

FRENTE 3 – AULA 09 – CONTINUAÇÃO

1 Gases – Termodinâmica

1.1 Gás Ideal

Algumas condições para se assumir que um gás é ideal:

1. os átomos são considerados como esferas
2. as colisões se dão unicamente com as paredes e são perfeitamente elástica
3. não existem forças intermoleculares
4. um gás real à alta temperatura e baixa pressão se aproxima do comportamento de um gás ideal

1.2 Variáveis de estado

São grandezas absolutas de um gás em um determinado estado. Por exemplo, quando apresentamos o diagrama p vs V de um gás, um determinado ponto do gás representa um estado do gás. Independente de como o gás chegou ali, algumas grandezas são sempre as mesmas.

São variáveis de estado:

1. pressão: p
2. temperatura: T
3. volume: V
4. número de moles: n
5. energia interna: U
6. entropia: S

Não são variáveis de estado grandezas que, dependendo de como o gás foi transformado, seu valor será diferente. Não são variáveis de estado:

1. calor: Q
2. trabalho: τ

No final da última aula vimos como calcular o trabalho de um gás em um processo. Ou seja, é preciso que alguma(as) variável(is) de estado se altere para alterar uma variável que não é variável de estado. Vimos também algumas transformações!

Em geral, quando apresentamos uma transformação gasosa, sempre procuramos usar o diagrama p vs V , assim, vamos relembrar as transformações vistas na aula passada, porém agora sempre no diagrama p vs V .

1.3 Transformações

1.3.1 Isotérmica (Lei de Boyle)

Observe a figura 1.

1.3.2 Isobárica (Lei de Charles)

Observe a figura 2.

1.3.3 Isométrica (Lei de Gay-Lussac)

Observe a figura 3.

Vamos agora adicionar uma nova transformação: a transformação sem troca de calor (**adiabática**).

