

# **Gases ideais e Termodinâmica**

**Prof. Lucas Costa**  
**Prof. Henrique Goulart**

*Aula 06*

## SUMÁRIO

<i>Introdução</i> .....	3
<i>1 - Os Gases Ideais</i> .....	4
1.1 - <i>As isotermas de Boyle Mariotte</i> .....	6
1.2 - <i>A lei geral dos gases ideais</i> .....	8
1.3 - <i>Casos particulares da lei geral dos gases ideais</i> .....	10
1.4 - <i>A Equação de Clapeyron</i> .....	14
1.5 - <i>A massa específica de um gás ideal</i> .....	15
<i>2 - Propriedades térmicas dos gases</i> .....	16
2.1 - <i>A energia interna de um gás</i> .....	17
2.2 - <i>Calores específicos dos gases</i> .....	17
2.3 - <i>A transformação adiabática de um gás</i> .....	19
<i>3 - Termodinâmica</i> .....	22
3.1 - <i>A primeira Lei da Termodinâmica</i> .....	23
3.2 - <i>A primeira lei aplicada em uma transformação gasosa</i> .....	27
3.3 - <i>A segunda Lei da Termodinâmica</i> .....	42
3.4 - <i>Máquinas térmicas</i> .....	42
3.5 - <i>A noção de Entropia</i> .....	52
<i>4 - Lista de exercícios</i> .....	55
<i>5 - Gabarito sem comentários</i> .....	63
<i>6 - Lista de exercícios comentada</i> .....	63
<i>7 - Considerações finais da aula</i> .....	85
<i>8 - Referências bibliográficas</i> .....	86
<i>9 - Versão de aula</i> .....	87



## Introdução

Além de fazer as questões do Colégio Naval, não deixe de fazer as questões das outras instituições que construirão seu conhecimento.

Caso tenha alguma dúvida entre em contato conosco através do fórum de dúvidas do Estratégia Militares, ou se preferir:



@prof.lucascosta



@profhenriquegoulart



# 1 - Os Gases Ideais

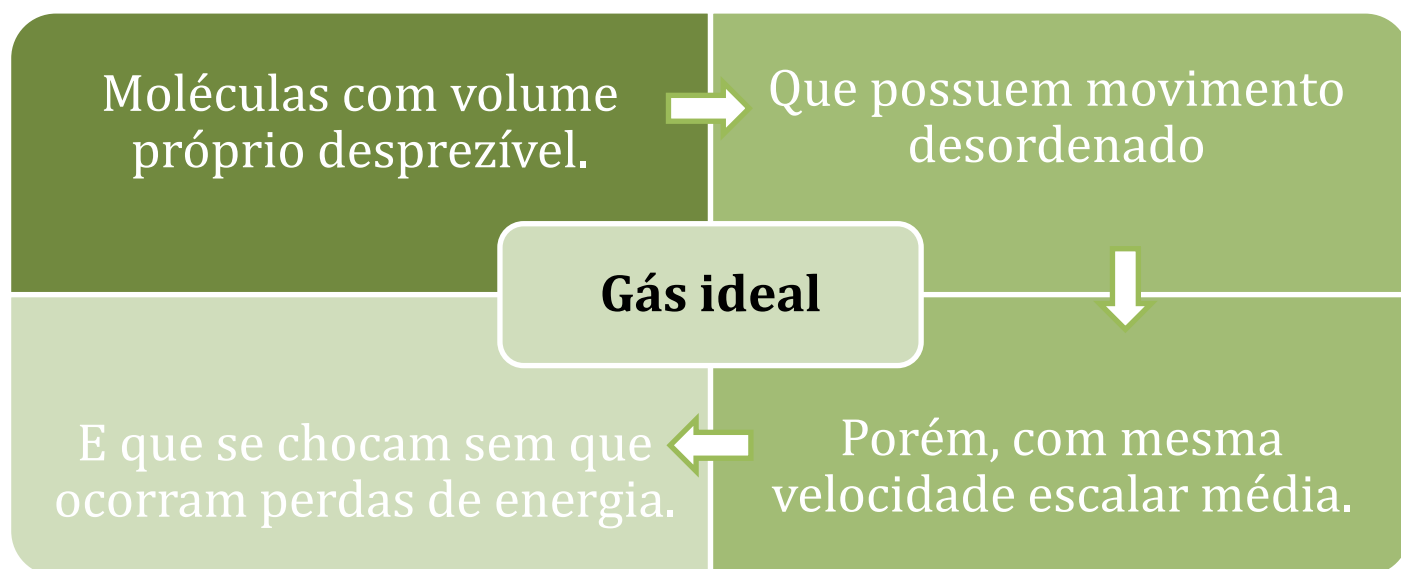
Os gases ditos ideais, ou perfeitos, têm comportamento semelhante, quando em **pressões não muito altas e temperaturas não muito baixas**. As relações apresentadas nesse capítulo são consequência de simplificações da **teoria cinética dos gases**. Essa teoria busca entender os efeitos da pressão, da temperatura e do volume de um gás no movimento de seus átomos.

