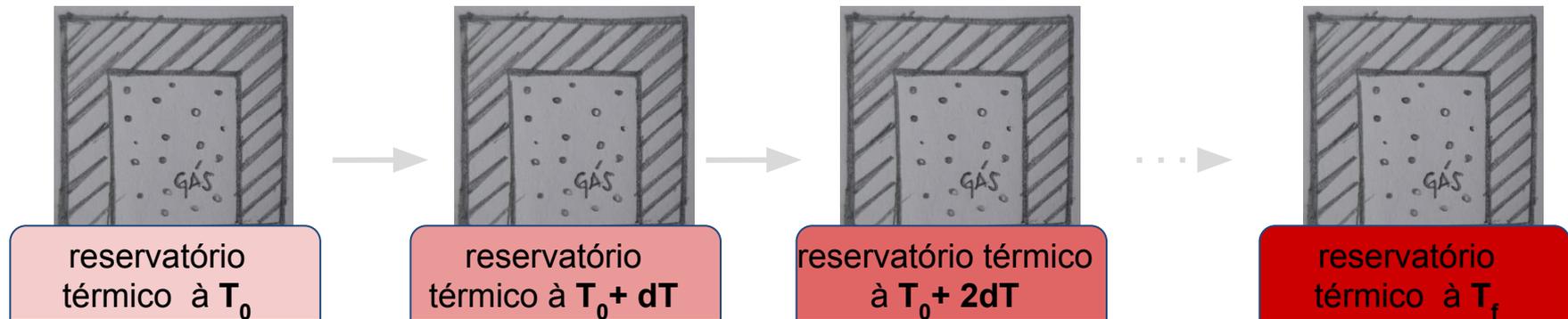


Ciclo:

$$V_f = V_i \rightarrow W \neq 0$$

Calor em Processos Reversíveis

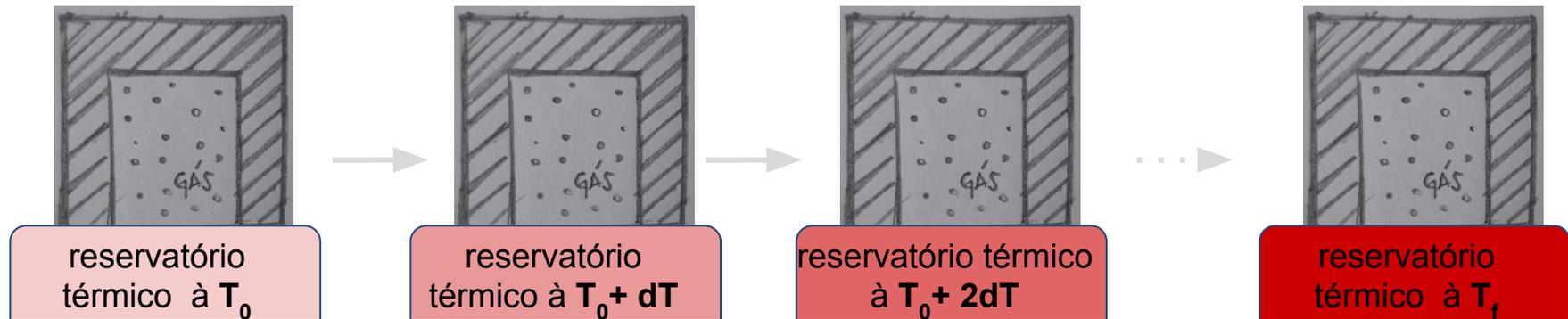
- Como faz para transferir calor de maneira que, para ir de uma temperatura inicial T_0 até uma final T_f , o sistema passe por uma *sucessão* de estados de equilíbrio ?



- Partindo da temperatura inicial T_0 , coloca-se o sistema em contato térmico com um reservatório térmico de temperatura $T_0 + dT$ e aguardamos até que ele entre em equilíbrio térmico com o reservatório; \rightarrow depois num de temperatura $T_0 + 2dT$, ..., sucessivamente até atingir a temperatura T_f desejada.
- Como a temperatura de cada reservatório térmico não é afetada pela troca de calor infinitesimal, o processo todo é reversível, bastando para isso inverter a ordem das operações

Calor em Processos Reversíveis

- Como faz para transferir calor de maneira que, para ir de uma temperatura inicial T_0 até uma final T_f , o sistema passe por uma *sucessão* de estados de equilíbrio ?