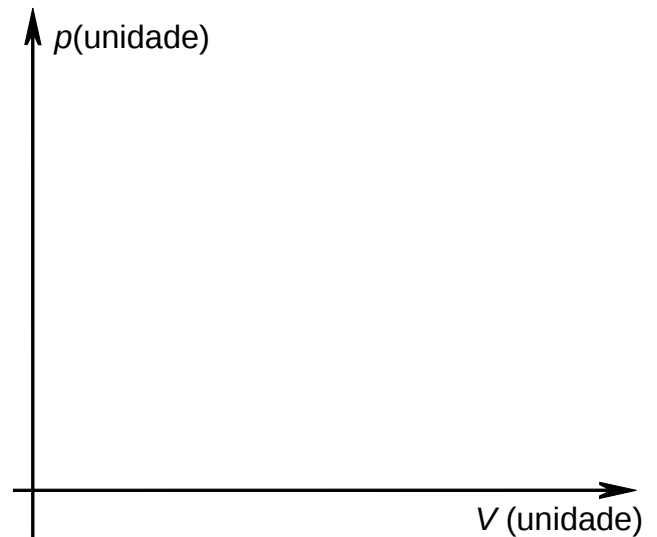


Figura 1: Transformação isotérmica

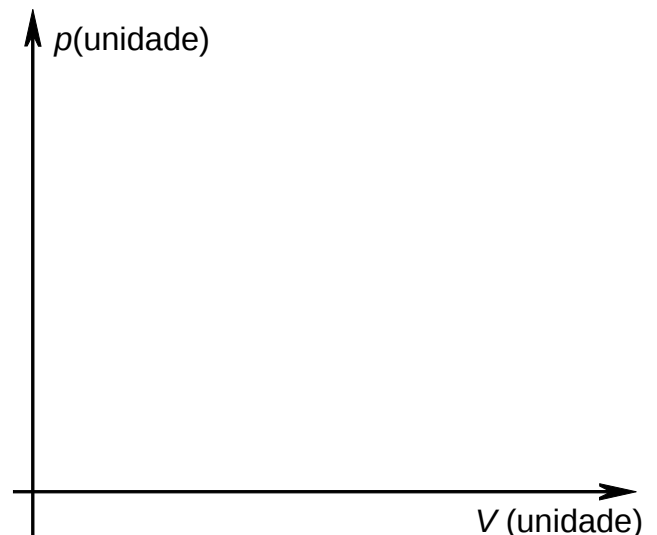


Figura 2: Transformação isobárica

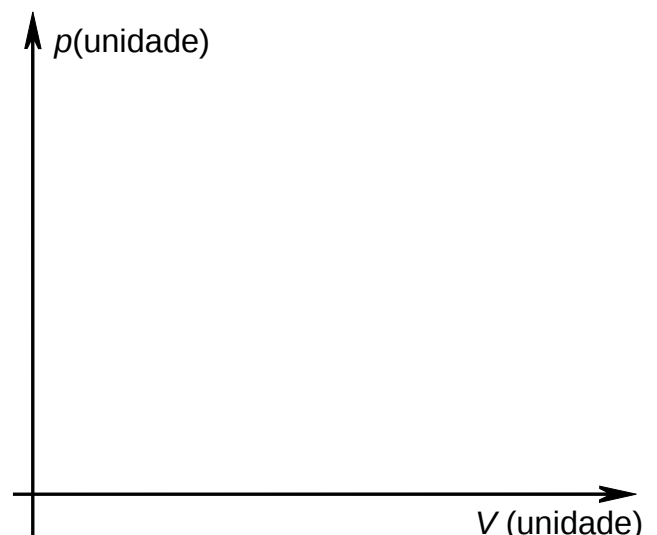


Figura 3: Transformação isométrica

1.3.4 Adiabática

Transformação **adiabática** é uma transformação sem troca de calor. Em muitos exercícios, não se fala explicitamente que a transformação é adiabática, mas sim muito rápida. Quando se diz que uma transformação é muito rápida, podemos assumir que não houve tempo o suficiente para que haja troca de calor, portanto podemos assumir que **transformação rápida é sinônimo de transformação adiabática**.

Para esse tipo de transformação temos, além da equação de Clapeyron, e das relações

$$\frac{p_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{p_2 V_2}{n_2 T_2}$$

também a seguinte relação:

Q. 01 – EQUAÇÃO DE LAPLACE-POISSON

Sendo γ conhecido como coeficiente de Poisson e é definido como a razão entre os calores específicos de um gás a pressão constante e volume constante:

Q. 02 – COEFICIENTE DE POISSON

Podemos escrever a equação do calor para gases ideais da mesma forma que escrevemos para materiais sólidos e líquidos, entretanto é mais interessante utilizarmos o número de moles de um gás do que a sua massa:

$$Q_{gas} = n \cdot C \cdot \Delta T$$

Entretanto, quando falamos de um gás, a quantidade de calor fornecida para o gás para que ele varie de uma temperatura ΔT depende do processo. Por exemplo, se prendermos um gás em um recipiente indeformável e jogarmos calor, precisaremos de Q_V para que o gás varie ΔT (chamamos de Q_V pois o volume do gás é constante e chamamos isso de “calor a volume constante”). Entretanto, se colocarmos o mesmo gás em um recipiente com um êmbolo livre para se mover, garantimos que a pressão do gás será constante e será necessário uma quantidade de calor Q_p para fazer o gás variar da mesma temperatura ΔT (chamamos de Q_p pois a pressão do gás é constante e chamamos isso de “calor a pressão constante”).

Experimentalmente se verifica que $Q_p > Q_V$. Podemos também escrever as equações do calor para uma transformação gasosa da seguinte maneira:

Q. 03 – EQUAÇÃO DO CALOR A VOLUME CONSTANTE

Q. 04 – EQUAÇÃO DO CALOR A PRESSÃO CONSTANTE

Como já mencionado, sabemos que $Q_p > Q_V$ para um mesmo gás (mesmo número de moles n) e para uma mesma variação de temperatura ΔT . Assim podemos comparar os calores específicos e obtemos que:

Q. 05 – C_P e C_V

Além disso para um gás ideal monoatômico:

Q. 06 – VALOR DE C_P

Q. 07 – VALOR DE C_V

Observe a figura 4 como fica a representação gráfica de uma transformação adiabática.

