

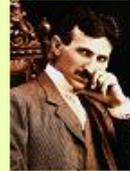
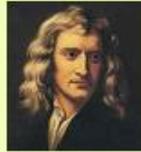
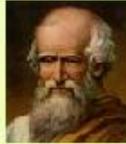


Universidade Federal do ABC

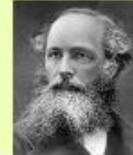
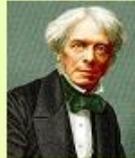
Mecânica Estatística

PEF-112

MNPEF Mestrado Nacional
Profissional em
Ensino de Física
Polo UFABC



Física



Prof. Dr. Marcelo A. Leigui de Oliveira

Centro de Ciências Naturais e Humanas

leigui@ufabc.edu.br



Universidade Federal do ABC

[Início](#) [Disciplinas](#) [Pesquisas](#)

PEF112: Mecânica Estatística (2 créditos)

Ementa da Disciplina:

Princípios de Termodinâmica. Espaço de fases. Ensembles microcanônico, canônico e grand-canônico. A terceira lei da termodinâmica e a mecânica quântica. Calor específico. O sólido de Einstein.

AULAS:

Horários: Qua.: 20-22h

Local: S 311-2, Bloco A, Campus Santo André.

Bibliografia:

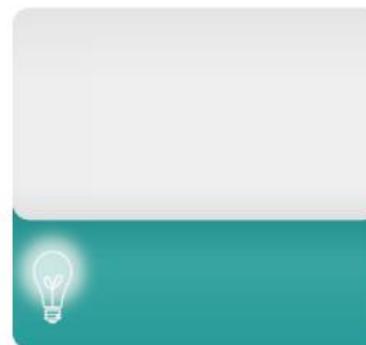
- 1) **Thermal Physics**; Daniel V. Schroeder, Addison Wesley Longman (2000);
- 2) **Introdução à Física Estatística**. Salinas, S.R., EDUSP (1997);
- 3) F. Reif, **Fundamentals of Statistical and Thermal Physics**. McGraw-Hill (1965);
- 4) **Notas de aula**.

Avaliação:

Listas de exercícios e Defesa:
Entregar, a cada aula, 3 exercícios (escolhidos livremente) da lista da aula anterior, sendo que 1 exercício dentre os resolvidos deverá ser defendido em sala de aula.

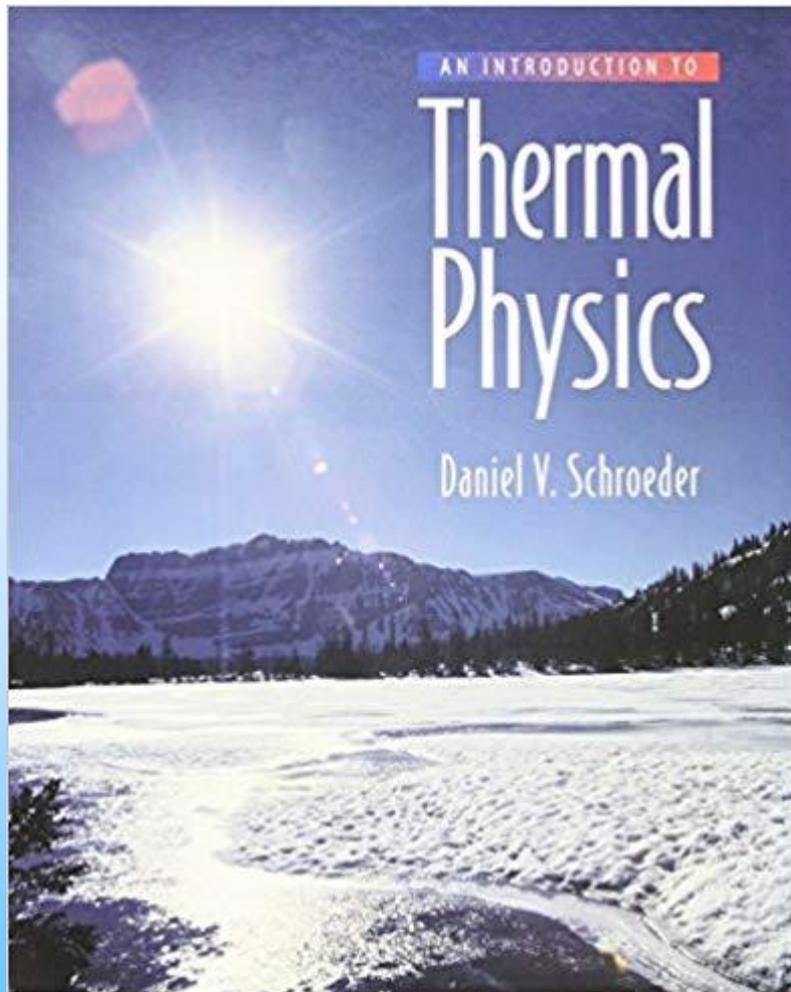
Conversão para conceitos:

A = 10 ≥ M ≥ 8,5
B = 8,5 > M ≥ 7,0
C = 7,0 > M ≥ 5,0
D = 5,0 > M ≥ 4,0
F = 4,0 > M ≥ 0,0
O (para presença inferior a 75%)



Repositório de arquivos:





An Introduction to Thermal Physics

por Daniel V. Schroeder (Autor)

Editora: Addison-Wesley Professional;

Edição: 2000

Idioma: Inglês

ISBN-10: 9780201380279

ISBN-13: 978-0201380279

THERMODYNAMICS AND STATISTICAL MECHANICS

1.1 INTRODUCTION: THERMODYNAMICS AND STATISTICAL MECHANICS OF THE PERFECT GAS

Ludwig Boltzmann, who spent much of his life studying statistical mechanics, died in 1906, by his own hand. Paul Ehrenfest, carrying on the work, died similarly in 1933. Now it is our turn to study statistical mechanics.

Perhaps it will be wise to approach the subject cautiously. We will begin by considering the simplest meaningful example, the perfect gas, in order to get the central concepts sorted out. In Chap. 2 we will return to complete the solution of that problem, and the results will provide the foundation of much of the rest of the book.

The quantum mechanical solution for the energy levels of a particle in a box (with periodic boundary conditions) is

$$\varepsilon_{\mathbf{q}} = \frac{\hbar^2 \mathbf{q}^2}{2m} \quad (1.1.1)$$

where m is the mass of the particle, $h = 2\pi\hbar$ is Planck's constant, and \mathbf{q} (which we shall call the wave vector) has three components, q_x , q_y , and q_z .



Figure 1.1. A hot-air balloon interacts thermally, mechanically, and diffusively with its environment—exchanging energy, volume, and particles. Not all of these interactions are at equilibrium, however.

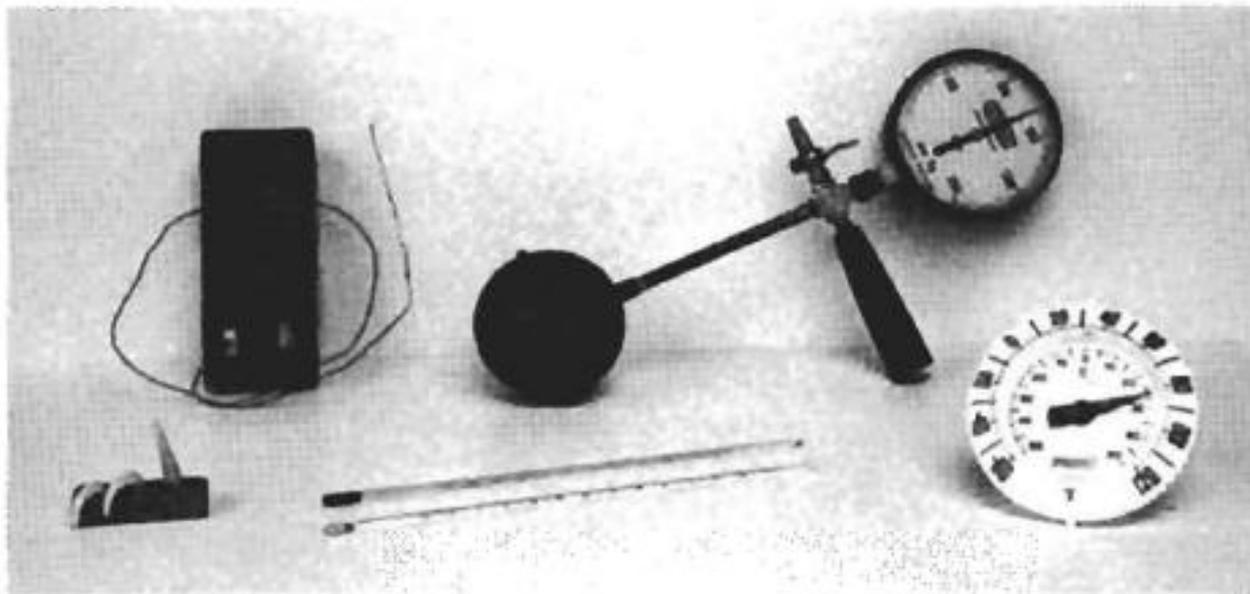


Figure 1.2. A selection of thermometers. In the center are two liquid-in-glass thermometers, which measure the expansion of mercury (for higher temperatures) and alcohol (for lower temperatures). The dial thermometer to the right measures the turning of a coil of metal, while the bulb apparatus behind it measures the pressure of a fixed volume of gas. The digital thermometer at left-rear uses a thermocouple—a junction of two metals—which generates a small temperature-dependent voltage. At left-front is a set of three potter's cones, which melt and droop at specified clay-firing temperatures.

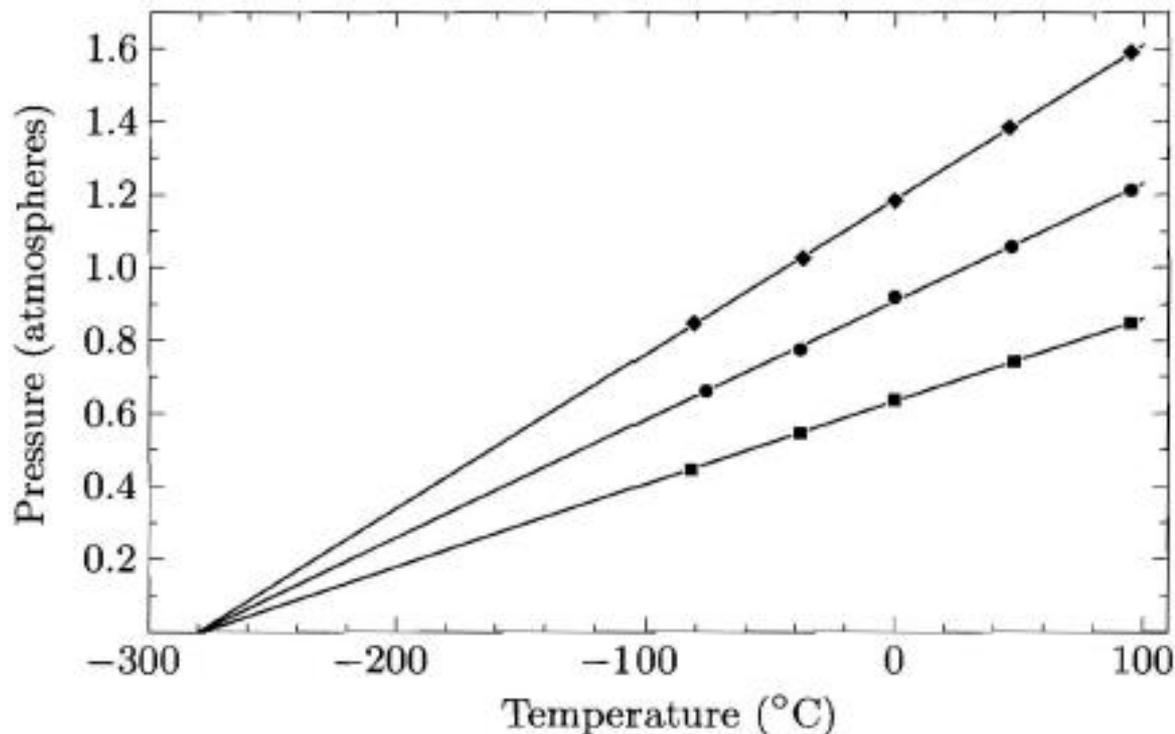
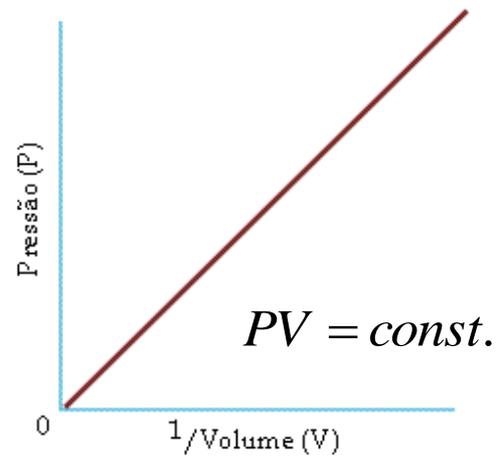


Figure 1.3. Data from a student experiment measuring the pressure of a fixed volume of gas at various temperatures (using the bulb apparatus shown in Figure 1.2). The three data sets are for three different amounts of gas (air) in the bulb. Regardless of the amount of gas, the pressure is a linear function of temperature that extrapolates to zero at approximately -280°C . (More precise measurements show that the zero-point does depend slightly on the amount of gas, but has a well-defined limit of -273.15°C as the density of the gas goes to zero.)

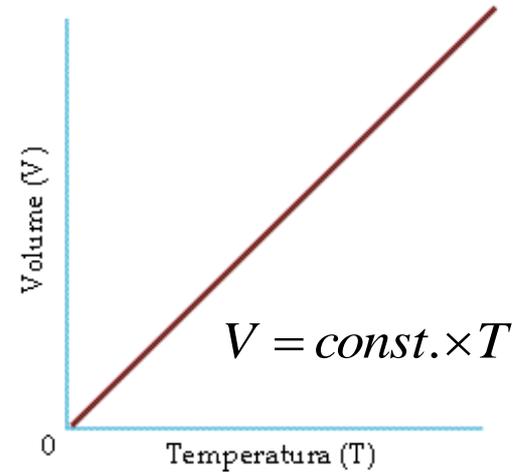
Leis dos gases



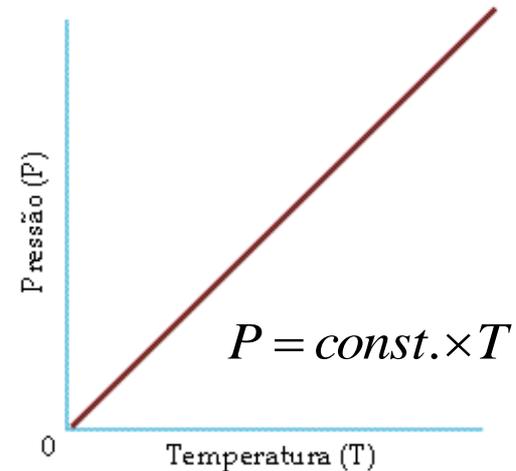
1662 Robert Boyle formula a
Lei de Boyle:



1787 Jacques Alexandre Cesar
Charles descobre a
Lei de Charles:
(publicada por Gay-Lussac em 1802)



1802 Lei de Gay-Lussac:

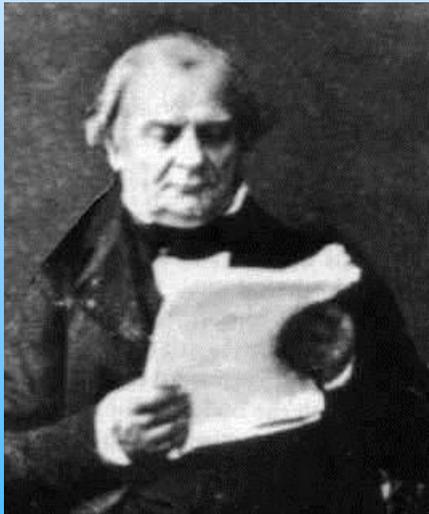


Gases ideais

1811 Princípio de Avogadro: “Sob as mesmas condições de temperatura e pressão, um determinado número de moléculas de um gás ocupa o mesmo volume, independente de sua identidade química”.



$$V \propto n$$



1834 Benoît Paul-Émile Clapeyron formula sua equação para os gases ideais:

$$PV = nRT$$

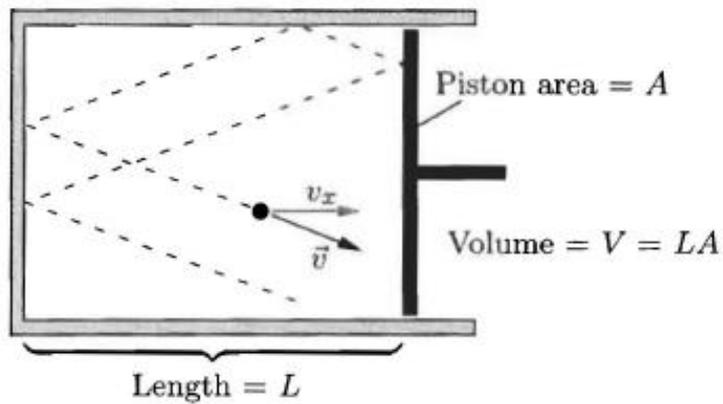


Figure 1.4. A greatly simplified model of an ideal gas, with just one molecule bouncing around elastically.

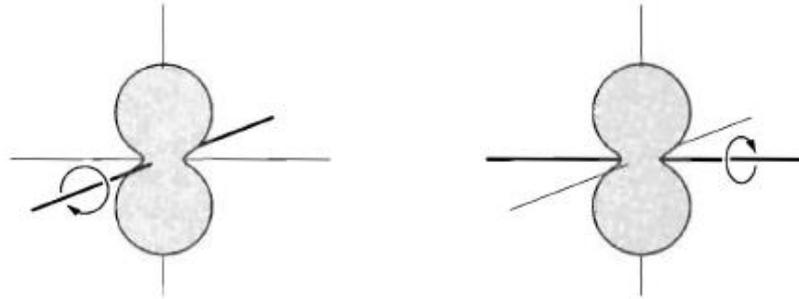


Figure 1.5. A diatomic molecule can rotate about two independent axes, perpendicular to each other. Rotation about the third axis, down the length of the molecule, is not allowed.

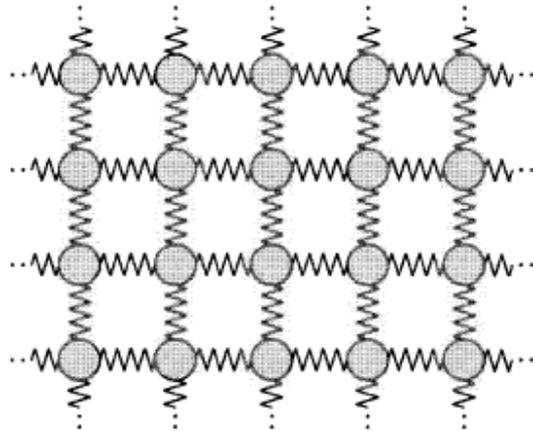


Figure 1.6. The “bed-spring” model of a crystalline solid. Each atom is like a ball, joined to its neighbors by springs. In three dimensions, there are six degrees of freedom per atom: three from kinetic energy and three from potential energy stored in the springs.

4) Calor e trabalho

4) Calor e trabalho

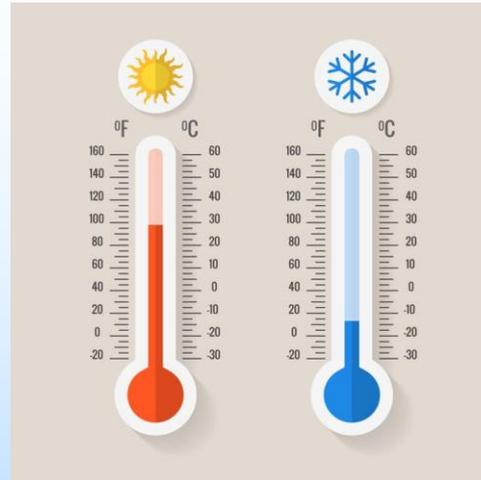
1. Temperatura:

2. Energia:

3. Calor:

4) Calor e trabalho

1. Temperatura:

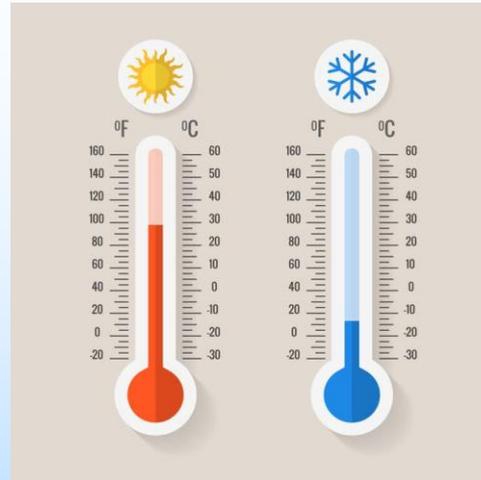


2. Energia:

3. Calor:

4) Calor e trabalho

1. Temperatura:

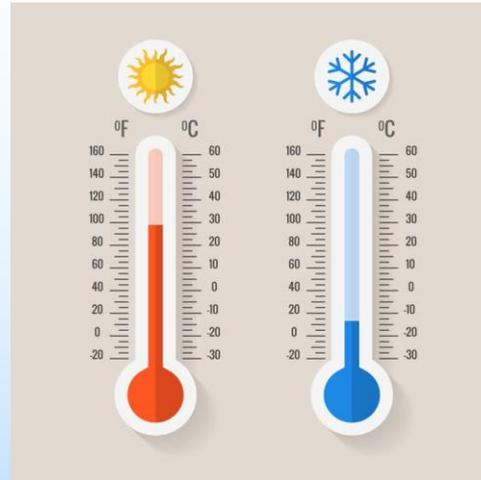


2. Energia:

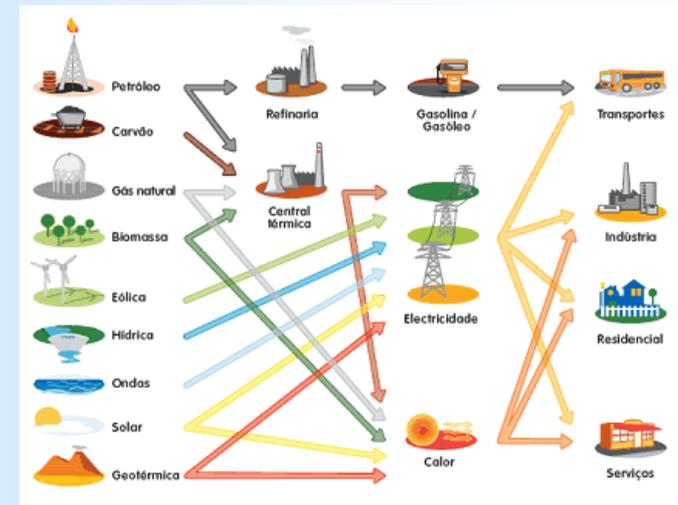


4) Calor e trabalho

1. Temperatura:

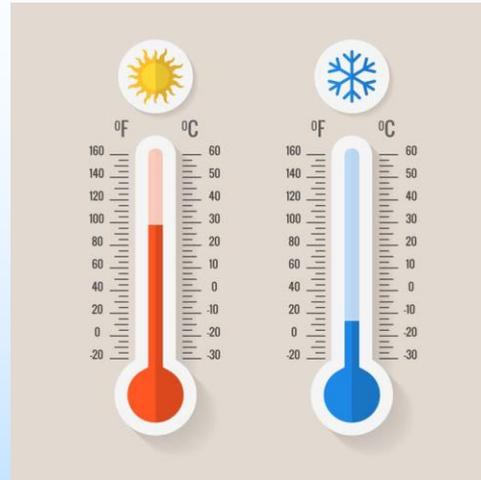


2. Energia:



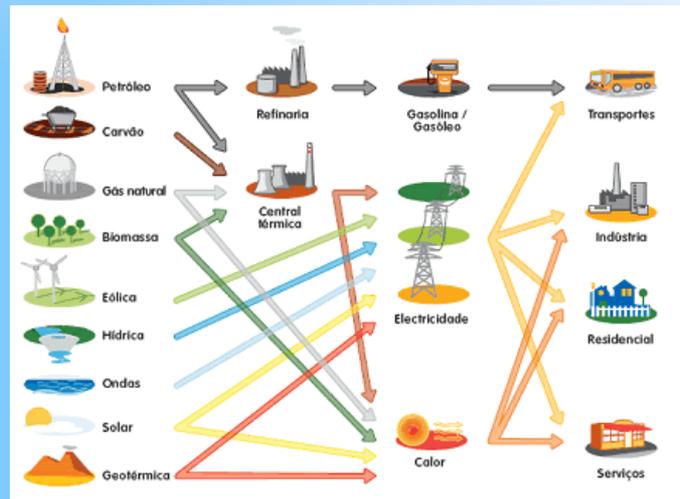
4) Calor e trabalho

1. Temperatura:



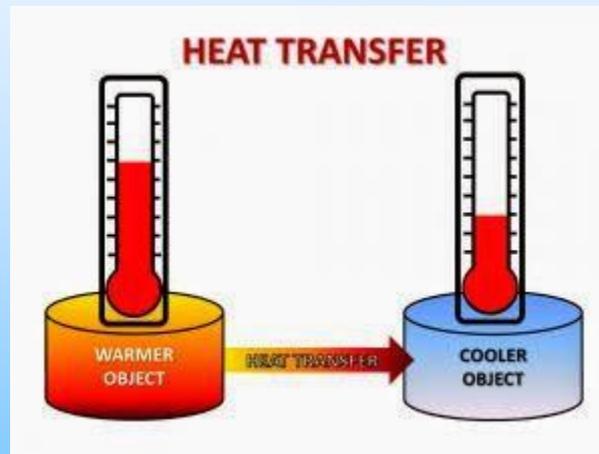
2. Energia:

Conservação de energia: “a quantidade total de energia do universo não muda”.



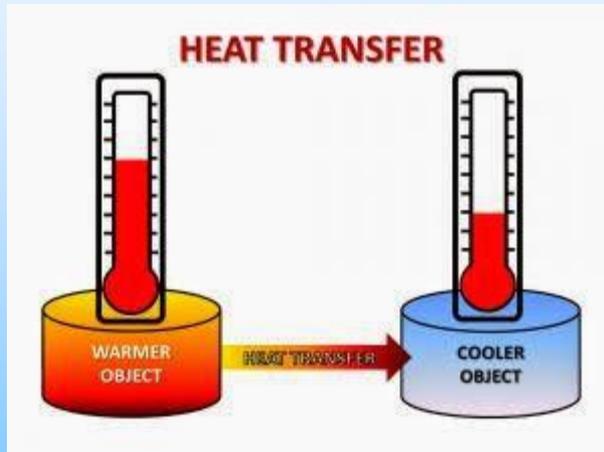
4) Calor e trabalho

- 3. Calor:** fluxo espontâneo de energia de um objeto para outro causado pela diferença de temperatura.

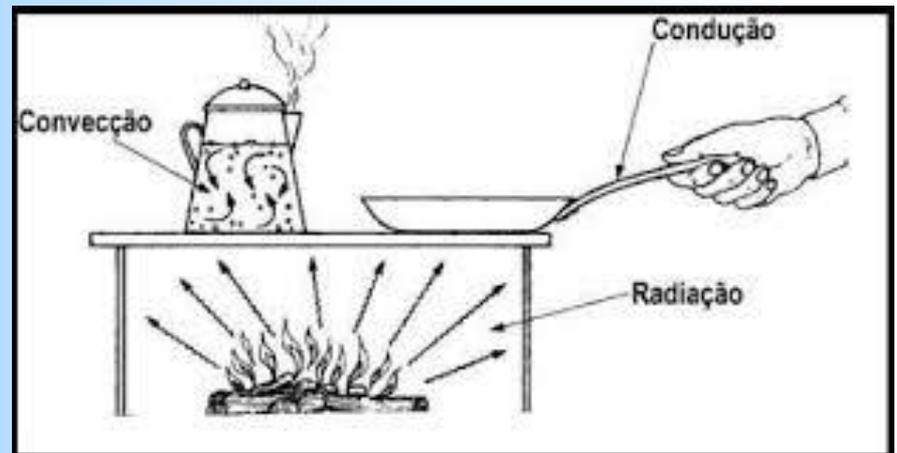


4) Calor e trabalho

3. **Calor:** fluxo espontâneo de energia de um objeto para outro causado pela diferença de temperatura.