A **pressão  $p$** , o **volume  $V$**  e a **temperatura absoluta  $T$**  são as chamadas **variáveis de estado** do gás. Isso significa que um determinado conjunto de valores assumidos por essas três variáveis caracteriza um **estado** do gás. Destaca-se que, conhecendo-se o valor de duas dessas três grandezas de estado, automaticamente seremos capazes de determinar o valor da terceira.

A equação de Clapeyron relaciona essas três variáveis e é válida para todos os gases, desde que esses possuam **baixas massas específicas**, por isso são necessárias **pressões baixas a moderadas e temperaturas moderadas a altas**. Os gases apresentam o comportamento termodinâmico mais simples, em comparação a outras substâncias.

Na versão simplificada da teoria cinética dos gases que estudaremos, devemos imaginar um gás constituído por uma enorme quantidade de moléculas, de **volume próprio desprezível** em comparação com o volume ocupado pelo gás, que estão em **movimento desordenado**, porém, com uma **mesma velocidade escalar média**, e que **chocam-se** de forma **perfeitamente elástica**, ou seja, sem perda de energia, umas com as outras e com as paredes do recipiente no qual o gás está confinado, dessa forma, cria-se a **pressão interna**.

As aplicações práticas da teoria cinética dos gases são diversas, desde a queima do vapor de um hidrocarboneto em um motor de combustão interna, passando pelo cálculo do tempo necessário para que um mergulhador espere para voltar à superfície em segurança, até a relação entre as trocas de calor entre os oceanos e a atmosfera e o macroclima.



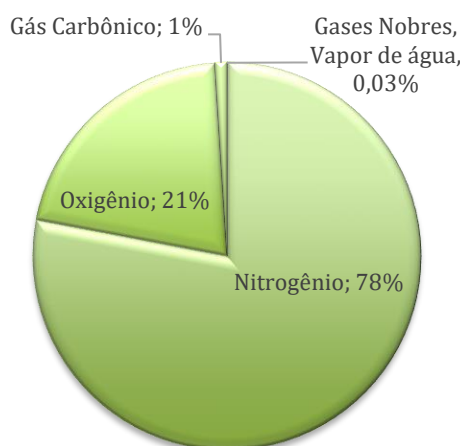
(2015/EAM)

O ar atmosférico é formado por uma mistura de gases, vapor de água, micróbios e impurezas (como poeira e fuligem). Sobre os componentes de ar atmosférico, assinale opção correta.

