



# PRIMEIRA LEI DA TERMODINÂMICA

A essência da termodinâmica se deu no auge da Primeira Revolução Industrial, entre os séculos XVIII e XIX. O termo “termodinâmica”, em sua origem, significa “movimento do calor”, e é bem sugestivo quanto ao que essa área estuda na física.



Seus estudos e suas aplicações se desenvolveram bem antes da compreensão da teoria atômica da matéria, que nos permite compreender os fenômenos associados a calor e temperatura de um ponto de vista microscópico. Curiosamente, tais fenômenos foram bem compreendidos de um ponto de vista macroscópico, com elementos (como temperatura, pressão e trabalho mecânico) que apresentam

consequências observáveis na prática. O estudo da termodinâmica investiga as relações entre calor e trabalho mecânico e como essa relação pode ser utilizada por nós em diversas aplicações.

Você provavelmente já conseguiu esquentar as mãos ao esfregá-las em um dia frio. O atrito entre suas mãos acaba gerando um calor que promove esse aquecimento. Essa prática é algo praticamente intuitivo, mas a compreensão desse fenômeno foi algo que esteve à margem do conhecimento humano por muito tempo.

Em meados do século XIX, viveu um cervejeiro e cientista amador chamado James Prescott Joule (esse nome te lembra algo?). Ele ficou famoso por demonstrar experimentalmente que o calor é um tipo de energia e que é possível obter uma equivalência entre energia mecânica e calor.

Podemos tanto gerar calor através de um processo mecânico quanto obter um trabalho mecânico através de uma transferência de calor.

A termodinâmica fornece a teoria básica das máquinas térmicas, de turbinas a vapor até reatores nucleares.





## ENERGIA INTERNA

Existe uma enorme quantidade de energia armazenada dentro dos materiais. Essa energia está nas formas de energia cinética das moléculas, de energia potencial devido às interações entre as moléculas vizinhas, de energia química (que é a energia potencial elétrica a nível molecular), de energia associada aos núcleos atômicos e também há a energia associada ao fato de existir matéria (há uma equivalência entre matéria e energia, conforme foi explicado há algumas décadas por um famoso senhor chamado Albert Einstein).

A energia interna de um gás monoatômico ideal pode ser calculada da seguinte forma:

$$U = \frac{3 nRT}{2}$$

Perceba que a energia interna só vai variar se a temperatura variar. O número de mols (**n**) e a constante dos gases ideais (**R**) são constantes.

## PRIMEIRA LEI DA TERMODINÂMICA

A primeira lei da termodinâmica é resumida pelo seguinte enunciado:

Quando flui calor para um sistema ou para fora dele, o sistema ganha ou perde uma quantidade de energia igual à quantidade de calor transferido.

O sistema em questão diz respeito ao grupo de partículas/corpos que está sendo estudado. Como por exemplo, um gás contido dentro de um recipiente, como estudamos há alguns tópicos atrás. É importante estabelecer **o que é** o sistema que estamos tratando. Ele é tão importante quanto o referencial que definimos quando estudamos cinemática.

Ao adicionar calor a um sistema, estamos adicionando energia. Essa energia pode ser responsável por duas consequências importantes:

- ▶ Aumentar a energia interna do sistema.
- ▶ Realizar trabalho sobre algo fora do sistema.

O primeiro caso é observado caso toda a energia dada ao sistema permaneça no próprio sistema. Já o segundo caso é observado caso a energia dada ao sistema acabe deixando o sistema. Em grande parte das situações, ambos os casos ocorrem: parte da energia (na forma de calor) atribuída ao sistema aumenta a sua energia interna e a outra parte realiza trabalho sobre o meio externo. Esse é um caso mais geral da Primeira Lei da Termodinâmica. Matematicamente, isso é representado da seguinte forma:

$$Q = \Delta U + W$$

Em que **Q** é a energia na forma de calor,  **$\Delta U$**  é a variação da energia interna do sistema e **W** é o trabalho realizado. Essa relação não é válida apenas para os casos em que damos calor ao sistema e isso aumenta a sua energia interna e/ou realiza trabalho sobre o meio



externo. Podemos também realizar trabalho sobre o sistema, remover calor, dentre outros processos, que iremos analisar em seguida.