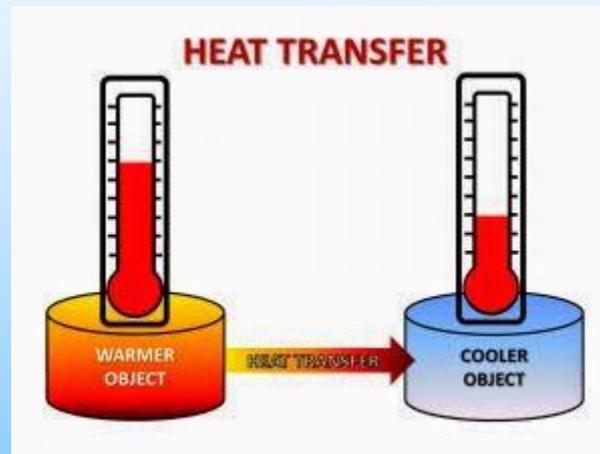


mecanismos de transferência de calor:



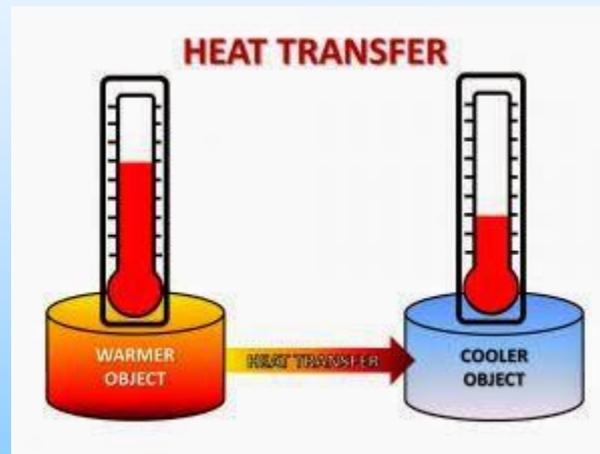
4) Calor e trabalho

- 3. Calor:** fluxo espontâneo de energia de um objeto para outro causado pela diferença de temperatura.



4) Calor e trabalho

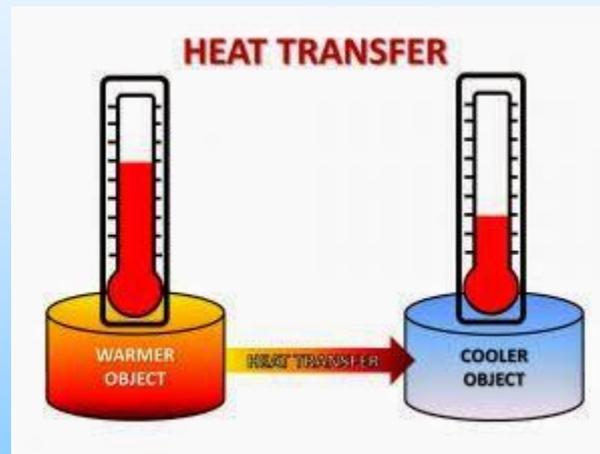
- 3. Calor:** fluxo espontâneo de energia de um objeto para outro causado pela diferença de temperatura.



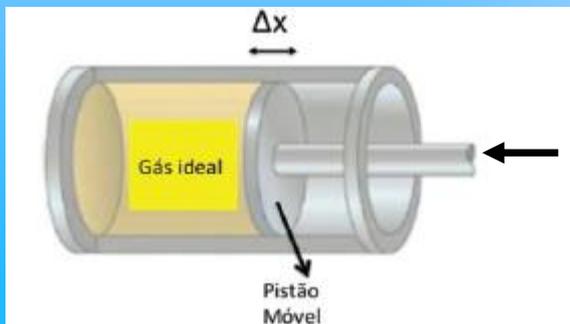
Trabalho: outras formas de transferência de calor.

4) Calor e trabalho

3. **Calor:** fluxo espontâneo de energia de um objeto para outro causado pela diferença de temperatura.

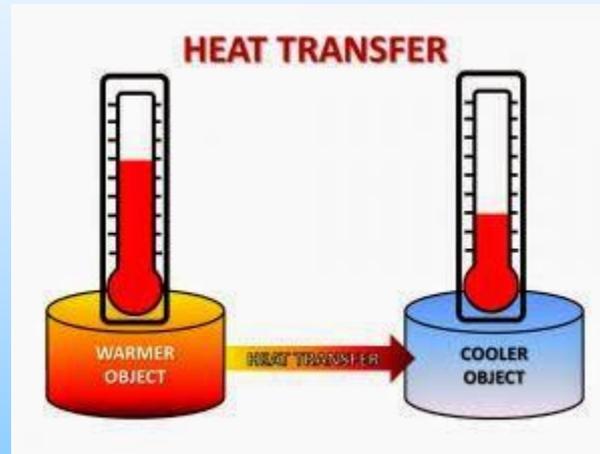


Trabalho: outras formas de transferência de calor.

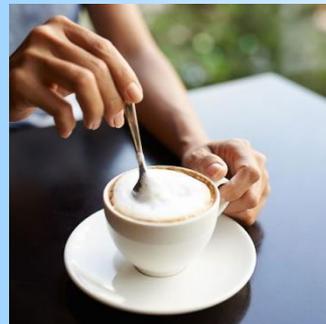
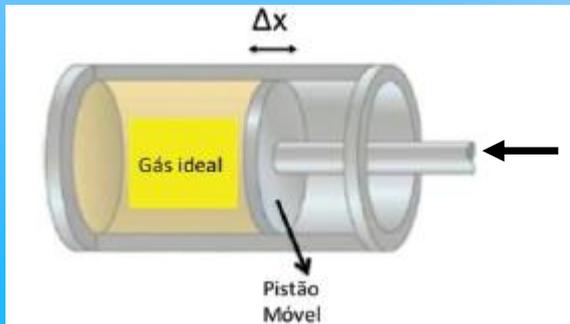


4) Calor e trabalho

3. **Calor:** fluxo espontâneo de energia de um objeto para outro causado pela diferença de temperatura.

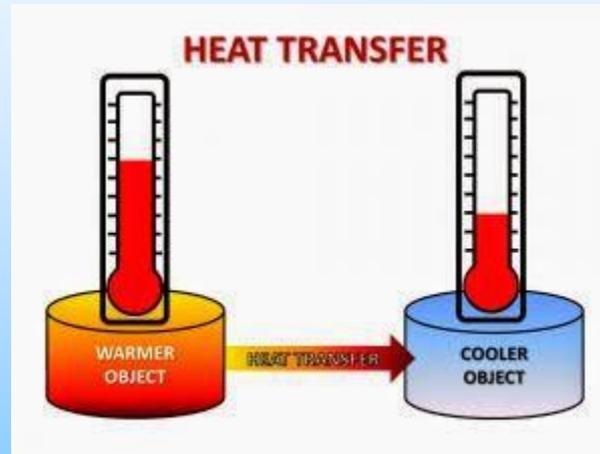


Trabalho: outras formas de transferência de calor.

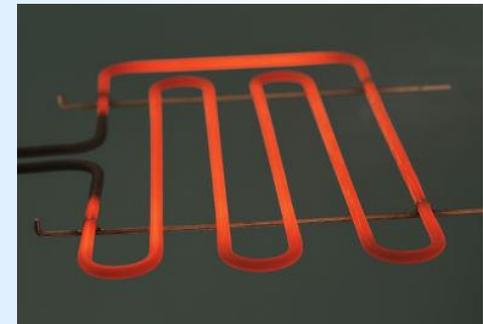
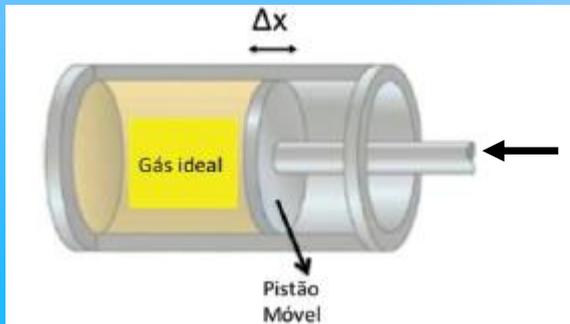


4) Calor e trabalho

3. **Calor:** fluxo espontâneo de energia de um objeto para outro causado pela diferença de temperatura.



Trabalho: outras formas de transferência de calor.



4) Calor e trabalho



4) Calor e trabalho



4) Calor e trabalho



4) Calor e trabalho



4) Calor e trabalho



4) Calor e trabalho



4) Calor e trabalho



- calor e trabalho são energias **em trânsito**, nunca **estão** no sistema.

4) Calor e trabalho



- calor e trabalho são energias **em trânsito**, nunca **estão** no sistema.
- só podemos dizer quanto calor **entrou/saiu** de um sistema, ou

4) Calor e trabalho



- calor e trabalho são energias **em trânsito**, nunca **estão** no sistema.
- só podemos dizer quanto calor **entrou/saiu** de um sistema, ou
- quanto trabalho foi realizado **sobre/pelo** sistema.

4) Calor e trabalho

Nomenclatura:

4) Calor e trabalho

Nomenclatura:

U = energia total contida em um sistema

4) Calor e trabalho

Nomenclatura:

U = energia total contida em um sistema

Q = quantidade de calor que **entra** num sistema

4) Calor e trabalho

Nomenclatura:

U = energia total contida em um sistema

Q = quantidade de calor que **entra** num sistema

W = trabalho realizado **sobre** um sistema

4) Calor e trabalho

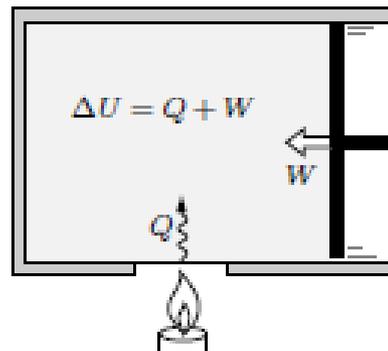
Nomenclatura:

U = energia total contida em um sistema

Q = quantidade de calor que **entra** num sistema

W = trabalho realizado **sobre** um sistema

Figure 1.7. The total change in the energy of a system is the sum of the heat added to it and the work done on it. Copyright ©2000, Addison-Wesley.



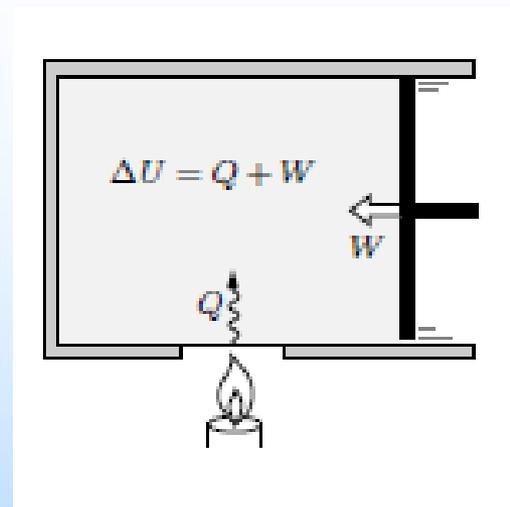
1ª lei da termodinâmica:

$$\Delta U = Q + W$$

4) Calor e trabalho

1ª lei da termodinâmica:

$$\Delta U = Q + W$$



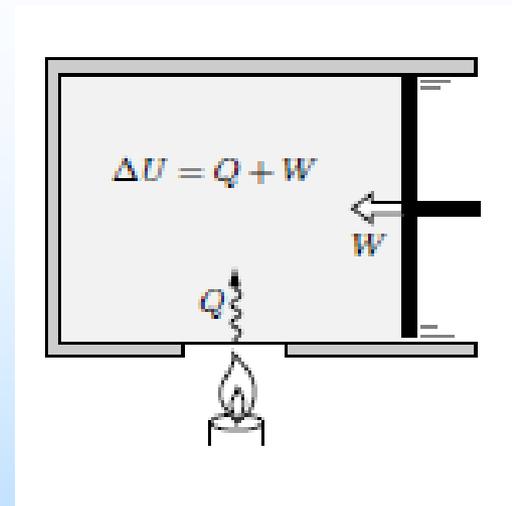
4) Calor e trabalho

1ª lei da termodinâmica:

$$\Delta U = Q + W$$

no SI:

$$[U] = [Q] = [W] = \text{J} = \text{kg m}^2/\text{s}^2$$



4) Calor e trabalho

1ª lei da termodinâmica:

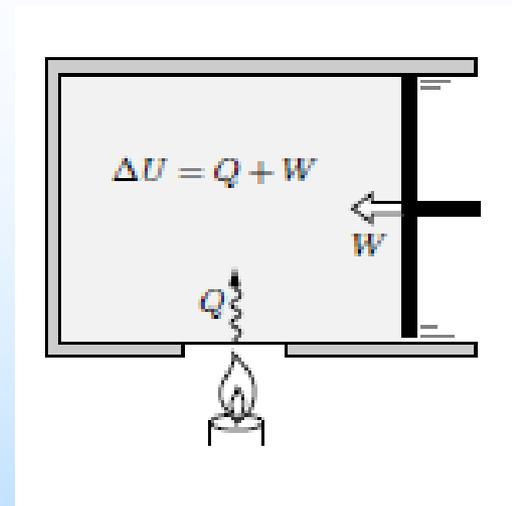
$$\Delta U = Q + W$$

no SI:

$$[U] = [Q] = [W] = \text{J} = \text{kg m}^2/\text{s}^2$$

caloria: 1 cal é o calor necessário para aumentar a temperatura de 1 g de água de 1 °C (14,5 °C → 15,5 °C).

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J}$$



4) Calor e trabalho

1ª lei da termodinâmica:

$$\Delta U = Q + W$$

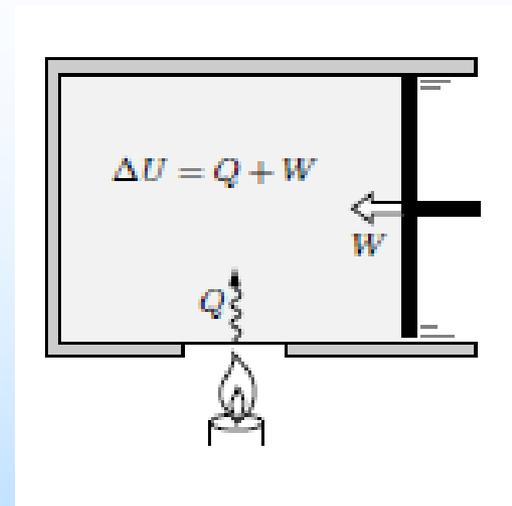
no SI:

$$[U] = [Q] = [W] = \text{J} = \text{kg m}^2/\text{s}^2$$

caloria: 1 cal é o calor necessário para aumentar a temperatura de 1 g de água de 1 °C (14,5 °C → 15,5 °C).

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J}$$

caloria alimentar: 1 Cal = 1 kcal = 4186 J



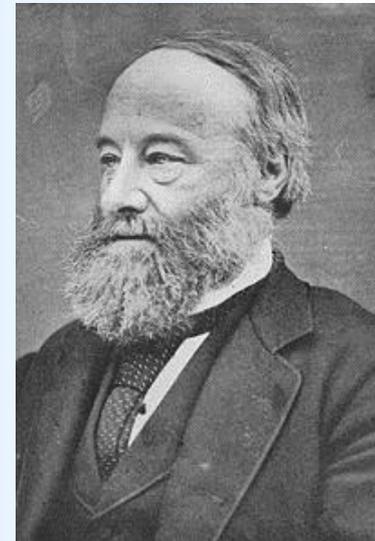
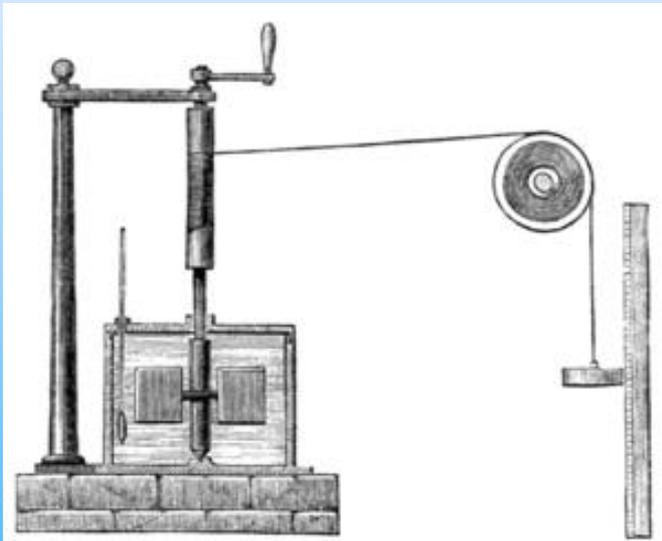
4) Calor e trabalho

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J}$$

4) Calor e trabalho

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J}$$

O equivalente mecânico do calor (1845) J. P. Joule

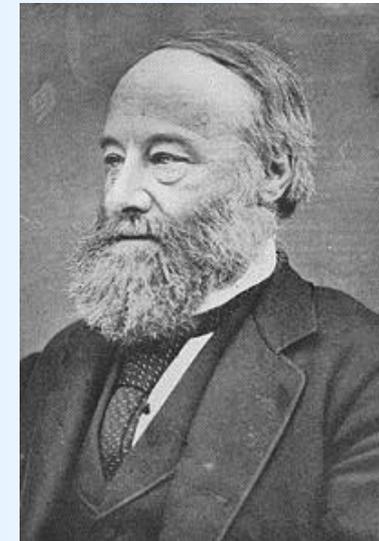
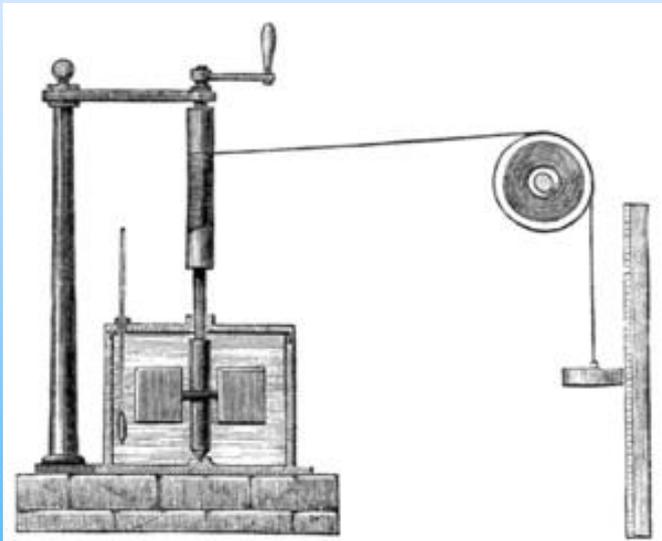


James Prescott Joule
(1818-1889), físico
britânico.

4) Calor e trabalho

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J}$$

O equivalente mecânico do calor (1845) J. P. Joule



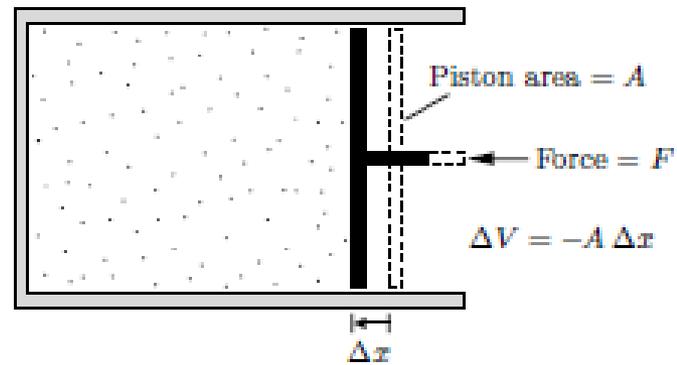
Trabalho mecânico gerado pelo atrito necessário para elevar a temperatura de 1 kg de água em 1 °F e encontrou um valor de 778,24 libras de força · pés.

James Prescott Joule (1818-1889), físico britânico.

5) Trabalho

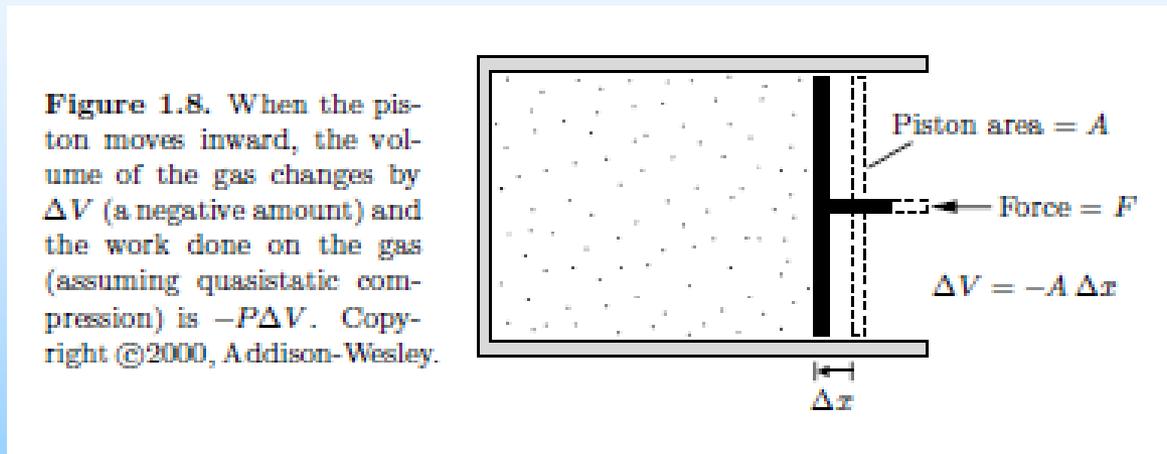
Trabalho sobre um sistema (compressão de um gás):

Figure 1.8. When the piston moves inward, the volume of the gas changes by ΔV (a negative amount) and the work done on the gas (assuming quasistatic compression) is $-P\Delta V$. Copyright ©2000, Addison-Wesley.



5) Trabalho

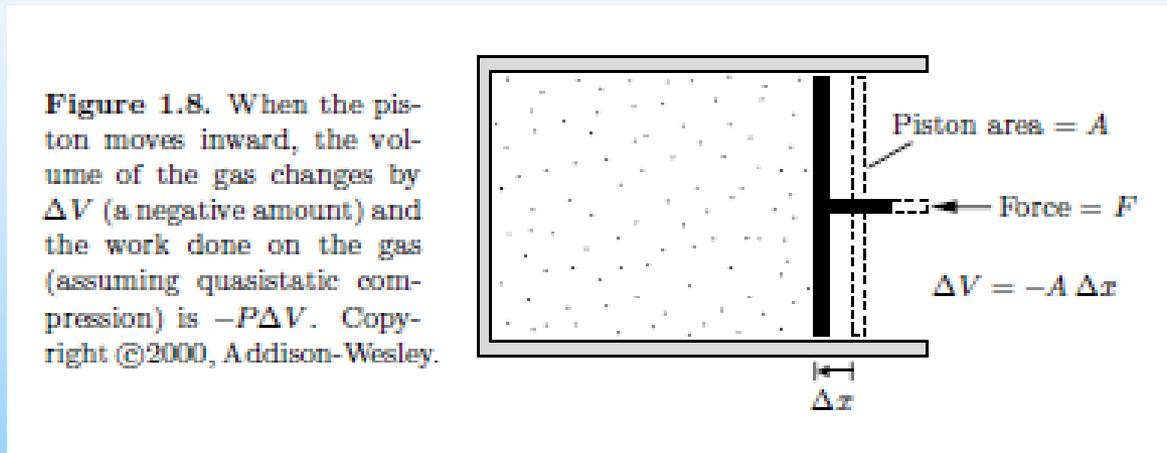
Trabalho sobre um sistema (compressão de um gás):



variação de volume: $\Delta V = -A\Delta x$

5) Trabalho

Trabalho sobre um sistema (compressão de um gás):

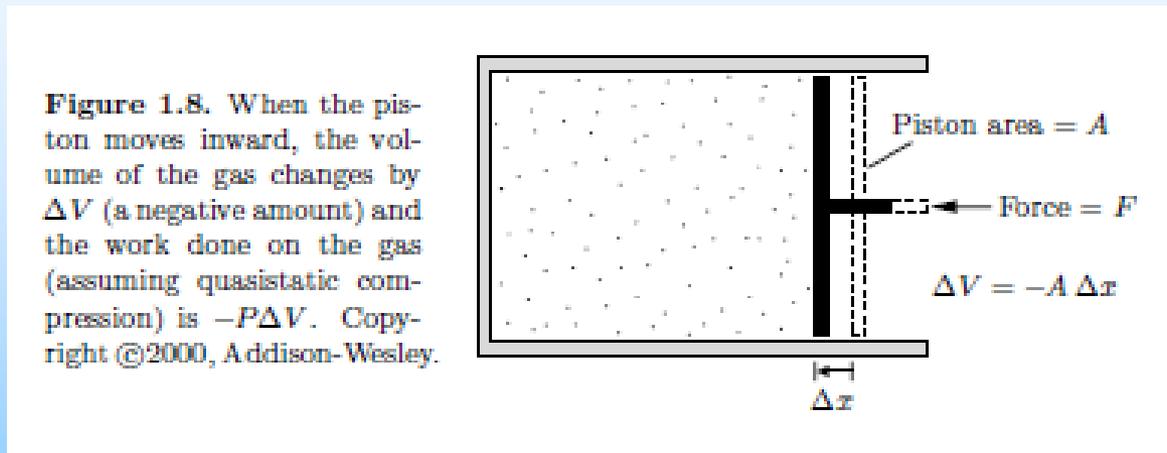


variação de volume: $\Delta V = -A\Delta x$

trabalho: $W = F\Delta x$

5) Trabalho

Trabalho sobre um sistema (compressão de um gás):

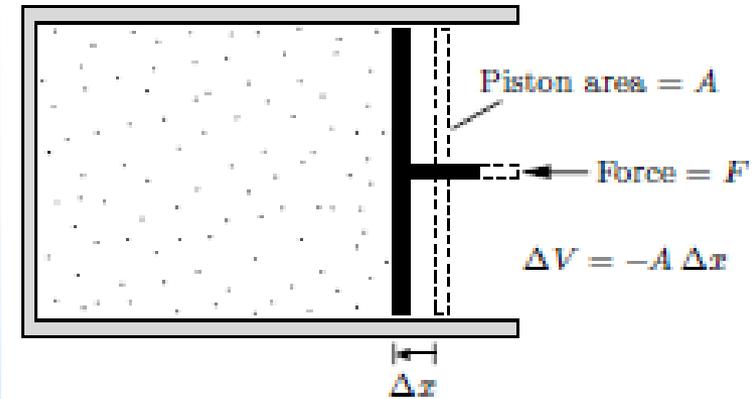


variação de volume: $\Delta V = -A\Delta x$

trabalho: $W = F\Delta x$ ou $W = \vec{F} \cdot d\vec{r}$

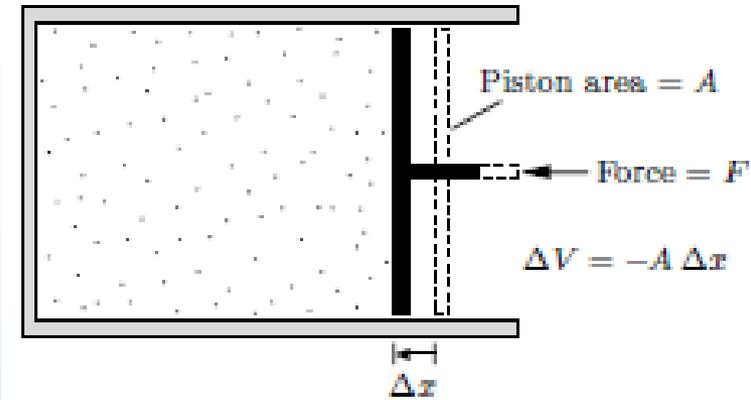
5) Trabalho

Agora: $F = P \cdot A$



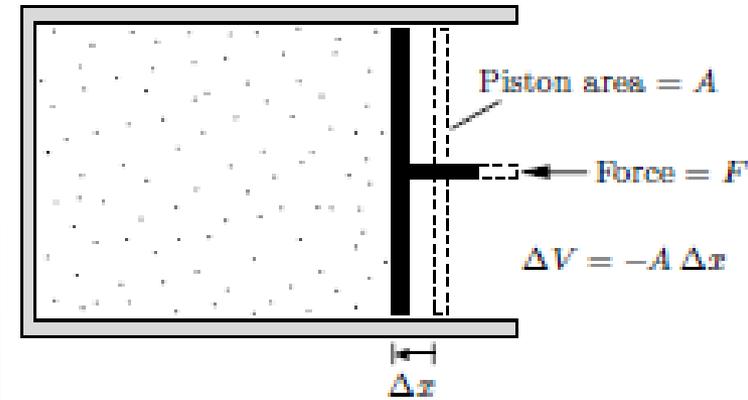
5) Trabalho

Agora $F = P \cdot A$, mas queremos que a pressão seja a mesma em todo o gás, ou seja, o processo tem que ser lento de forma a haver equilíbrio



5) Trabalho

Agora $F = P \cdot A$, mas queremos que a pressão seja a mesma em todo o gás, ou seja, o processo tem que ser lento de forma a haver equilíbrio, ou seja, um processo **quase-estático** (idealização).

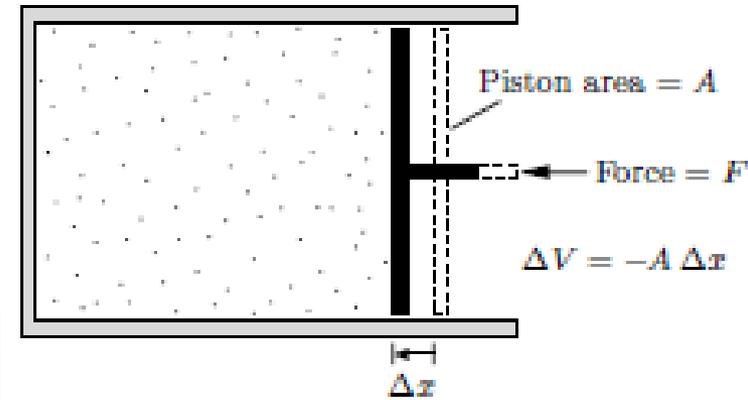


5) Trabalho

Agora $F = P \cdot A$, mas queremos que a pressão seja a mesma em todo o gás, ou seja, o processo tem que ser lento de forma a haver equilíbrio, ou seja, um processo **quase-estático** (idealização).

