

LEB0200 - Física do Ambiente agrícola

Prof. Tiago Bueno de Moraes

tiago.moraes@usp.br



**ENGENHARIA DE
BIOSSISTEMAS**
USP - ESALQ

UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO

ESCOLA SUPERIOR DE AGRICULTURA “LUIZ DE QUEIROZ” – ESALQ

DEPARTAMENTO DE ENGENHARIA DE BIOSISTEMAS (LEB)



ESALQ

2023/01

LEB0200 - Física do Ambiente agrícola

Programa:

1. Grandezas Físicas e Sistemas de Unidades;
2. Leis da Termodinâmica;
3. Leis da Radiação Solar;
4. Umidade Relativa do Ar;
5. Física da água no solo.

2023/01

Professores Ministrantes:

Prof. Tiago Bueno de Moraes e-mail: tiago.moraes@usp.br
Prof. Jarbas Honorio de Miranda e-mail: jhmirand@usp.br

Sala Prof. Tiago (ESALQ): 3447-5041
Sala Prof. Jarbas (ESALQ): 3447-5040

Estagiária PAE:

Mestranda Bruna Marques de Queiroz
(Programa de Pós-Graduação em Engenharia de Sistemas Agrícolas – PPGESA)
Email: bruna.marques.queiroz@usp.br

Turma de Segunda e Sexta

Horário:

Segunda-feira e Sexta-Feira: 10:00 às 11:40

Local das aulas: Anfiteatro do Pavilhão de Engenharia (Depto. de Engenharia de Biosistemas)

Período Letivo: 13/03/2023 a 15/07/2023

Avaliação:

Os estudantes serão avaliados por Exercícios e **3 Provas** que ocorrerão nas seguintes datas:

Atividade	Data	Peso
Exercícios		10%
PROVA 1	17/04/2023 (segunda-feira)	30%
PROVA 2	19/05/2023 (sexta-feira)	30%
PROVA 3	30/06/2023 (sexta-feira)	30%
PROVA SUBSTITUTIVA	07/07/2023 (sexta-feira)	(substituirá a menor nota das provas ao longo do semestre)

Turma de Terça e Quinta

Horário:

Terça-feira e Quinta-Feira: 14:00 às 15:40

Local das aulas: Anfiteatro do Pavilhão de Engenharia (Depto. de Engenharia de Biosistemas)

Período Letivo: 13/03/2023 a 15/07/2023

Avaliação:

Os estudantes serão avaliados por Exercícios e **3 Provas** que ocorrerão nas seguintes datas:

Atividade	Data	Peso
Exercícios		10%
PROVA 1	18/04/2023 (terça-feira)	30%
PROVA 2	18/05/2023 (quinta-feira)	30%
PROVA 3	29/06/2023 (quinta-feira)	30%
PROVA SUBSTITUTIVA	06/07/2023 (quinta-feira)	(substituirá a menor nota das provas ao longo do semestre)

3 Provas

- P1 → abril (30%)
- P2 → maio (30%)
- P3 → junho (30%)

+ Lista de exercícios (10%)

Será aprovado se:

Frequência $\geq 70\%$

Nota Final ≥ 5 pontos

LEB0200 - Física do Ambiente agrícola

Mês	Dia	Assunto	Aula
Março	13	Início das Aulas (Apresentação da Disciplina)	Prof. Tiago
	17	Aula 1 – Sistemas de Unidades e Análise Dimensional	Prof. Tiago
	20	Aula 2 – Sistemas de Unidades e Análise Dimensional	Prof. Tiago
	24	Aula 3 – Sistemas de Unidades e Análise Dimensional + Exercícios	Prof. Tiago
	27	Aula 4 – Sistemas de Unidades e Análise Dimensional + Exercícios	Prof. Tiago
	31	Aula 5 – Termodinâmica de Sistemas Gasosos	Prof. Tiago
Abril	03	<i>Semana Santa. Não haverá aula.</i>	-
	07	<i>Semana Santa. Não haverá aula.</i>	-
	10	Aula 6 – Termodinâmica de Sistemas Gasosos	Prof. Tiago
	14	Aula 7 – Termodinâmica de Sistemas Gasosos + Exercícios	Prof. Tiago
	17	Prova P1	Prof. Tiago
	21	<i>Feriado Tiradentes. Não haverá aula.</i>	-
	24	Aula 9 – Termodinâmica - Processo Adiabático	Prof. Tiago
	28	Aula 10 – Termodinâmica - Processo Adiabático	Prof. Tiago
Maio	01	<i>Feriado dia do Trabalho. Não haverá aula.</i>	-
	05	Aula 11 – Termodinâmica - Processo Adiabático (Exercícios)	Prof. Tiago
	08	Aula 12 – Leis da Radiação Térmica	Prof. Jarbas
	12	Aula 13 – Leis da Radiação Térmica	Prof. Jarbas
	15	Aula 14 – Leis da Radiação <u>Térmica</u> + Exercícios	Prof. Jarbas
	19	Prova P2	Prof. Jarbas

Seg-Sex

LEB0200 - Física do Ambiente agrícola

Calendário

Ter-Qui

Mês	Dia	Assunto	Aula
Março	14	Início das Aulas (Apresentação da Disciplina)	Prof. Tiago
	16	Aula 1 – Sistemas de Unidades e Análise Dimensional	Prof. Tiago
	21	Aula 2 – Sistemas de Unidades e Análise Dimensional	Prof. Tiago
	23	Aula 3 – Sistemas de Unidades e Análise Dimensional + Exercícios	Prof. Tiago
	28	Aula 4 – Sistemas de Unidades e Análise Dimensional + Exercícios	Prof. Tiago
	30	Aula 5 – Termodinâmica de Sistemas Gasosos	Prof. Tiago
Abril	04	<i>Semana Santa. Não haverá aula.</i>	-
	06	<i>Semana Santa. Não haverá aula.</i>	-
	11	Aula 6 – Termodinâmica de Sistemas Gasosos	Prof. Tiago
	13	Aula 7 – Termodinâmica de Sistemas Gasosos + Exercícios	Prof. Tiago
	18	Prova P1	Prof. Tiago
	20	Aula 9 – Termodinâmica - Processo Adiabático	Prof. Tiago
	25	Aula 10 – Termodinâmica - Processo Adiabático	Prof. Tiago
	27	Aula 11 – Termodinâmica Proc. Adiabático + Exercícios	Prof. Tiago
	02	Aula 12 – Leis da Radiação Térmica	Prof. Jarbas
	04	Aula 13 – Leis da Radiação Térmica	Prof. Jarbas
	09	Aula 14 – Leis da Radiação Térmica + Exercícios	Prof. Jarbas

LEB0140 – Física (Ciências dos Alimentos)

Calendário

Quarta (noite)

