

Energia Interna: é a soma de todas as energias cinéticas e potenciais de um sistema termodinâmico. A energia interna pode variar através da troca térmica (ΔQ – calor) e da realização de trabalho mecânico (ΔW).

1ª Lei da Termodinâmica: “a variação da energia interna é igual a diferença entre as transferências de energia térmica e mecânica”

$$\Delta E_{int} = \Delta Q - \Delta W$$

Energia Térmica: é a energia devido a agitação (vibração) dos átomos de um material. A energia térmica pode ser transferida de um corpo ou sistema a outro, neste caso é chamado de troca de calor.

Calor Sensível (ΔQ): a quantidade de calor necessária para variar a temperatura de um corpo (ΔT) é proporcional a sua massa (m). O calor específico é a constante de proporcionalidade. É um valor característico de cada material e é medido em Laboratório.

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

O calor específico pode ser medido a pressão constante (c_p)

ou a volume constante (c_v), para um gás ideal: $c_p - c_v = R$

Calor Latente (ΔQ): é a quantidade de calor necessária para que aconteça uma mudança de estado físico (transição de fase).

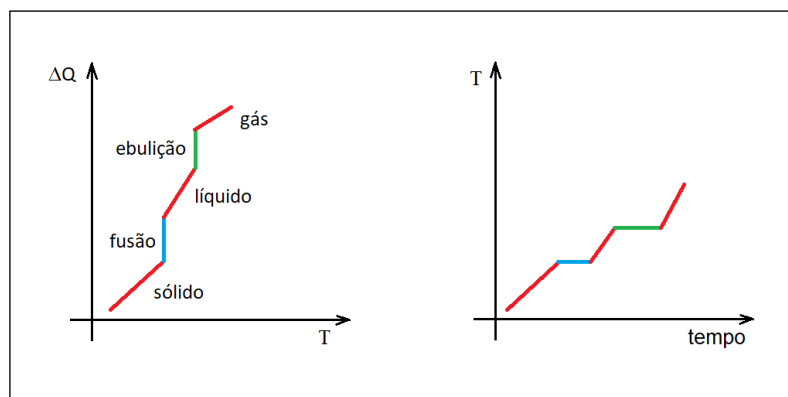
Fusão: de sólido passa para líquido;

Ebulição: de líquido passa para vapor;

Sublimação: de sólido passa para vapor.

Durante a transição de fase, a temperatura permanece constante, até que termine completamente a transição de fase.

$$\Delta Q = m \cdot L$$



Material	c (cal/(g. °C))
Água	1,0
Gelo	0,5
Rocha	0,21
Madeira	0,32 a 0,48
Vidro	0,16 a 0,20
Cobre	0,091
Latão	0,092
Alumínio	0,22
Álcool	0,6
Aço	0,10 a 0,12
Ferro	0,107
Cimento	0,186
Concreto	0,19
borracha	0,48

Material	T _{ebulição} (°C)	L _{vapor} (cal/g)
Ferro	2800	1515
Cobre	2582	1290
Ouro	2660	377
Chumbo	1750	208
Enxofre	445	78
Água	100	539,6
Mercúrio	356,5	68
Metanol	64,7	262,8
Etanol	78,3	204
Éter	35	89
Nitrogênio	-195,5	47,6
Oxigênio	-182,9	50,9
hidrogênio	-252,8	108
Material	T _{fusão} (°C)	L _{fusão} (cal/g)
Água	0	80
Álcool	-114	25
Alumínio	660	95
Ouro	1063	15,38
Chumbo	327,3	6,8
Cobre	1083	65
Nitrogênio	-209,97	25,5

Unidades de energia térmica:

caloria (cal) é a energia necessária para elevar a temperatura de 1 grama de água de 14,5°C para 15,5°C.
Conversão: 1 cal = 4,1868 J

BTU (British thermal unit). Conversão: 1 BTU = 1055 J e 1 BTU = 252 cal

Exemplo 1: Qual é a quantidade de energia necessária para aquecer uma chaleira de alumínio (200g) que tem 1 litro de água a 25°C para 70°C?

Exemplo 2: Qual é a quantidade de energia necessária para fundir 1,0kg de gelo?

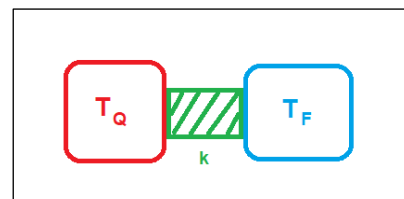
Transferência de Calor: são três modos de transferência de energia térmica, condução, convecção e radiação.