- a) O gás carbônico representa uma pequena parcela da composição do ar atmosférico, sendo ele fundamental na realização da fotossíntese.
- b) O oxigênio é o gás mais abundante do ar atmosférico, sendo fundamental para a respiração dos animais e planta.
- c) O nitrogênio é o gás mais abundante do ar atmosférico, sendo fundamental para a respiração dos animais e plantas.
- d) O vapor de água é o principal elemento na composição do ar atmosférico, sendo exclusivamente dele que o oxigênio é retirado para a respiração.
- e) Na composição do ar atmosférico pode-se encontrar gases nobres com Hélio, Neônio e Argônio, todos de fundamental importância para a respiração dos animais e plantas.

### Comentários:

Sabendo que a composição dos gases na atmosfera terrestre é dada por:



A partir desse conhecimento, podemos afirmar que as afirmativas b, c e d são falsas. Desta forma, sabendo que a respiração dos animais é realizada devido ao Oxigênio e a fotossíntese se deve ao gás carbônico. Podemos afirmar que a alternativa correta é a Letra A.

**Gabarito: "a".**

### (2015/EAM)

A camada da atmosfera terrestre na qual situam-se o oxigênio e o gás carbônico utilizados na respiração dos seres vivos, bem como as nuvens e os ventos, denomina-se:

- a) mesosfera
- b) estratosfera
- c) exosfera
- d) troposfera
- e) termosfera

### Comentários:

A partir de um conhecimento prévio da composição da atmosfera, saberíamos que ela é composta da seguinte maneira, da mais próxima da crosta terrestre: Troposfera, Estratosfera, Mesosfera, Termosfera, Exosfera.

E dessa forma, temos que a camada onde situam-se o oxigênio e o gás carbônico, bem como as nuvens e os ventos, é na qual os seres vivos habitam, ou seja, na troposfera.

Com isso, temos que a alternativa correta é a letra D.

**Gabarito: “d”.**

## 1.1 - As isotermas de Boyle Mariotte

O irlandês Robert Boyle (1627-1691) foi um influente cientista em sua época. Em um de seus diversos experimentos, com um tubo em U, ele percebeu que, a uma temperatura constante, a pressão e o volume de um gás variavam de forma inversamente proporcional.

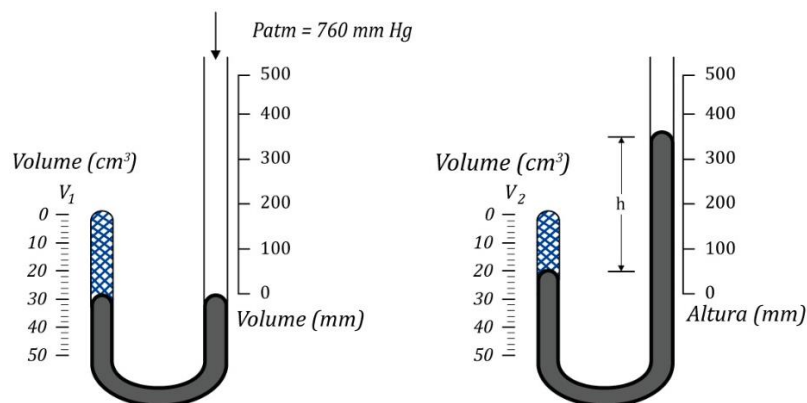


Figura 06.1 – O experimento de Boyle.

Boyle inseriu certa quantidade de mercúrio no tubo, que tinha uma de suas extremidades fechada, com um gás confinado, e a outra livre para a atmosfera. À medida que mais mercúrio era inserido, maior era a pressão do gás, e menor era o seu volume. Podemos escrever a sua lei dizendo que o produto entre a pressão e o volume de um gás ideal é constante.

$$P \cdot V = \text{constante}$$

**Lei isotérmica**

Graficamente, essa relação é observada na forma de uma hipérbole, chamada de **isoterma**. Em uma isoterma, todos os pontos têm a **mesma temperatura**.