Assim:

$$W = F \Delta x$$

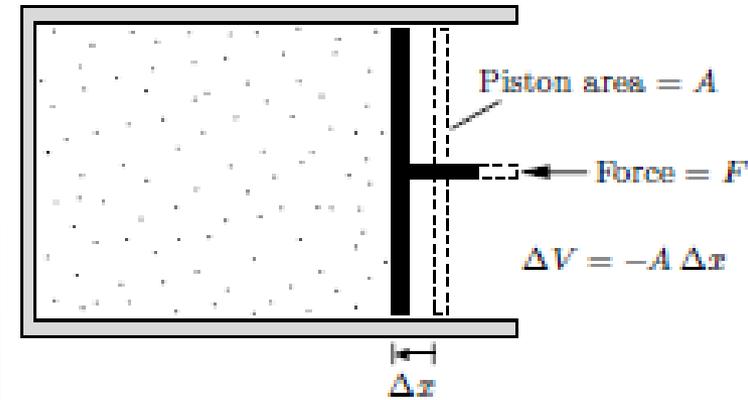


5) Trabalho

Agora $F = P \cdot A$, mas queremos que a pressão seja a mesma em todo o gás, ou seja, o processo tem que ser lento de forma a haver equilíbrio, ou seja, um processo **quase-estático** (idealização).

Assim:

$$W = F \Delta x = P A \Delta x$$

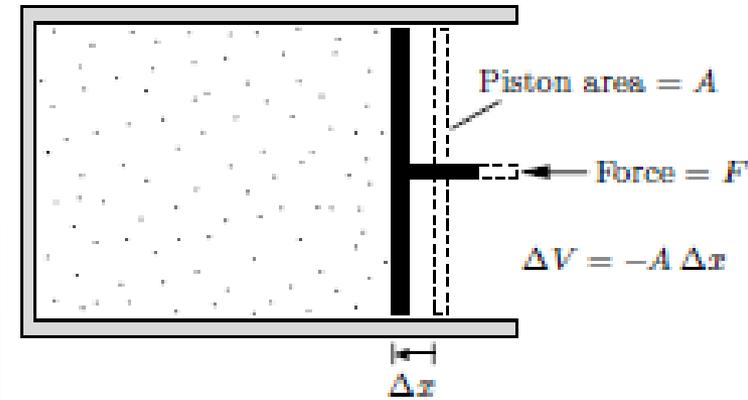


5) Trabalho

Agora $F = P \cdot A$, mas queremos que a pressão seja a mesma em todo o gás, ou seja, o processo tem que ser lento de forma a haver equilíbrio, ou seja, um processo **quase-estático** (idealização).

Assim:

$$W = F \Delta x = P A \Delta x = -P \Delta V$$

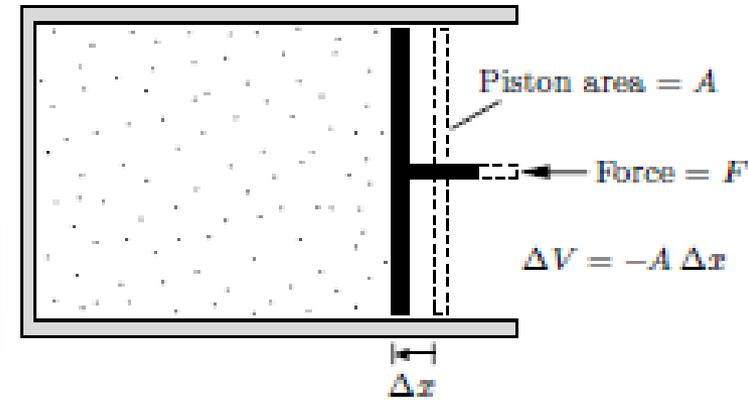


5) Trabalho

Agora $F = P \cdot A$, mas queremos que a pressão seja a mesma em todo o gás, ou seja, o processo tem que ser lento de forma a haver equilíbrio, ou seja, um processo **quase-estático** (idealização).

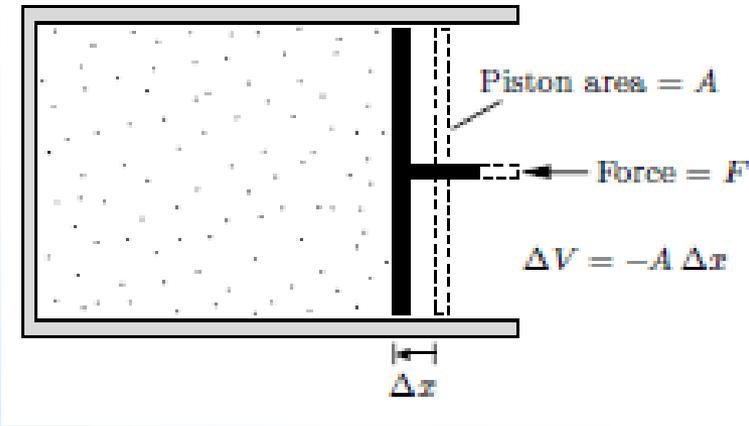
Assim:

$$W = F \Delta x = P A \Delta x = -P \Delta V \quad (\text{quase-estático})$$



5) Trabalho

Agora $F = P \cdot A$, mas queremos que a pressão seja a mesma em todo o gás, ou seja, o processo tem que ser lento de forma a haver equilíbrio, ou seja, um processo **quase-estático** (idealização).



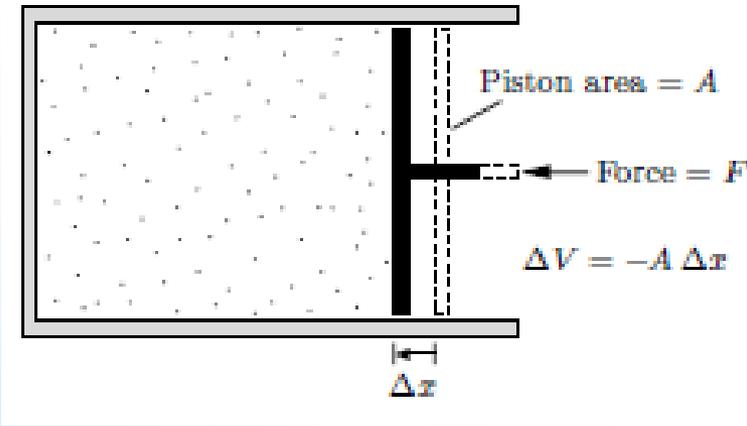
Assim:

$$W = F \Delta x = P A \Delta x = -P \Delta V \quad (\text{quase-estático})$$

p.ex.: se $P = 10^5 \text{ N/m}^2$ e $\Delta V = -1 \text{ l} = -10^{-3} \text{ m}^3 \Rightarrow W = +100 \text{ J}$ (compressão)

5) Trabalho

Agora $F=P \cdot A$, mas queremos que a pressão seja a mesma em todo o gás, ou seja, o processo tem que ser lento de forma a haver equilíbrio, ou seja, um processo **quase-estático** (idealização).



Assim:

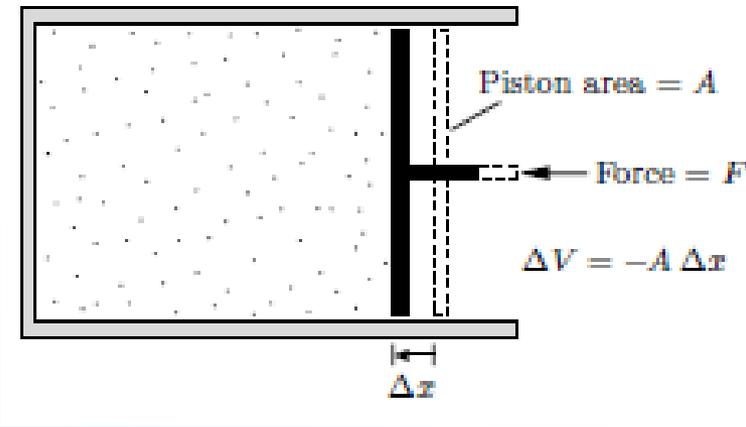
$$W = F \Delta x = P A \Delta x = -P \Delta V \quad (\text{quase-estático})$$

p.ex.: se $P = 10^5 \text{ N/m}^2$ e $\Delta V = -1 \text{ l} = -10^{-3} \text{ m}^3 \Rightarrow W = +100 \text{ J}$ (compressão)

se $P = 10^5 \text{ N/m}^2$ e $\Delta V = +1 \text{ l} = +10^{-3} \text{ m}^3 \Rightarrow W = -100 \text{ J}$ (expansão)

5) Trabalho

Agora $F=P \cdot A$, mas queremos que a pressão seja a mesma em todo o gás, ou seja, o processo tem que ser lento de forma a haver equilíbrio, ou seja, um processo **quase-estático** (idealização).



Assim:

$$W = F \Delta x = P A \Delta x = -P \Delta V \quad (\text{quase-estático})$$

p.ex.: se $P = 10^5 \text{ N/m}^2$ e $\Delta V = -1 \text{ l} = -10^{-3} \text{ m}^3 \Rightarrow W = +100 \text{ J}$ (compressão)
se $P = 10^5 \text{ N/m}^2$ e $\Delta V = +1 \text{ l} = +10^{-3} \text{ m}^3 \Rightarrow W = -100 \text{ J}$ (expansão)

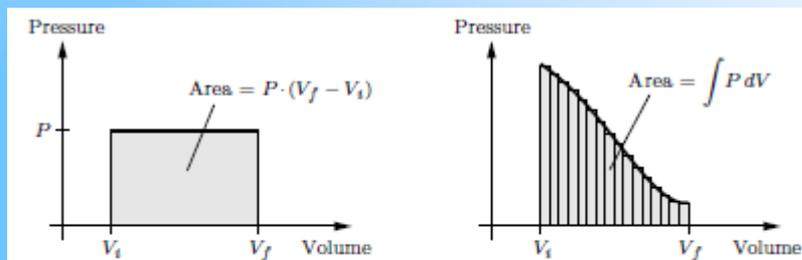


Figure 1.9. When the volume of a gas changes and its pressure is constant, the work done on the gas is minus the area under the graph of pressure vs. volume. The same is true even when the pressure is not constant. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

5) Trabalho

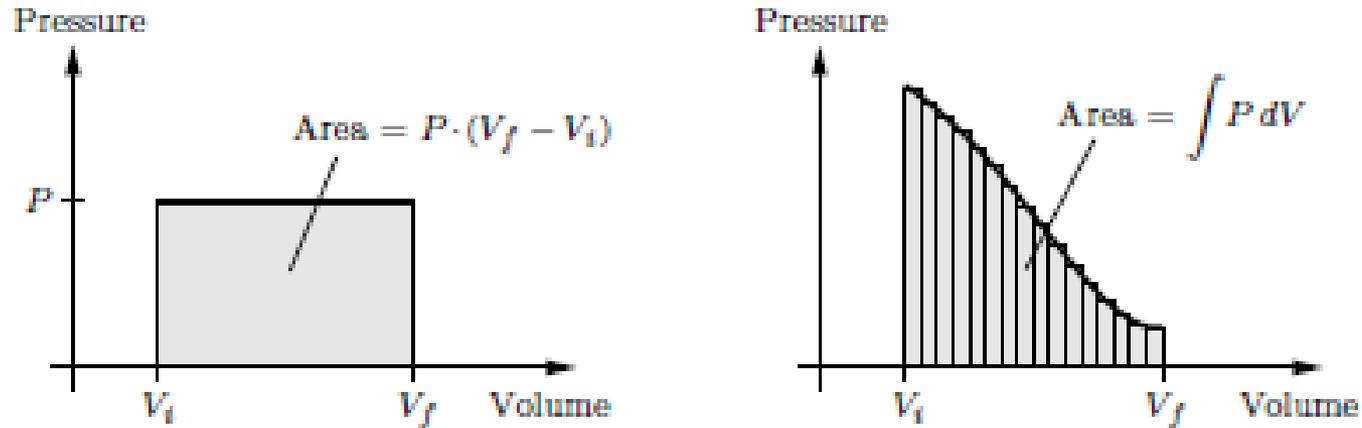


Figure 1.9. When the volume of a gas changes and its pressure is constant, the work done on the gas is minus the area under the graph of pressure vs. volume. The same is true even when the pressure is not constant. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

$$W = -P\Delta V$$

$$W = -\int_{V_i}^{V_f} P(V) dV$$

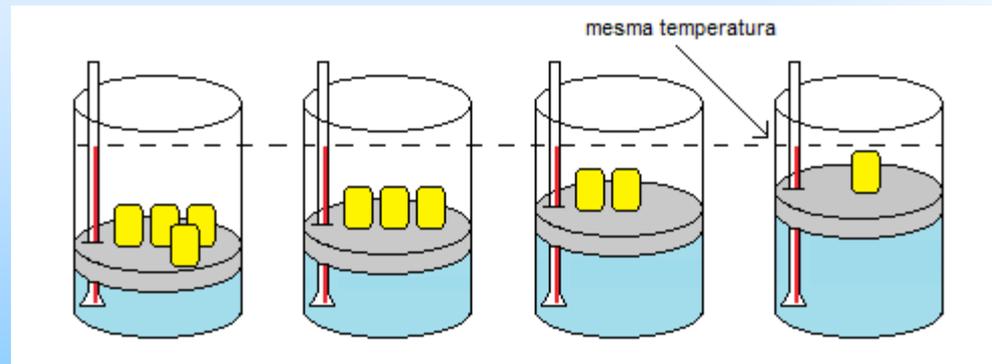
(quase-estático)

Compressão de um gás ideal

Compressão de um gás ideal

Vamos considerar 2 processos ideais:

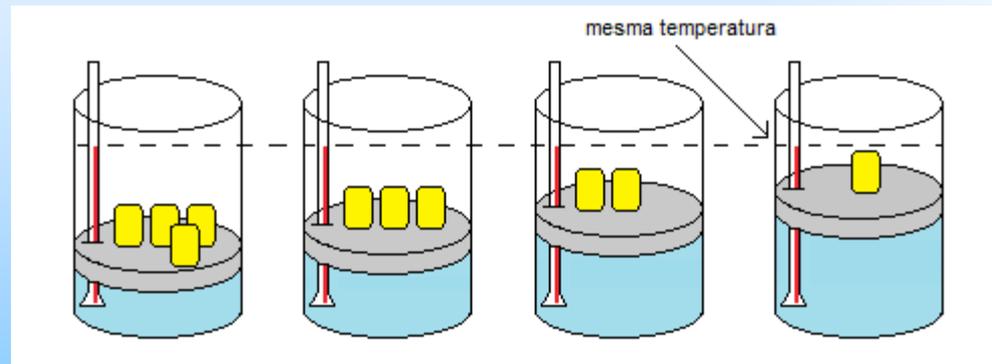
1. **compressão isotérmica:** tão lenta que a temperatura não aumenta;



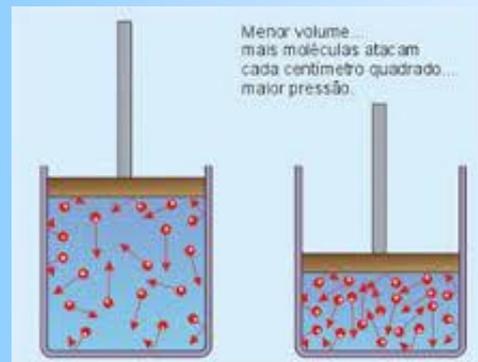
Compressão de um gás ideal

Vamos considerar 2 processos ideais:

1. **compressão isotérmica:** tão lenta que a temperatura não aumenta;



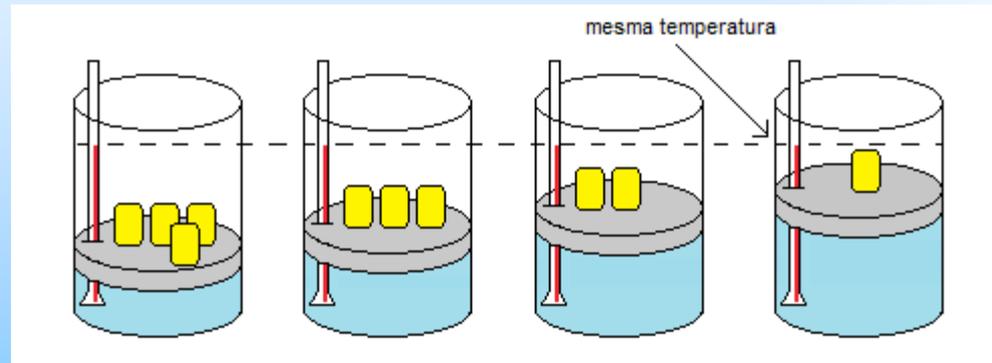
2. **compressão adiabática:** tão rápida que nenhum calor escapa do gás.



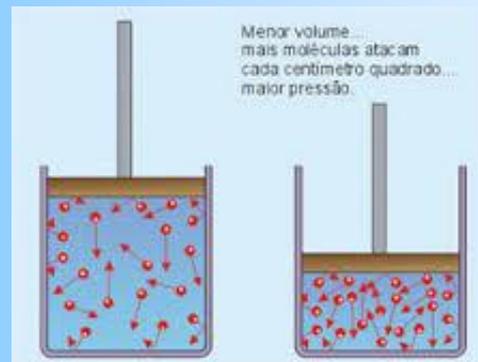
Compressão de um gás ideal

Vamos considerar 2 processos ideais:

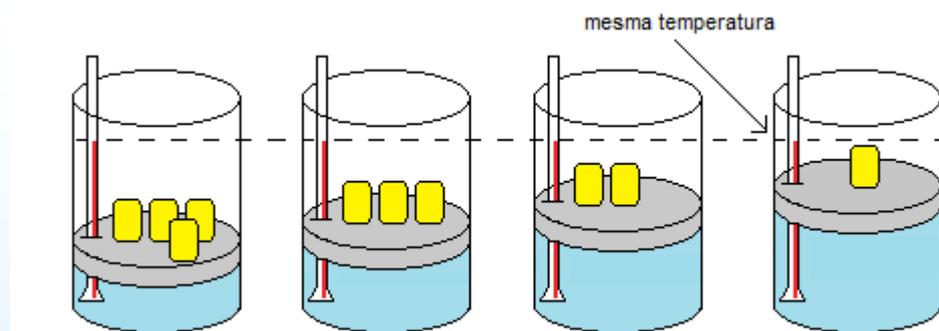
1. **compressão isotérmica:** tão lenta que a temperatura não aumenta;



2. **compressão adiabática:** tão rápida que nenhum calor escapa do gás.

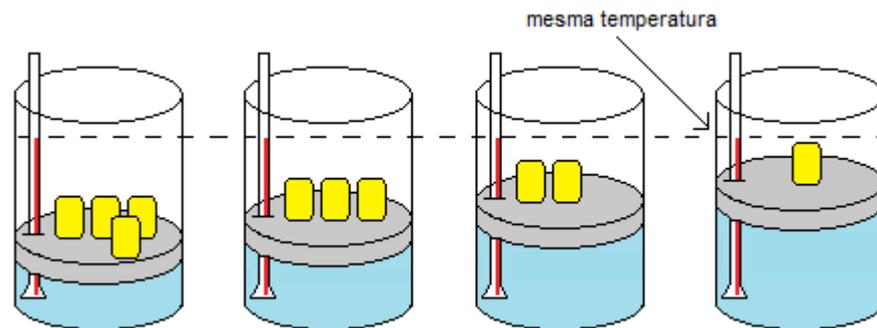


1- compressão isotérmica



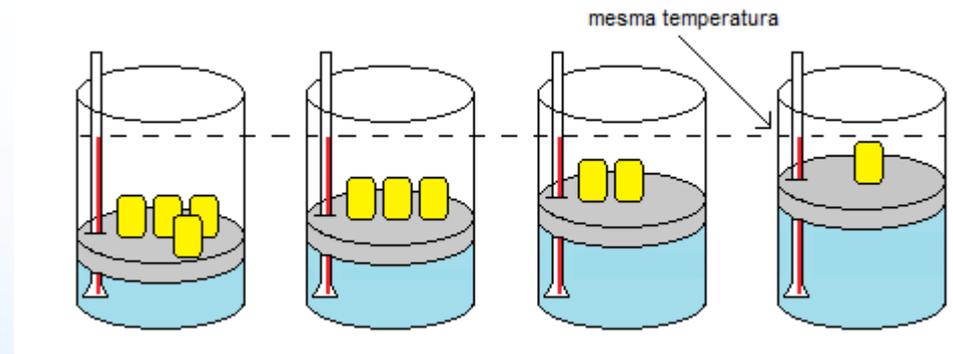
1- compressão isotérmica

processo quase-estático: $W = - \int P dV$



1- compressão isotérmica

processo quase-estático: $W = - \int P dV$



gás ideal: $P = \frac{NkT}{V}$, com $T = \text{const.}$, no diagrama $P \times V$ é uma hipérbole:

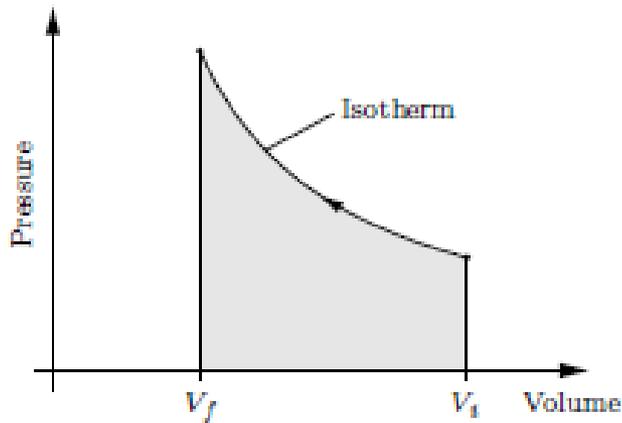
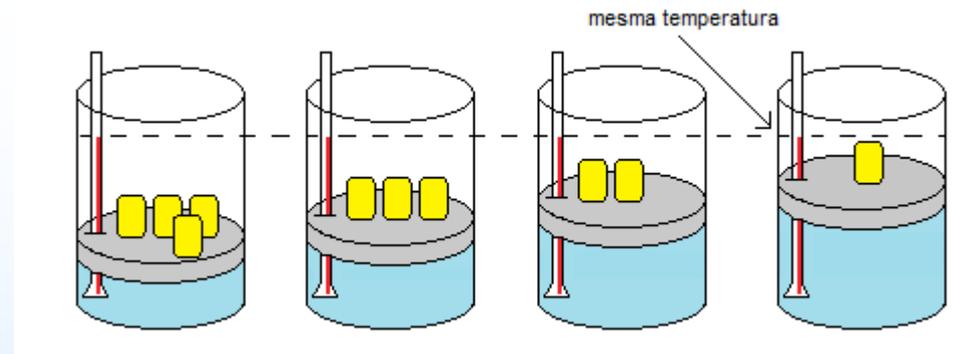


Figure 1.11. For isothermal compression of an ideal gas, the PV graph is a concave-up hyperbola, called an **isotherm**. As always, the work done is minus the area under the graph. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

1- compressão isotérmica

processo quase-estático: $W = - \int P dV$



gás ideal: $P = \frac{NkT}{V}$, com $T = const.$, no diagrama $P \times V$ é uma hipérbole:

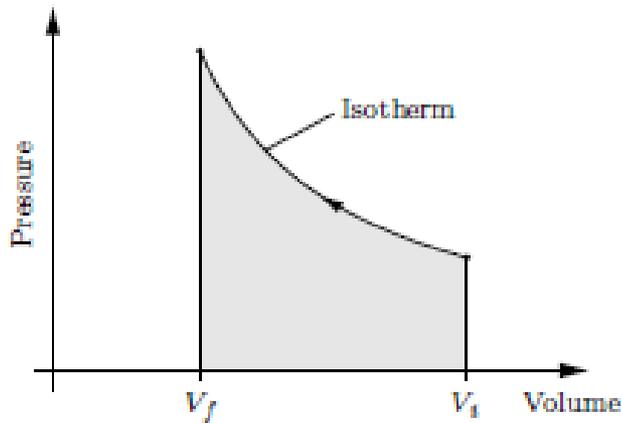
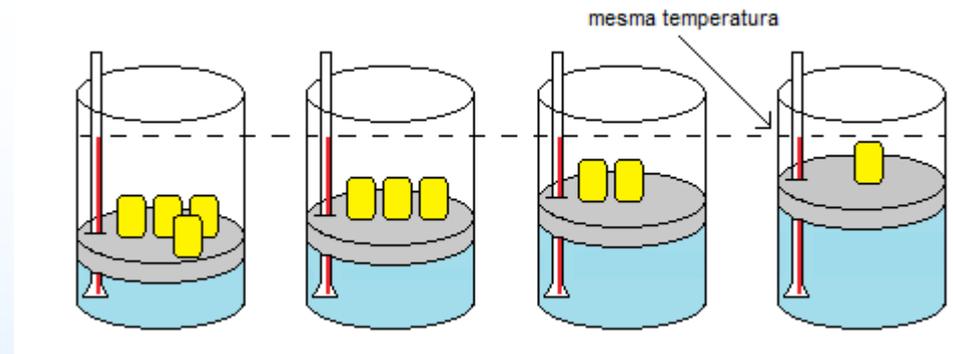


Figure 1.11. For isothermal compression of an ideal gas, the PV graph is a concave-up hyperbola, called an **isotherm**. As always, the work done is minus the area under the graph. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

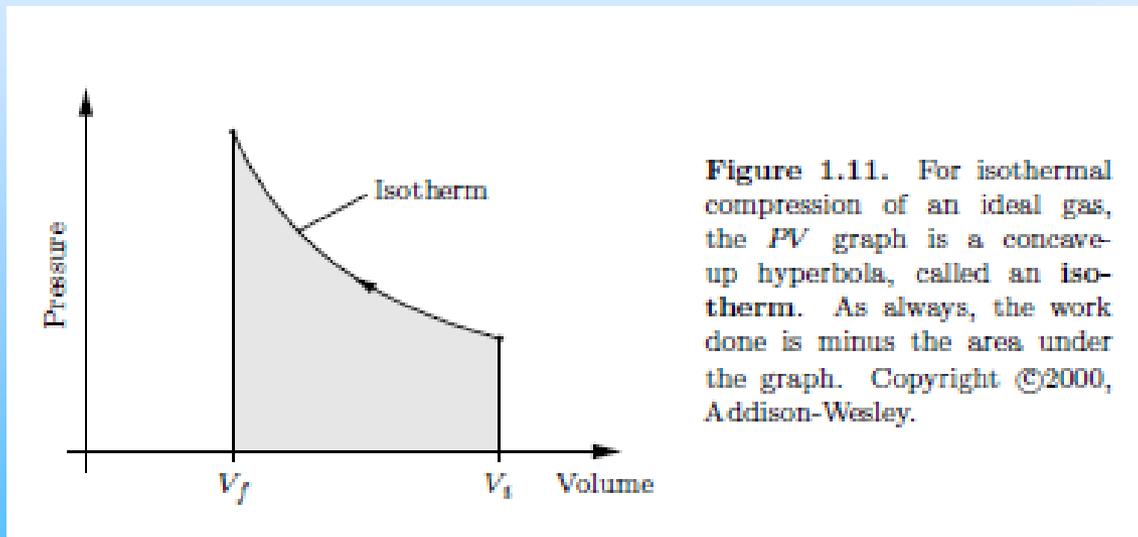
$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P dV$$

1- compressão isotérmica

processo quase-estático: $W = - \int P dV$



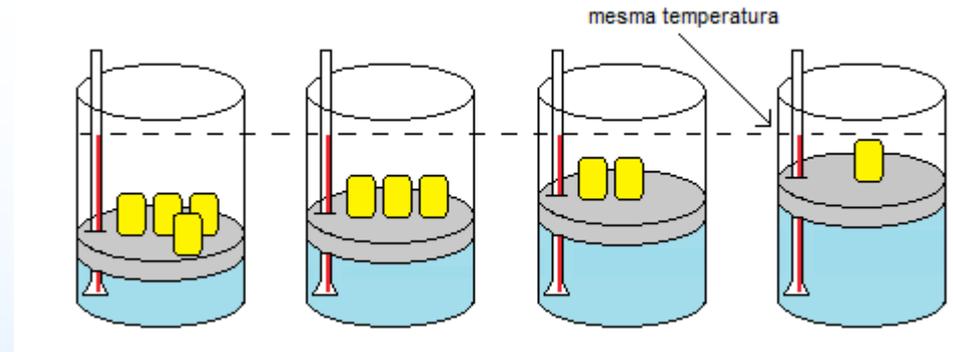
gás ideal: $P = \frac{NkT}{V}$, com $T = const.$, no diagrama $P \times V$ é uma hipérbole:



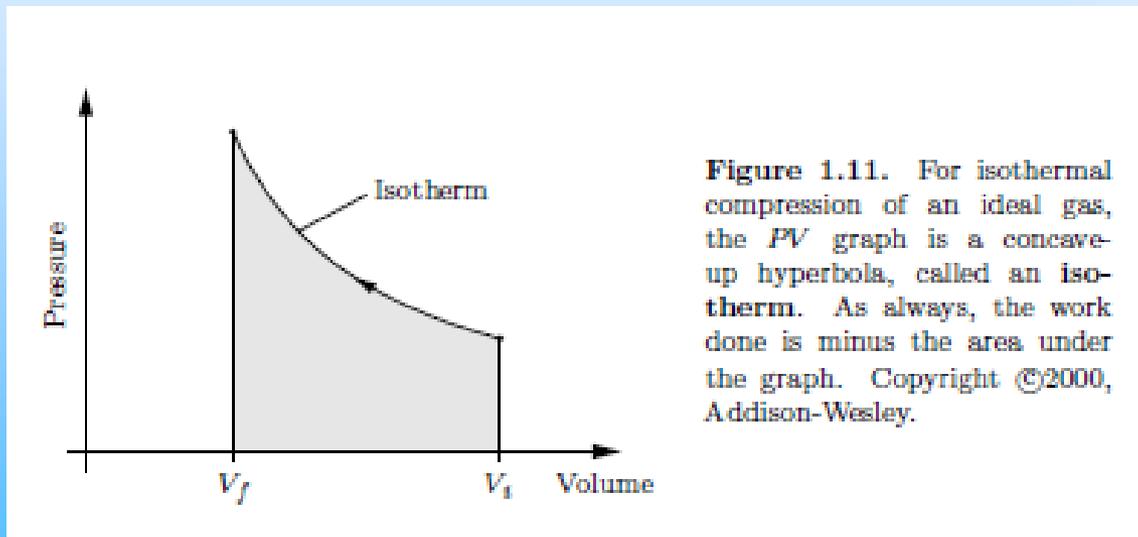
$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P dV = -NkT \int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V}$$

1- compressão isotérmica

processo quase-estático: $W = - \int P dV$



gás ideal: $P = \frac{NkT}{V}$, com $T = const.$, no diagrama $P \times V$ é uma hipérbole:



$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P dV = -NkT \int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V} = -NkT (\ln V_f - \ln V_i)$$

1- compressão isotérmica

processo quase-estático: $W = - \int P dV$

gás ideal: $P = \frac{NkT}{V}$, com $T = \text{const.}$, no diagrama $P \times V$ é uma hipérbole:

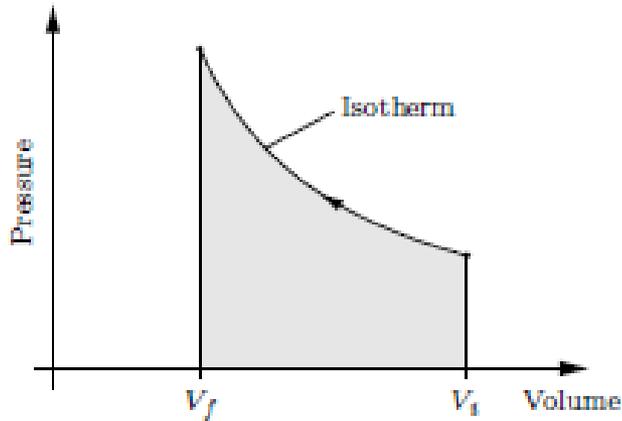
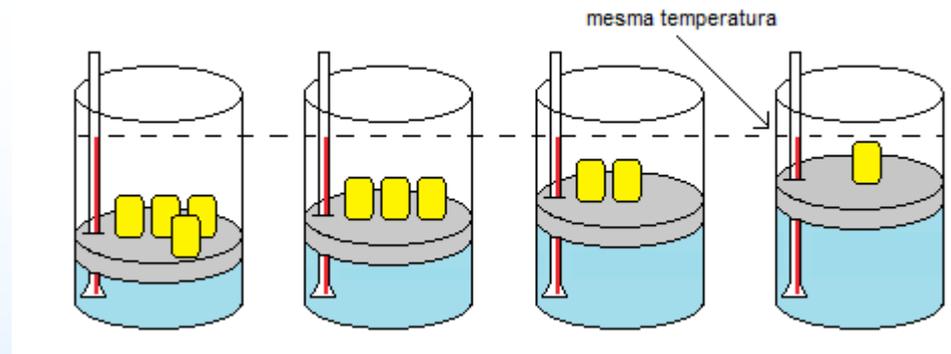
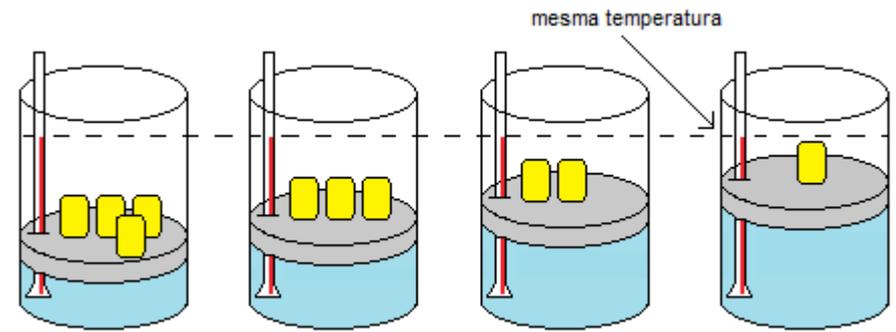


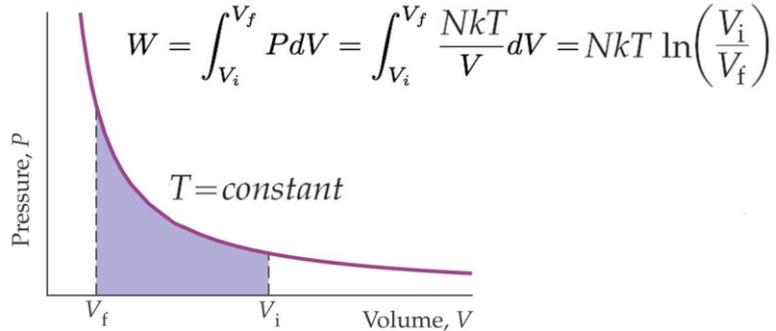
Figure 1.11. For isothermal compression of an ideal gas, the PV graph is a concave-up hyperbola, called an **isotherm**. As always, the work done is minus the area under the graph. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P dV = -NkT \int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V} = -NkT (\ln V_f - \ln V_i) = NkT \ln \left(\frac{V_i}{V_f} \right)$$

1- compressão isotérmica

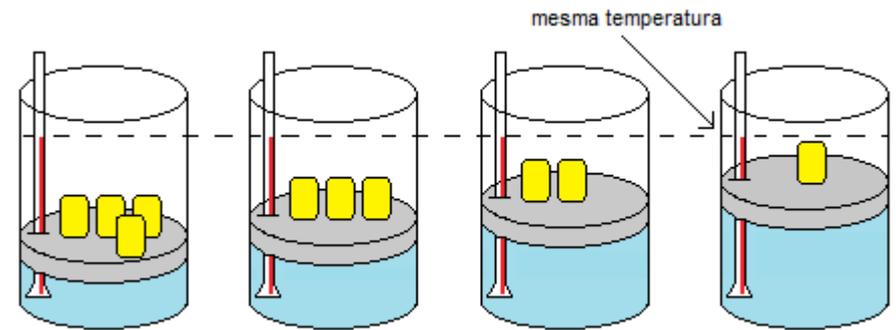


The work done is the area under the curve:

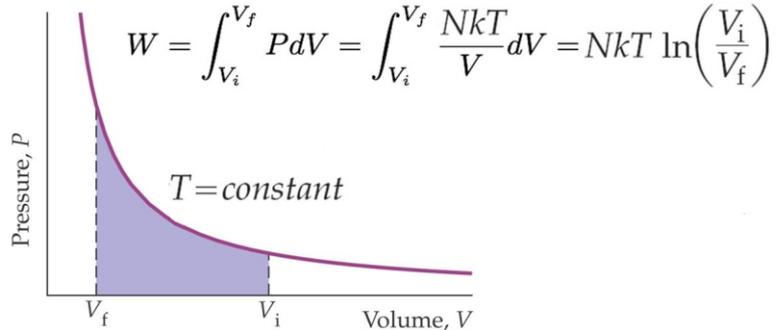


$$W = NkT \ln\left(\frac{V_i}{V_f}\right)$$

1- compressão isotérmica



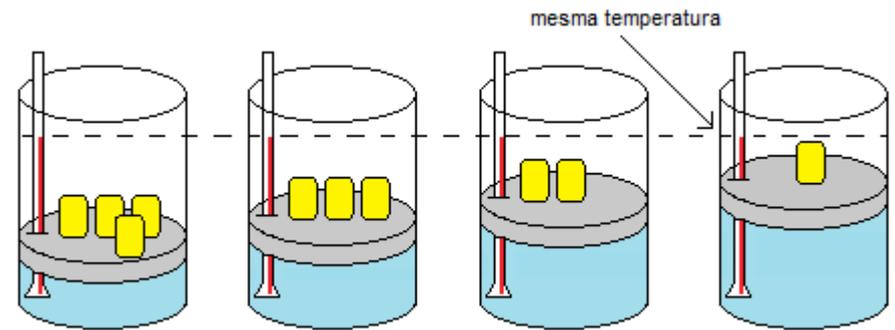
The work done is the area under the curve:



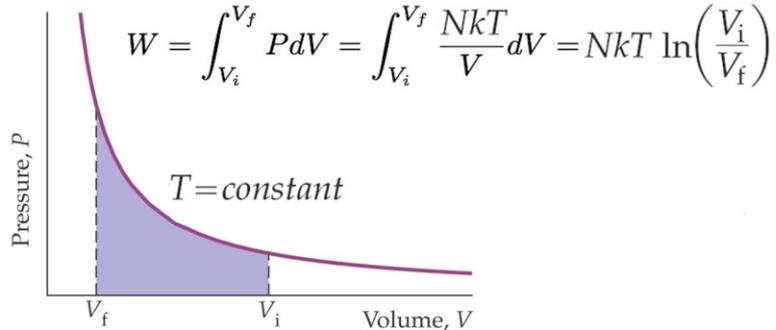
$$W = NkT \ln\left(\frac{V_i}{V_f}\right)$$

- compressão ($V_i > V_f$):
 $W > 0$ sobre o gás
- expansão ($V_i < V_f$):
 $W < 0$ sobre o gás

1- compressão isotérmica



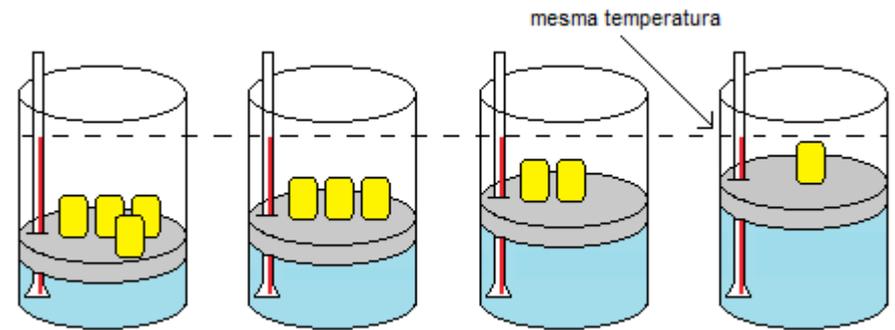
The work done is the area under the curve:



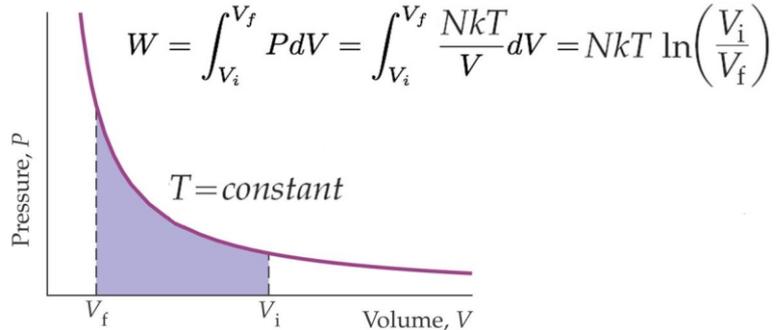
$$W = NkT \ln\left(\frac{V_i}{V_f}\right)$$

- compressão ($V_i > V_f$):
 $W > 0$ sobre o gás
(ou $W < 0$ pelo gás)
- expansão ($V_i < V_f$):
 $W < 0$ sobre o gás
(ou $W > 0$ pelo gás)

1- compressão isotérmica



The work done is the area under the curve:



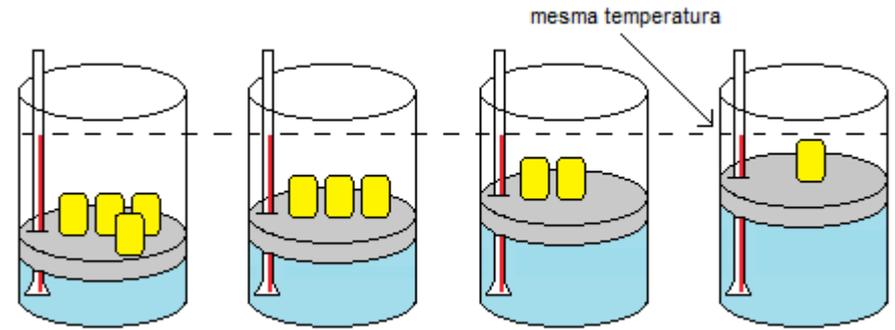
$$W = NkT \ln\left(\frac{V_i}{V_f}\right)$$

- compressão ($V_i > V_f$):
 $W > 0$ sobre o gás
(ou $W < 0$ pelo gás)
- expansão ($V_i < V_f$):
 $W < 0$ sobre o gás
(ou $W > 0$ pelo gás)

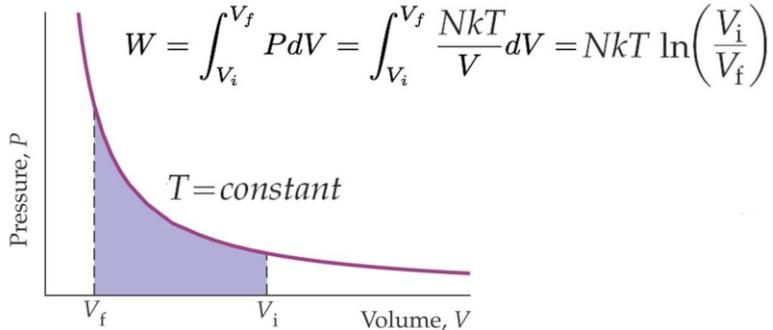
da 1ª lei da termodinâmica, vem:

$$Q = \Delta U - W$$

1- compressão isotérmica



The work done is the area under the curve:



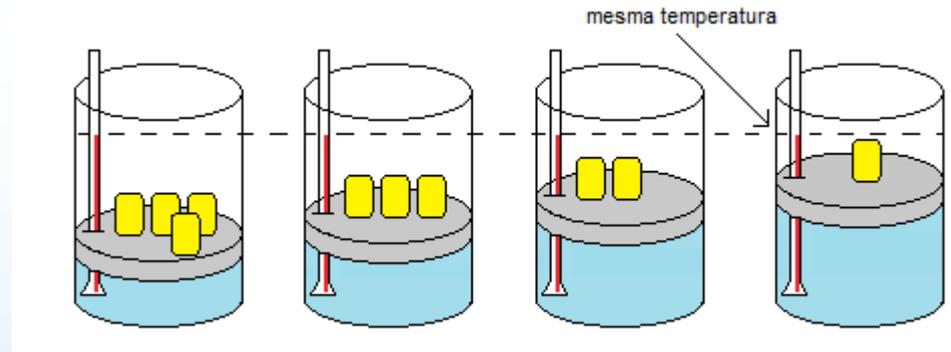
$$W = NkT \ln\left(\frac{V_i}{V_f}\right)$$

- compressão ($V_i > V_f$):
 $W > 0$ sobre o gás
(ou $W < 0$ pelo gás)
- expansão ($V_i < V_f$):
 $W < 0$ sobre o gás
(ou $W > 0$ pelo gás)

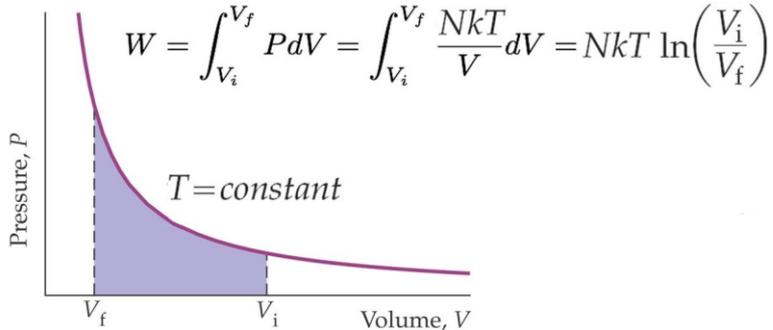
da 1ª lei da termodinâmica, vem:

$$Q = \Delta U - W = \Delta\left(\frac{1}{2} NfkT\right) - W$$

1- compressão isotérmica



The work done is the area under the curve:



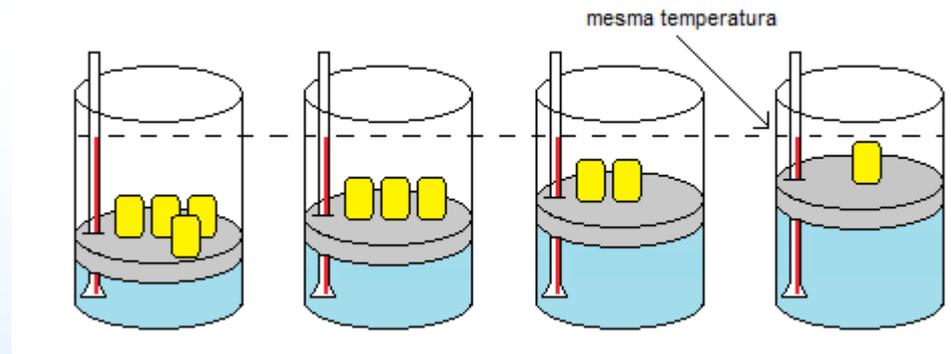
$$W = NkT \ln\left(\frac{V_i}{V_f}\right)$$

- compressão ($V_i > V_f$):
 $W > 0$ sobre o gás
(ou $W < 0$ pelo gás)
- expansão ($V_i < V_f$):
 $W < 0$ sobre o gás
(ou $W > 0$ pelo gás)

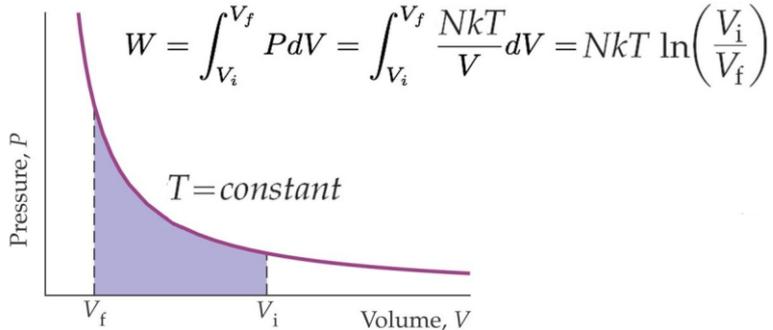
da 1ª lei da termodinâmica, vem:

$$Q = \Delta U - W = \Delta\left(\frac{1}{2} NfkT\right) - W = \frac{1}{2} Nfk\Delta T - W$$

1- compressão isotérmica



The work done is the area under the curve:



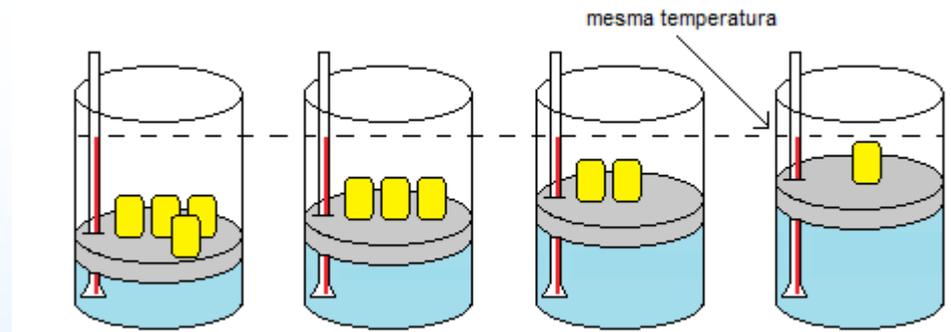
$$W = NkT \ln\left(\frac{V_i}{V_f}\right)$$

- compressão ($V_i > V_f$):
 $W > 0$ sobre o gás
 (ou $W < 0$ pelo gás)
- expansão ($V_i < V_f$):
 $W < 0$ sobre o gás
 (ou $W > 0$ pelo gás)

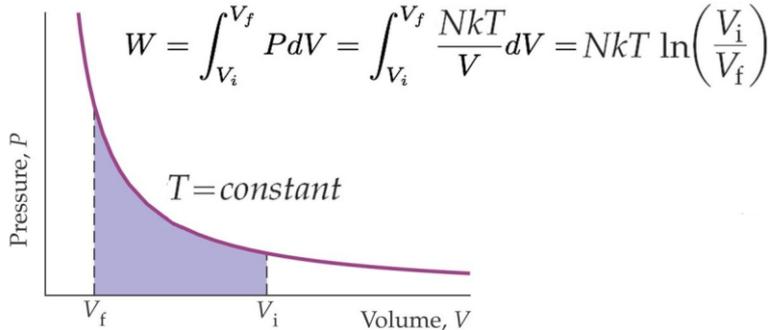
da 1ª lei da termodinâmica, vem:

$$Q = \Delta U - W = \Delta\left(\frac{1}{2} NfkT\right) - W = \frac{1}{2} Nfk\Delta T - W$$

1- compressão isotérmica



The work done is the area under the curve:



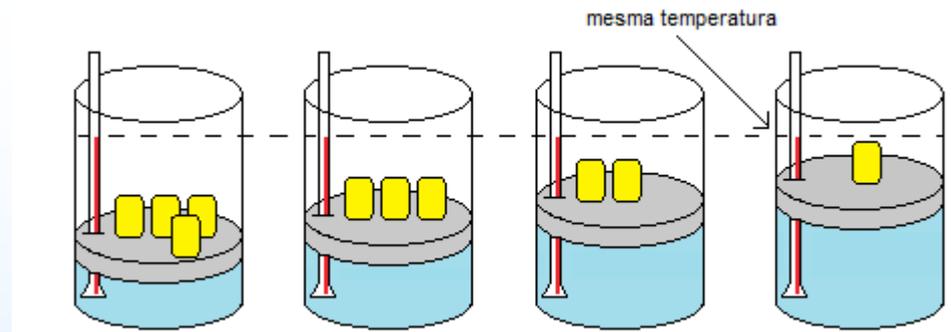
$$W = NkT \ln\left(\frac{V_i}{V_f}\right)$$

- compressão ($V_i > V_f$):
 $W > 0$ sobre o gás
 (ou $W < 0$ pelo gás)
- expansão ($V_i < V_f$):
 $W < 0$ sobre o gás
 (ou $W > 0$ pelo gás)

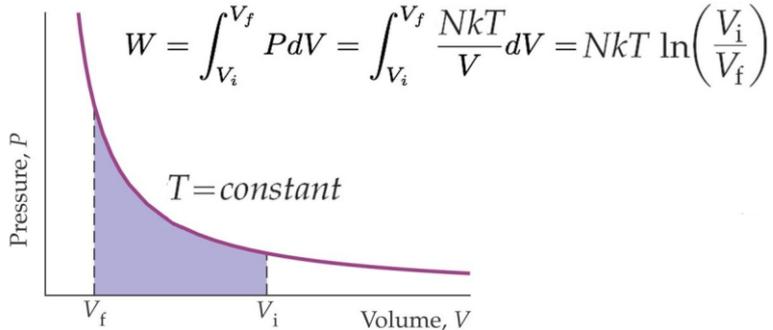
da 1ª lei da termodinâmica, vem:

$$Q = \Delta U - W = \Delta\left(\frac{1}{2} NfkT\right) - W = \frac{1}{2} Nfk \overset{0}{\Delta T} - W = NkT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$$

1- compressão isotérmica



The work done is the area under the curve:



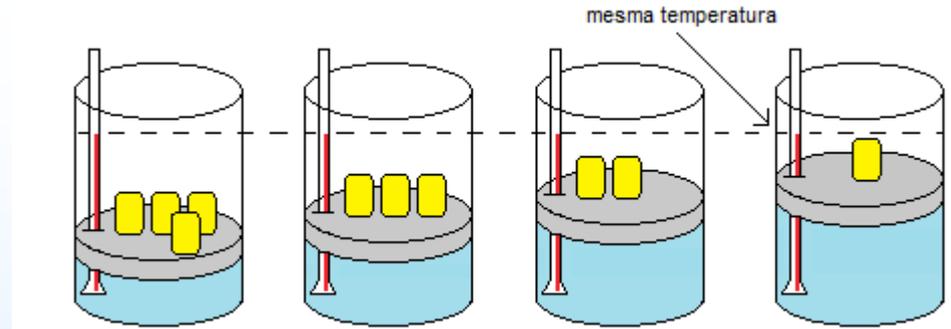
$$W = NkT \ln\left(\frac{V_i}{V_f}\right)$$

- compressão ($V_i > V_f$):
 $W > 0$ sobre o gás
 (ou $W < 0$ pelo gás)
- expansão ($V_i < V_f$):
 $W < 0$ sobre o gás
 (ou $W > 0$ pelo gás)

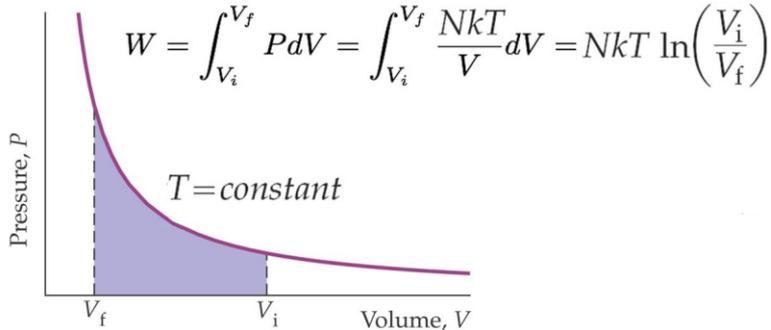
da 1ª lei da termodinâmica, vem:

$$Q = \Delta U - W = \Delta\left(\frac{1}{2} NfkT\right) - W = \frac{1}{2} Nfk \overset{0}{\Delta T} - W = NkT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) = -W$$

1- compressão isotérmica



The work done is the area under the curve:



$$W = NkT \ln\left(\frac{V_i}{V_f}\right)$$

- compressão ($V_i > V_f$):
 $W > 0$ sobre o gás
 (ou $W < 0$ pelo gás)
- expansão ($V_i < V_f$):
 $W < 0$ sobre o gás
 (ou $W > 0$ pelo gás)

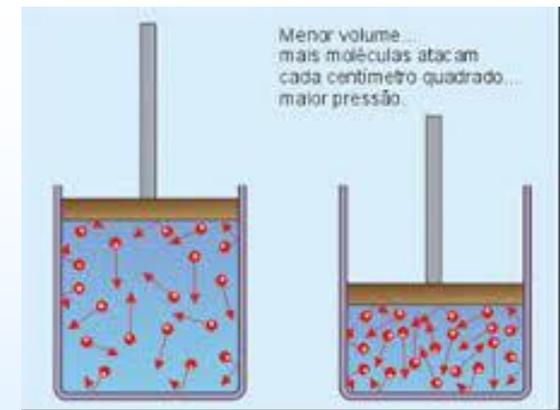
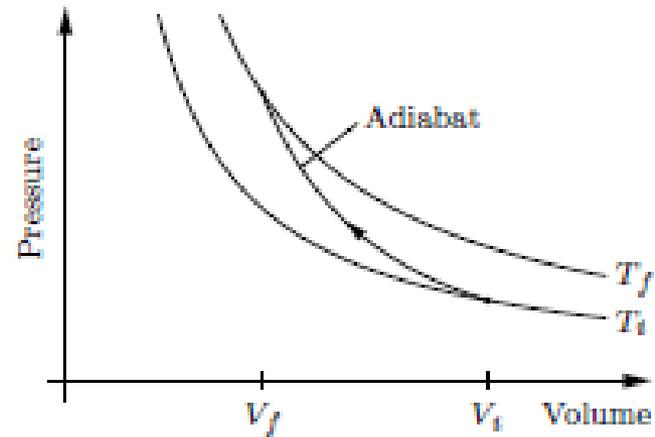
da 1ª lei da termodinâmica, vem:

$$Q = \Delta U - W = \Delta\left(\frac{1}{2} NfkT\right) - W = \frac{1}{2} Nfk \overset{0}{\Delta T} - W = NkT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) = -W$$

ou seja, na compressão $Q < 0$ (calor sai) e na expansão $Q > 0$ (calor entra).