DISTRIBUIÇÃO DOS TÓPICOS DAS AULAS

Mês	Dia	Assunto	Aula
Março	15	Início das Aulas (Apresentação da Disciplina) Aula 1. Sistemas de Unidades e Análise Dimensional	Prof. Tiago
	22	Aula 2 e 3. Sistemas de Unidades e Análise Dimensional	Prof. Tiago
	29	Aula 4 e 5. Sistemas de Unidades e Análise Dimensional + Exercícios	Prof. Tiago
Abril	05	<i>Semana Santa. Não haverá aula.</i>	-
	12	Aula 6 e 7. Termodinâmica de Sistemas Gasosos	Prof. Tiago
	19	Aula 8 e 9. Termodinâmica de Sistemas Gasosos + Exercícios	Prof. Tiago
	26	Prova P1	Prof. Tiago
Maio	03	Aula 10 e 11. Leis da Radiação Térmica	Prof. Jarbas
	10	Aula 12 e 13. Leis da Radiação Térmica	Prof. Jarbas
	17	Aula 14 e 15. Leis da Radiação Térmica + Exercícios	Prof. Jarbas
	24	Aula 16 e 17. Umidade Relativa do Ar	Prof. Jarbas
	31	Prova P2	Prof. Jarbas
Junho	07	Aula 18 e 19. Umidade Relativa do Ar + Exercícios	Prof. Jarbas
	14	Aula 20 e 21. Hidrodinâmica	Prof. Jarbas
	21	Aula 22 e 23. Hidrodinâmica + Exercícios	Prof. Jarbas
	28	Prova P3	Prof. Tiago
Julho	05	Prova Substitutiva	(Matéria do semestre)

Observação importante sobre faltas:

Não há abono de faltas, pois a frequência de alunos é obrigatória (Parágrafo 3º. do Artigo 47º. /Capítulo 4º da LDB da Educação Nacional, Lei no. 9394 de 20/12/1996).

* Serão contabilizadas em função do número de aulas lecionadas e dias de prova (70% de frequência)

Maiores informações:

Com o Docente da Disciplina ou com a Secretaria de Graduação do Depto. de Engenharia de Biosistemas (LEB).

Literatura Recomendada:

- Acervo da Biblioteca Central da ESALQ
- GARCIA, E.A.C. Biofísica. Sarvier, 2002. 387p.
- MOURÃO JÚNIOR, C.A.; ABRANOV, D.M. Curso de Biofísica. Guanabara Koogan, Rio de Janeiro, 2008.
- OKUNO, E.; I.L. CALDAS & C. CHOW. Física para Ciências Biológicas e Biomédicas. HARPER & ROW do Brasil, São Paulo, 1982. 490 pp.
- SERWAY, R.A. & JEWETT Jr., J.W. Princípios de Física, volumes 1 e 2. Thomson, São Paulo, 2004.
- SERWAY, R.A. & JEWETT Jr., J.W. Física para Cientistas e Engenheiros – v. 2 – Oscilações, Ondas e Termodinâmica. Cengage Learning, 2011.
- Moodle USP: e-Disciplinas (Moodle do Stoa)

Fundamentos de Termodinâmica

Termodinâmica: estudo da **energia térmica**, transferência e transformação da energia na matéria macroscópica. Tem muitos termos e conceitos:

- ❑ Sistema de Unidades, Conversões, Grandezas Físicas;
- ❑ Conceitos fundamentais de Termodinâmica: Lei dos gases; Temperatura, Calor, Trabalho, Calor específico; Capacidade térmica; Sistemas Termodinâmicos; etc ...
- ❑ Leis da Termodinâmica; Processos Termodinâmicos: Isotérmico, Isovolumétrico e Isobárico; (aulas 1 → 7) (Cap. e Lista 1 e 2)

Prova 1

- ❑ Processo Adiabático; Mecanismos de transferência de calor: Condução; Convecção; Radiação; etc... (Aulas 8 → etc..)

Prova 2

Aulas: Semana 4

Aula 6 e 7

Termodinâmica + Exercícios

Processos termodinâmicos

Vamos estudar esses quatro processos termodinâmicos, e como calcular o Trabalho (W) realizado e o Calor (Q) transferido em cada caso:

- **Processo Isobárico;** → **Pressão const.**
- **Processo Isocório (isovolumétrico);** → **Volume const.**
- **Processos Isotérmicos;** → **Temp. const.**
- **Processo Adiabáticos;** → **$Q = 0$**

➤ Processos Adiabático:

Ocorre quando não há troca de calor entre o sistema e o meio, portanto $Q = 0$, logo: $(\Delta U = W)$, ou seja, a Energia Interna é alterada apenas pela troca de energia na forma de trabalho.

$$\Delta U_{\text{int}} = -W$$

Equações:

$$c_p = c_v + R$$

$$\gamma = \frac{c_p}{c_v}$$

$$PV = nRT$$

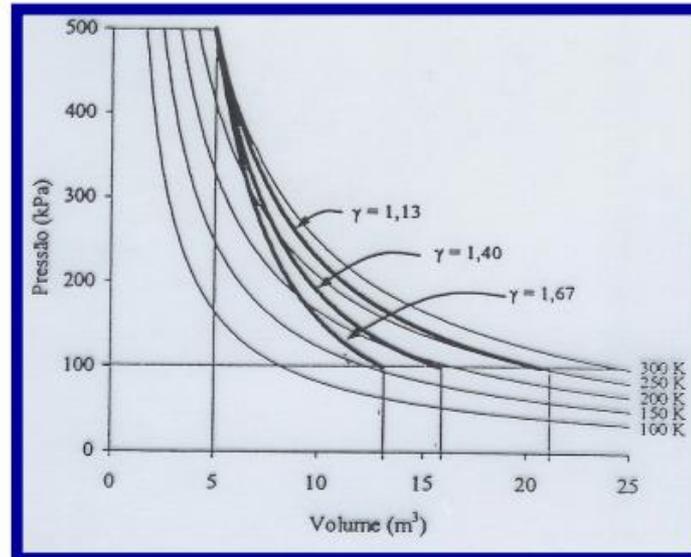
$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Ar atmosférico $\rightarrow \gamma = 1,4$

$$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma$$

$$\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^{\gamma-1}$$

$$\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{P_1}{P_2}\right)^{\frac{1-\gamma}{\gamma}}$$



Revisão

Lei dos Gases

$$PV = nRT$$

1º Lei Termod.

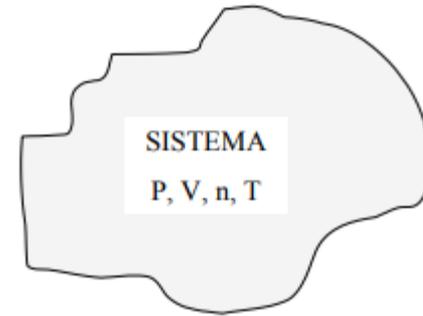
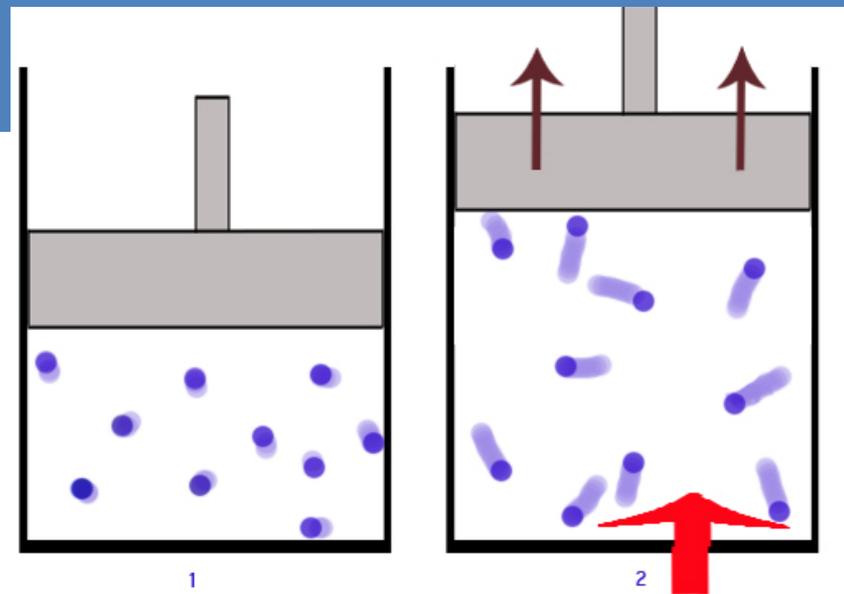
$$\Delta U = Q + W$$