O prefixo “iso” significa o mesmo, igual, semelhante, igualdade. Já o radical “term” se relaciona a temperatura, sendo o “a” uma flexão de gênero. Podemos escrever várias isotermas, lado a lado, sendo que cada uma delas ocorre a uma certa temperatura, tal que, quanto maior o produto  $P \cdot V$ , maior será a temperatura da isoterma e mais afastada ela será da origem.

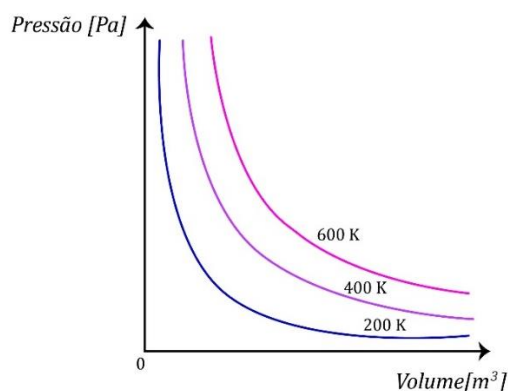


Figura 06.2 – Diferentes curvas isotermas de um gás ideal.



A **temperatura** de um gás está relacionada a sua **energia interna**, dessa forma, em uma **transformação isotérmica**, a energia interna do gás é **constante**, ou seja, não se altera.

### 1.1.1 - A lei Isovolumétrica

A lei **isovolumétrica**, estuda a variação da pressão com a temperatura de um gás, sob **volume constante**. Por esse motivo, também pode ser chamada de **isométrica** ou **isocórica**.

$$\frac{P}{T} = \text{constante}$$

Lei isovolumétrica

Essa lei diz que, sob volume constante, a pressão de um gás é diretamente proporcional à temperatura em escala absoluta. Isso fica mais evidente com o seguinte rearranjo algébrico da expressão acima:

$$P = \text{constante} \cdot T$$

A temperatura em Kelvin é usada pois a expressão torna-se mais simples, em comparação com a expressão em função da temperatura em alguma escala graduada, como a escala Celsius.

É possível expressarmos diferentes transformações isocóricas em um mesmo gráfico. Sendo que a reta de maior inclinação representará uma isométrica de maior volume.

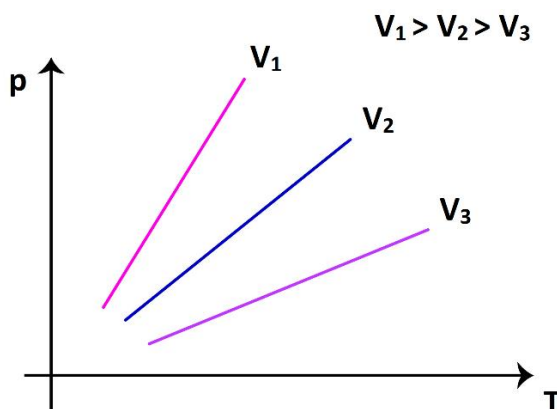


Figura 06.3 – Diferentes isovolumétricas de um gás ideal.

### 1.1.2 - A lei isobárica

A lei **isobárica**, estuda a variação do volume com a temperatura de um gás, sob **pressão constante**. O barômetro é o instrumento usado para aferir a pressão, use essa associação para se lembrar que a lei isobárica está relacionada a uma transformação que ocorre em pressão constante.

$$\frac{V}{T} = \text{constante}$$

Lei isovolumétrica

Essa lei diz que, sob pressão constante, o volume de um gás é diretamente proporcional à temperatura em escala absoluta. Isso fica mais evidente com o seguinte rearranjo algébrico da expressão acima:

$$V = \text{constante} \cdot T$$

A temperatura também é utilizada em Kelvin para efeitos de simplificação. É possível expressarmos diferentes transformações isóbaras em um mesmo gráfico. Sendo que a reta de maior inclinação representará uma isobárica de maior pressão.