2- compressão adiabática

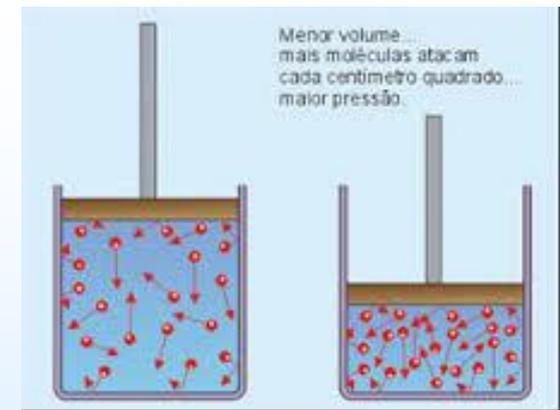
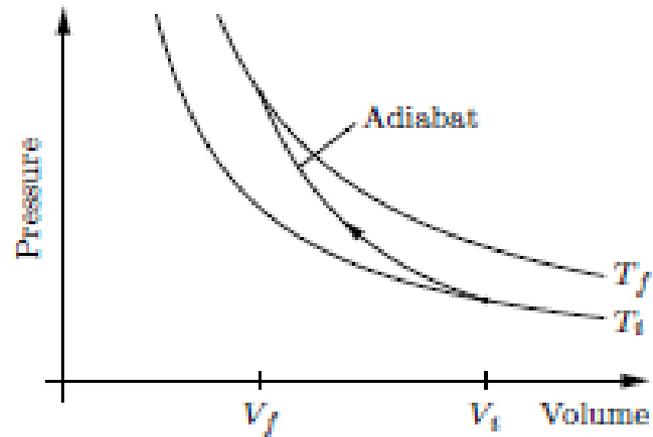
Figure 1.12. The PV curve for adiabatic compression (called an adiabat) begins on a lower-temperature isotherm and ends on a higher-temperature isotherm. Copyright ©2000, Addison-Wesley.



aproximação quase-estática

2- compressão adiabática

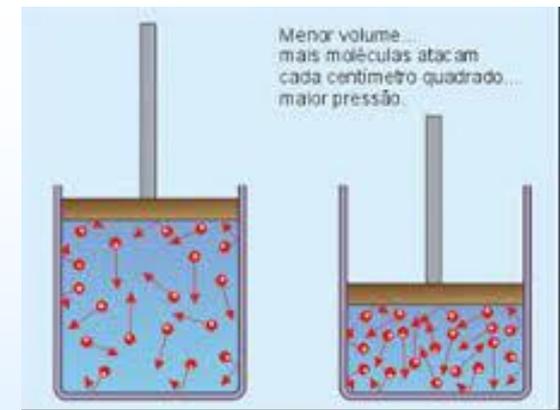
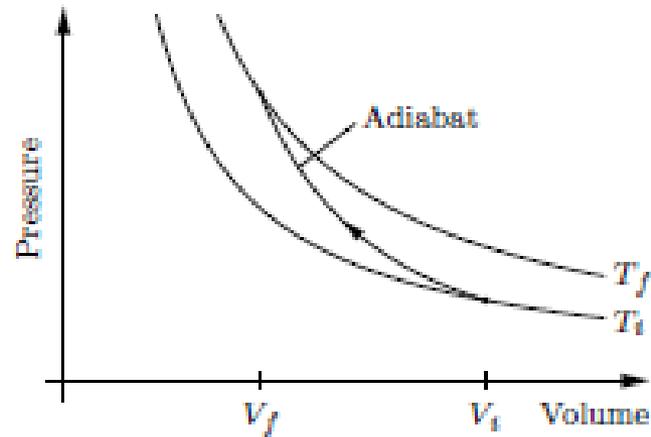
Figure 1.12. The PV curve for adiabatic compression (called an adiabat) begins on a lower-temperature isotherm and ends on a higher-temperature isotherm. Copyright ©2000, Addison-Wesley.



aproximação quase-estática ?

2- compressão adiabática

Figure 1.12. The PV curve for adiabatic compression (called an adiabat) begins on a lower-temperature isotherm and ends on a higher-temperature isotherm. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

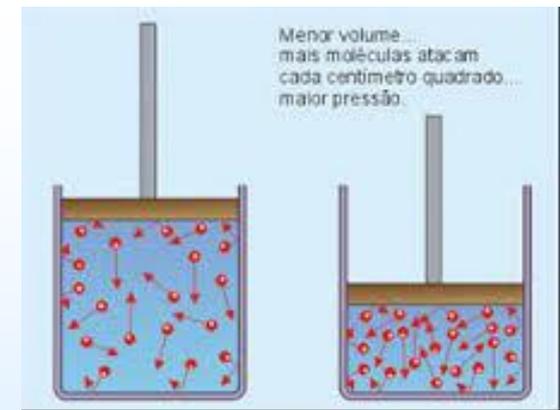
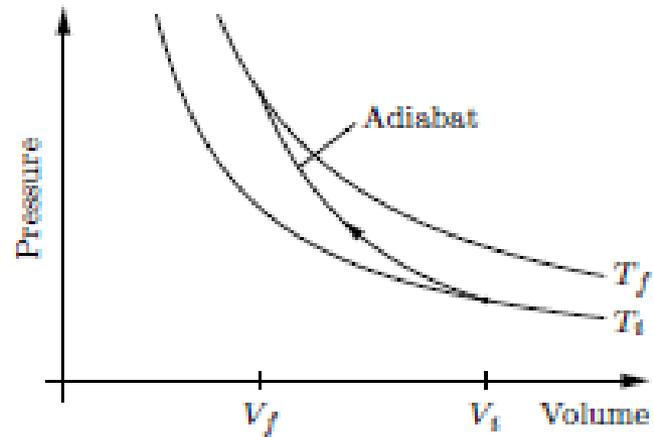


aproximação quase-estática

da 1ª lei da termodinâmica, vem: $\Delta U = Q + W$

2- compressão adiabática

Figure 1.12. The PV curve for adiabatic compression (called an adiabat) begins on a lower-temperature isotherm and ends on a higher-temperature isotherm. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

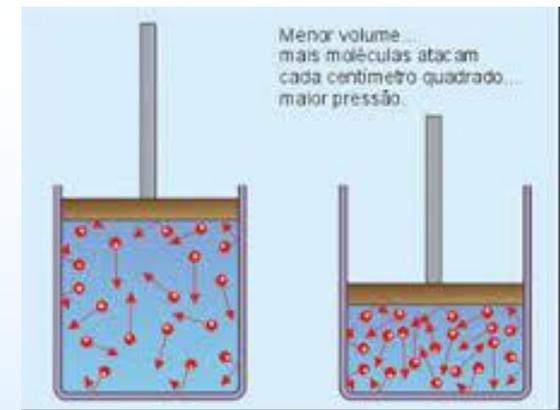
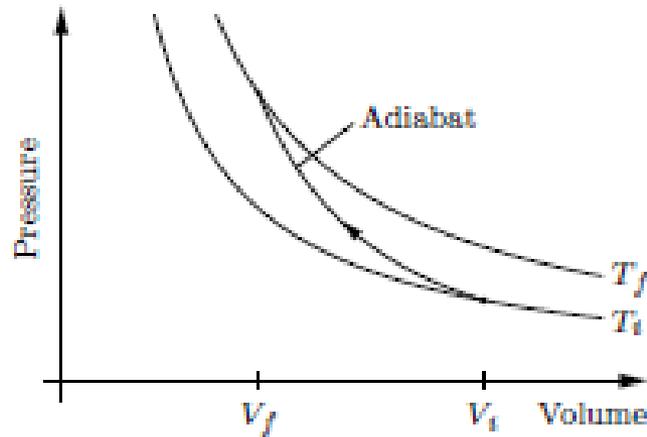


aproximação quase-estática

da 1ª lei da termodinâmica, vem: $\Delta U = \overset{0}{\cancel{Q}} + W = W$

2- compressão adiabática

Figure 1.12. The PV curve for adiabatic compression (called an adiabat) begins on a lower-temperature isotherm and ends on a higher-temperature isotherm. Copyright ©2000, Addison-Wesley.



aproximação quase-estática

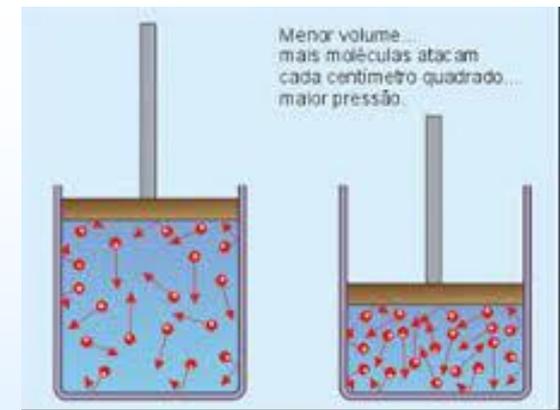
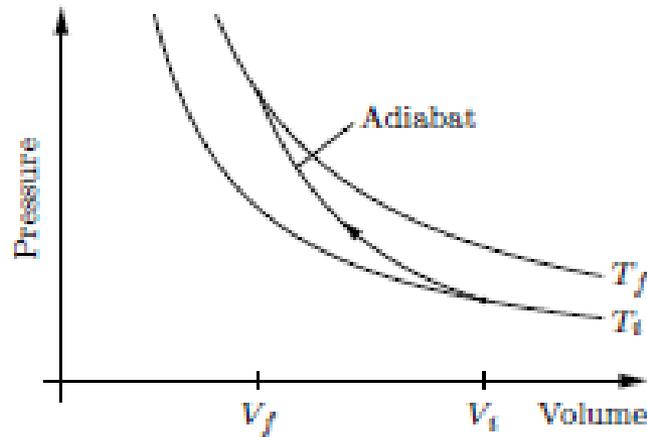
da 1ª lei da termodinâmica, vem: $\Delta U = \overset{0}{\cancel{Q}} + W = W$

gás ideal:

$$U \propto T$$

2- compressão adiabática

Figure 1.12. The PV curve for adiabatic compression (called an adiabat) begins on a lower-temperature isotherm and ends on a higher-temperature isotherm. Copyright ©2000, Addison-Wesley.



aproximação quase-estática

da 1ª lei da termodinâmica, vem: $\Delta U = \overset{0}{Q} + W = W$

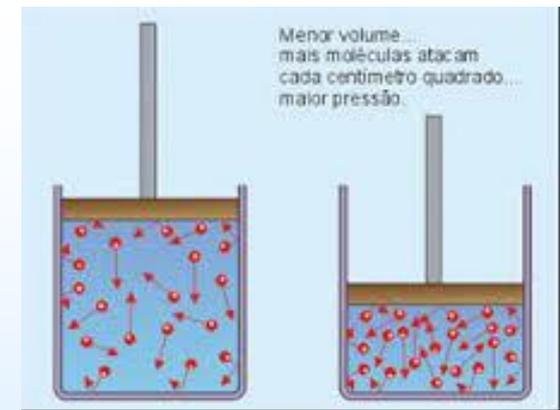
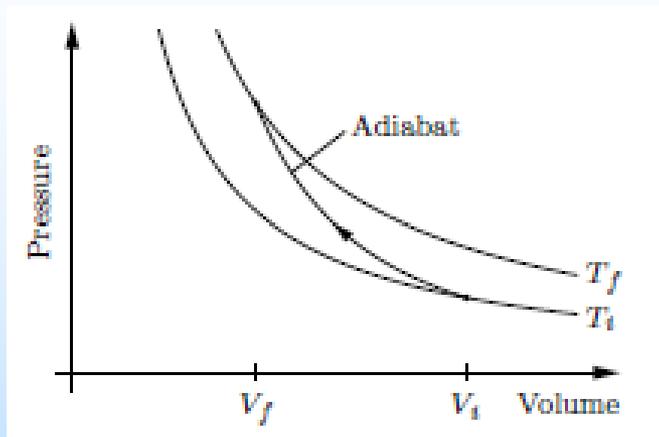
gás ideal:

$$U \propto T$$

se $W > 0$:

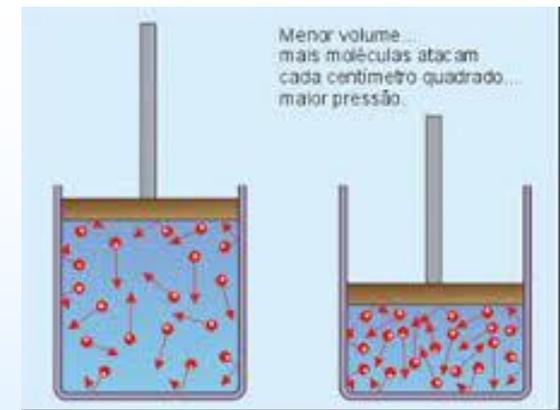
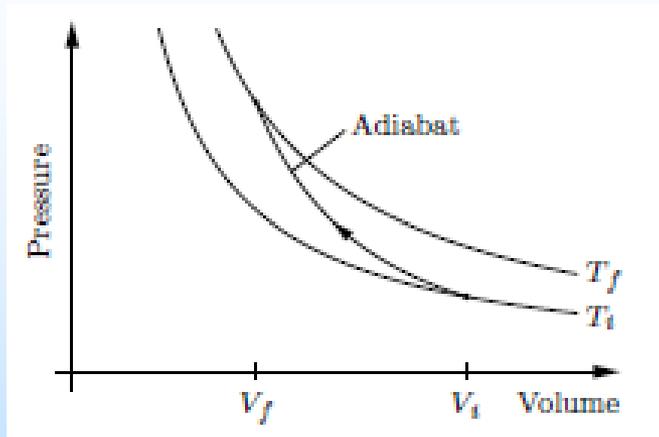
$\uparrow \Delta U$ e $\uparrow T (T_f > T_i)$

2- compressão adiabática



como para o gás ideal: $U = fNkT/2 \Rightarrow dU = fNkdT/2$

2- compressão adiabática

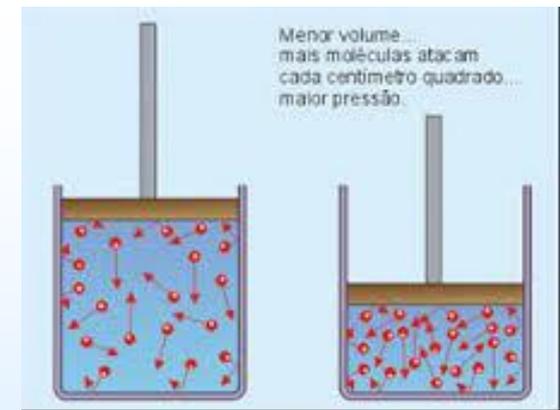
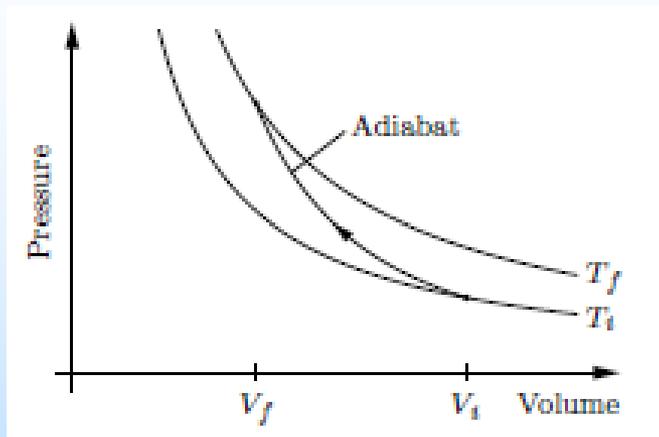


como para o gás ideal: $U = fNkT/2 \Rightarrow dU = fNkdT/2$

para um processo quase-estático:

$$dW = -PdV$$

2- compressão adiabática

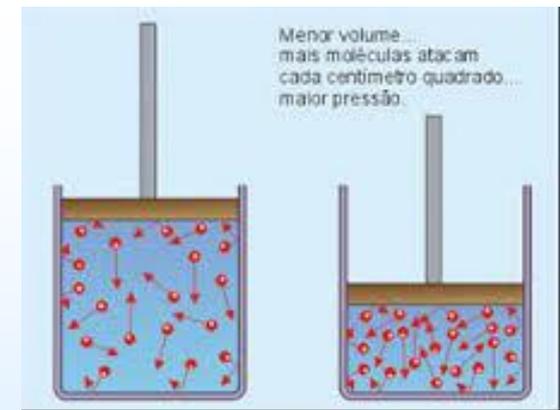
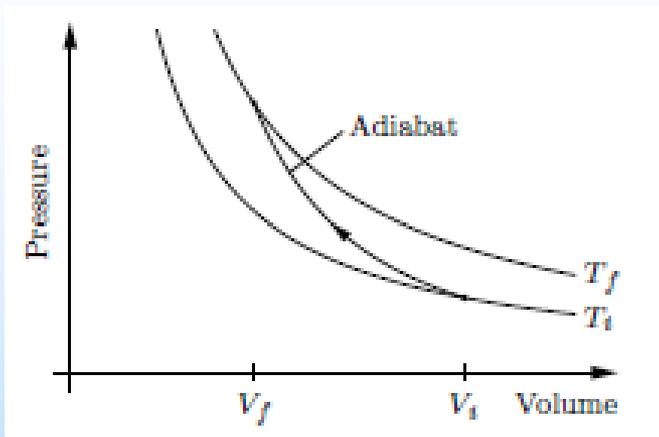


como para o gás ideal: $U = fNkT/2 \Rightarrow dU = fNkdT/2$

para um processo quase-estático: $dW = -PdV$

e vimos da 1ª lei da termodinâmica: $dU = dW$

2- compressão adiabática



como para o gás ideal: $U = fNkT/2 \Rightarrow dU = fNkdT/2$

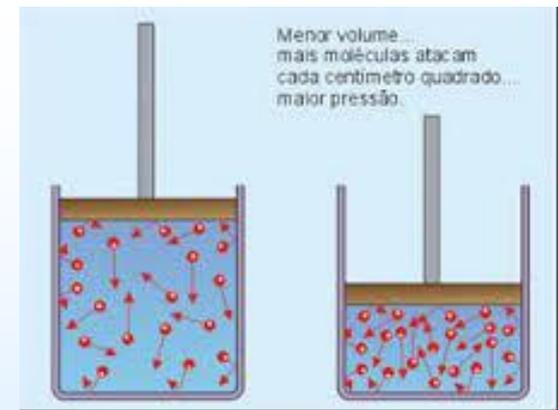
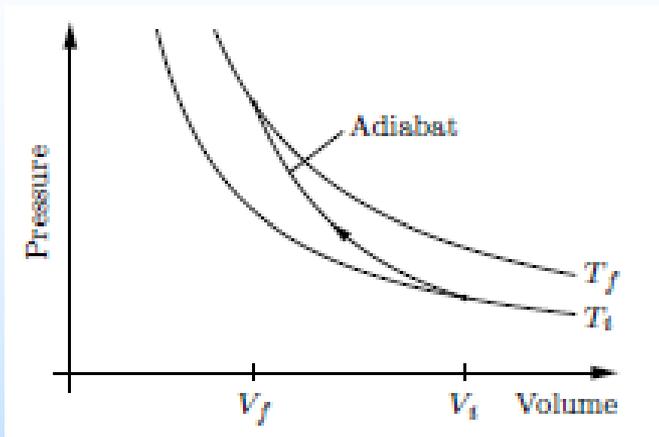
para um processo quase-estático:

$$dW = -PdV \quad \left. \vphantom{dW = -PdV} \right\} fNkdT/2 = -PdV$$

e vimos da 1ª lei da termodinâmica:

$$dU = dW$$

2- compressão adiabática



como para o gás ideal: $U = fNkT/2 \Rightarrow dU = fNkdT/2$

para um processo quase-estático:

$$dW = -PdV$$

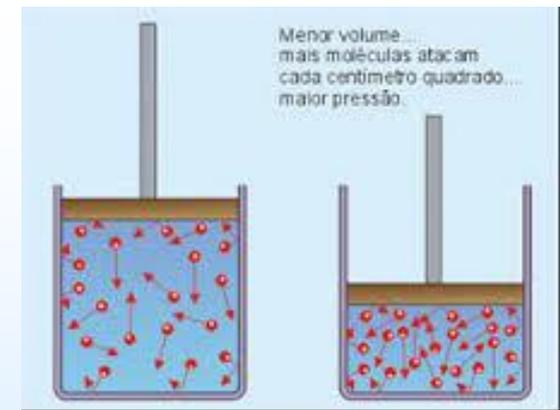
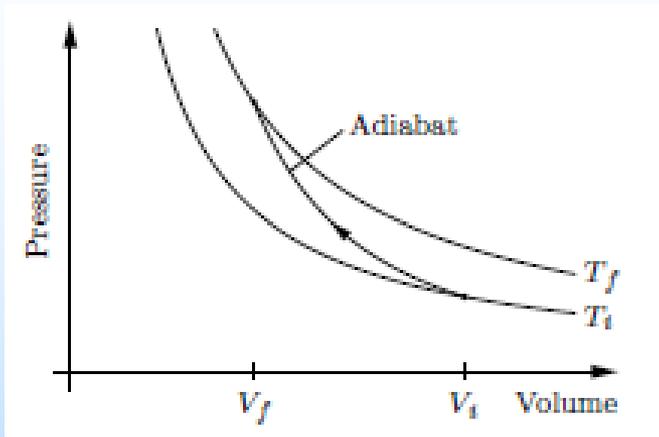
e vimos da 1ª lei da termodinâmica:

$$dU = dW$$

$$fNkdT/2 = -PdV$$

$$\text{como: } P = \frac{NkT}{V} \Rightarrow \frac{f}{2}NkdT = -\frac{NkT}{V}dV$$

2- compressão adiabática



como para o gás ideal: $U = fNkT/2 \Rightarrow dU = fNkdT/2$

para um processo quase-estático:

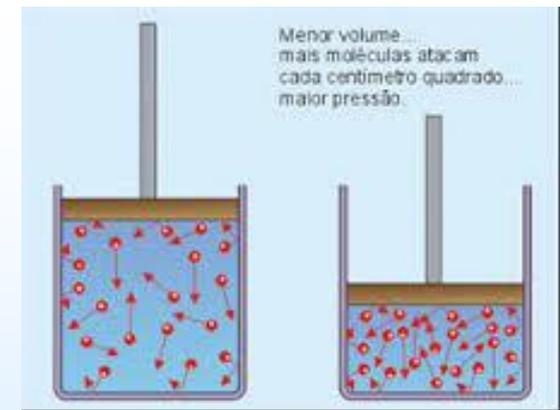
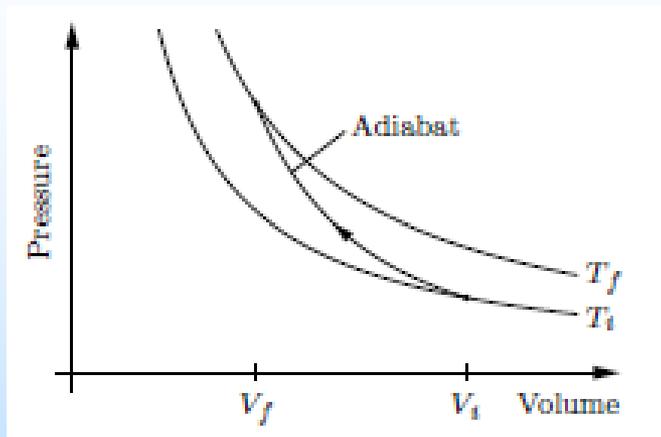
$$dW = -PdV \quad \left. \vphantom{dW = -PdV} \right\} fNkdT/2 = -PdV$$

e vimos da 1ª lei da termodinâmica:

$$dU = dW$$

$$\text{como: } P = \frac{NkT}{V} \Rightarrow \frac{f}{2} Nk dT = -\frac{NkT}{V} dV$$

2- compressão adiabática



como para o gás ideal: $U = fNkT/2 \Rightarrow dU = fNkdT/2$

para um processo quase-estático:

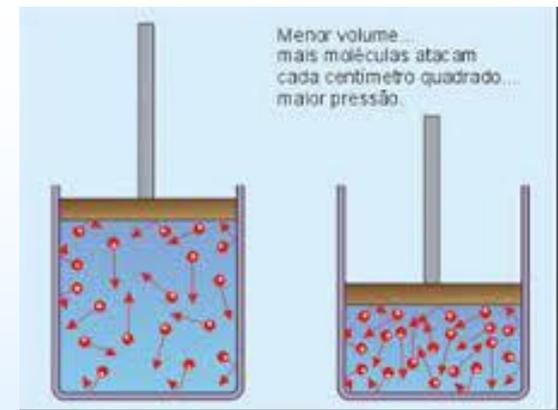
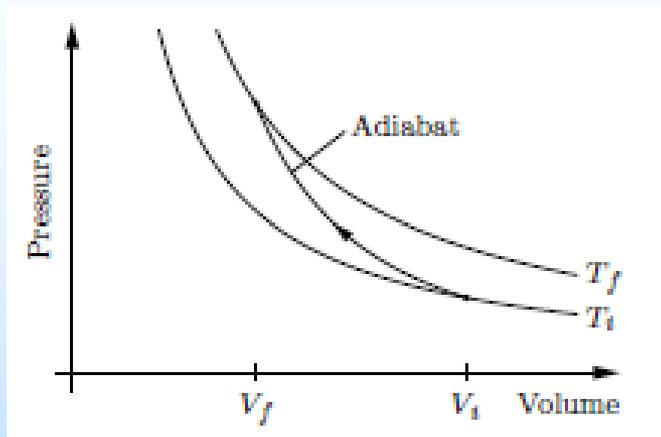
$$dW = -PdV \quad \left. \vphantom{dW = -PdV} \right\} fNkdT/2 = -PdV$$

e vimos da 1ª lei da termodinâmica:

$$dU = dW$$

$$\text{como: } P = \frac{NkT}{V} \Rightarrow \frac{f}{2} \cancel{Nk} dT = -\frac{\cancel{Nk} T}{V} dV \Rightarrow \frac{f}{2} \frac{dT}{T} = -\frac{dV}{V}$$

2- compressão adiabática



como para o gás ideal: $U = fNkT/2 \Rightarrow dU = fNkdT/2$

para um processo quase-estático:

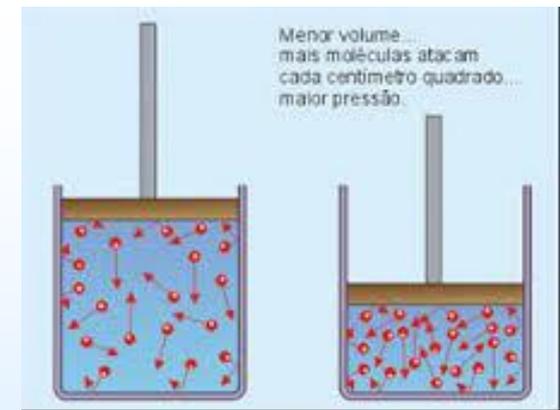
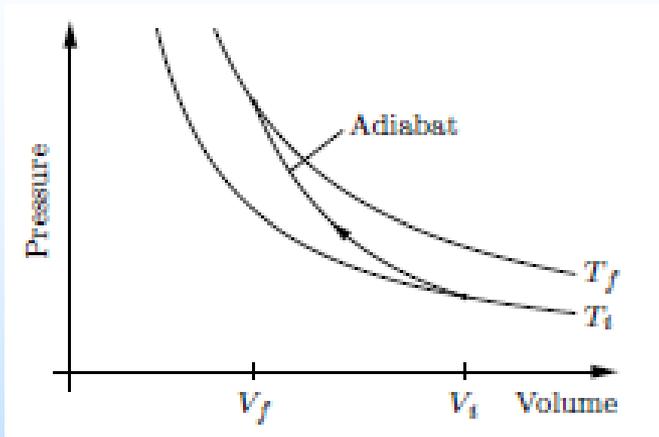
$$dW = -PdV \quad \left. \vphantom{dW = -PdV} \right\} fNkdT/2 = -PdV$$

e vimos da 1ª lei da termodinâmica:

$$dU = dW$$

$$\text{como: } P = \frac{NkT}{V} \Rightarrow \frac{f}{2} Nk dT = -\frac{NkT}{V} dV \Rightarrow \frac{f}{2} \frac{dT}{T} = -\frac{dV}{V} \Rightarrow \frac{f}{2} \int \frac{dT}{T} = -\int \frac{dV}{V}$$

2- compressão adiabática



como para o gás ideal: $U = fNkT/2 \Rightarrow dU = fNkdT/2$

para um processo quase-estático:

$$dW = -PdV \quad \left. \vphantom{dW = -PdV} \right\} fNkdT/2 = -PdV$$

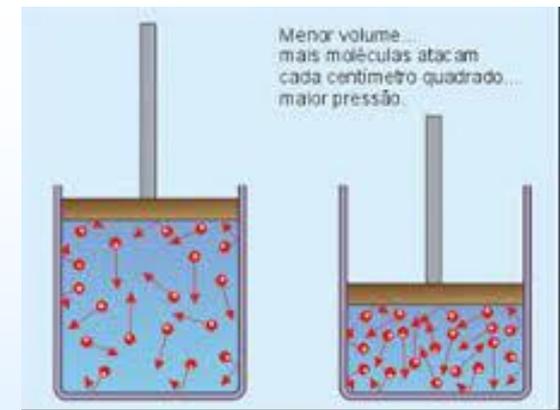
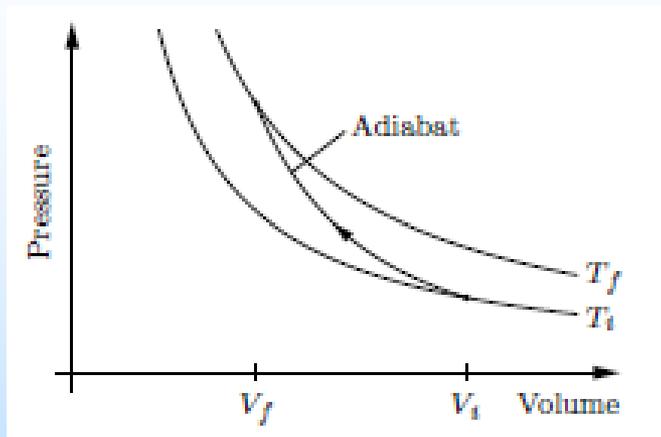
e vimos da 1ª lei da termodinâmica:

$$dU = dW$$

$$\text{como: } P = \frac{NkT}{V} \Rightarrow \frac{f}{2} Nk dT = -\frac{NkT}{V} dV \Rightarrow \frac{f}{2} \frac{dT}{T} = -\frac{dV}{V} \Rightarrow \frac{f}{2} \int \frac{dT}{T} = -\int \frac{dV}{V} \Rightarrow$$

$$\frac{f}{2} \ln \left(\frac{T_f}{T_i} \right) = -\ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right)$$