Calcular Trabalho:

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

Calcular Calor:

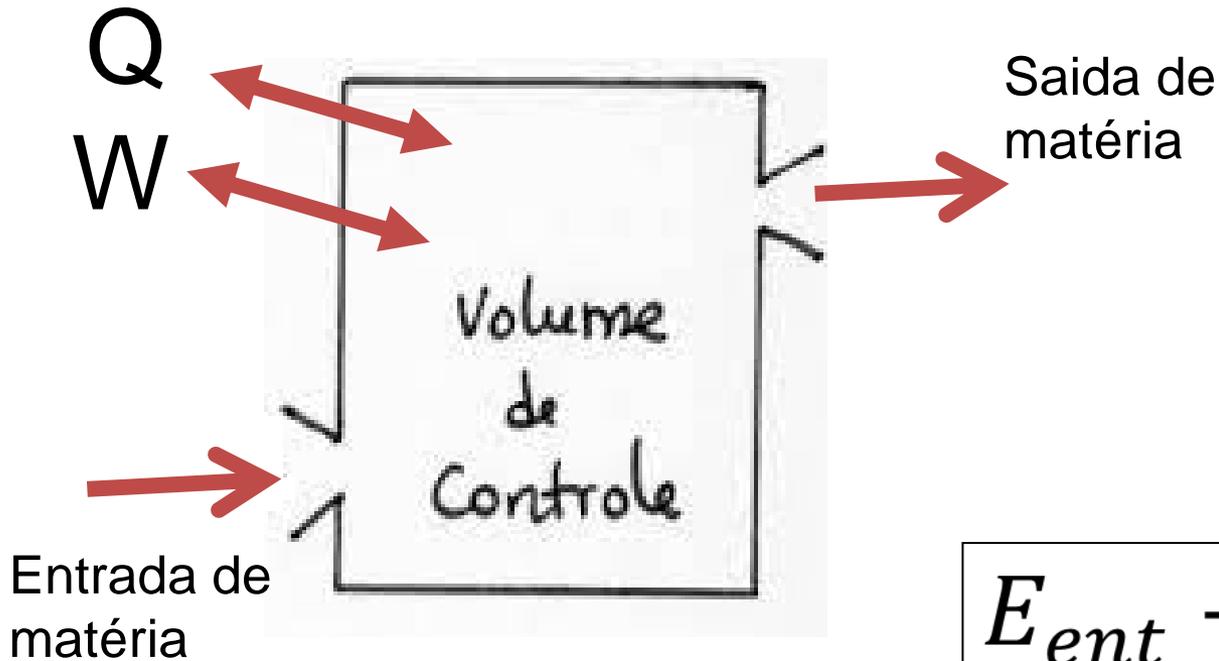
$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$



Processos termodinâmicos, como calcular o Trabalho (W) realizado e o Calor (Q) transferido em cada caso:

- Processo Isobárico; → Pressão const.
- Processo Isocório; → Volume const.
- Processos Isotérmicos; → Temp. const.

Balanço de Energia



$$E_{ent} - E_{sai} = \Delta E$$

$$\left(\begin{array}{c} \text{Energia Total} \\ \text{entrando} \\ \text{no Sistema} \end{array} \right) - \left(\begin{array}{c} \text{Energia Total} \\ \text{saindo} \\ \text{do Sistema} \end{array} \right) = \left(\begin{array}{c} \text{Variação da} \\ \text{Energia} \\ \text{do Sistema} \end{array} \right)$$

Processo Reversível e Irreversível

Processo Reversível: são processos que ocorrem em equilíbrio (*em passos infinitesimais de transformações em equilíbrio térmico*) desprezando efeitos de atritos e dissipações; útil nas análises teóricas para calcular valores de referências máximos de processos, etc;

Processo Irreversível: a imensa maioria dos processos reais são irreversíveis, pois temos atrito, dissipações, e não ocorrem em passos de equilíbrio térmico;

Processos Termodinâmicos

➤ **Processos Isobárico:**

Ocorre mantendo a **Pressão constante**, logo o trabalho realizado é dado por:

$$W = P \cdot \Delta V$$

➤ **Processos Isocórico** (ou Isovolumétrico);

Ocorre mantendo o **Volume constante** ($\Delta V=0$), e portanto não realiza trabalho ($W=0$).

$$\Delta U_{int} = Q$$

➤ **Processos Isotérmico (reversível):**

Ocorre mantendo a **Temperatura constante** ($\Delta T=0$), portanto não muda a energia interna do sistema $\rightarrow \Delta U=0$, assim temos que:

$$Q = -W$$

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

Exemplos

1) Exercício:

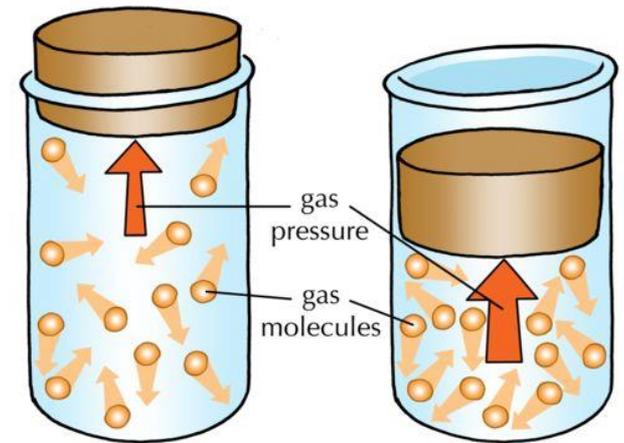
Construa o diagrama $P \times V$ (Gráfico Pressão versus Volume) de cada Processo:

- **Processo Isobárico;** → **Pressão const.**
- **Processo Isocório (isovolumétrico);** → **Volume const.**
- **Processos Isotérmicos;** → **Temp. const.**

Processo Isotérmico

- **Exemplo:** um gás expandiu em um processo isotérmico do volume inicial $V_i = 5$ Litros até o volume final $V_f = 8$ Litros, onde o número de mols é $n = 2$ mols e a Temperatura é 300 Kelvin. Qual o trabalho realizado neste processo?