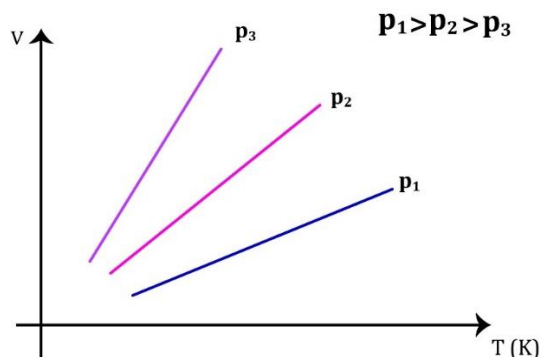


Figura 06.4 – Diferentes isobáricas de um gás ideal.

## 1.2 - A lei geral dos gases ideais

A lei geral dos gases ideal reúne as informações das três leis: isotérmica, isovolumétrica e isobárica em uma só expressão. Aluno, durante as questões que cobrem essa lei, é importante que a temperatura sempre seja usada em Kelvin.

Sejam dois pontos *A* e *B* quaisquer, nos quais um gás ideal se encontre a uma temperatura *T*, pressão *p* e volume *V*. Essas três grandezas, nos dois pontos, estarão relacionadas por:

$$\frac{p_A \cdot V_A}{T_A} = \frac{p_B \cdot V_B}{T_B}$$

Lei geral dos gases ideais

$$[p] = atm$$

$$[V] = l$$

$$[T] = K$$

As unidades usadas para o volume e para a pressão podem variar, desde que sejam as mesmas usadas nos dois pontos. Contudo, a temperatura deve sempre ser representada em Kelvin. As unidades mais comuns para a pressão e o volume são, respectivamente, o *atm* e o *litro*.

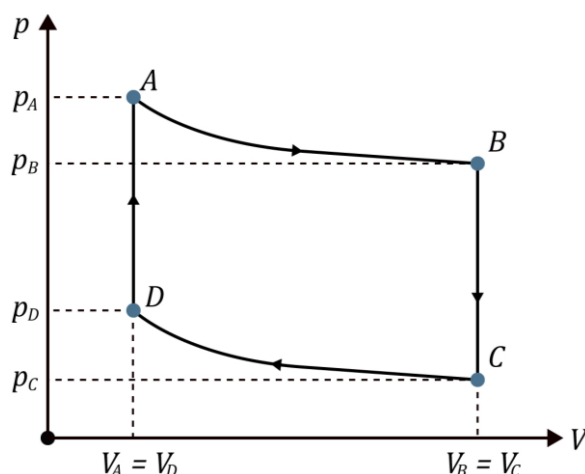


Figura 06.5 – Uma transformação de um gás ideal entre os estágios A, B, C e D.





Destaca-se que podemos usar a lei geral dos gases ideais para relacionais quaisquer dois pontos, independentemente do caminho feito pelo gás para chegar até o ponto em questão.

**(2019/INÉDITA)**

O etileno, também chamado de eteno, é um gás altamente inflamável e incolor que possui efeito anestésico. Nas plantas, esse composto químico funciona como um hormônio sintetizado a partir da metionina, um tipo de aminoácido.

Os seus efeitos são variados, destacando-se o amadurecimento de frutos, o envelhecimento de flores e folhas e a queda de frutos e folhas. O etileno também está relacionado à especificação do sexo de flores de algumas espécies de plantas, nas quais uma maior quantidade de etileno está relacionada ao aumento de flores de sexo feminino.

Uma doutora em biologia celular e estrutural de Tabatinga projetou três estufas retangulares, A, B, e C cujas características foram descritas na tabela a seguir.

	Estufa A	Estufa B	Estufa C
Altura (m)	2,0	2,5	2,0
Largura (m)	5,0	4,0	9,5
Comprimento (m)	3,0	4,0	2,0
Temperatura (°C)	27	47	31

Um mesmo número de plantas de uma determinada espécie cujo comportamento segue o descrito no texto acima foi cultivada em cada uma das três estufas.