2- compressão adiabática



como para o gás ideal: $U = fNkT/2 \Rightarrow dU = fNkdT/2$

para um processo quase-estático:

$$dW = -PdV \quad \left. \vphantom{dW = -PdV} \right\} fNkdT/2 = -PdV$$

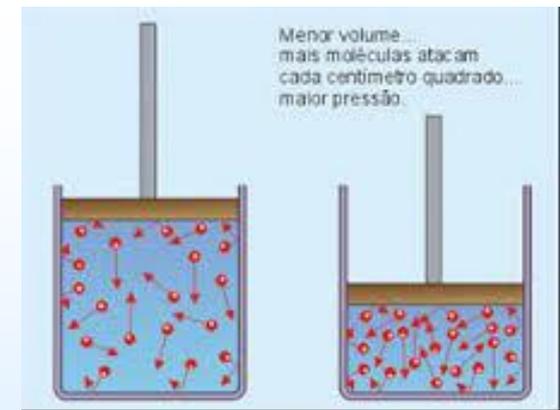
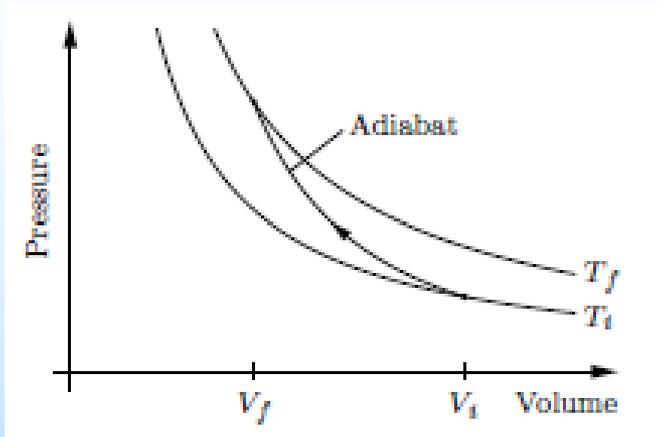
e vimos da 1ª lei da termodinâmica:

$$dU = dW$$

$$\text{como: } P = \frac{NkT}{V} \Rightarrow \frac{f}{2} Nk dT = -\frac{NkT}{V} dV \Rightarrow \frac{f}{2} \frac{dT}{T} = -\frac{dV}{V} \Rightarrow \frac{f}{2} \int \frac{dT}{T} = -\int \frac{dV}{V} \Rightarrow$$

$$\frac{f}{2} \ln \left(\frac{T_f}{T_i} \right) = -\ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right) \Rightarrow \ln \left(\frac{T_f}{T_i} \right)^{\frac{f}{2}} = \ln \left(\frac{V_i}{V_f} \right)$$

2- compressão adiabática



como para o gás ideal: $U = fNkT/2 \Rightarrow dU = fNkdT/2$

para um processo quase-estático:

$$dW = -PdV \quad \left. \vphantom{dW = -PdV} \right\} fNkdT/2 = -PdV$$

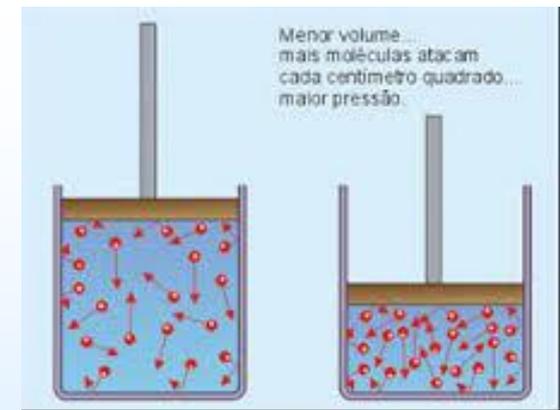
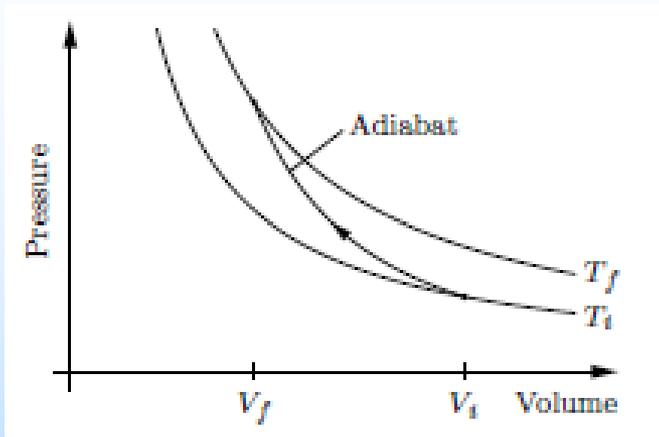
e vimos da 1ª lei da termodinâmica:

$$dU = dW$$

$$\text{como: } P = \frac{NkT}{V} \Rightarrow \frac{f}{2} Nk dT = -\frac{NkT}{V} dV \Rightarrow \frac{f}{2} \frac{dT}{T} = -\frac{dV}{V} \Rightarrow \frac{f}{2} \int \frac{dT}{T} = -\int \frac{dV}{V} \Rightarrow$$

$$\frac{f}{2} \ln \left(\frac{T_f}{T_i} \right) = -\ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right) \Rightarrow \ln \left(\frac{T_f}{T_i} \right)^{\frac{f}{2}} = \ln \left(\frac{V_i}{V_f} \right)$$

2- compressão adiabática



como para o gás ideal: $U = fNkT/2 \Rightarrow dU = fNkdT/2$

para um processo quase-estático:

$$dW = -PdV \quad \left. \vphantom{dW = -PdV} \right\} fNkdT/2 = -PdV$$

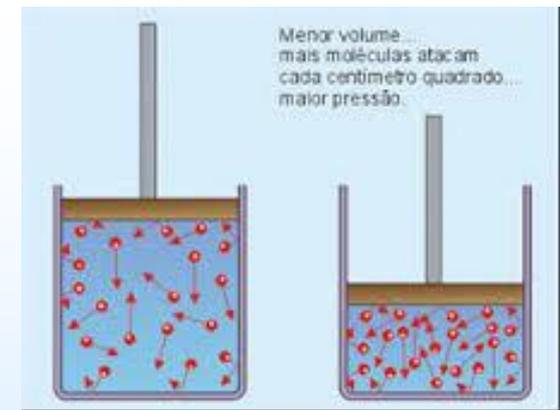
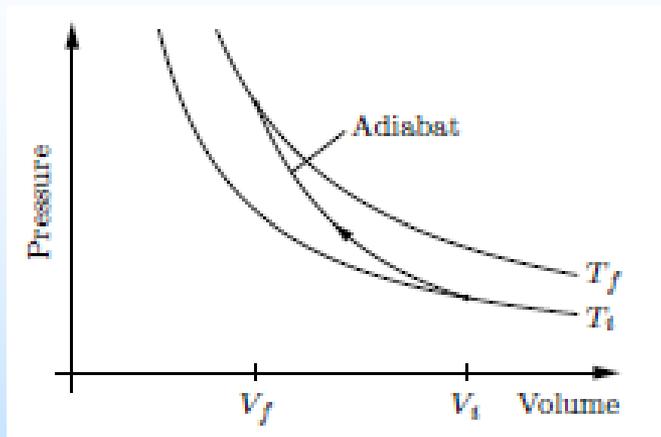
e vimos da 1ª lei da termodinâmica:

$$dU = dW$$

$$\text{como: } P = \frac{NkT}{V} \Rightarrow \frac{f}{2} Nk dT = -\frac{NkT}{V} dV \Rightarrow \frac{f}{2} \frac{dT}{T} = -\frac{dV}{V} \Rightarrow \frac{f}{2} \int \frac{dT}{T} = -\int \frac{dV}{V} \Rightarrow$$

$$\frac{f}{2} \ln \left(\frac{T_f}{T_i} \right) = -\ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right) \Rightarrow \ln \left(\frac{T_f}{T_i} \right)^{\frac{f}{2}} = \ln \left(\frac{V_i}{V_f} \right) \Rightarrow \left(\frac{T_f}{T_i} \right)^{\frac{f}{2}} = \left(\frac{V_i}{V_f} \right)$$

2- compressão adiabática



como para o gás ideal: $U = fNkT/2 \Rightarrow dU = fNkdT/2$

para um processo quase-estático:

$$dW = -PdV \quad \left. \vphantom{dW = -PdV} \right\} fNkdT/2 = -PdV$$

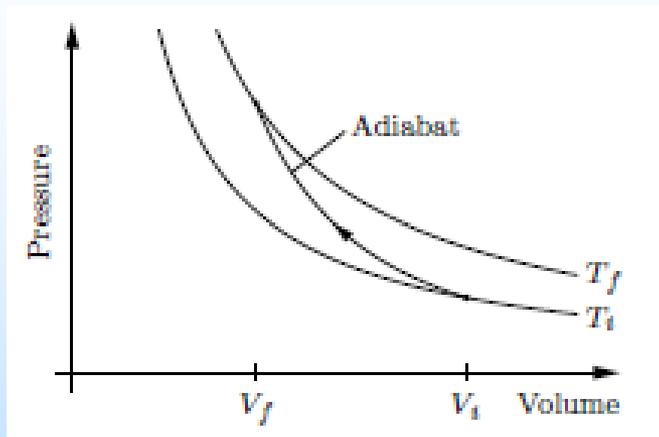
e vimos da 1ª lei da termodinâmica:

$$dU = dW$$

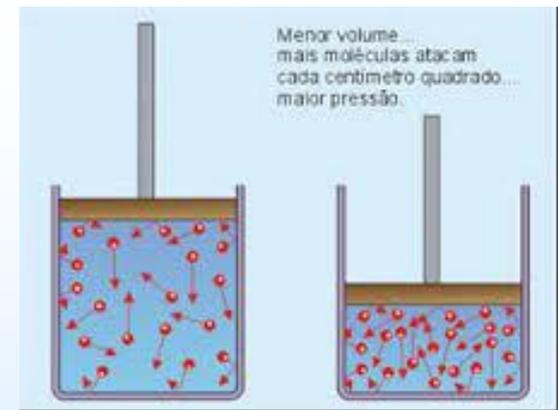
$$\text{como: } P = \frac{NkT}{V} \Rightarrow \frac{f}{2} Nk dT = -\frac{NkT}{V} dV \Rightarrow \frac{f}{2} \frac{dT}{T} = -\frac{dV}{V} \Rightarrow \frac{f}{2} \int \frac{dT}{T} = -\int \frac{dV}{V} \Rightarrow$$

$$\frac{f}{2} \ln \left(\frac{T_f}{T_i} \right) = -\ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right) \Rightarrow \ln \left(\frac{T_f}{T_i} \right)^{\frac{f}{2}} = \ln \left(\frac{V_i}{V_f} \right) \Rightarrow \left(\frac{T_f}{T_i} \right)^{\frac{f}{2}} = \left(\frac{V_i}{V_f} \right) \Rightarrow V_f (T_f)^{\frac{f}{2}} = V_i (T_i)^{\frac{f}{2}}$$

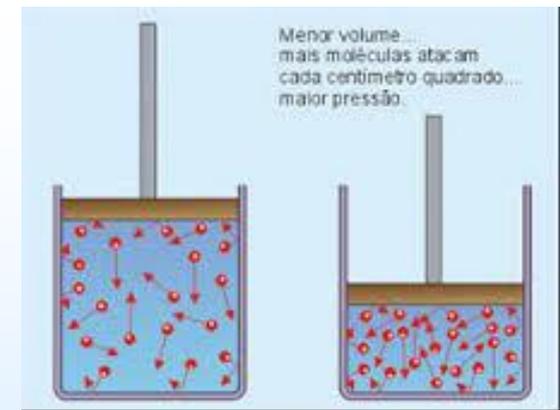
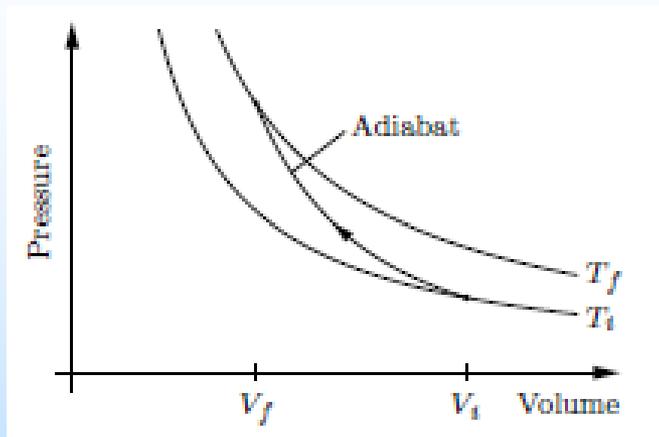
2- compressão adiabática



$$V_f (T_f)^{\frac{f}{2}} = V_i (T_i)^{\frac{f}{2}}$$

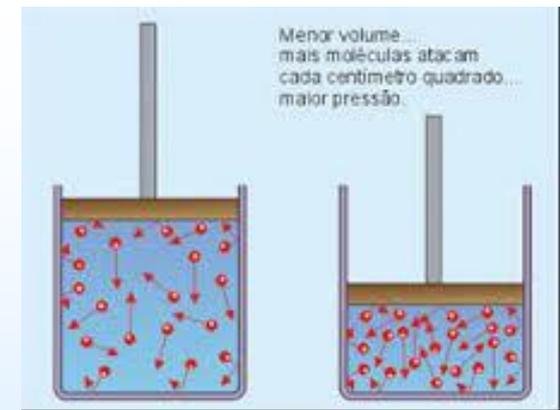
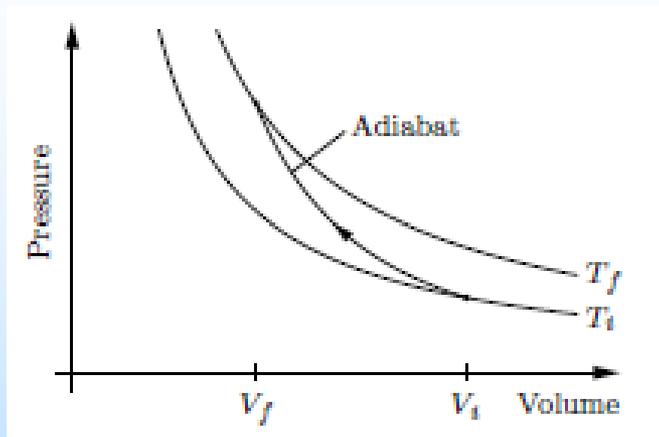


2- compressão adiabática



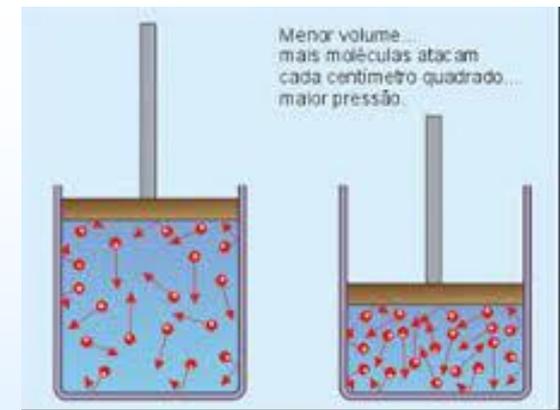
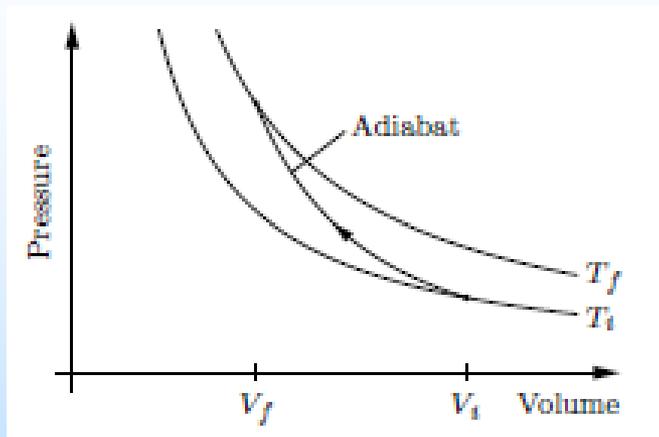
$$V_f(T_f)^{\frac{f}{2}} = V_i(T_i)^{\frac{f}{2}} \Rightarrow VT^{f/2} = \text{const.}$$

2- compressão adiabática



$$V_f (T_f)^{\frac{f}{2}} = V_i (T_i)^{\frac{f}{2}} \Rightarrow VT^{f/2} = \text{const.}$$

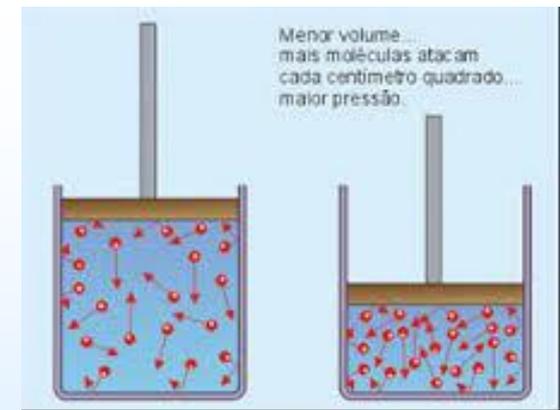
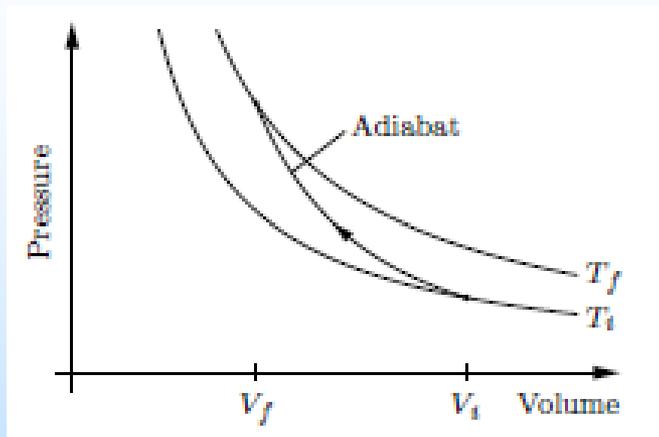
2- compressão adiabática



$$V_f (T_f)^{f/2} = V_i (T_i)^{f/2} \Rightarrow VT^{f/2} = \text{const.}$$

da lei dos gases: $VT^{f/2} = V \left(\frac{PV}{Nk} \right)^{f/2}$

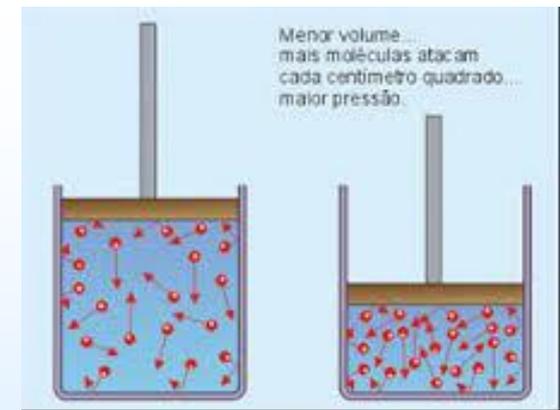
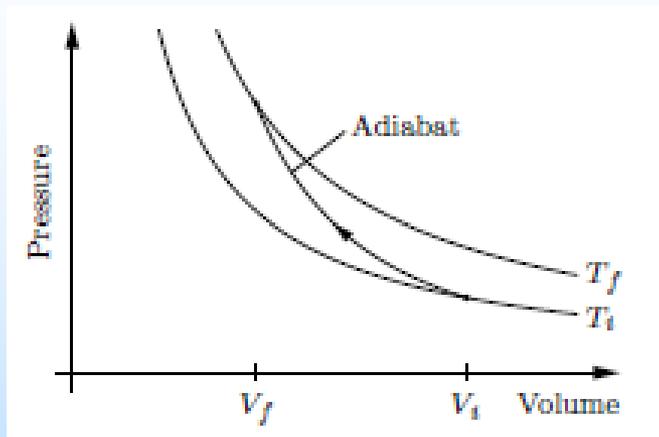
2- compressão adiabática



$$V_f (T_f)^{\frac{f}{2}} = V_i (T_i)^{\frac{f}{2}} \Rightarrow VT^{f/2} = \text{const.}$$

da lei dos gases: $VT^{f/2} = V \left(\frac{PV}{Nk} \right)^{f/2} = \frac{P^{(f/2)} V^{(1+f/2)}}{(Nk)^{f/2}}$

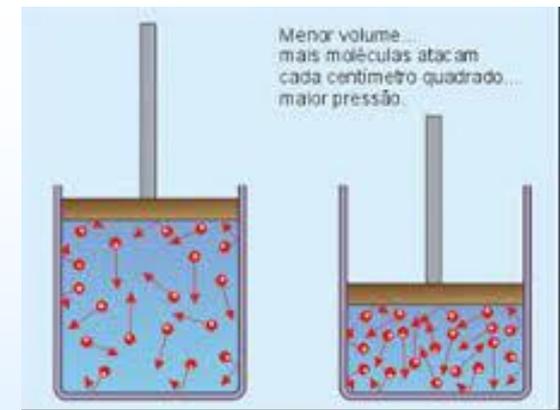
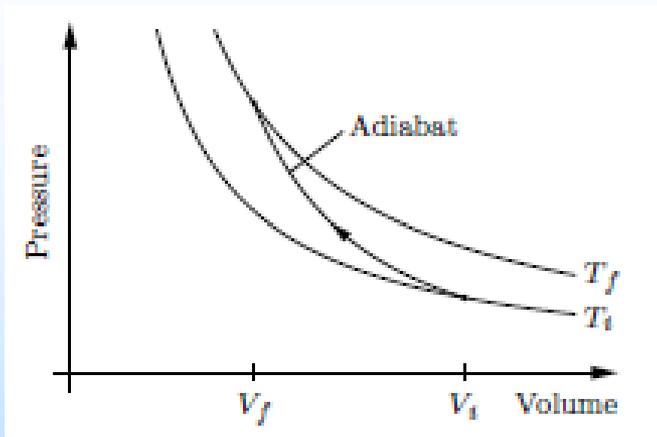
2- compressão adiabática



$$V_f (T_f)^{\frac{f}{2}} = V_i (T_i)^{\frac{f}{2}} \Rightarrow VT^{f/2} = \text{const.}$$

da lei dos gases: $VT^{f/2} = V \left(\frac{PV}{Nk} \right)^{f/2} = \frac{P^{(f/2)} V^{(1+f/2)}}{(Nk)^{f/2}} = c_0$

2- compressão adiabática

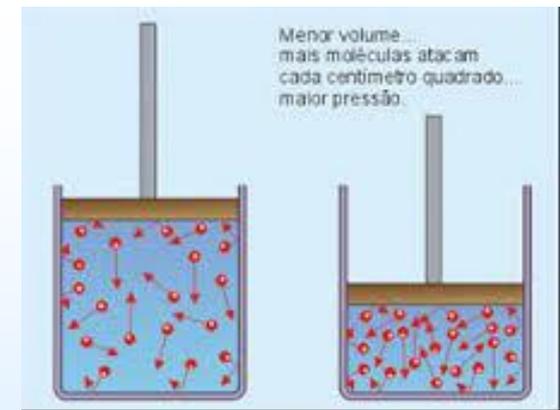
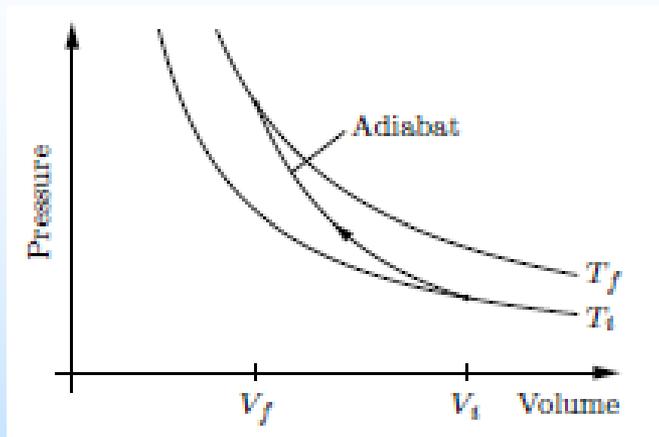


$$V_f (T_f)^{\frac{f}{2}} = V_i (T_i)^{\frac{f}{2}} \Rightarrow VT^{f/2} = \text{const.}$$

$$\text{da lei dos gases: } VT^{f/2} = V \left(\frac{PV}{Nk} \right)^{f/2} = \frac{P^{(f/2)} V^{(1+f/2)}}{(Nk)^{f/2}} = c_0 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P^{(f/2)} V^{(f+2)/2} = c_1$$

2- compressão adiabática

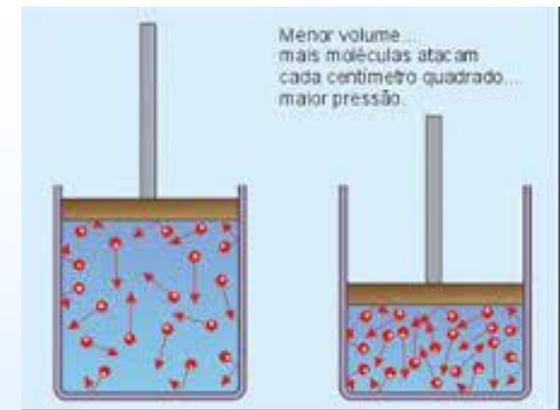
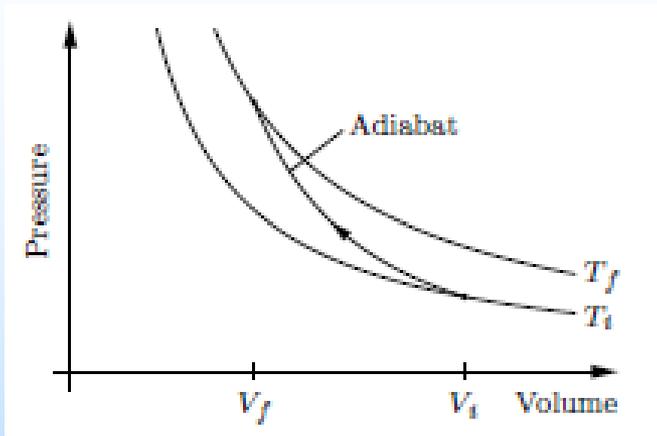


$$V_f (T_f)^{\frac{f}{2}} = V_i (T_i)^{\frac{f}{2}} \Rightarrow VT^{f/2} = \text{const.}$$

$$\text{da lei dos gases: } VT^{f/2} = V \left(\frac{PV}{Nk} \right)^{f/2} = \frac{P^{(f/2)} V^{(1+f/2)}}{(Nk)^{f/2}} = c_0 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P^{(f/2)} V^{(f/2+1)} = c_1 \Rightarrow \left[P^{(f/2)} V^{(f/2+1)} = c_1 \right]^{2/f}$$

2- compressão adiabática

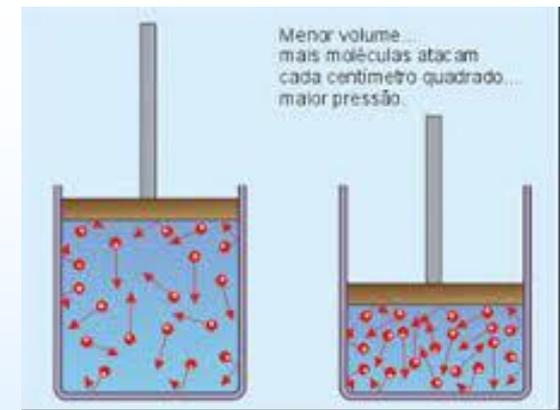
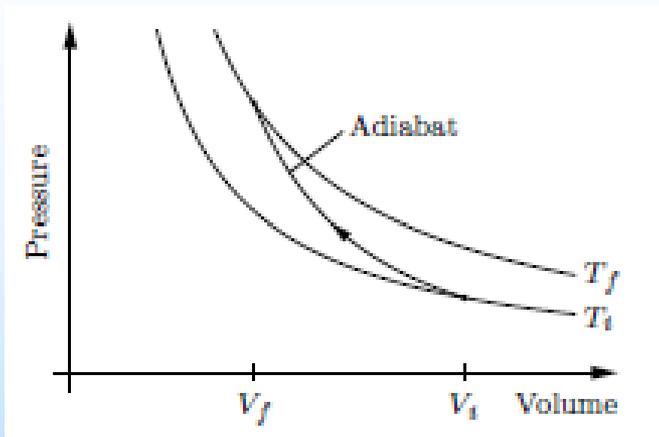


$$V_f (T_f)^{\frac{f}{2}} = V_i (T_i)^{\frac{f}{2}} \Rightarrow VT^{f/2} = \text{const.}$$

da lei dos gases: $VT^{f/2} = V \left(\frac{PV}{Nk} \right)^{f/2} = \frac{P^{f/2} V^{(1+f/2)}}{(Nk)^{f/2}} = c_0 \Rightarrow$

$$\Rightarrow P^{f/2} V^{(f/2+1)} = c_1 \Rightarrow \left[P^{f/2} V^{(f/2+1)} = c_1 \right]^{\frac{2}{f}} \Rightarrow PV^{(f/2+1) \cdot \frac{2}{f}} = c_2$$

2- compressão adiabática



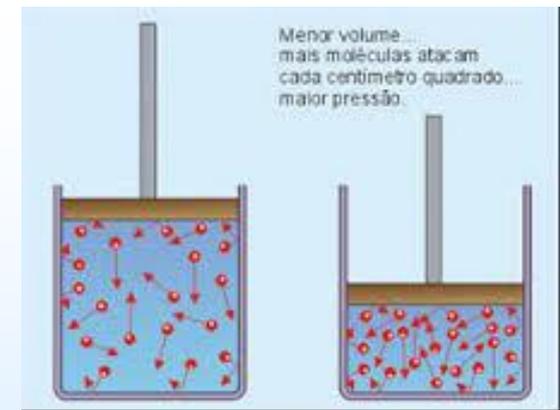
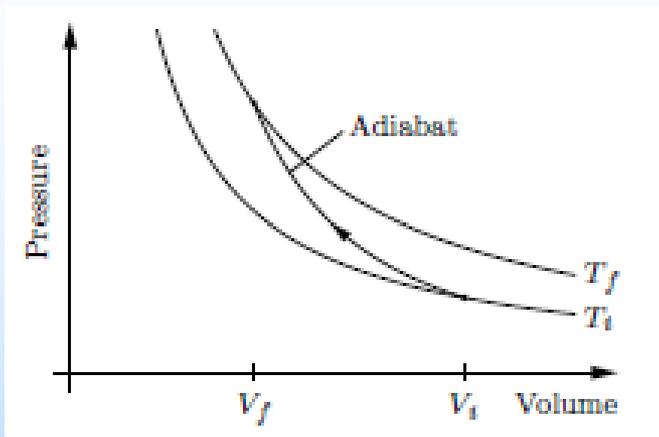
$$V_f (T_f)^{\frac{f}{2}} = V_i (T_i)^{\frac{f}{2}} \Rightarrow VT^{f/2} = \text{const.}$$

da lei dos gases: $VT^{f/2} = V \left(\frac{PV}{Nk} \right)^{f/2} = \frac{P^{(f/2)} V^{(1+f/2)}}{(Nk)^{f/2}} = c_0 \Rightarrow$

$$\Rightarrow P^{(f/2)} V^{(f/2+1)} = c_1 \Rightarrow \left[P^{(f/2)} V^{(f/2+1)} = c_1 \right]^{\frac{2}{f}} \Rightarrow PV^{(f/2+1)} = c_2$$

definindo o **expoente adiabático**: $\gamma \equiv \frac{f+2}{f}$, vem: $PV^\gamma = \text{const.}$

2- compressão adiabática



$$V_f (T_f)^{\frac{f}{2}} = V_i (T_i)^{\frac{f}{2}} \Rightarrow VT^{f/2} = \text{const.}$$

da lei dos gases: $VT^{f/2} = V \left(\frac{PV}{Nk} \right)^{f/2} = \frac{P^{(f/2)} V^{(1+f/2)}}{(Nk)^{f/2}} = c_0 \Rightarrow$

$$\Rightarrow P^{(f/2)} V^{(f/2+1)} = c_1 \Rightarrow \left[P^{(f/2)} V^{(f/2+1)} = c_1 \right]^{\frac{2}{f}} \Rightarrow PV^{(f/2+1)} = c_2$$

definindo o expoente adiabático: $\gamma \equiv \frac{f+2}{f}$, vem: $PV^\gamma = \text{const.}$

6) Capacidade térmica



6) Capacidade térmica

A **capacidade térmica** de um objeto é quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de uma substância por grau:

$$C \equiv \frac{Q}{\Delta T}$$



6) Capacidade térmica

A **capacidade térmica** de um objeto é quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de uma substância por grau:

$$C \equiv \frac{Q}{\Delta T}$$

e por unidade de massa é o **calor específico**: $c = C/m$.