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



$$W = (2) * (8,3143) * (300) * \ln(8/5)$$

$$W = 2344,65 \text{ Joules}$$

Processo Isotérmico: Reversível e Irreversível

Considere uma **expansão isotérmica** de um gás ideal **contra uma pressão externa constante** (P_{ext}). Neste caso, o processo é **irreversível**, pois sistema e vizinhança estão afastados do equilíbrio ao longo de todo o desenrolar do processo (a diferença de pressão entre sistema e vizinhança está longe de ser infinitesimal). O equilíbrio mecânico é alcançado apenas no final, quando a expansão se completa, ou seja, quando a pressão do sistema se iguala à pressão externa que se opunha à expansão. Nesses processos calcula-se o trabalho com:

$$W = -P_{ext}\Delta V$$

Caso fosse uma **expansão isotérmica reversível**, aí sim usa-se, como demonstramos antes:

$$W = -nRT \ln(V_f/V_i)$$

Exemplo: Processo reversível e irreversível

Um mol de gás ideal a 298 K e exercendo uma pressão de 250 kPa sobre um pistão expande-se **irreversível e isotermicamente contra uma pressão externa de 100 kPa** até que sua pressão torne-se igual à externa. Pergunta-se:

a) Qual o valor do trabalho executado pelo gás na expansão?

$$W = -P_{ext}\Delta V$$

Resposta: -1485,98 J

b) **Se essa mesma expansão fosse isotérmica reversível**, qual seria o trabalho?

$$W = -nRT\ln(V_f/V_i)$$

Resposta: -2269,62 J

Processo Reversível e Irreversível: Exemplo 2

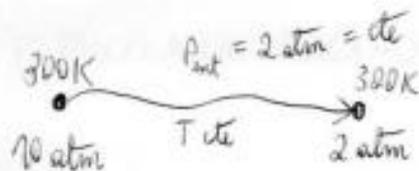
Exemplo: Um mol de gás ideal, inicialmente a 300 K e 10 atm, expande-se isotermicamente contra uma pressão externa constante de 2 atm, até atingir esta pressão. Calcule o Trabalho (W) realizado e o Calor (Q) Transferido.

Solução: Como o gás é ideal e a temperatura é constante, já sabemos que $\Delta U = 0$, pois, em gases ideais, a energia interna é função apenas da temperatura.

O trabalho é calculado pela expressão $W = -P_{\text{ext}} \cdot \Delta V$, e o calor, pela 1ª Lei da Termodinâmica, é: $Q = -W$.

Resp: Trabalho $W = -1994 \text{ J}$ e Calor $Q = +1994 \text{ J}$

Resolução: Exemplo 2



Gás ideal: $PV = nRT$
 $\hookrightarrow U = U(T)$

$$\text{Se } U = U(T) \text{ e } T = \text{cte} \Rightarrow \Delta U = 0 //$$

$$\Delta U = Q + W = 0 \quad \therefore \quad Q = -W$$

$$dW = -P_m dV \quad \therefore \quad W = -\int_i^f P_m dV \stackrel{P_m = \text{cte}}{=} -P_m \Delta V$$

$$V_i = \frac{nRT}{P_i} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,0821 \text{ (atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K)} \cdot 300 \text{ K}}{10 \text{ atm}} = 2,46 \text{ L}$$

$$V_f = \frac{nRT}{P_f} = \frac{1 \cdot 0,0821 \cdot 300}{2} = 12,3 \text{ L}$$

$$W = -P_m \Delta V = -2 \text{ atm} (12,3 - 2,46) \text{ L} \cdot 10^{-3} \frac{\text{m}^3}{\text{L}} \cdot 101325 \frac{\text{Pa}}{\text{atm}} \quad [\text{J}]$$

$$W = -1994 \text{ J} //$$

$$Q = -W = +1994 \text{ J} //$$

Processo Reversível e Irreversível : Exemplo 2

Exemplo:

e se o processo fosse isotérmico “reversível”, qual seria o W e Q ?

Considerando agora um processo “reversível”, temos:

→ Processo reversível entre os mesmos estados inicial e final: $P = P_{\text{out}}$
 $\Delta U = 0 = Q + W \therefore Q_{\text{REV}} = -W$

$$W = -nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$$

→ Fórmula para processo isotérmico reversível

$$-W = Q_{\text{REV}} = nRT \ln \frac{V_f}{V_i} = 1 \text{ mol} \cdot 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K} \ln \frac{12,3}{2,46}$$

$$-W = Q_{\text{REV}} = \underline{4014 \text{ J}}$$

Exercícios da Lista 2

- 1) Qual o volume ocupado por 1 mol de gás atmosférico quando a pressão é de 1 atm (1 atm = 101325 Pa) e a temperatura é de 27°C?

Resposta: 0,02462 m³

- 2) O ar atmosférico é composto por 78 % de N₂ (28) e 21% de O₂ (32). Qual a densidade do ar, utilizando o volume da questão anterior, em kg m⁻³?

Resposta: 1,1609 kg m⁻³

Exercícios

- 3) Um cilindro contém 12 L de O_2 a $20^\circ C$ e a uma pressão de 15 atm. A temperatura é elevada para $35^\circ C$ e o volume reduzido para 8,5 L. Qual a pressão final do gás em atm?

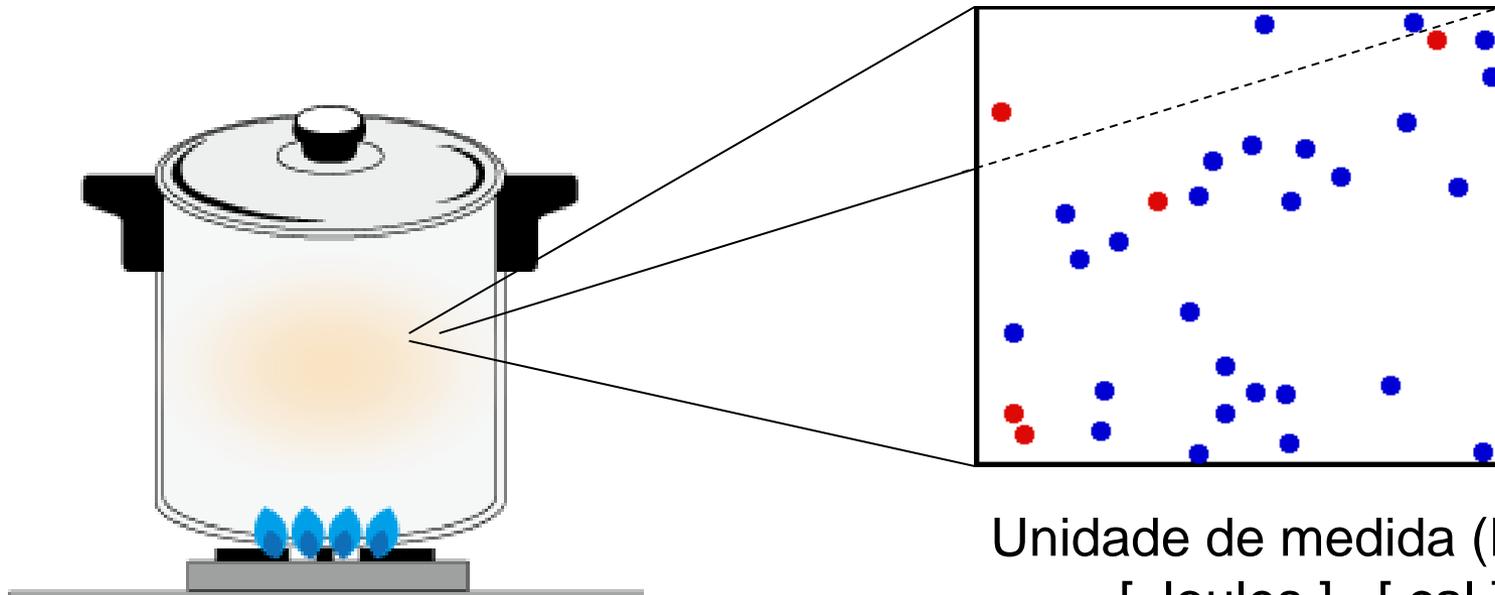
Resposta: 22,26 atm

- 4) 1 mol de O_2 (assumir como gás ideal) expande-se a uma temperatura (T) constante de 310 K a partir de um volume inicial (V_i) de 12 L para um volume final (V_f) de 19 L. Qual o trabalho realizado na expansão?