Condução: a troca térmica ocorre através de um corpo que tem uma área de seção A, uma espessura L e que tem uma temperatura T_Q de um lado e uma temperatura T_F de outro lado. A potência com que o calor é trocado do lado quente (T_Q) para o lado frio (T_F) é:

$$P = \frac{\Delta Q}{\Delta t} = k \cdot A \cdot \frac{\Delta T}{L}$$

Onde k é a condutividade térmica do material

Exemplo 3: O processador de um computador está a 60°C enquanto o cooler que é de alumínio está a 30°C. A área de contato entre os dois é 4,0cm² e está preenchida com uma camada de pasta térmica de 0,20 mm. Qual é a potência com que o calor é trocado?



material	k (W.m ⁻¹ .K ⁻¹)
Alumínio	237
Cobre	400
Ferro	80
Ouro	317
Prata	429
Vidro	0,79
Madeira	0,13
Espuma	0,02 a 0,03
Água	0,61
Ar	0,03

Convecção: a troca térmica ocorre através de um fluido (líquido ou gás), como o sistema de arrefecimento de um motor a combustão.

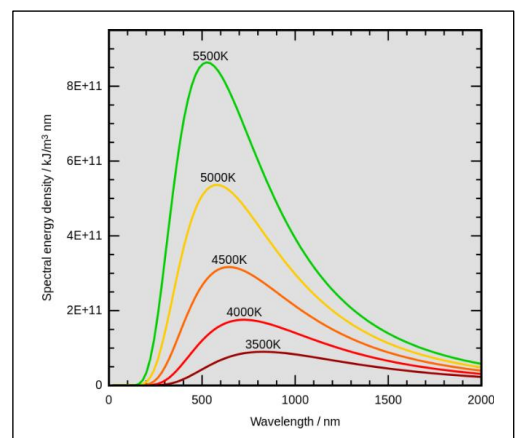
Radiação: todo corpo quente (temperatura maior que zero absoluto) emite ondas eletromagnéticas (infravermelho). Esta emissão segue a Lei de Stefan-Boltzmann:

$$P = \sigma \cdot \varepsilon \cdot A \cdot T^4$$

Onde $\sigma = 5,67 \cdot 10^{-8}$ W/(m.K⁴) é a constante de Stefan-Boltzmann;

ε é a emissividade da superfície ($0 < \varepsilon < 1$); A é a área da superfície irradiante; T é a temperatura em kelvin.

Exemplo 4: uma placa de alumínio está a 50°C. Qual é a potência irradiada? Dada a área 1,0m² e $\varepsilon = 0,5$



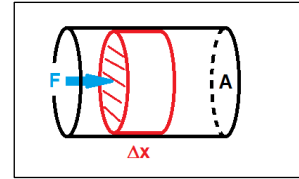
Trabalho (ΔW): para um gás o trabalho realizado é calculado pela integral:

$$\Delta W = \int p \cdot dV$$

De acordo com a 1ª Lei da Termodinâmica,

quando um gás realiza trabalho (empurra um êmbolo), $\Delta W > 0 \rightarrow \Delta E_{\text{int}} < 0$ (a energia interna diminui);

quando o gás recebe trabalho (êmbolo comprime o gás), $\Delta W < 0 \rightarrow \Delta E_{\text{int}} > 0$ (a energia interna aumenta).



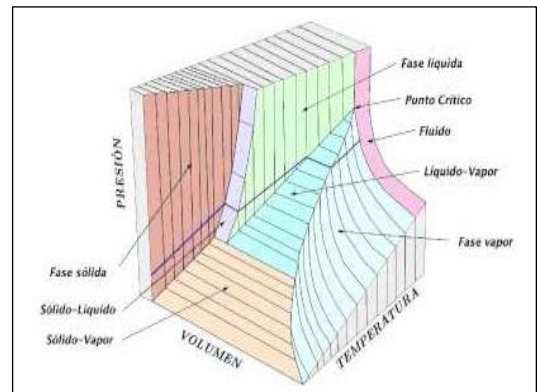
Equação de Clapeyron: relaciona a pressão, o volume, a temperatura (em kelvin) e o número de partículas (número de moles, $1 \text{ mol} = 6,02 \cdot 10^{23}$ é o número de Avogadro)

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

onde a Constante universal dos gases $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

ou $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Processos Termodinâmicos: um gás pode passar de um estado (p_1, V_1, T_1) para um novo estado (p_2, V_2, T_2). Esta mudança de estado pode ocorrer de várias formas: isobárico, isotérmico, isovolumétrico ou adiabático.



Se o número de partículas do gás não variar, de acordo com a equação de Clapeyron, os dois estados termodinâmicos serão relacionados por:

$$\frac{p \cdot V}{T} = n \cdot R \quad \rightarrow \quad \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