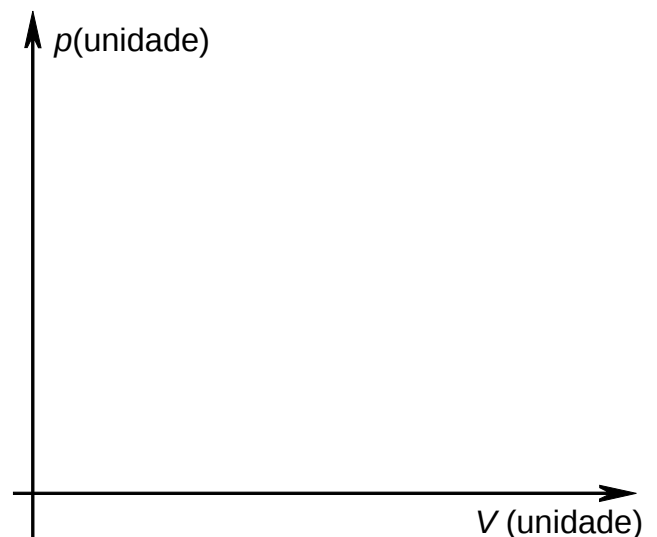


Figura 4: Transformação adiabática

Observe que a diferença entre os calores específicos é igual a constante ideal dos gases ideais. Esta relação é chamada de relação de Mayer:

Q. 08 – RELAÇÃO DE MAYER



1.4 Transformações Cíclicas

1.4.1 Trabalho no diagrama p vs V

O trabalho de um ciclo qualquer pode ser calculado quando se tem em mãos o diagrama p vs V .

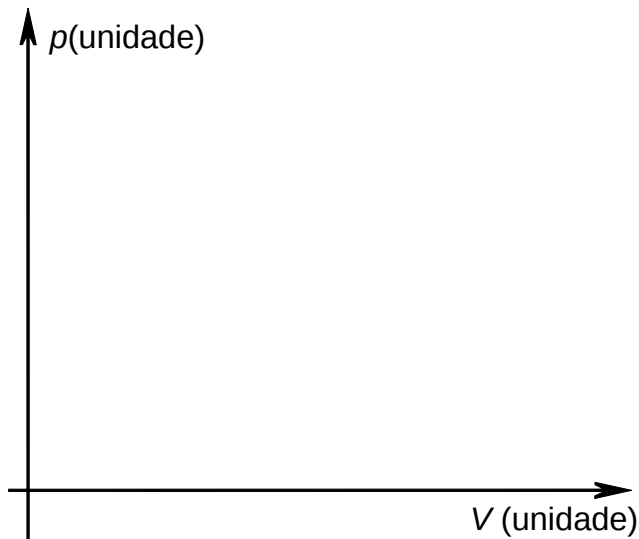


Figura 5: Trabalho em um processo qualquer

A área abaixo da curva acima é o módulo do trabalho. Vamos analisar então quando o trabalho é positivo e quando o trabalho é negativo.

Lembremos da aula anterior na qual vimos que se o volume aumenta ($\Delta V > 0$) então o trabalho é positivo ($\tau > 0$), já se o volume diminui ($\Delta V < 0$), o trabalho é negativo ($\tau < 0$). Assim, podemos ter duas situações e, nessas duas situações, determinar se o trabalho é positivo ou negativo. Vejamos isto nas figuras 6 e 7 ao lado.

Agora podemos entender a ideia de ciclo: quando um processo termodinâmico é cíclico, ou seja, ele sempre retorna ao ponto inicial no diagrama p vs V , então teremos uma figura fechada. Digamos um processo $A \rightarrow B$ qualquer. Porém ao ir de A para B vamos “por cima” no diagrama, conforme a figura 8.

Na figura 9 vemos o processo $B \rightarrow A$ “por baixo”.

Agora, e por fim, na figura 10, vemos o processo total, do ciclo $A \rightarrow B \rightarrow A$. Assim podemos concluir que em uma transformação cíclica, no sentido horário, o trabalho total do ciclo é positivo.

Usando pensamento análogo, verifica-se que em um ciclo no sentido anti-horário o trabalho é negativo, conforme a figura 11.