- Formulação infinitesimal da 1ª lei é

$$dU = dQ - dW \quad \rightarrow \quad dU = C dT - p dV$$

Tipos de Processos Termodinâmicos

*Primeira Lei da
Termodinâmica:*

$$\Delta U = Q - W$$

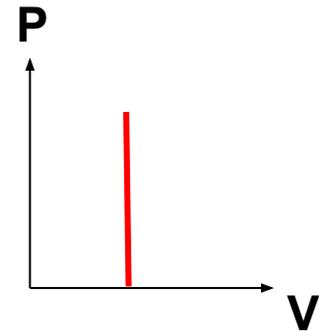
- Processos Reversíveis (quase-estáticos)
- Adiabático ($Q = 0 \rightarrow \Delta U = -W$)
- Isocórico
- Cíclico
- Isobáricos
- Expansão Livre de um gás

Tipos de Processos Termodinâmicos

*Primeira Lei da
Termodinâmica:*

$$\Delta U = Q - W$$

- Processos Reversíveis (quase-estáticos)
- Adiabático
- Isocórico ($\Delta V = 0 \rightarrow W = 0 \rightarrow \Delta U = Q$)
- Cíclico
- Isobáricos
- Expansão Livre de um gás

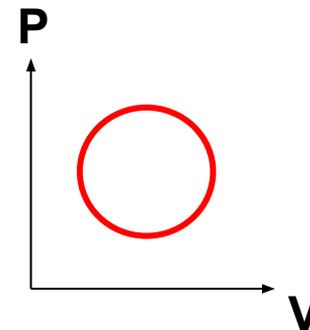


Tipos de Processos Termodinâmicos

Primeira Lei da Termodinâmica:

$$\Delta U = Q - W$$

- Processos Reversíveis (quase-estáticos)
- Adiabático
- Isocórico
- Cíclico ($\Delta U = U_f - U_i = 0 \rightarrow W = Q$)
- Isobáricos
- Expansão Livre de um gás

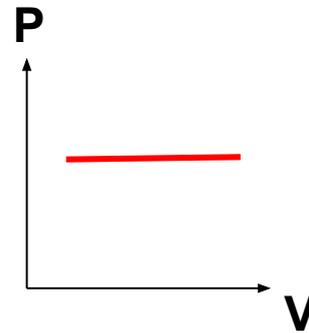


Tipos de Processos Termodinâmicos

Primeira Lei da Termodinâmica:

$$\Delta U = Q - W$$

- Processos Reversíveis (quase-estáticos)
- Adiabático
- Isocórico
- Cíclico
- Isobáricos (**P = constante**)
- Expansão Livre de um gás



Tipos de Processos Termodinâmicos

*Primeira Lei da
Termodinâmica:*

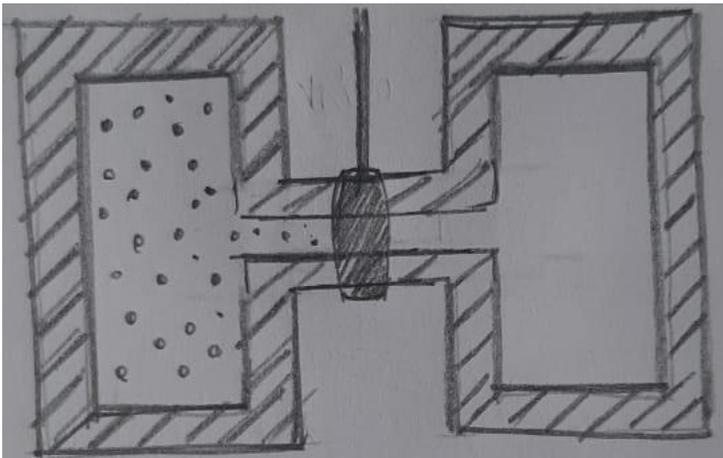
$$\Delta U = Q - W$$

- Processos Reversíveis (quase-estáticos)
- Adiabático ($Q = 0 \rightarrow \Delta U = -W$)
- Isocórico ($\Delta V = 0 \rightarrow W = 0 \rightarrow \Delta U = Q$)
- Cíclico ($\Delta U = 0 \rightarrow W = Q$)
- Isobáricos ($P = \text{constante}$)
- Expansão Livre de um gás