Resposta: -1184,37 J

Exemplo: Processo isovolumétrico

Exemplo



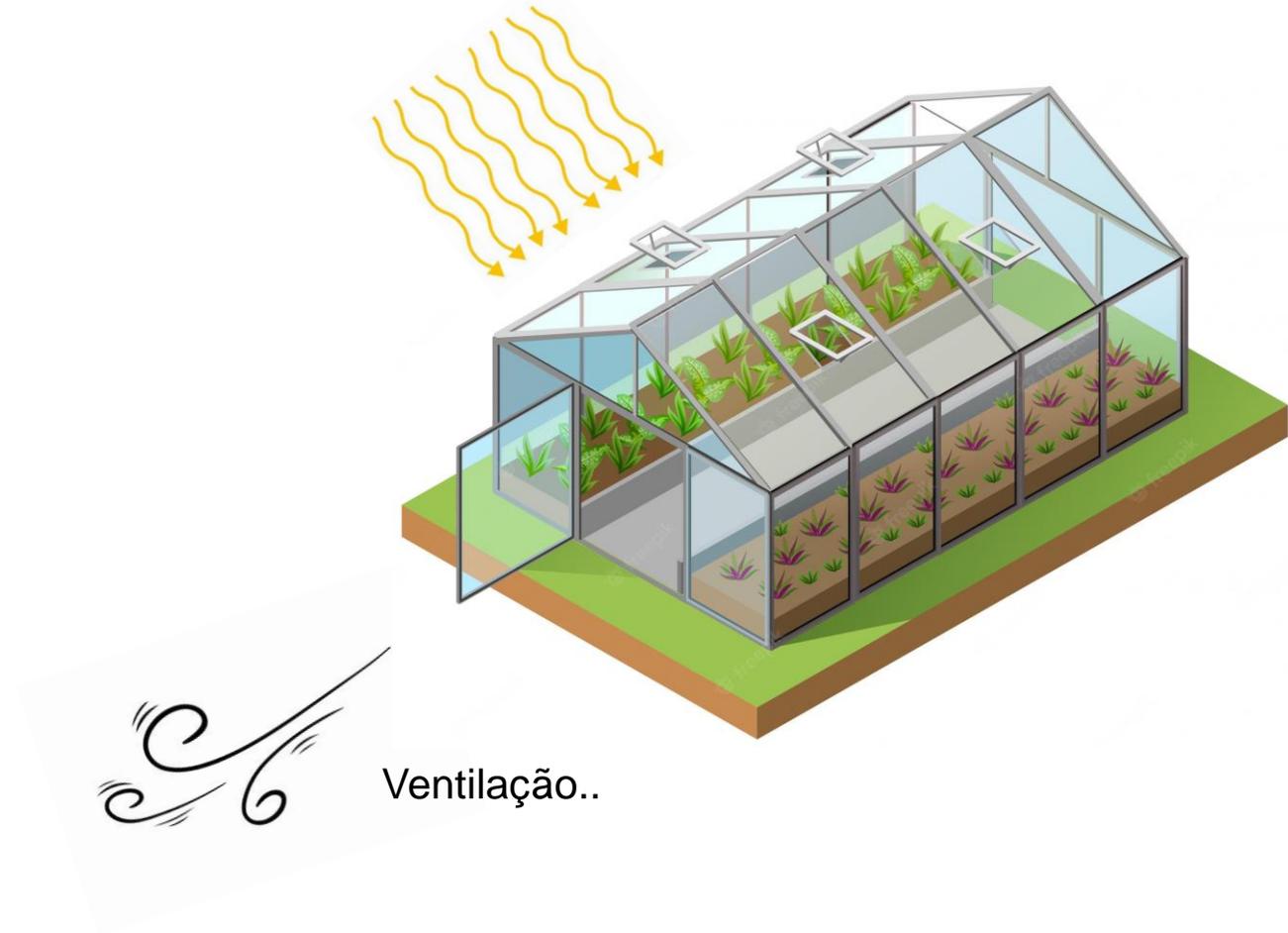
Unidade de medida (Energia):
[Joules], [cal], etc

Exemplos

Exemplo de Sistema Termodinâmico: Estufa aberta

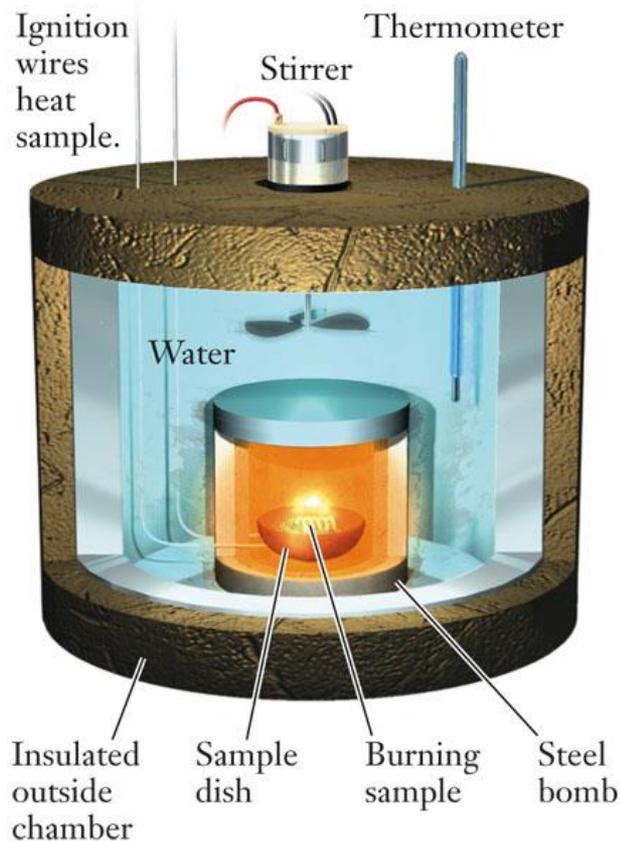
Imagine uma estufa com sistema de ventilação que expulsa ar quente de dentro da estufa.

Nessa situação, como você descreveria o balanço térmico do sistema?