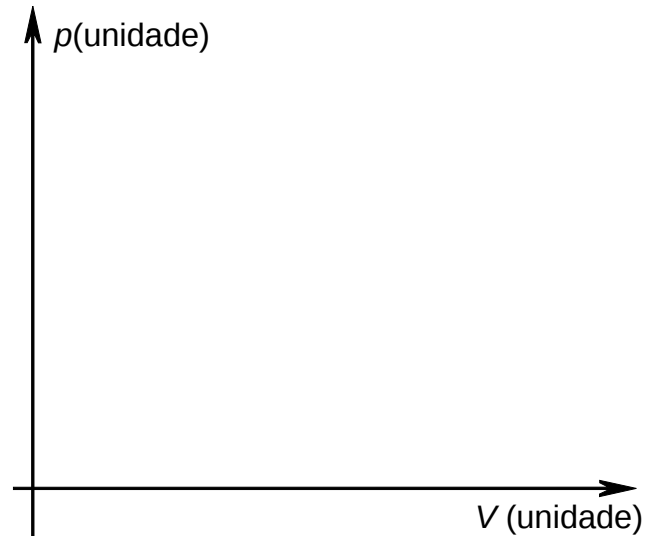


Figura 6: Trabalho positivo, pois $\Delta V > 0$

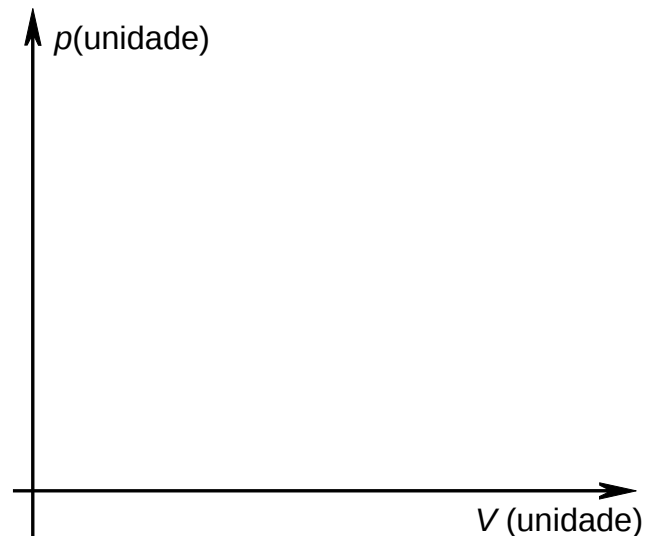


Figura 7: Trabalho negativo, pois $\Delta V < 0$

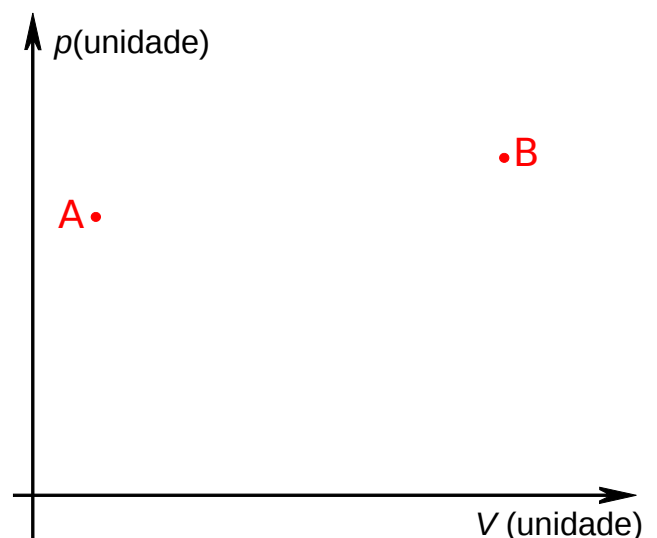


Figura 8: Transformação cíclica: processo $A \rightarrow B$

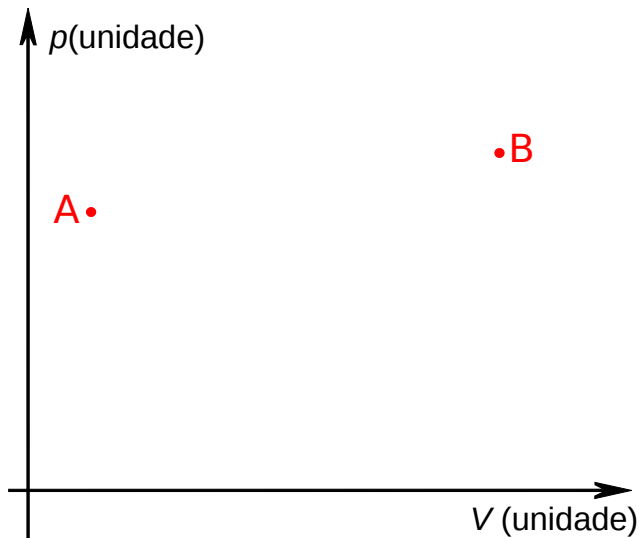


Figura 9: Transformação cíclica: processo B → A

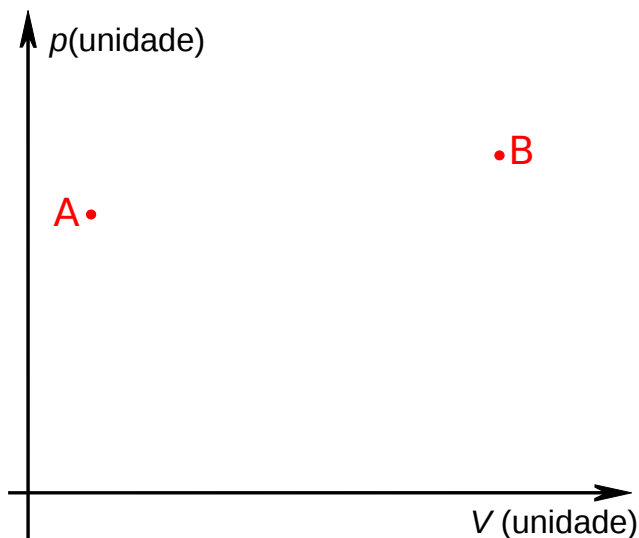


Figura 10: Transformação cíclica: processo A → B → A

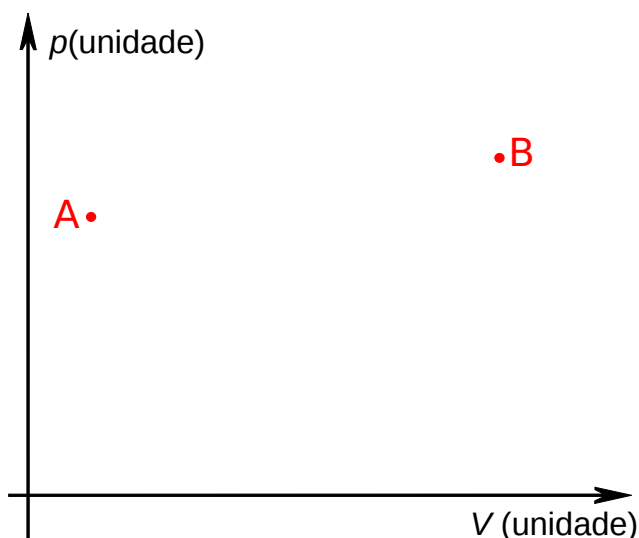


Figura 11: Transformação cíclica: processo A → B → A

1.4.2 Primeiro Princípio da Termodinâmica

Agora que falamos de calor e trabalho, podemos também falar de energia interna.

Q. 09 – ENERGIA INTERNA DE UM GÁS MONOATÔMICO

Se um gás ideal for diatômico, a equação da energia interna do gás ideal será:

Q. 10 – ENERGIA INTERNA DE UM GÁS DIATÔMICO

Quando fornecemos uma quantidade de energia Q para um gás (lembre-se de que calor é energia em movimento: por isso energia fornecida), ele poderá fazer o que com esta energia? A resposta é alterar sua temperatura (variar a energia interna) ou mover algo (realizar um trabalho). Assim, por conservação de energia, temos o primeiro princípio da termodinâmica:

Q. 11 – DO PRINCÍPIO DA CONSERVAÇÃO DA ENERGIA

Q. 12 – PRIMEIRO PRINCÍPIO DA TERMODINÂMICA

Voltemos agora a falar de variáveis de estado: Quando um gás realiza um ciclo, tudo o que for variável de estado retorna a seu valor inicial. São estas grandezas:

Q. 13 – VARIÁVEIS DE ESTADO

Como vimos que o trabalho depende do “caminho” no diagrama p vs V e portanto não é zero em um ciclo, ele não é uma variável de estado. Como a energia interna é uma variável de estado, a sua variação em um ciclo é nula, portanto, em um ciclo, temos que:

$$Q_{\text{ciclo}} = \tau_{\text{ciclo}}$$

Assim podemos notar que o calor também não é uma variável de estado.