Antes de falar desses processos, é importante estabelecer o significado dos sinais do calor e do trabalho. Por convenção, **o calor que entra no sistema é positivo**. Já **o calor que sai do sistema é negativo**. O **trabalho realizado sobre o sistema é negativo** (pois há uma diminuição do volume do sistema) e o **trabalho realizado pelo sistema é positivo** (pois há um aumento no volume do sistema).

Fazendo essas considerações, ao analisar matematicamente a Primeira Lei, o que podemos observar faz todo o sentido: adicionar calor ao sistema e/ou realizar trabalho sobre o sistema aumentam sua energia interna. Para diminuir a sua energia interna, podemos remover calor do sistema e/ou fazer com que ele realize trabalho sobre o meio externo. A Primeira Lei é um exemplo da lei de conservação de energia.

## PROCESSOS ADIABÁTICOS

Para estudar os diferentes tipos de processos termodinâmicos, vamos considerar o nosso sistema como sendo um gás ideal confinado em um recipiente. Se esse gás é expandido ou comprimido sem que calor entre ou saia do sistema, o processo é chamado de **processo adiabático**.

Pela Primeira Lei da Termodinâmica, se não há troca de calor com o meio, o termo referente ao calor, na Primeira Lei, deve ser igual a zero. Portanto, nesse processo, a variação de energia interna do sistema é igual ao trabalho (realizado pelo sistema ou sobre o sistema). Ou seja,  $\Delta U = -W$ . Se for realizado trabalho sobre o sistema, como o trabalho realizado sobre o sistema é negativo (por convenção), a variação de energia interna será positiva. Isso faz sentido ao lembrarmos que ao realizar trabalho sobre o sistema, estamos aumentando sua energia. As considerações análogas são válidas se pensarmos em trabalho realizado sobre o sistema.

## TRABALHO

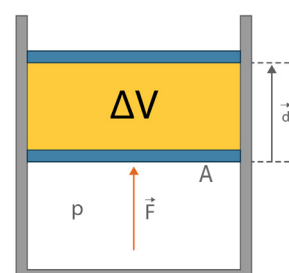
Antes de prosseguir, vamos entender melhor como funciona um trabalho realizado por (ou sobre um) gás. Da definição de trabalho,  $W = F \times d$ , a força é multiplicada pelo deslocamento. Já sabemos que força é igual a pressão vezes a área, obtida pela relação  $F = pA$ .

Consideremos um gás em um estado inicial **i**. Ao sofrer algum processo termodinâmico, ele passa para um estado final **f**. Juntando as duas equações, podemos calcular o trabalho que o gás realiza (ou sofre):

$$W = pAd$$

A área multiplicada pelo deslocamento corresponde à variação do volume do gás, ou seja,  $\Delta V = V_f - V_i$ . E o trabalho adquire uma nova cara:

$$W = p(V_f - V_i)$$





Isso resolve nossas possíveis dúvidas sobre o trabalho ser realizado pelo gás ou sobre o gás. Se o volume aumenta ( $V_f > V_i$ ), ocorre uma expansão e, portanto, o gás realizou trabalho (trabalho positivo). Se o volume diminui ( $V_f < V_i$ ), ocorre uma compressão. Logo, foi realizado trabalho sobre o gás (trabalho negativo).

Podem haver ainda o processo em que o gás não realiza trabalho. Nesse caso,  $\Delta V = 0$  e, pela Primeira Lei,  $\Delta U = Q$ , ou seja, toda a variação de energia interna corresponde ao calor. Esse tipo de processo recebe o nome de **processo isovolumétrico** (ou isocórico, ou ainda, isométrico).