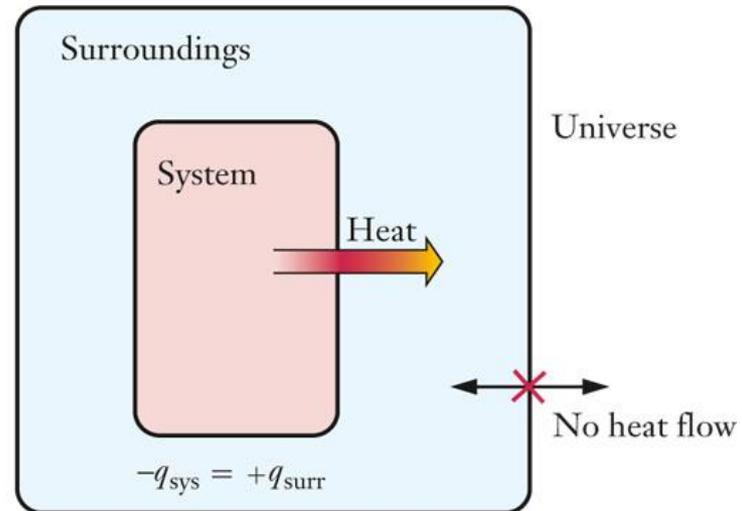


Como medir calor?

Experimentalmente o fluxo de calor pode ser medido através da calorimetria.



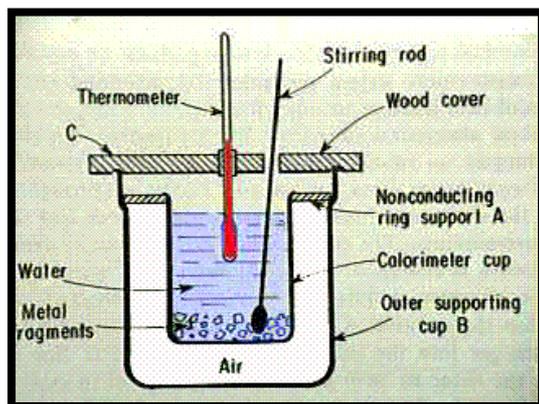
© 2006 Thomson Higher Education



$$q = C_{\text{calorimetro}} \cdot \Delta T$$

Exercício Calorímetro (Completo)

Considere que uma resistência elétrica (R) está imersa em um Calorímetro, e por essa resistência passa uma corrente elétrica de $I = 2,33 \text{ A [C/s]}$ e está aplicada uma tensão elétrica de $U = 25,11 \text{ Volts [J/C]}$ durante $1'40''$ (1 minuto e 40 segundos). Sabendo que o volume de água no Calorímetro é de 200 mL , a Temperatura inicial do sistema é 25°C e a Temperatura final é de 32°C . Qual o calor específico da água em $\text{J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$, diante da seguinte situação:



Calorímetro

Dica: ver slide 23

Dados do Exercício:

Vol = 200 mL

Dens. água = 1 g/cm^3

$U = 25,11 \text{ Volts [J C}^{-1}\text{]}$

$I = 2,33 \text{ Ampères [C s}^{-1}\text{]}$

$T_1 = 25^\circ\text{C}$; $T_2 = 32^\circ\text{C}$

$\Delta\text{Tempo} = 1'40''$

$$Pot = U \cdot I = (25,11) \cdot (2,33) = 58,5063 \text{ Watts}$$

$$Pot = \frac{E}{\Delta t} \rightarrow E = (Pot) \cdot \Delta t = (58,5063) \cdot (100 \text{ seg}) = 5850,63 \text{ Joules}$$

$$Q = mc\Delta T \rightarrow c = \frac{\text{Energia}(Q)}{m\Delta T} = \frac{5850,63}{(0,2) \cdot (32 - 25)} = \mathbf{4.179,02 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}}$$

Resposta:

Exemplo

Determine a quantidade de calor necessária para transformar 20 g de gelo à -30°C em 20 g de vapor d'água à 120°C .

Dados: Calor específico do gelo = $0,5 \text{ cal/g}\cdot^{\circ}\text{C}$

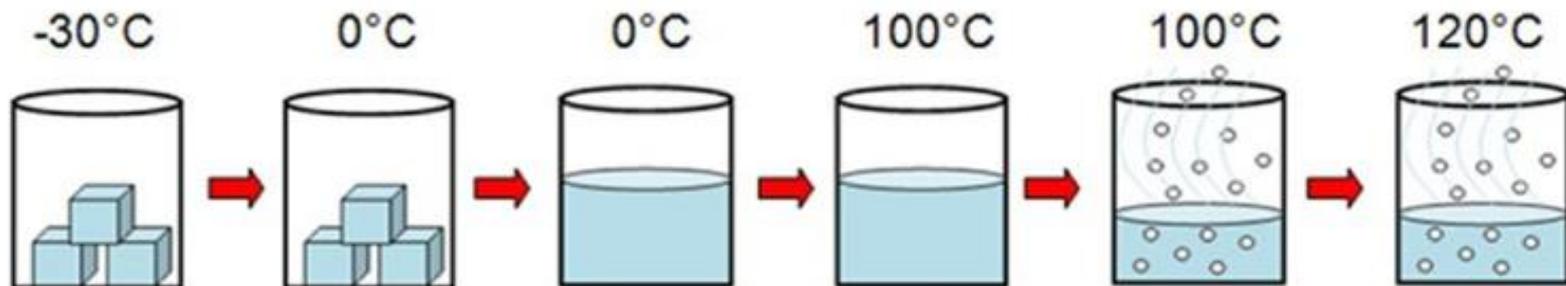
Calor latente de fusão = 80 cal/g

Calor específico da água = $1,0 \text{ cal/g}\cdot^{\circ}\text{C}$

Calor latente de vaporização = 540 cal/g

Calor específico do vapor d'água = $0,5 \text{ cal/g}\cdot^{\circ}\text{C}$

(Resposta: São necessárias 14.900 calorias)



$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

Exercícios

a) Um animal ao ingerir uma ração com valor nutricional de 350 kCal fornecerá quantos kW.h ao organismo? Lembre que $1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J}$.

b) Por quanto tempo daria para manter uma lâmpada de 100 W acesa?

Resposta:

a) 0,407 kW.h b) 4,07 h

Exercícios

Sabe-se que são gastos aproximadamente 590 cal para evaporar 1 g de água. Pergunta-se: Quantos Joules são necessários para evaporar 1 kg de água?

(Lembre que: 1 cal = 4,186 J)

Resposta: 2,47 MJ

Exemplo: Alimentos

Como medir o **conteúdo energético de alimentos** usando calorimetria ?