6) Capacidade térmica

A **capacidade térmica** de um objeto é quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de uma substância por grau:

$$C \equiv \frac{Q}{\Delta T}$$

e por unidade de massa é o **calor específico**: $c = C/m$.

Esta definição é ambígua, pois não está especificado se há trabalho e em quais circunstâncias



6) Capacidade térmica

A **capacidade térmica** de um objeto é quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de uma substância por grau:

$$C \equiv \frac{Q}{\Delta T}$$

e por unidade de massa é o **calor específico**: $c = C/m$.

Esta definição é ambígua, pois não está especificado se há trabalho e em quais circunstâncias:

$$C = \frac{Q}{\Delta T}$$



6) Capacidade térmica

A **capacidade térmica** de um objeto é quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de uma substância por grau:

$$C \equiv \frac{Q}{\Delta T}$$

e por unidade de massa é o **calor específico**: $c = C/m$.

Esta definição é ambígua, pois não está especificado se há trabalho e em quais circunstâncias (1ª lei da termodinâmica):

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{\Delta U - W}{\Delta T}$$



6) Capacidade térmica

A **capacidade térmica** de um objeto é quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de uma substância por grau:

$$C \equiv \frac{Q}{\Delta T}$$

e por unidade de massa é o **calor específico**: $c = C/m$.

Esta definição é ambígua, pois não está especificado se há trabalho e em quais circunstâncias (1ª lei da termodinâmica):

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{\Delta U - W}{\Delta T}$$

se $W = 0$



6) Capacidade térmica

A **capacidade térmica** de um objeto é quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de uma substância por grau:

$$C \equiv \frac{Q}{\Delta T}$$

e por unidade de massa é o **calor específico**: $c = C/m$.

Esta definição é ambígua, pois não está especificado se há trabalho e em quais circunstâncias (1ª lei da termodinâmica):

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{\Delta U - W}{\Delta T}$$

se $W = 0 \Rightarrow W = -P\Delta V = 0$



6) Capacidade térmica

A **capacidade térmica** de um objeto é quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de uma substância por grau:

$$C \equiv \frac{Q}{\Delta T}$$

e por unidade de massa é o **calor específico**: $c = C/m$.

Esta definição é ambígua, pois não está especificado se há trabalho e em quais circunstâncias (1ª lei da termodinâmica):

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{\Delta U - W}{\Delta T}$$

se $W = 0 \Rightarrow W = -P\Delta V = 0 \Rightarrow \Delta V = 0$



6) Capacidade térmica

A **capacidade térmica** de um objeto é quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de uma substância por grau:

$$C \equiv \frac{Q}{\Delta T}$$

e por unidade de massa é o **calor específico**: $c = C/m$.

Esta definição é ambígua, pois não está especificado se há trabalho e em quais circunstâncias (1ª lei da termodinâmica):

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{\Delta U - W}{\Delta T}$$

se $W = 0 \Rightarrow W = -P\Delta V = 0 \Rightarrow \Delta V = 0$ ou $V = \text{const.}$



6) Capacidade térmica

A **capacidade térmica** de um objeto é quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de uma substância por grau:

$$C \equiv \frac{Q}{\Delta T}$$

e por unidade de massa é o **calor específico**: $c = C/m$.

Esta definição é ambígua, pois não está especificado se há trabalho e em quais circunstâncias (1ª lei da termodinâmica):

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{\Delta U - W}{\Delta T}$$

se $W = 0 \Rightarrow W = -P\Delta V = 0 \Rightarrow \Delta V = 0$ ou $V = \text{const.}$, assim:

$$C_V = \left(\frac{\Delta U}{\Delta T} \right)_V$$



6) Capacidade térmica

A **capacidade térmica** de um objeto é quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de uma substância por grau:

$$C \equiv \frac{Q}{\Delta T}$$

e por unidade de massa é o **calor específico**: $c = C/m$.

Esta definição é ambígua, pois não está especificado se há trabalho e em quais circunstâncias (1ª lei da termodinâmica):

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{\Delta U - W}{\Delta T}$$

se $W = 0 \Rightarrow W = -P\Delta V = 0 \Rightarrow \Delta V = 0$ ou $V = \text{const.}$, assim:

$$C_V = \left(\frac{\Delta U}{\Delta T} \right)_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$



6) Capacidade térmica

A **capacidade térmica** de um objeto é quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de uma substância por grau:

$$C \equiv \frac{Q}{\Delta T}$$

e por unidade de massa é o **calor específico**: $c = C/m$.

Esta definição é ambígua, pois não está especificado se há trabalho e em quais circunstâncias (1ª lei da termodinâmica):

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{\Delta U - W}{\Delta T}$$

se $W = 0 \Rightarrow W = -P\Delta V = 0 \Rightarrow \Delta V = 0$ ou $V = \text{const.}$, assim:

$$C_V = \left(\frac{\Delta U}{\Delta T} \right)_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$

é a capacidade térmica a volume constante



6) Capacidade térmica

A **capacidade térmica** de um objeto é quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de uma substância por grau:

$$C \equiv \frac{Q}{\Delta T}$$

e por unidade de massa é o **calor específico**: $c = C/m$.

Esta definição é ambígua, pois não está especificado se há trabalho e em quais circunstâncias (1ª lei da termodinâmica):

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{\Delta U - W}{\Delta T}$$

se $W = 0 \Rightarrow W = -P\Delta V = 0 \Rightarrow \Delta V = 0$ ou $V = \text{const.}$, assim:

$$C_V = \left(\frac{\Delta U}{\Delta T} \right)_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$

é a capacidade térmica a volume constante ou “capacidade energética”



6) Capacidade térmica

A **capacidade térmica** de um objeto é quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de uma substância por grau:

$$C \equiv \frac{Q}{\Delta T}$$

e por unidade de massa é o **calor específico**: $c = C/m$.



Esta definição é ambígua, pois não está especificado se há trabalho e em quais circunstâncias (1ª lei da termodinâmica):

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{\Delta U - W}{\Delta T}$$

se $W = 0 \Rightarrow W = -P\Delta V = 0 \Rightarrow \Delta V = 0$ ou $V = \text{const.}$, assim:

$$C_V = \left(\frac{\Delta U}{\Delta T} \right)_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$

é a capacidade térmica a volume constante ou “capacidade **energética**”

6) Capacidade térmica

A **capacidade térmica** de um objeto é quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de uma substância por grau:

$$C \equiv \frac{Q}{\Delta T}$$

e por unidade de massa é o **calor específico**: $c = C/m$.



Esta definição é ambígua, pois não está especificado se há trabalho e em quais circunstâncias (1ª lei da termodinâmica):

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{\Delta U - W}{\Delta T}$$

se $W = 0 \Rightarrow W = -P\Delta V = 0 \Rightarrow \Delta V = 0$ ou $V = \text{const.}$, assim:

$$C_V = \left(\frac{\Delta U}{\Delta T} \right)_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$

Para 1 g de água:

$$C_V = 1 \text{ cal/}^\circ\text{C} = 4,186 \text{ J/}^\circ\text{C}$$

é a capacidade térmica a volume constante ou “capacidade **energética**”

6) Capacidade térmica

Se $P = \text{const.}$, a capacidade térmica a pressão constante é:

$$C_P = \left(\frac{\Delta U - (-P\Delta V)}{\Delta T} \right)_P$$



6) Capacidade térmica

Se $P = \text{const.}$, a capacidade térmica a pressão constante é:

$$C_P = \left(\frac{\Delta U - (-P\Delta V)}{\Delta T} \right)_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P$$



6) Capacidade térmica

Se $P = \text{const.}$, a capacidade térmica a pressão constante é:

$$C_P = \left(\frac{\Delta U - (-P\Delta V)}{\Delta T} \right)_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P$$

calor adicional para compensar a energia
perdida como trabalho

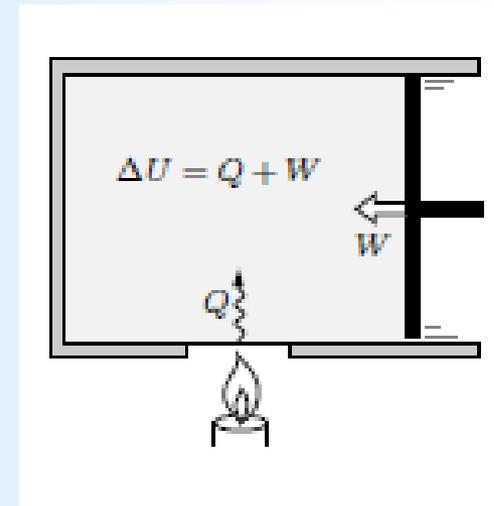


6) Capacidade térmica

Se $P = \text{const.}$, a capacidade térmica a pressão constante é:

$$C_P = \left(\frac{\Delta U - (-P\Delta V)}{\Delta T} \right)_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P$$

calor adicional para compensar a energia
perdida como trabalho

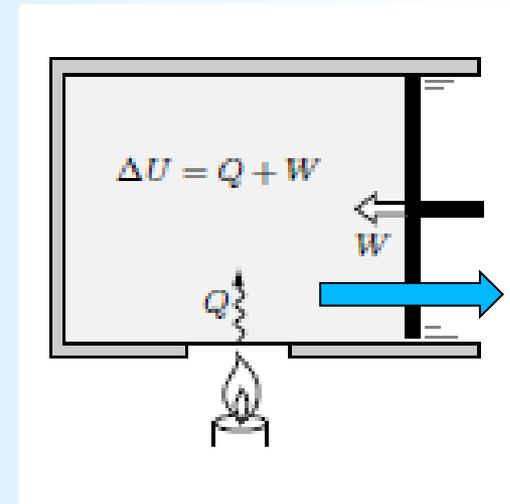


6) Capacidade térmica

Se $P = \text{const.}$, a capacidade térmica a pressão constante é:

$$C_P = \left(\frac{\Delta U - (-P\Delta V)}{\Delta T} \right)_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P$$

calor adicional para compensar a energia
perdida como trabalho



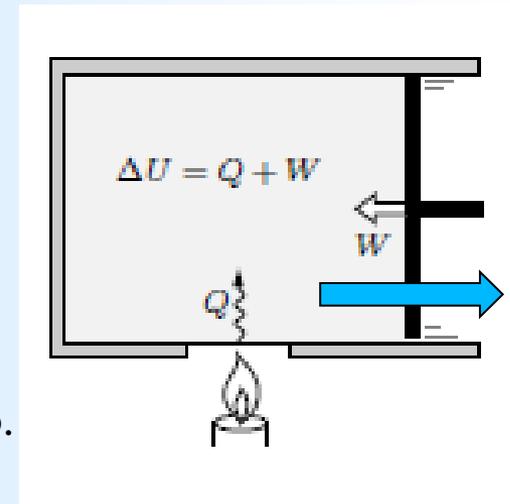
6) Capacidade térmica

Se $P = \text{const.}$, a capacidade térmica a pressão constante é:

$$C_P = \left(\frac{\Delta U - (-P\Delta V)}{\Delta T} \right)_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P$$

calor adicional para compensar a energia
perdida como trabalho

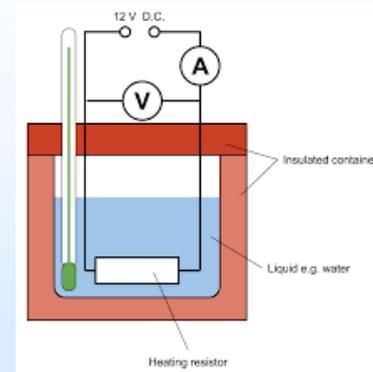
para sólidos e líquidos $\frac{\partial V}{\partial T} \rightarrow 0$, mas para gases é significativo.



6) Capacidades térmicas (C_P , C_V):

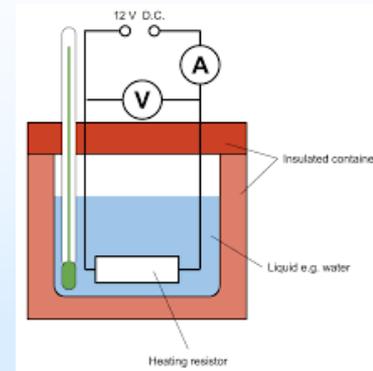
6) Capacidades térmicas (C_P , C_V):

1. medir experimentalmente:



6) Capacidades térmicas (C_P , C_V):

1. medir experimentalmente:



2. consultar tabelas:

TABLE 8.3-1

Mean Heat Capacities of Ideal Combustion Gases: SI Units*

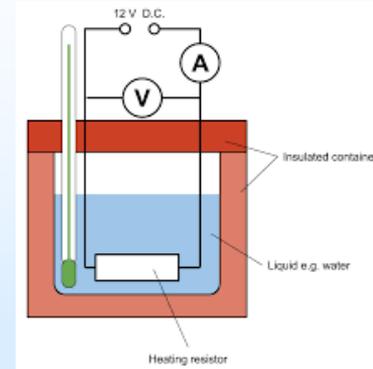
T(°C)	C_p (J/mol·°C)					
	Air	O ₂	N ₂	H ₂	CO	H ₂ O
0	28.84	29.24	29.03	28.84	29.06	36.63
25	29.05	29.39	29.06	28.84	29.06	37.15
100	29.21	29.80	29.16	28.86	29.23	38.63
200	29.45	30.32	29.32	28.80	29.47	40.45
300	29.71	30.80	29.52	28.95	29.72	42.10
400	29.97	31.24	29.74	29.03	29.99	43.59
500	30.25	31.65	29.98	29.12	30.27	44.93
600	30.53	32.02	30.24	29.23	30.56	46.14
700	30.81	32.39	30.51	29.35	30.85	47.23
800	31.10	32.71	30.79	29.48	31.14	48.20
900	31.38	33.02	31.07	29.63	31.42	49.07
1000	31.65	33.30	31.34	29.78	31.70	49.85
1100	31.92	33.55	31.62	29.94	31.97	50.54
1200	32.18	33.79	31.88	30.12	32.23	51.18
1300	32.42	34.02	32.13	30.29	32.47	51.75
1400	32.65	34.23	32.37	30.47	32.69	52.28
1500	32.85	34.42	32.58	30.66	32.89	52.77

QS T18.

Two hundred ft³/h of air at 70 °F and 1.2 atm are blown through ducts that pass through the interior of a large industrial motor. The air emerges at 500 °F. Calculate the rate at which the air is removing heat generated by the motor, using tabulated mean heat capacity data from Table 8.3-1. (Hint: you need to use Linear Interpolation, i.e. assume that the mean heat capacity changes linearly with temperature in the temperature range of interest).

6) Capacidades térmicas (C_P , C_V):

1. medir experimentalmente:



2. consultar tabelas:

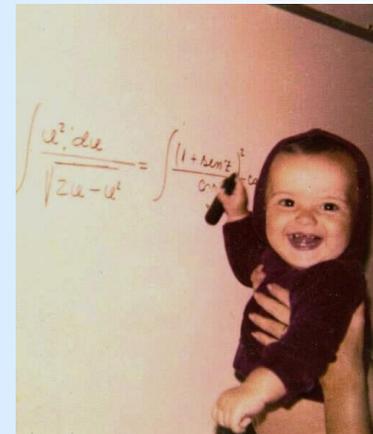
TABLE 8.3-1
Mean Heat Capacities of Ideal Combustion Gases: SI Units*

Reference state: $P_{ref} = 1 \text{ atm}$, $T_{ref} = 25^\circ\text{C}$

T(°C)	$C_p(\text{J/mol}\cdot^\circ\text{C})$					
	Air	O ₂	N ₂	H ₂	CO	H ₂ O
0	28.84	29.24	29.03	28.84	29.06	34.63
25	29.05	29.39	29.06	28.84	29.06	37.15
100	29.21	29.80	29.16	28.86	29.23	38.63
200	29.45	30.32	29.32	28.80	29.47	40.45
300	29.71	30.80	29.52	28.95	29.72	42.10
400	29.97	31.24	29.74	29.03	29.99	43.59
500	30.25	31.65	29.98	29.12	30.27	44.93
600	30.53	32.02	30.24	29.23	30.56	46.14
700	30.81	32.39	30.51	29.35	30.85	47.23
800	31.10	32.71	30.79	29.48	31.14	48.20
900	31.38	33.02	31.07	29.63	31.42	49.07
1000	31.65	33.30	31.34	29.78	31.70	49.85
1100	31.92	33.55	31.62	29.94	31.97	50.54
1200	32.18	33.79	31.88	30.12	32.23	51.18
1300	32.42	34.02	32.13	30.29	32.47	51.75
1400	32.65	34.23	32.37	30.47	32.69	52.28
1500	32.85	34.42	32.58	30.66	32.89	52.77

QS T18.
Two hundred ft³/h of air at 70 °F and 1.2 atm are blown through ducts that pass through the interior of a large industrial motor. The air emerges at 500 °F. Calculate the rate at which the air is removing heat generated by the motor, using tabulated mean heat capacity data from Table 8.3-1. (Hint: you need to use Linear Interpolation, i.e. assume that the mean heat capacity changes linearly with temperature in the temperature range of interest.)

3. calcular teoricamente:



6) Capacidade térmica

Seja um sistema cujas energias térmicas são provenientes exclusivamente de **graus de liberdade quadráticos**.

6) Capacidade térmica

Seja um sistema cujas energias térmicas são provenientes exclusivamente de **graus de liberdade quadráticos**.

Do teorema da equipartição de energia, sabemos que: $U = \frac{1}{2} N f k T$.

6) Capacidade térmica

Seja um sistema cujas energias térmicas são provenientes exclusivamente de **graus de liberdade quadráticos**.

Do teorema da equipartição de energia, sabemos que: $U = \frac{1}{2} N f k T$.

$$\Rightarrow C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$

6) Capacidade térmica

Seja um sistema cujas energias térmicas são provenientes exclusivamente de **graus de liberdade quadráticos**.

Do teorema da equipartição de energia, sabemos que: $U = \frac{1}{2} N f k T$.

$$\Rightarrow C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{1}{2} N f k T \right)$$

6) Capacidade térmica

Seja um sistema cujas energias térmicas são provenientes exclusivamente de **graus de liberdade quadráticos**.

Do teorema da equipartição de energia, sabemos que: $U = \frac{1}{2} NfkT$.

$$\Rightarrow C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{1}{2} NfkT \right) = \frac{Nfk}{2}$$

6) Capacidade térmica

Seja um sistema cujas energias térmicas são provenientes exclusivamente de **graus de liberdade quadráticos**.

Do teorema da equipartição de energia, sabemos que: $U = \frac{1}{2} NfkT$.

$$\Rightarrow C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{1}{2} NfkT \right) = \frac{Nfk}{2},$$

assumindo f independente da temperatura.

6) Capacidade térmica

Seja um sistema cujas energias térmicas são provenientes exclusivamente de **graus de liberdade quadráticos**.

Do teorema da equipartição de energia, sabemos que: $U = \frac{1}{2} N f k T$.

$$\Rightarrow C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{1}{2} N f k T \right) = \frac{N f k}{2},$$

assumindo f independente da temperatura.



6) Capacidade térmica

$$C_V = \frac{Nfk}{2}, \text{ com } f \text{ independente da temperatura.}$$



6) Capacidade térmica

$$C_V = \frac{Nfk}{2}, \text{ com } f \text{ independente da temperatura.}$$

Para um gás monoatômico (p. ex., He): $C_V/n = 3/2 R$



6) Capacidade térmica

$$C_V = \frac{Nfk}{2}, \text{ com } f \text{ independente da temperatura.}$$

Para um gás monoatômico (p. ex., He): $C_V/n = \frac{3}{2}R = 12,5 \text{ J/K}$



6) Capacidade térmica

$$C_V = \frac{Nfk}{2}, \text{ com } f \text{ independente da temperatura.}$$

Para um gás monoatômico (p. ex., He): $C_V/n = 3/2 R = 12,5 \text{ J/K}$.

Para gases diatômicos ou poliatômicos: $C_V/n = 1/2 fR$

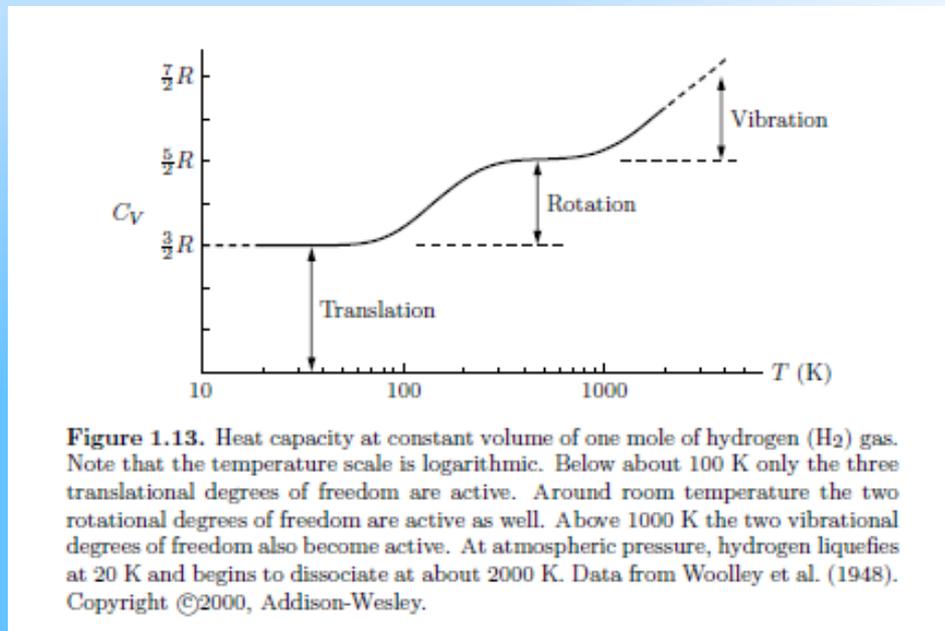


6) Capacidade térmica

$$C_V = \frac{Nfk}{2}, \text{ com } f \text{ independente da temperatura.}$$

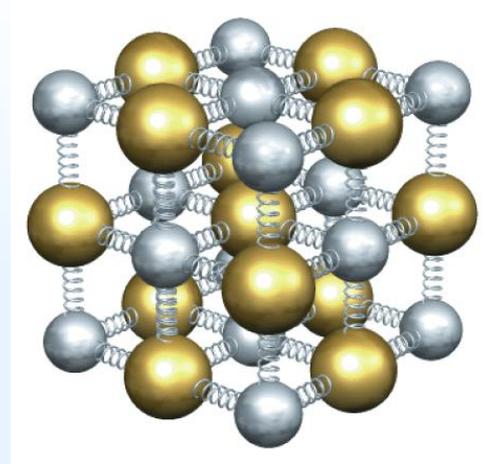
Para um gás monoatômico (p. ex., He): $C_V/n = 3/2 R = 12,5 \text{ J/K}$

Para gases diatômicos ou poliatômicos: $C_V/n = 1/2 f R$



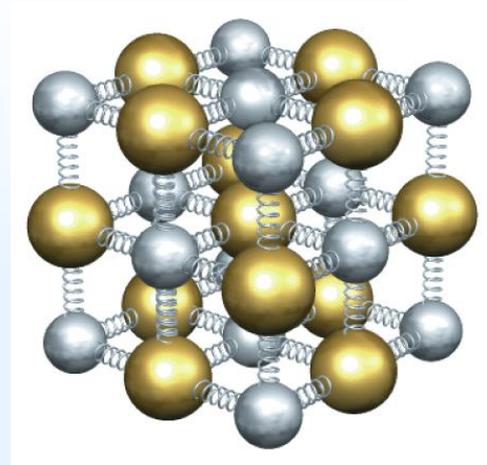
6) Capacidade térmica

Para sólidos: $f = 6$



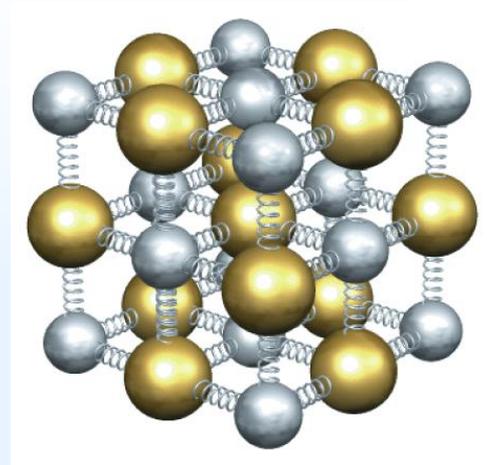
6) Capacidade térmica

Para sólidos: $f = 6 \Rightarrow C/n = \frac{6}{2}R$



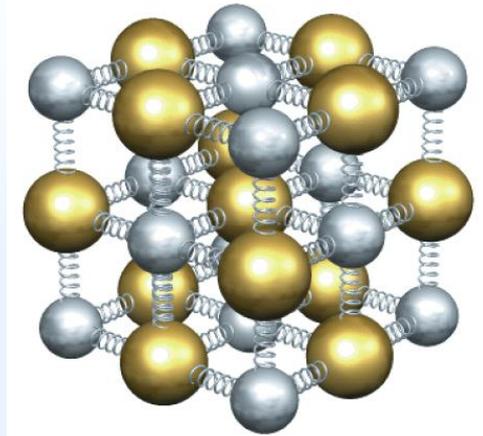
6) Capacidade térmica

Para sólidos: $f = 6 \Rightarrow C/n = \frac{6}{2}R = 3R$



6) Capacidade térmica

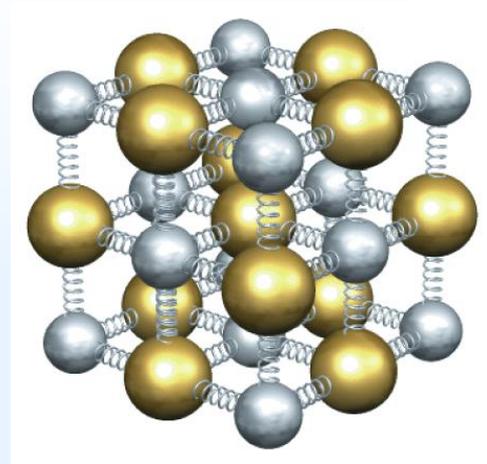
Para sólidos: $f = 6 \Rightarrow C/n = \frac{6}{2}R = 3R = 24,9 \text{ J/K}$.