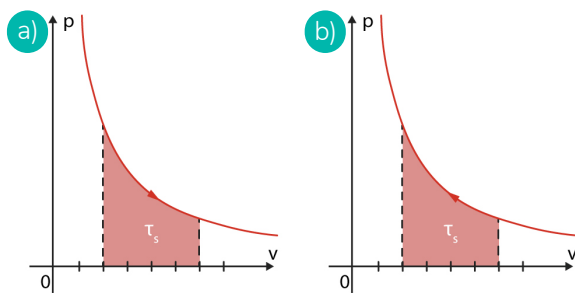
### TRANSFORMAÇÕES TERMODINÂMICAS PARTICULARES

Alguns tipos de transformações (ou processos) termodinâmicas recebem nomes especiais de acordo com o comportamento de sua variação de energia interna, trabalho e calor. Foi o caso da transformação adiabática e da transformação isovolumétrica, que vimos anteriormente. Veja quais são essas outras transformações e como elas são caracterizadas.

Transformação	Constante	Primeira Lei da Termodinâmica
Isotérmica	T ( $\Delta U = 0$ )	$Q = W$
Isovolúmica	V ( $W = 0$ )	$\Delta U = Q$
Isobárica	p	$\Delta U = Q - W$
		$\Delta U = Q - p\Delta V$
Adiabática	Q = 0	$\Delta U = -W$
Expansão livre	-	$\Delta U = Q = W = 0$

Graficamente, essas transformações se comportam da seguinte forma:

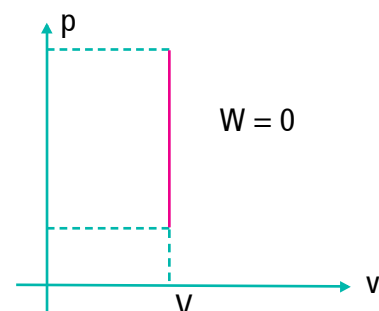
#### Transformação Isotérmica



O gráfico representa a variação da pressão e do volume. Quando o volume aumenta, a pressão diminui e vice-versa. A seta vermelha indica o sentido da variação do volume: em (a) ele aumenta (expansão) e em (b) ele diminui (compressão). A curva vermelha é uma isoterma, que indica a temperatura. O trabalho pode ser calculado pela área sob a curva.

#### Transformação Isovolumétrica

Podemos observar no gráfico que o volume se mantém constante. A reta vertical indica apenas um valor para o volume. Perceba que não existe área no gráfico, indicando que o trabalho é zero. Pode haver uma seta para cima sobre essa reta (indicando um aumento da pressão) ou para baixo (indicando uma redução da pressão).



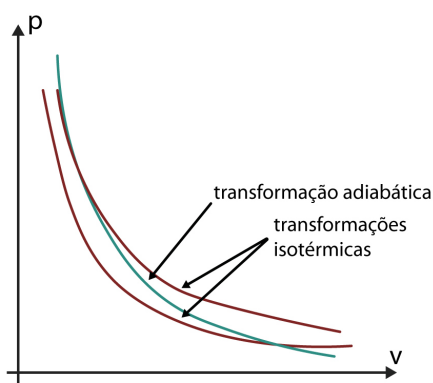


### Transformação Isobárica

O gráfico representa uma transformação a pressão constante. O volume aumenta à medida que a temperatura aumenta. Isso pode ser observado caso haja uma seta, sobre a reta do gráfico, da esquerda para a direita (indicando uma expansão). Se o volume diminuir, podemos indicar isso por uma seta apontando da direita para a esquerda (compressão). O trabalho pode ser calculado pela área sob a curva e seu sinal depende do tipo de processo (expansão ou compressão).



### Transformação Adiabática



Vimos que em um processo adiabático, o sistema não troca calor com o meio externo. A curva de transformação adiabática (linha verde) é semelhante à isoterma. Note que a linha verde corta as linhas marrons (isotermas) que representam as temperaturas  $T_1$  e  $T_2$  em dois pontos. Isso mostra que em uma transformação adiabática sempre é possível haver uma transição entre duas transformações isotérmicas: com redução de temperatura, quando o volume aumenta (expansão adiabática) ou com aumento de temperatura, quando o volume se reduz (compressão adiabática).

### ANOTAÇÕES

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---