Valor energético (350 mL): 159 kcal

149 kcal

<https://www.youtube.com/watch?v=-ZTBoyE4bvM>

Discussão

Bateria × Etanol × Gasolina

Compare a densidade energética das baterias de lítio-íon com a de combustíveis tradicionais (em Wh/L)

690

Bateria de lítio-íon

6.260

Etanol hidratado

8.890

Gasolina comum

FONTE CPqD

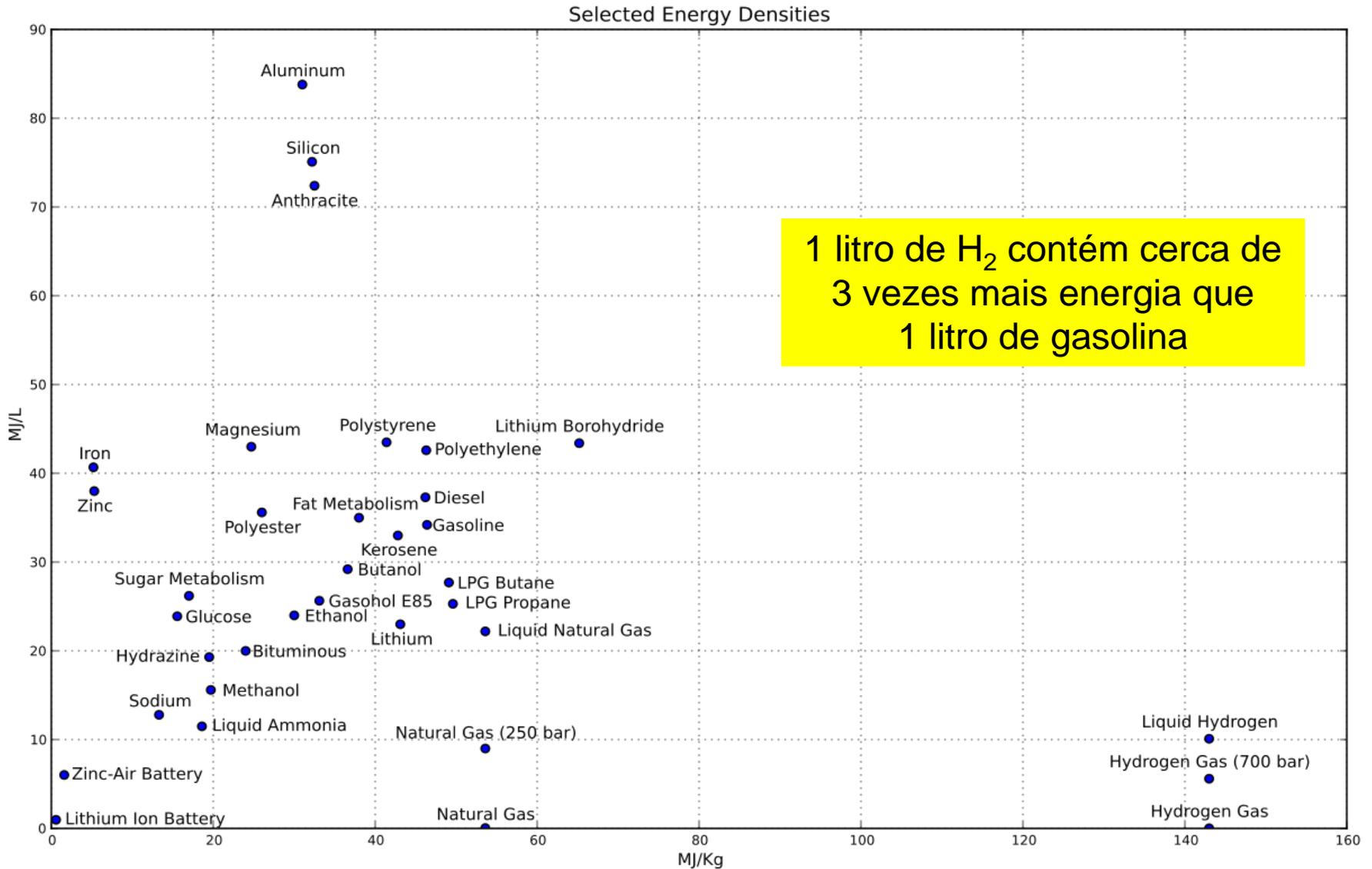
FOTO LÉO RAMOS CHAVES

Enquanto as células de lítio armazenam cerca de 690 watts-hora (Wh) por litro (L), 1 litro de etanol hidratado possui aproximadamente 6.260 Wh de energia, e 1 litro de gasolina comum, cerca de 8.890 Wh.

“Esses números mostram que a energia contida em 1 litro de etanol ou gasolina é bem maior do que a presente em [um volume de] 1 litro de bateria”

<https://revistapesquisa.fapesp.br/2017/11/24/mais-energia/>

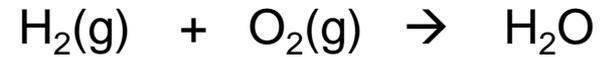
Combustíveis: Densidade de energia



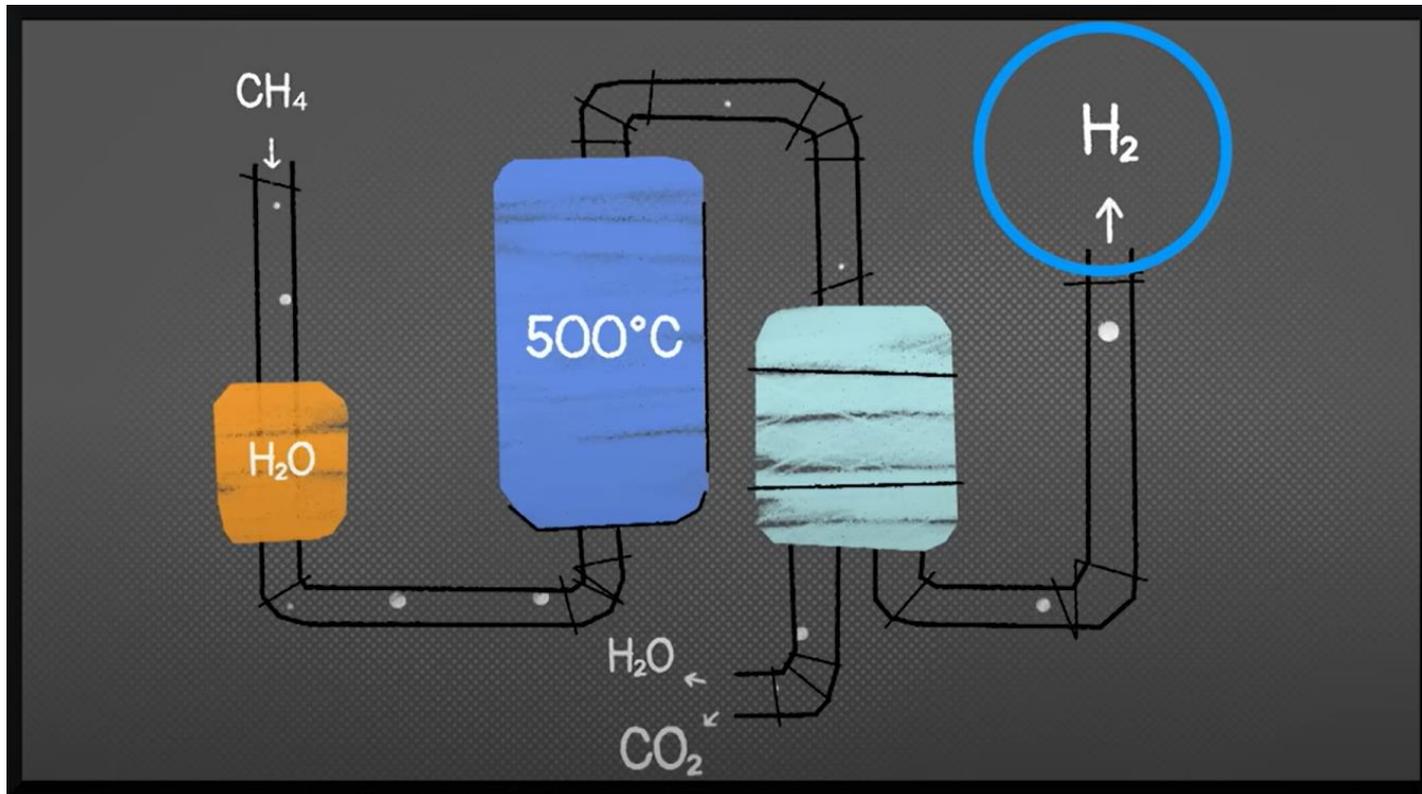
Combustíveis: H₂

Combustível: gás H₂

Sua queima não libera gases poluentes:



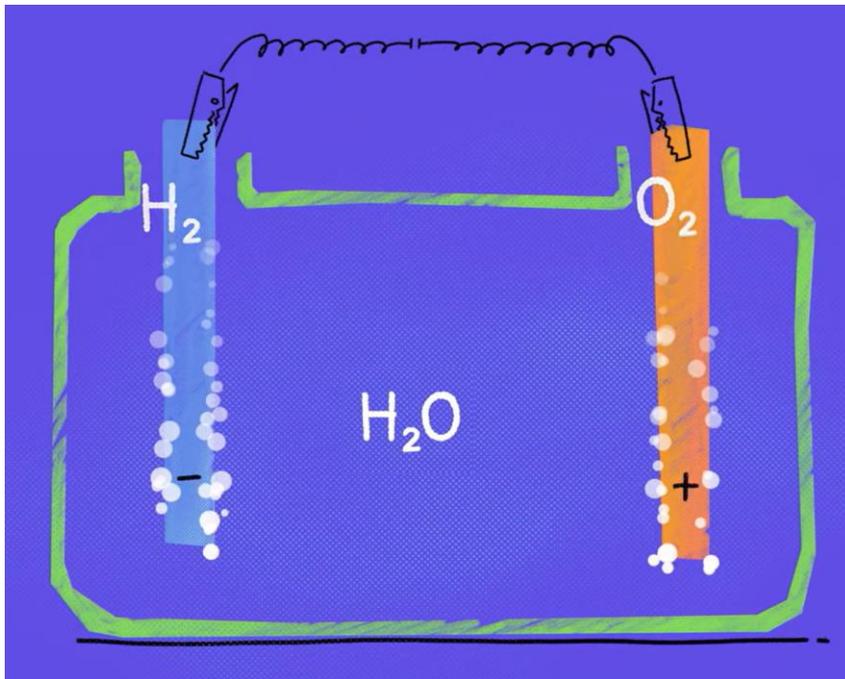
O H₂ pode ser produzido de uma forma “suja”, a partir de combustíveis fósseis, o que gera CO₂ na produção..



Combustíveis: H₂ verde

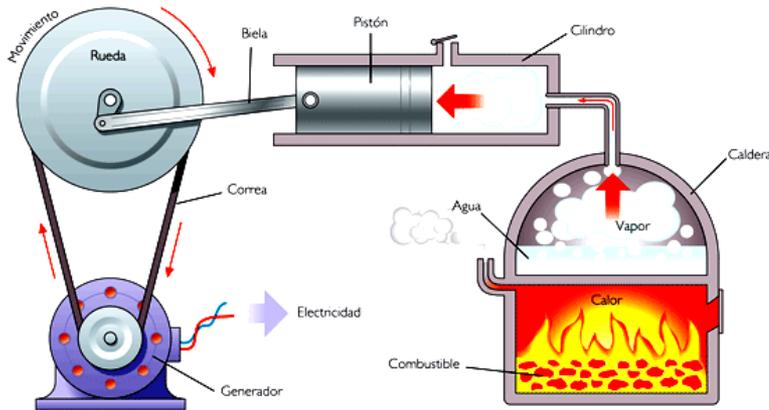
H₂ “verde” é aquele produzido de uma forma “limpa”, a partir de fontes de energia renováveis: como eletricidade que vem de Hidroelétricas, Solar, Eólicas, Biomassa, etc..

H₂ produzido por eletrólise, a partir da H₂O



<https://www.youtube.com/watch?v=fKkuVKZf2zY>
<https://youtu.be/7BmjDO6M8YI>

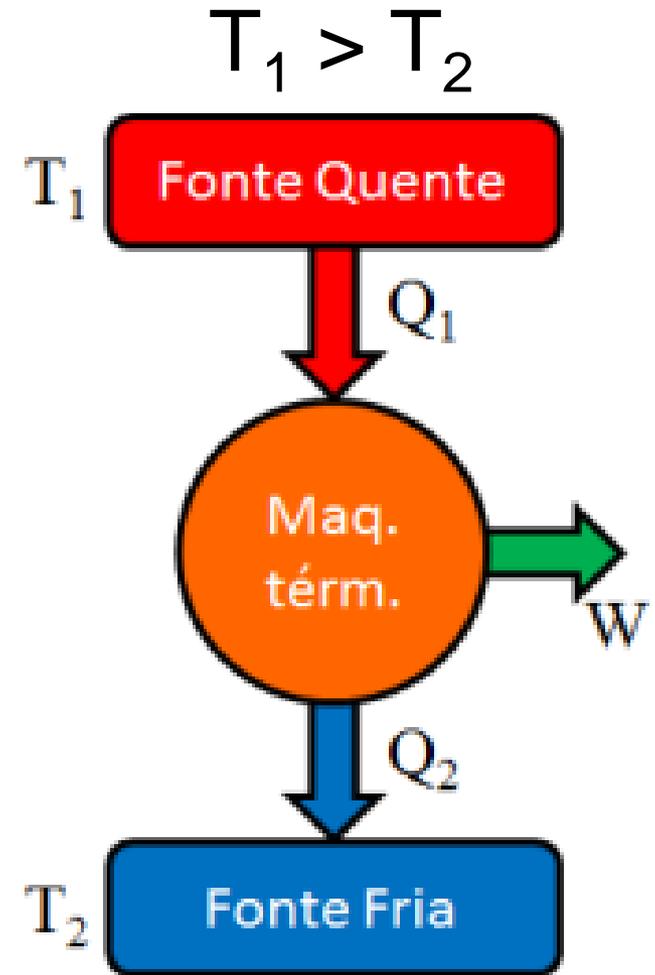
Máquina térmica de Carnot



Teorema de Carnot

“Nenhuma máquina trabalhando entre dois reservatórios térmicos pode ser mais eficiente do que uma máquina reversível trabalhando entre os dois reservatórios”

- Transferência de calor deve ser feita isotermicamente;
- Expansão adiabática quase-estática;



Lei dos Gases – Constante R em diferentes unidades

☐ Gás ideal

$$PV = nRT$$

TABELA 10.2 Valores numéricos da constante dos gases, R , em várias unidades

Unidades	Valores numéricos
L atm/mol ⁻¹ K ⁻¹	0,08206
J/mol ⁻¹ K ^{-1a}	8,314
cal/mol ⁻¹ K ⁻¹	1,987
m ³ Pa/mol ⁻¹ K ⁻¹	8,314
L torr/mol ⁻¹ K ⁻¹	62,36

Tarefas

- Leia o Cap. 2 da Apostila:
 - Física do Ambiente Agrícola
(tem no e-disciplinas pdf)
- Treine exercícios da Lista 2 e do Cap. 2