6) Capacidade térmica

Para sólidos: $f = 6 \Rightarrow C/n = \frac{6}{2}R = 3R = 24,9 \text{ J/K}$.

regra de Dulong e Petit



6) Capacidade térmica

Para sólidos: $f = 6 \Rightarrow C/n = \frac{6}{2}R = 3R = 24,9 \text{ J/K}$.

regra de Dulong e Petit

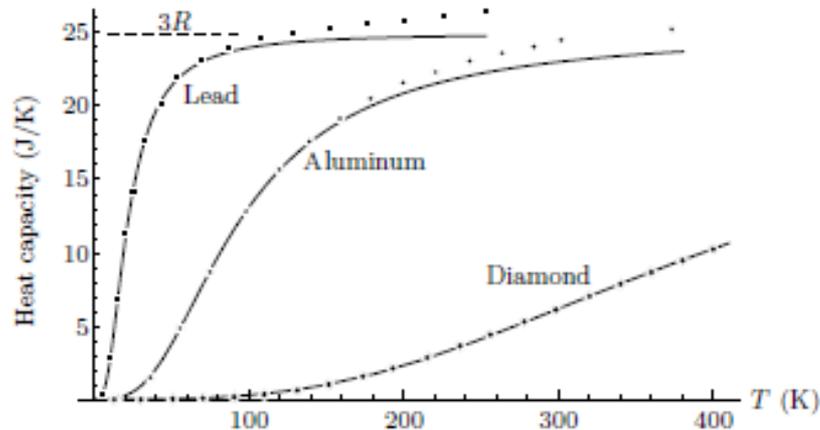
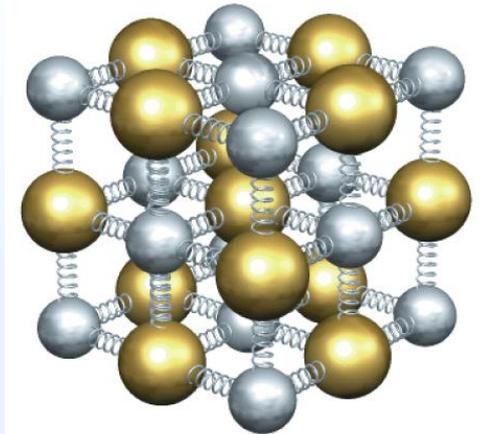


Figure 1.14. Measured heat capacities at constant pressure (data points) for one mole each of three different elemental solids. The solid curves show the heat capacity at constant volume predicted by the model used in Section 7.5, with the horizontal scale chosen to best fit the data for each substance. At sufficiently high temperatures, C_V for each material approaches the value $3R$ predicted by the equipartition theorem. The discrepancies between the data and the solid curves at high T are mostly due to the differences between C_P and C_V . At $T = 0$ all degrees of freedom are frozen out, so both C_P and C_V go to zero. Data from Y. S. Touloukian, ed., *Thermophysical Properties of Matter* (Plenum, New York, 1970). Copyright ©2000, Addison-Wesley.

6) Capacidade térmica

Voltando aos gases ideais ($PV = NkT$):

6) Capacidade térmica

Voltando aos gases ideais ($PV = NkT$):

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P$$

6) Capacidade térmica

Voltando aos gases ideais ($PV = NkT$):

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P,$$

mas $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P$

6) Capacidade térmica

Voltando aos gases ideais ($PV = NkT$):

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P,$$

mas $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NkT}{P}\right)_P$

6) Capacidade térmica

Voltando aos gases ideais ($PV = NkT$):

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P,$$

$$\text{mas } \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NkT}{P}\right)_P = \frac{Nk}{P}$$

6) Capacidade térmica

Voltando aos gases ideais ($PV = NkT$):

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P,$$

mas $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NkT}{P}\right)_P = \frac{Nk}{P}$

e $\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P$

6) Capacidade térmica

Voltando aos gases ideais ($PV = NkT$):

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P,$$

mas $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NkT}{P}\right)_P = \frac{Nk}{P}$

e $\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NfkT}{2}\right)$

6) Capacidade térmica

Voltando aos gases ideais ($PV = NkT$):

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P,$$

mas $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NkT}{P}\right)_P = \frac{Nk}{P}$

e $\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NfkT}{2}\right) = \frac{Nfk}{2}$

6) Capacidade térmica

Voltando aos gases ideais ($PV = NkT$):

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P,$$

mas $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NkT}{P}\right)_P = \frac{Nk}{P}$

e $\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NfkT}{2}\right) = \frac{Nfk}{2} = C_V$

6) Capacidade térmica

Voltando aos gases ideais ($PV = NkT$):

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P,$$

mas $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NkT}{P}\right)_P = \frac{Nk}{P}$

e $\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NfkT}{2}\right) = \frac{Nfk}{2} = C_V,$

então:

$$C_P = C_V + Nk$$

6) Capacidade térmica

Voltando aos gases ideais ($PV = NkT$):

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P,$$

mas $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NkT}{P}\right)_P = \frac{Nk}{P}$

e $\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NfkT}{2}\right) = \frac{Nfk}{2} = C_V,$

então:

$$C_P = C_V + Nk = C_V + nR$$

6) Capacidade térmica

Voltando aos gases ideais ($PV = NkT$):

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P,$$

mas $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NkT}{P}\right)_P = \frac{Nk}{P}$

e $\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NfkT}{2}\right) = \frac{Nfk}{2} = C_V,$

então:

$$C_P = C_V + Nk = C_V + nR \Rightarrow R = \frac{C_P - C_V}{n}$$

6) Capacidade térmica

Voltando aos gases ideais ($PV = NkT$):

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P,$$

mas $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NkT}{P}\right)_P = \frac{Nk}{P}$

e $\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NfkT}{2}\right) = \frac{Nfk}{2} = C_V,$

então:

$$C_P = C_V + Nk = C_V + nR \Rightarrow R = \frac{C_P - C_V}{n} = C_P/n - C_V/n$$

6) Capacidade térmica

Voltando aos gases ideais ($PV = NkT$):

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P,$$

mas $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NkT}{P}\right)_P = \frac{Nk}{P}$

e $\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{NfkT}{2}\right) = \frac{Nfk}{2} = C_V,$

então:

$$C_P = C_V + Nk = C_V + nR \Rightarrow R = \frac{C_P - C_V}{n} = C_P/n - C_V/n$$

Calor latente

Calor latente

Durante as **mudanças de fase**, a adição de calor não aumenta a temperatura, ou seja, a capacidade térmica é infinita:

$$C = \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \left(\frac{Q}{\Delta T} \right) = \infty \quad (\text{na mudança de fase})$$

Calor latente

Durante as **mudanças de fase**, a adição de calor não aumenta a temperatura, ou seja, a capacidade térmica é infinita:

$$C = \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \left(\frac{Q}{\Delta T} \right) = \infty \quad (\text{na mudança de fase})$$

Define-se, então, a quantidade de calor necessária, por unidade de massa, para fundir ou ebulir uma quantidade de substância como o **calor latente**:

$$L \equiv \frac{Q}{m}$$

Calor latente

Durante as **mudanças de fase**, a adição de calor não aumenta a temperatura, ou seja, a capacidade térmica é infinita:

$$C = \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \left(\frac{Q}{\Delta T} \right) = \infty \quad (\text{na mudança de fase})$$

Define-se, então, a quantidade de calor necessária, por unidade de massa, para fundir ou ebulir uma quantidade de substância como o **calor latente**:

$$L \equiv \frac{Q}{m}$$

exs.: fusão do gelo: $L = 333 \text{ J/g} = 80 \text{ cal/g}$



Calor latente

Durante as **mudanças de fase**, a adição de calor não aumenta a temperatura, ou seja, a capacidade térmica é infinita:

$$C = \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \left(\frac{Q}{\Delta T} \right) = \infty \quad (\text{na mudança de fase})$$

Define-se, então, a quantidade de calor necessária, por unidade de massa, para fundir ou ebulir uma quantidade de substância como o **calor latente**:

$$L \equiv \frac{Q}{m}$$

exs.: fusão do gelo: $L = 333 \text{ J/g} = 80 \text{ cal/g}$



ebulição da água: $L = 2260 \text{ J/g} = 540 \text{ cal/g}$



Entalpia

Entalpia

A energia total para “criar um sistema do nada”:

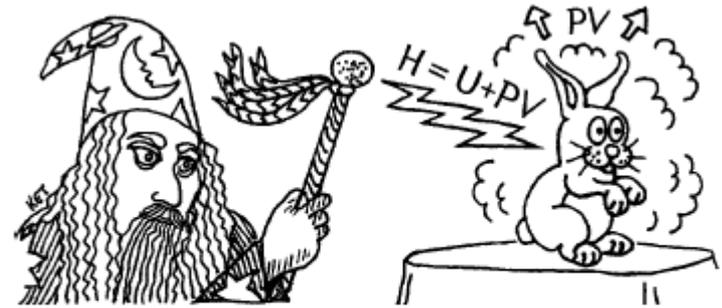


Figure 1.15. To create a rabbit out of nothing and place it on the table, the magician must summon up not only the energy U of the rabbit, but also some additional energy, equal to PV , to push the atmosphere out of the way to make room. The *total* energy required is the *enthalpy*, $H = U + PV$. Drawing by Karen Thurber. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

Entalpia

A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

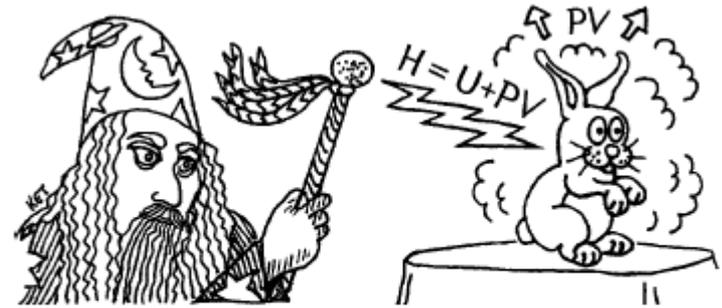


Figure 1.15. To create a rabbit out of nothing and place it on the table, the magician must summon up not only the energy U of the rabbit, but also some additional energy, equal to PV , to push the atmosphere out of the way to make room. The *total* energy required is the *enthalpy*, $H = U + PV$. Drawing by Karen Thurber. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

Entalpia

A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

conteúdo de energia interna ←

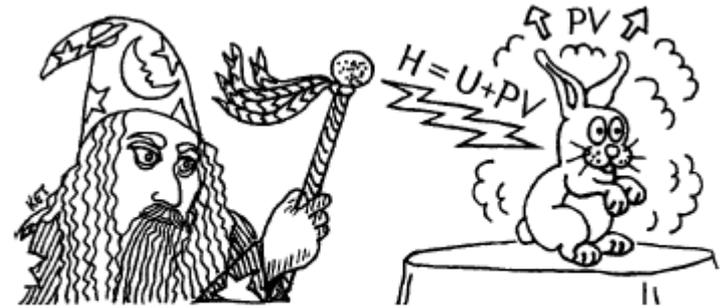


Figure 1.15. To create a rabbit out of nothing and place it on the table, the magician must summon up not only the energy U of the rabbit, but also some additional energy, equal to PV , to push the atmosphere out of the way to make room. The *total* energy required is the *enthalpy*, $H = U + PV$. Drawing by Karen Thurber. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

Entalpia

A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

conteúdo de energia interna ← U → trabalho para “abrir o espaço” PV

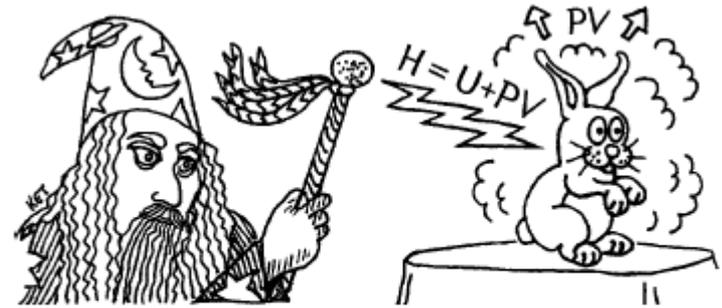


Figure 1.15. To create a rabbit out of nothing and place it on the table, the magician must summon up not only the energy U of the rabbit, but also some additional energy, equal to PV , to push the atmosphere out of the way to make room. The *total* energy required is the *enthalpy*, $H = U + PV$. Drawing by Karen Thurber. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

Entalpia

A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

conteúdo de energia interna ← U → trabalho para “abrir o espaço” PV

Agora, seja uma mudança no sistema (adição de calor, reação química, etc) a pressão constante

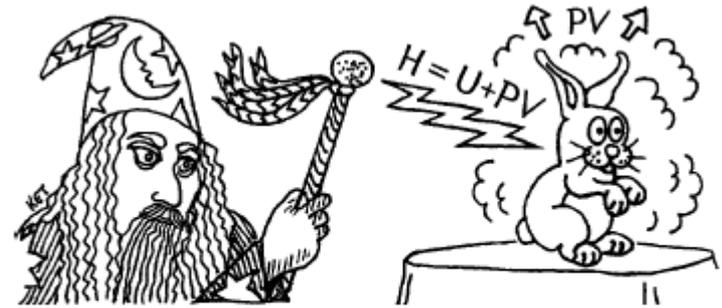


Figure 1.15. To create a rabbit out of nothing and place it on the table, the magician must summon up not only the energy U of the rabbit, but also some additional energy, equal to PV , to push the atmosphere out of the way to make room. The *total* energy required is the *enthalpy*, $H = U + PV$. Drawing by Karen Thurber. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

Entalpia

A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

conteúdo de energia interna ← U → trabalho para “abrir o espaço” PV

Agora, seja uma mudança no sistema (adição de calor, reação química, etc) a pressão constante:

$$H + \Delta H = (U + \Delta U) + P(V + \Delta V)$$



Figure 1.15. To create a rabbit out of nothing and place it on the table, the magician must summon up not only the energy U of the rabbit, but also some additional energy, equal to PV , to push the atmosphere out of the way to make room. The *total* energy required is the *enthalpy*, $H = U + PV$. Drawing by Karen Thurber. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

Entalpia

A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

conteúdo de energia interna ← U → trabalho para “abrir o espaço” PV

Agora, seja uma mudança no sistema (adição de calor, reação química, etc) a pressão constante:

$$H + \Delta H = (U + \Delta U) + P(V + \Delta V) = (U + PV) + (\Delta U + P\Delta V)$$



Figure 1.15. To create a rabbit out of nothing and place it on the table, the magician must summon up not only the energy U of the rabbit, but also some additional energy, equal to PV , to push the atmosphere out of the way to make room. The *total* energy required is the enthalpy, $H = U + PV$. Drawing by Karen Thurber. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

Entalpia

A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

conteúdo de energia interna ← U → trabalho para “abrir o espaço” PV

Agora, seja uma mudança no sistema (adição de calor, reação química, etc) a pressão constante:

$$\begin{aligned} H + \Delta H &= (U + \Delta U) + P(V + \Delta V) = (U + PV) + (\Delta U + P\Delta V) = \\ &= H + (\Delta U + P\Delta V) \Rightarrow \end{aligned}$$



Figure 1.15. To create a rabbit out of nothing and place it on the table, the magician must summon up not only the energy U of the rabbit, but also some additional energy, equal to PV , to push the atmosphere out of the way to make room. The *total* energy required is the *enthalpy*, $H = U + PV$. Drawing by Karen Thurber. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

Entalpia

A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

conteúdo de energia interna ← U PV → trabalho para “abrir o espaço”

Agora, seja uma mudança no sistema (adição de calor, reação química, etc) a pressão constante:

$$\begin{aligned} H + \Delta H &= (U + \Delta U) + P(V + \Delta V) = (U + PV) + (\Delta U + P\Delta V) = \\ &= H + (\Delta U + P\Delta V) \Rightarrow \end{aligned}$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V), \text{ a } P = \text{const.}$$



Figure 1.15. To create a rabbit out of nothing and place it on the table, the magician must summon up not only the energy U of the rabbit, but also some additional energy, equal to PV , to push the atmosphere out of the way to make room. The *total* energy required is the *enthalpy*, $H = U + PV$. Drawing by Karen Thurber. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

Entalpia

A energia total para “criar um sistema do nada”:

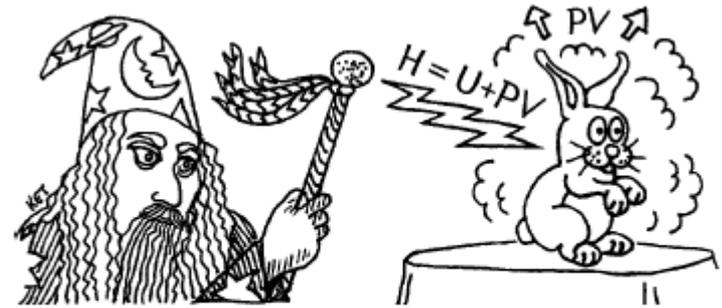


Figure 1.15. To create a rabbit out of nothing and place it on the table, the magician must summon up not only the energy U of the rabbit, but also some additional energy, equal to PV , to push the atmosphere out of the way to make room. The *total* energy required is the *enthalpy*, $H = U + PV$. Drawing by Karen Thurber. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

$$H \equiv U + PV$$

conteúdo de energia interna ← U PV → trabalho para “abrir o espaço”

Agora, seja uma mudança no sistema (adição de calor, reação química, etc) a pressão constante:

$$\begin{aligned} H + \Delta H &= (U + \Delta U) + P(V + \Delta V) = (U + PV) + (\Delta U + P\Delta V) = \\ &= H + (\Delta U + P\Delta V) \Rightarrow \end{aligned}$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V), \text{ a } P = \text{const.}$$

variação da energia interna ← ΔU

Entalpia

A energia total para “criar um sistema do nada”:



Figure 1.15. To create a rabbit out of nothing and place it on the table, the magician must summon up not only the energy U of the rabbit, but also some additional energy, equal to PV , to push the atmosphere out of the way to make room. The *total* energy required is the *enthalpy*, $H = U + PV$. Drawing by Karen Thurber. Copyright ©2000, Addison-Wesley.

$$H \equiv U + PV$$

conteúdo de energia interna ← U → trabalho para “abrir o espaço” PV

Agora, seja uma mudança no sistema (adição de calor, reação química, etc) a pressão constante:

$$\begin{aligned} H + \Delta H &= (U + \Delta U) + P(V + \Delta V) = (U + PV) + (\Delta U + P\Delta V) = \\ &= H + (\Delta U + P\Delta V) \Rightarrow \end{aligned}$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V), \text{ a } P = \text{const.}$$

variação da energia interna ← ΔU → trabalho para “abrir o espaço” $P\Delta V$

Entalpia

A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V), \text{ a } P = \text{const.}$$

variação da energia interna ←

→ trabalho para “abrir o espaço”



Entalpia



A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V), \text{ a } P = \text{const.}$$

variação da energia interna ←

→ trabalho para “abrir o espaço”

Suponha, agora, que temos outros tipos de trabalho (elétrico, etc) além do trabalho de compressão/expansão

Entalpia



A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V), \text{ a } P = \text{const.}$$

variação da energia interna

trabalho para “abrir o espaço”

Suponha, agora, que temos outros tipos de trabalho (elétrico, etc) além do trabalho de compressão/expansão, da 1ª lei da termodinâmica, vem:

$$\Delta U = Q + (-P\Delta V) + W_{outro}$$

Entalpia



A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V), \text{ a } P = \text{const.}$$

variação da energia interna

trabalho para “abrir o espaço”

Suponha, agora, que temos outros tipos de trabalho (elétrico, etc) além do trabalho de compressão/expansão, da 1ª lei da termodinâmica, vem:

$$\Delta U = Q + (-P\Delta V) + W_{outro} \Rightarrow \Delta H = Q - P\Delta V + W_{outro} + P\Delta V$$

Entalpia



A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V), \text{ a } P = \text{const.}$$

variação da energia interna ←

→ trabalho para “abrir o espaço”

Suponha, agora, que temos outros tipos de trabalho (elétrico, etc) além do trabalho de compressão/expansão, da 1ª lei da termodinâmica, vem:

$$\Delta U = Q + (-P\Delta V) + W_{outro} \Rightarrow \Delta H = Q - P\Delta V + W_{outro} + P\Delta V$$

Entalpia



A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V), \text{ a } P = \text{const.}$$

variação da energia interna ←

→ trabalho para “abrir o espaço”

Suponha, agora, que temos outros tipos de trabalho (elétrico, etc) além do trabalho de compressão/expansão, da 1ª lei da termodinâmica, vem:

$$\Delta U = Q + (-P\Delta V) + W_{\text{outro}} \Rightarrow \Delta H = Q - \cancel{P\Delta V} + W_{\text{outro}} + \cancel{P\Delta V} \Rightarrow$$

$$\Delta H = Q + W_{\text{outro}}, \text{ a } P = \text{const.}$$

Entalpia



A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V), \text{ a } P = \text{const.}$$

variação da energia interna ←

→ trabalho para “abrir o espaço”

Suponha, agora, que temos outros tipos de trabalho (elétrico, etc) além do trabalho de compressão/expansão, da 1ª lei da termodinâmica, vem:

$$\Delta U = Q + (-P\Delta V) + W_{\text{outro}} \Rightarrow \Delta H = Q - \cancel{P\Delta V} + W_{\text{outro}} + \cancel{P\Delta V} \Rightarrow$$

$$\Delta H = Q + W_{\text{outro}}, \text{ a } P = \text{const.}$$

a variação da entalpia é causada somente pela adição de calor e outras formas de trabalho, não pelo trabalho de compressão/expansão.

Entalpia

A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V) = Q + W_{outro}, \text{ a } P = const.$$



Entalpia

A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V) = Q + W_{outro}, \text{ a } P = \text{const.}$$

Então, se $W_{outro} = 0$:



Entalpia

A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V) = Q + W_{outro}, \text{ a } P = const.$$

Então, se $W_{outro} = 0$: $\Delta H = Q$, a $P = const.$



Entalpia

A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V) = Q + W_{outro}, \text{ a } P = const.$$

Então, se $W_{outro} = 0$: $\Delta H = Q$, a $P = const.$

Daí, a $P = const.$:

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P$$



Entalpia



A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V) = Q + W_{outro}, \text{ a } P = const.$$

Então, se $W_{outro} = 0$: $\Delta H = Q$, a $P = const.$

Daí, a $P = const.$:

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P - P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P$$

Entalpia



A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V) = Q + W_{outro}, \text{ a } P = const.$$

Então, se $W_{outro} = 0$: $\Delta H = Q$, a $P = const.$

Daí, a $P = const.$:

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P - \cancel{P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P} + \cancel{P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P}$$

Entalpia



A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V) = Q + W_{outro}, \text{ a } P = const.$$

Então, se $W_{outro} = 0$: $\Delta H = Q$, a $P = const.$

Daí, a $P = const.$:

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P - \cancel{P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P} + \cancel{P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P} = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P$$

Entalpia



A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V) = Q + W_{outro}, \text{ a } P = const.$$

Então, se $W_{outro} = 0$: $\Delta H = Q$, a $P = const.$

Daí, a $P = const.$:

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P - \cancel{P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P} + \cancel{P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P} = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P$$

Assim, da mesma forma que $C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V$ é a capacidade energética

Entalpia



A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V) = Q + W_{outro}, \text{ a } P = const.$$

Então, se $W_{outro} = 0$: $\Delta H = Q$, a $P = const.$

Daí, a $P = const.$:

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P - \cancel{P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P} + \cancel{P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P} = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P$$

Assim, da mesma forma que $C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V$ é a capacidade energética,

$C_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P$ é a capacidade entálpica.

Entalpia



A energia total para “criar um sistema do nada”:

$$H \equiv U + PV$$

$$\Delta H = (\Delta U + P\Delta V) = Q + W_{outro}, \text{ a } P = const.$$

Então, se $W_{outro} = 0$: $\Delta H = Q$, a $P = const.$

Daí, a $P = const.$:

$$C_P = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_P + P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P - \cancel{P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P} + \cancel{P \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P} = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P$$

Assim, da mesma forma que $C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V$ é a **capacidade energética**,

$C_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P$ é a **capacidade entálpica**.

Entalpia

$$H \equiv U + PV$$

Exemplos:



Entalpia

$$H \equiv U + PV$$



Exemplos:

1) Na ebulição da água a $P = 1 \text{ atm}$: $\Delta H = 40660 \text{ J/mol}$

Entalpia

$$H \equiv U + PV$$



Exemplos:

1) Na ebulição da água a $P = 1 \text{ atm}$: $\Delta H = 40660 \text{ J/mol}$

como $M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g}$

Entalpia

$$H \equiv U + PV$$



Exemplos:

1) Na ebulição da água a $P = 1 \text{ atm}$: $\Delta H = 40660 \text{ J/mol}$

como $M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g} \Rightarrow \Delta H = \frac{40660}{18} = 2260 \text{ J/g}$

Entalpia

$$H \equiv U + PV$$



Exemplos:

1) Na ebulição da água a $P = 1 \text{ atm}$: $\Delta H = 40660 \text{ J/mol}$

como $M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g} \Rightarrow \Delta H = \frac{40660}{18} = 2260 \text{ J/g} = L$ (calor latente de ebulição)

Entalpia

$$H \equiv U + PV$$



Exemplos:

1) Na ebulição da água a $P = 1 \text{ atm}$: $\Delta H = 40660 \text{ J/mol}$

como $M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g} \Rightarrow \Delta H = \frac{40660}{18} = 2260 \text{ J/g} = L$ (calor latente de ebulição),

mas para 1 mol de água: $PV = RT = 8,315 \cdot 373 = 3100 \text{ J}$

Entalpia

$$H \equiv U + PV$$



Exemplos:

1) Na ebulição da água a $P = 1 \text{ atm}$: $\Delta H = 40660 \text{ J/mol}$

como $M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g} \Rightarrow \Delta H = \frac{40660}{18} = 2260 \text{ J/g} = L$ (calor latente de ebulição),

mas para 1 mol de água: $PV = RT = 8,315 \cdot 373 = 3100 \text{ J}$

e $\frac{3100}{40660} = 0,076 = 7,6\%$

Entalpia

$$H \equiv U + PV$$



Exemplos:

1) Na ebulição da água a $P = 1 \text{ atm}$: $\Delta H = 40660 \text{ J/mol}$

como $M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g} \Rightarrow \Delta H = \frac{40660}{18} = 2260 \text{ J/g} = L$ (calor latente de ebulição),

mas para 1 mol de água: $PV = RT = 8,315 \cdot 373 = 3100 \text{ J}$

e $\frac{3100}{40660} = 0,076 = 7,6\%$, que é a parcela da energia para “empurrar” a atmosfera na formação do vapor.

Entalpia

$$H \equiv U + PV$$



Exemplos:

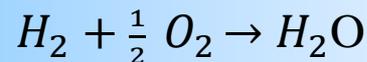
1) Na ebulição da água a $P = 1 \text{ atm}$: $\Delta H = 40660 \text{ J/mol}$

como $M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g} \Rightarrow \Delta H = \frac{40660}{18} = 2260 \text{ J/g} = L$ (calor latente de ebulição),

mas para 1 mol de água: $PV = RT = 8,315 \cdot 373 = 3100 \text{ J}$

e $\frac{3100}{40660} = 0,076 = 7,6\%$, que é a parcela da energia para “empurrar” a atmosfera na formação do vapor.

2) Na reação:



Entalpia

$$H \equiv U + PV$$



Exemplos:

1) Na ebulição da água a $P = 1 \text{ atm}$: $\Delta H = 40660 \text{ J/mol}$

como $M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g} \Rightarrow \Delta H = \frac{40660}{18} = 2260 \text{ J/g} = L$ (calor latente de ebulição),

mas para 1 mol de água: $PV = RT = 8,315 \cdot 373 = 3100 \text{ J}$

e $\frac{3100}{40660} = 0,076 = 7,6\%$, que é a parcela da energia para “empurrar” a atmosfera na formação do vapor.

2) Na reação:



Entalpia

$$H \equiv U + PV$$



Exemplos:

1) Na ebulição da água a $P = 1 \text{ atm}$: $\Delta H = 40660 \text{ J/mol}$

como $M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g} \Rightarrow \Delta H = \frac{40660}{18} = 2260 \text{ J/g} = L$ (calor latente de ebulição),

mas para 1 mol de água: $PV = RT = 8,315 \cdot 373 = 3100 \text{ J}$

e $\frac{3100}{40660} = 0,076 = 7,6\%$, que é a parcela da energia para “empurrar” a atmosfera na formação do vapor.

2) Na reação:



Entalpia

$$H \equiv U + PV$$



Exemplos:

1) Na ebulição da água a $P = 1 \text{ atm}$: $\Delta H = 40660 \text{ J/mol}$

como $M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g} \Rightarrow \Delta H = \frac{40660}{18} = 2260 \text{ J/g} = L$ (calor latente de ebulição),

mas para 1 mol de água: $PV = RT = 8,315 \cdot 373 = 3100 \text{ J}$

e $\frac{3100}{40660} = 0,076 = 7,6\%$, que é a parcela da energia para “empurrar” a atmosfera na formação do vapor.

2) Na reação:



Na “queima” de 1 mol de H_2 , 286 kJ de calor é liberado, sendo a maior parte das ligações químicas e da energia térmica, mas uma parcela do trabalho é feito pela atmosfera no colapso dos gases.