Sabendo-se que todas as condições de trato das plantas são as mesmas, que as plantas produzam a mesma quantidade de etileno, e essa substância tenha comportamento de gás ideal. Qual o ordenamento crescente do número de espécies masculinas esperado para cada estufa?

- a)  $A < B < C$       b)  $A > B > C$       c)  $A = B > C$       d)  $A < B = C$       e)  $A > B = C$

**Comentários**

Sabemos que uma menor pressão de etileno irá gerar uma maior quantidade de plantas do sexo masculino. Se as plantas produzem a mesma quantidade de etileno, devemos usar a lei geral dos gases ideais para compararmos a pressão de etileno em cada estufa:

$$\frac{p_A \cdot V_A}{T_A} = \frac{p_B \cdot V_B}{T_B}$$

Lei geral dos gases ideais

$$[p] = atm$$

$$[V] = l$$

$$[T] = K$$

Devemos converter as temperaturas para a escala absoluta Kelvin:



$$T_A = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$T_B = 47 + 273 = 320 \text{ K}$$

$$T_C = 31 + 273 = 304 \text{ K}$$

E calcular o volume de cada uma das estufas. Como vamos trabalhar com uma razão, podemos usar o volume em  $m^3$ :

$$V_A = 2,0 \cdot 5,0 \cdot 3,0 = 30 \text{ m}^3$$

$$V_B = 2,5 \cdot 4,0 \cdot 4,0 = 40 \text{ m}^3$$

$$V_C = 2,0 \cdot 9,5 \cdot 2,0 = 38 \text{ m}^3$$

Finalmente, explicitando a razão entre as pressões em A e B, temos:

$$\frac{p_A}{p_B} = \frac{T_A \cdot V_B}{T_B \cdot V_A} = \frac{300 \cdot 40}{320 \cdot 30} = \frac{30 \cdot 4}{32 \cdot 3} = \frac{10 \cdot 4}{32 \cdot 1} = \frac{40}{32}$$

Isso nos permite concluir que  $p_A > p_B$ . Agora, de maneira análoga, devemos comparar B e C:

$$\frac{p_B}{p_C} = \frac{T_B \cdot V_C}{T_C \cdot V_B} = \frac{320 \cdot 38}{304 \cdot 40} = \frac{32 \cdot 38}{304 \cdot 4} = \frac{8 \cdot 38}{304 \cdot 1} = 1$$

Logo,  $p_B = p_C$ . Consequentemente  $p_A > p_B = p_C$ . Se a quantidade de plantas masculinas é menor para uma maior pressão de etileno, teremos menos plantas masculinas na estufa A e a mesma quantidade nas estufas B e C.

$$A < B = C$$

**Gabarito: “d”**

### 1.3 - Casos particulares da lei geral dos gases ideais

Aluno, tenha atenção redobrada nesse tópico. Esse não costuma cair...



#### 1.3.1 - A lei geral para uma transformação isotérmica

Em uma transformação isotérmica, a temperatura é constante entre os dois pontos estudados. Esse tipo de mudança costuma ser caracterizada por uma isoterma.

No nosso exemplo, temos duas transformações isotérmicas, elas ocorrem de A para B e de C para D.