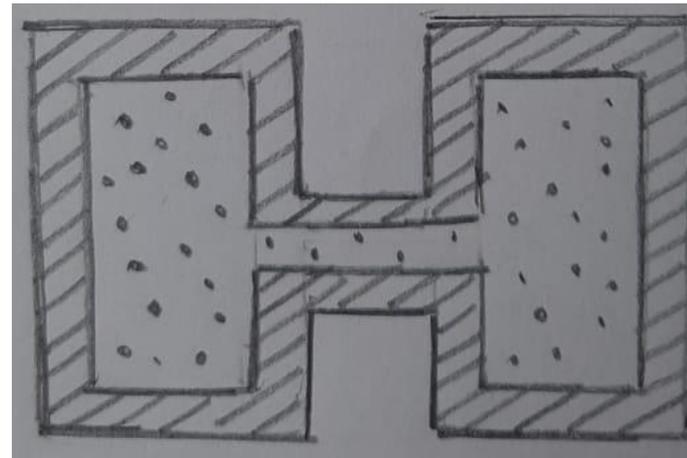
Expansão livre

- Processo muito rápido \rightarrow o sistema não passa por uma sucessão de estados de equilíbrio \rightarrow é irreversível
- Não há troca de calor ($Q=0$) nem trabalho realizado ($W=0$) \rightarrow logo $\Delta U=0$

válvula fechada

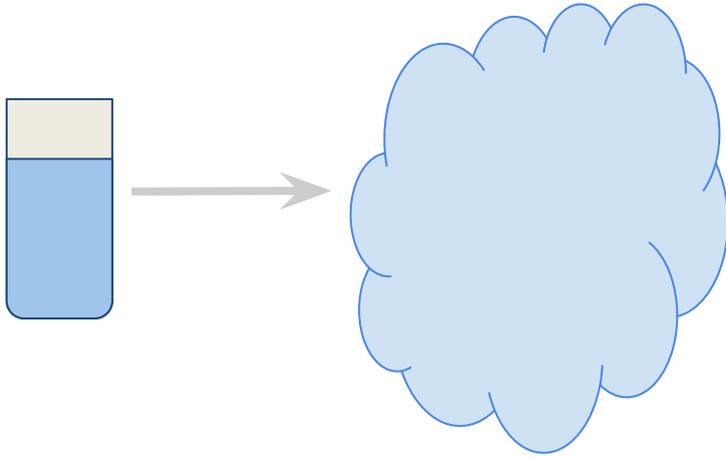


válvula aberta



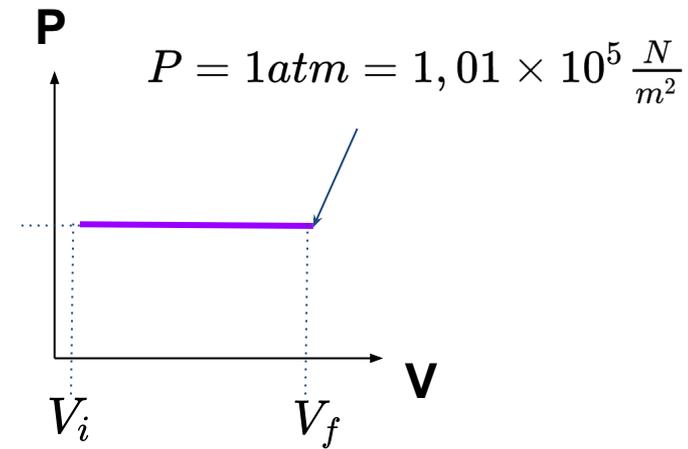
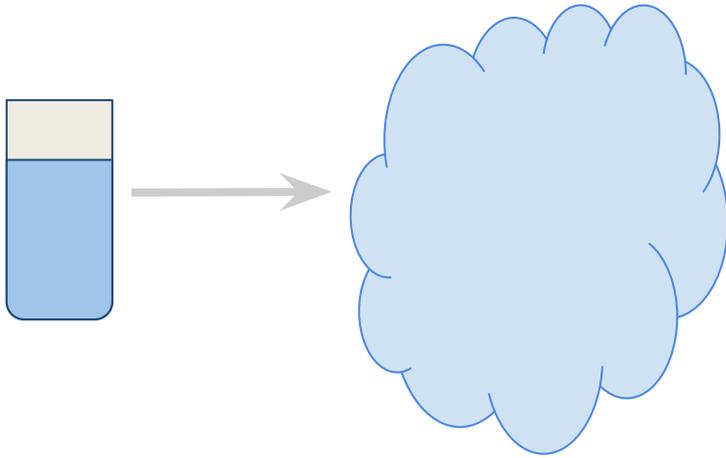
Exemplo 2

À pressão atmosférica, a vaporização completa de 1l (=1kg) de água a 100°C gera 1,6m³ de vapor de água. O calor latente de vaporização da água a esta temperatura é $L_v=2256\text{kJ/kg}$. (a) Quanto trabalho é realizado pela expansão do vapor no processo de vaporização da água? (b) Qual é a variação de energia interna do sistema nesse processo?