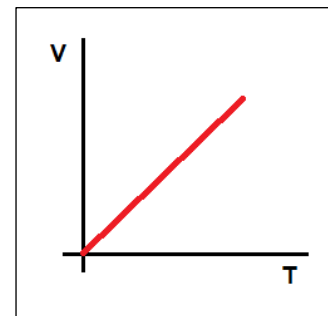
Processo Isobárico: a pressão do gás é mantida constante. Então:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{ou} \quad \rho_1 \cdot T_1 = \rho_2 \cdot T_2 \quad \text{onde} \quad \rho = \frac{n}{V} \quad \text{é o número}$$

de moles por volume. O calor trocado é: $\Delta Q = n \cdot c_p \cdot \Delta T$

o trabalho realizado é: $\Delta W = \int p \cdot dV = p \cdot \int dV = p \cdot \Delta V$

e a variação da energia interna: $\Delta E_{\text{int}} = \Delta Q - \Delta W$



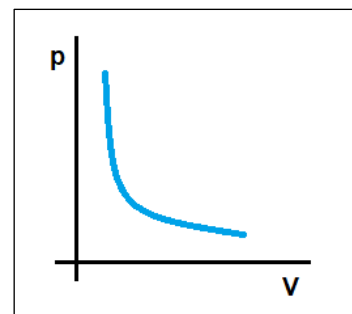
Exemplo 5: Um mol de um gás ocupa 20 L a 27°C, então é aquecido a pressão constante de 1,0atm até 30°C. Qual é o volume final?

Processo Isotérmico: a temperatura do gás é mantida constante. Então:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \quad \text{ou} \quad \frac{p_1}{\rho_1} = \frac{p_2}{\rho_2} \quad \text{onde} \quad \rho = \frac{n}{V} \quad \text{é o número de}$$

moles por volume. O calor trocado é nulo ($\Delta T = 0$); o trabalho é:

$$\Delta W = \int p \cdot dV = \int \frac{n \cdot R \cdot T}{V} dV = n \cdot R \cdot T \cdot \int \frac{1}{V} dV = n \cdot R \cdot T \cdot \ln V \Big|_{V_1}^{V_2}$$



$\Delta W = n \cdot R \cdot T \cdot (\ln V_2 - \ln V_1) = n \cdot R \cdot T \cdot \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$ e a variação da energia interna: $\Delta E_{int} = -\Delta W$

Exemplo 6: Um mol de um gás ocupa 20 L a 27°C, a pressão inicial de 1,0atm. Ele é comprimido isotermicamente até que ocupe 2,0 L. Qual é a pressão final?

Processo Isovolumétrico ou isocórico: o volume do gás é mantido constante. Então:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

O calor trocado é $\Delta Q = n \cdot c_v \cdot \Delta T$; o trabalho é nulo ($\Delta V = 0$): $\Delta W = \int p \cdot dV = 0$

e a variação da energia interna: $\Delta E_{int} = \Delta Q$

Exemplo 7: Um gás ocupa 10L a 0,5atm e a 30°C. Ele é aquecido a volume constante até 60°C. Qual é a pressão final?

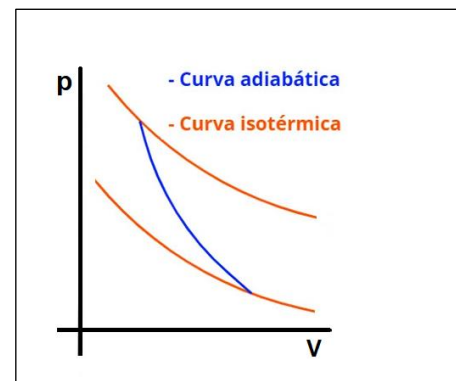
Processo Adiabático: o gás é isolado. Não há troca de calor com a vizinhança $\Delta Q = 0$, mas $\Delta T \neq 0$. A variação da energia interna:

$$\Delta E_{int} = -\Delta W$$

Os calores específicos independem da temperatura, resultando

no Coeficiente de expansão adiabática (γ): $\gamma = \frac{c_p}{c_v} = \frac{5}{3}$ para um gás

monoatômico, para um gás diatômico e para o ar: $\gamma = \frac{7}{5} = 1,40$



São válidas as relações de Mayer: $p_1 \cdot V_1^\gamma = p_2 \cdot V_2^\gamma = \text{constante}$ e $T_1 \cdot V_1^{\gamma-1} = T_2 \cdot V_2^{\gamma-1}$

Então, o trabalho realizado na expansão adiabática é:

$$\Delta W = \int p \cdot dV = \frac{1}{1-\gamma} \cdot (p_2 \cdot V_2 - p_1 \cdot V_1) = \frac{1}{1-\gamma} \cdot n \cdot R \cdot (T_2 - T_1)$$

Exemplo 8: Um gás diatômico ocupa 50cm³ a 600K e a 30atm. Ele sofre uma expansão adiabática ocupando um volume de 500cm³. Qual é o número de moles? Qual é a pressão final? Qual é a temperatura final? Qual é o trabalho realizado?

Expansão Livre: o recipiente que contém o gás tem as suas paredes retiradas, o gás se expande, sem realizar trabalho e sem trocar calor. Neste caso: $\Delta Q = 0$ $\Delta W = 0$ e $\Delta E_{int} = 0$

Equação de estado de Van der Waals: para um gás denso, são necessárias algumas considerações:

$\left(p + \frac{a}{v^2}\right) \cdot (v - b) = R \cdot T$ onde $v = \frac{V}{n}$ é o volume por mol; b é o covolume do gás e o termo a/v^2 é chamado de pressão interna do gás.