Q. 14 – GRANDEZAS QUE NÃO SÃO VARIÁVEIS DE ESTADO

1.5 Máquina Térmicas

Exemplos:

- motores de automóveis, trens, aviões, navios, geradores, etc
- refrigeradores como os de geladeiras e ar condicionado

Quando estudamos um motor, ele irá realizar ciclo repetidas vezes. Assim podemos definir como o período de um ciclo termodinâmico o tempo para se realizar um ciclo. Além disso, podemos falar de um fator de extrema importância em um **motor** térmico: o rendimento (η). Sempre quando pensarmos em rendimento podemos pensar na razão entre o que queremos e o preço pago por isso. Em um motor, o que queremos é que ele realize um trabalho τ e o preço pago é o calor fornecido Q . Assim, o rendimento é:

Q. 15 – RENDIMENTO DE UM MOTOR TÉRMICO

Para melhorar o nosso entendimento de máquina térmica, vejamos um esquema de fluxo de energia (fluxograma) de um motor térmico:

Q. 16 – FLUXOGRAMA – MOTOR TÉRMICO

Alguns ciclos especiais podem ser cobrados em exercícios, como o ciclo diesel (ciclo dos motores a diesel), ciclo da gasolina (do motor a gasolina), ciclo do álcool (motor a álcool) e ciclo da máquina a vapor. Porém nenhum é mais cobrado e abordado pelos vestibulares que o ciclo de Carnot.

O ciclo de Carnot foi inicialmente proposto pelo físico e engenheiro militar Nicolas Léonard Sadi Carnot no ano de 1824 e o que ele tem de especial? É o ciclo que permite o **maior rendimento possível dentre quaisquer outros ciclos**. Por isso ele merece um novo tópico.

1.5.1 O Ciclo de Carnot

Um ciclo de Carnot é representado no diagrama p vs V por duas adiabáticas e duas isotermas.

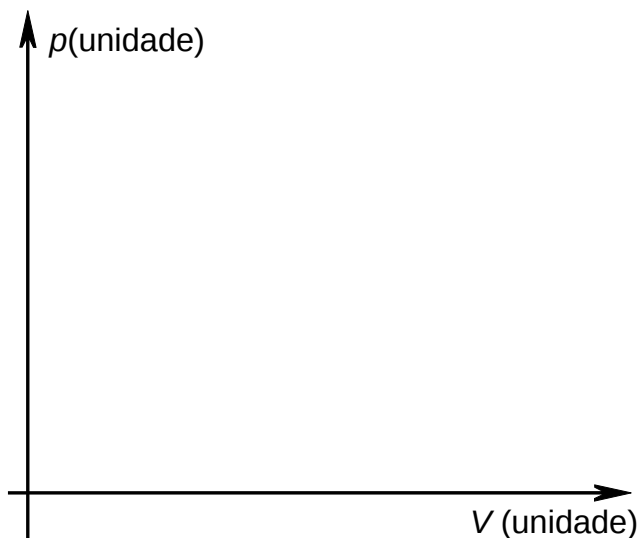


Figura 12: Ciclo de Carnot

Neste ciclo, Carnot chegou na seguinte relação:

$$\frac{Q_{quente}}{T_{quente}} = \frac{Q_{fria}}{T_{fria}}$$

Usando este resultado e o apresentado no quadro 15, podemos por fim chegar na equação do rendimento de um motor térmico que realiza o ciclo de Carnot:

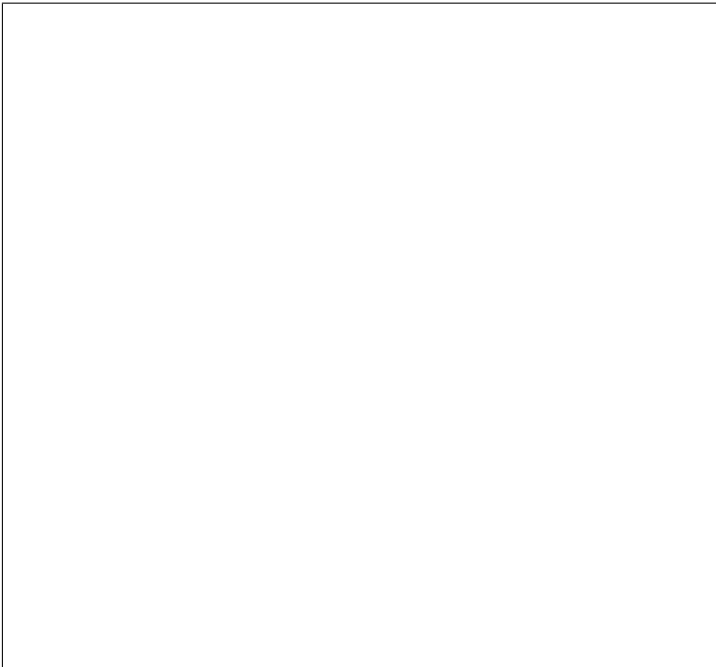
Q. 17 – RENDIMENTO NO CICLO DE CARNOT

1.5.2 Refrigerador Térmico

Da mesma forma que para a máquina térmica, vamos falar de uma espécie de rendimento. Como o rendimento nunca pode ser maior que 1, usamos um neologismo para falar de “rendimento” de refrigerador que é chamado de **coeficiente de performance** ε .

Mais uma vez pensamos na razão entre o que quero e o custo, mas agora o que quero é retirar o calor da fonte fria Q_{frio} e o custo é a energia elétrica gasta, isto é, o trabalho realizado pelo motor τ .

Q. 18 – FLUXOGRAMA – REFRIGERADOR TÉRMICO



Assim, podemos obter a equação do rendimento para o refrigerador:

Q. 20 – COEFICIENTE DE PERFORMANCE DE UM REFRIGERADOR DE CARNOT



1.5.4 Princípios da Termodinâmica

Para encerrar vamos falar dos três princípios da termodinâmica:

1. Primeiro Princípio da Termodinâmica

Como já vimos:

$$\Delta U = Q - \tau$$

2. Segundo Princípio da Termodinâmica

Enunciado de Clausius:

“O calor não pode fluir, de forma espontânea, de um corpo de temperatura menor, para um outro corpo de temperatura mais alta.”

Enunciado de Kelvin-Planck:

“É impossível a construção de uma máquina que, operando em um ciclo termodinâmico, converta toda a quantidade de calor recebido em trabalho.”

3. Terceiro Princípio da Termodinâmica

Podemos simplificar dizendo que esta lei implica que é impossível chegar ao zero absoluto. Um possível enunciado seria:

“É impossível através de qualquer procedimento, não importa o quão idealizado, reduzir a temperatura de qualquer sistema à temperatura zero em um finito número de finitas operações”

Q. 19 – COEFICIENTE DE PERFORMANCE DE UM REFRIGERADOR TÉRMICO



1.5.3 Refrigerador Térmico de Carnot

Um refrigerador térmico de Carnot é um refrigerador que executa um ciclo de Carnot, porém no sentido anti-horário. Veja a figura abaixo.

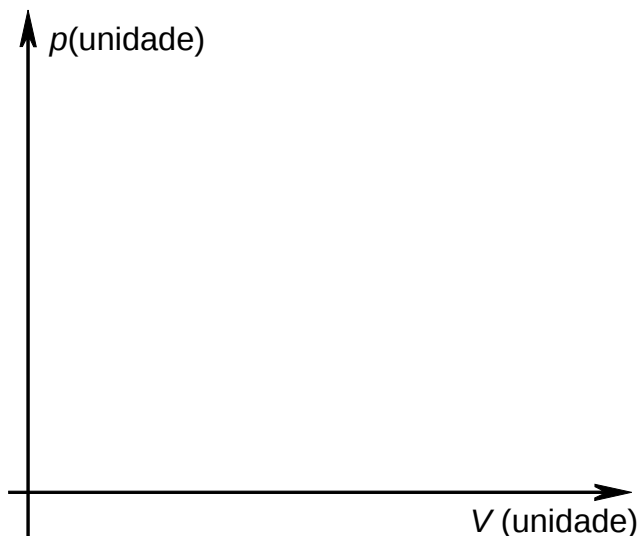


Figura 13: Refrigerador de Carnot

Aquela relação descoberta por Carnot continua válida para o refrigerador:

$$\frac{Q_{quente}}{T_{quente}} = \frac{Q_{fria}}{T_{fria}}$$