Exemplo 2

À pressão atmosférica, a vaporização completa de 1l (=1kg) de água a 100°C gera 1,6m³ de vapor de água. O calor latente de vaporização da água a esta temperatura é 2256kJ/kg. (a) Quanto trabalho é realizado pela expansão do vapor no processo de vaporização da água? (b) Qual é a variação de energia interna do sistema nesse processo?



(a) $\Delta V = 1,6 \text{ m}^3$

$$W = p\Delta V = (1,01 \times 10^5 \frac{N}{m^2})(1,6 \text{ m}^3) = 1,6 \times 10^5 \text{ J}$$

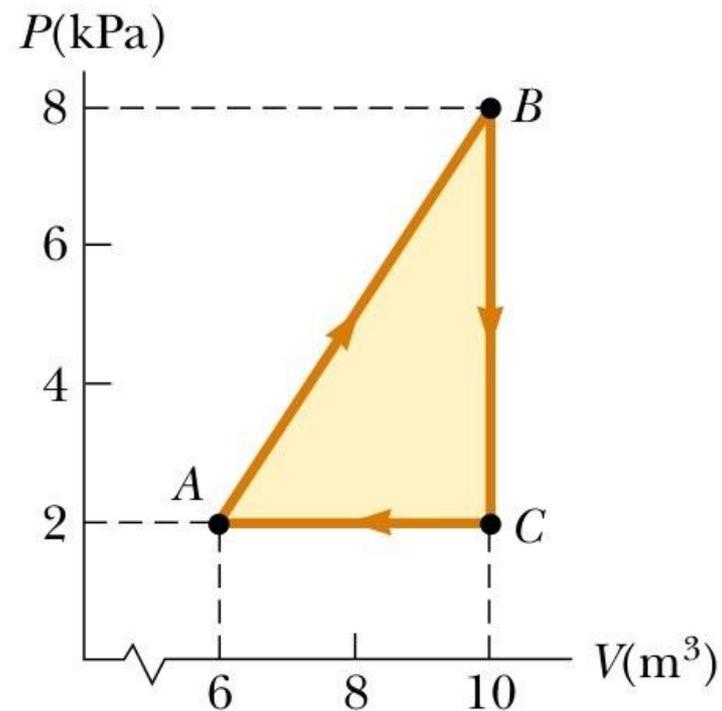
(b)

$$\left. \begin{aligned} \Delta U &= Q - W \\ Q &= mL_v = (1 \text{ kg}) \times (2256 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}) = 2256 \text{ kJ} \end{aligned} \right\} \Delta U = 2096 \text{ kJ}$$

Exemplo 3

Um gás é submetido ao processo indicado na figura abaixo. **(a)** Encontre a energia transferida ao sistema por meio de calor ao longo de um ciclo.

(b) Como fica o item anterior se o ciclo for percorrido na ordem inversa (*ACBA*) ?



Exemplo 3

Um gás é submetido ao processo indicado na figura abaixo. **(a)** Encontre a energia transferida ao sistema por meio de calor ao longo de um ciclo. **(b)** Como fica o item anterior se o ciclo for percorrido na ordem inversa (ACBA) ?

Ao longo de um ciclo $\Delta U = 0$

$$\Delta U = 0 \rightarrow W = Q$$

O trabalho é a área do triângulo ABCA

$$W = \frac{1}{2}(4 \text{ m}^3)(6 \text{ kPa})$$

$$\text{(a)} \quad W = 12 \text{ kJ} \quad \rightarrow \quad \boxed{Q = 12 \text{ kJ}}$$

(b) No sentido anti-horário o trabalho será negativo

$$W_{ACBA} = -W_{ABCA} \quad \rightarrow \quad -12 \text{ kJ} \quad \rightarrow \quad \boxed{Q_{ACBA} = -12 \text{ kJ}}$$