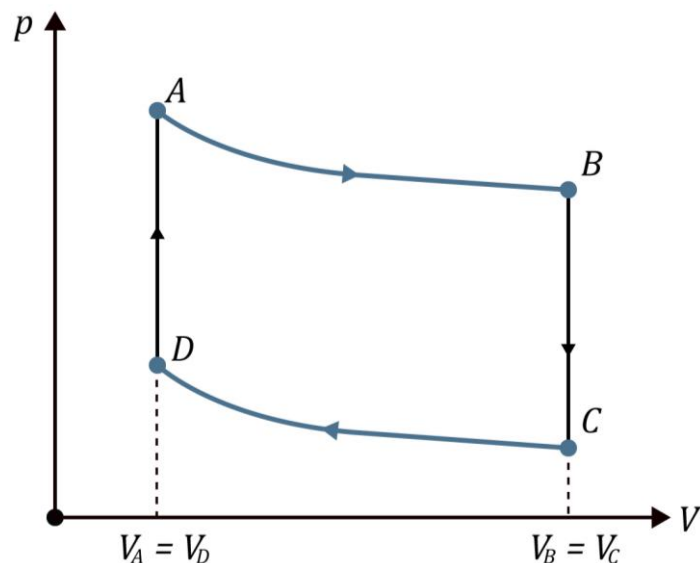


Figura 06.6 – Nas transformações isotérmicas destacadas, a temperatura é constante.

Para uma transformação isotérmica, podemos simplificar a lei geral dos gases ideais da seguinte forma:

$$\frac{p_A \cdot V_A}{T_A} = \frac{p_B \cdot V_B}{T_B}$$

Lei geral dos gases ideais

$$\frac{p_A \cdot V_A}{\cancel{T_A}} = \frac{p_B \cdot V_B}{\cancel{T_B}}$$

$$p_A \cdot V_A = p_B \cdot V_B$$

**Lei geral dos gases ideais para uma transformação isotérmica**

Agora vamos praticar esse caso particular:

**(2019/EEAR)**

Um cilindro dotado de um êmbolo contém aprisionado em seu interior  $150 \text{ cm}^3$  de um gás ideal à temperatura controlada de  $22 \text{ }^\circ\text{C}$  e à pressão de  $2 \text{ Pa}$ . Considere que o êmbolo do cilindro pode ser movido por uma força externa, de modo que o gás seja comprimido a um terço de seu volume inicial, sem, contudo, variar a sua temperatura. Nessas condições, determine em Pascal ( $\text{Pa}$ ) a nova pressão à qual o gás estará submetido.

- a) 2.      b) 3.      c) 6.      d) 9.

### Comentários

Como a temperatura não varia, temos uma transformação isotérmica. Nesse caso, especificamente, não é necessário fazer a conversão da temperatura para Kelvin, visto que ela será eliminada da lei geral dos gases ideais. Vamos denominar o ponto antes da compressão de A, e após ponto B. Podemos aplicar a lei geral dos gases ideais entre os dois pontos citados:

$$\frac{p_A \cdot V_A}{T_A} = \frac{p_B \cdot V_B}{T_B}$$

Lei geral dos gases ideais



Sendo a temperatura constante, podemos escrever:

$$\frac{p_A \cdot V_A}{\cancel{T_A}} = \frac{p_B \cdot V_B}{\cancel{T_B}}$$

$$p_A \cdot V_A = p_B \cdot V_B$$

Substituindo os valores fornecidos pelo enunciado, sabendo que um terço de  $150 \text{ cm}^3$  correspondem a  $50 \text{ cm}^3$ :

$$2 \cdot 150 = p_B \cdot 50$$

Isolando a pressão no ponto final, por nós denominado de ponto B:

$$\frac{2 \cdot 150}{50} = p_B$$

$$p_B = \frac{2 \cdot 150}{50} = \frac{2 \cdot \cancel{150}}{\cancel{50}} \quad (\div 50)$$

$$p_B = \frac{2 \cdot 3}{1} = 6 \text{ Pa}$$

**Gabarito: "c"**

### 1.3.2 - A lei geral para uma transformação isovolumétrica

Em uma transformação isovolumétrica, o volume é constante entre os dois pontos estudados. Esse tipo de mudança costuma ser caracterizada por uma isométrica. Lembre-se que os termos "isovolumétrica", "isométrica" e "isocórica" são sinônimos. No nosso exemplo, temos duas transformações isovolumétricas, elas ocorrem de B para C e de D para A.

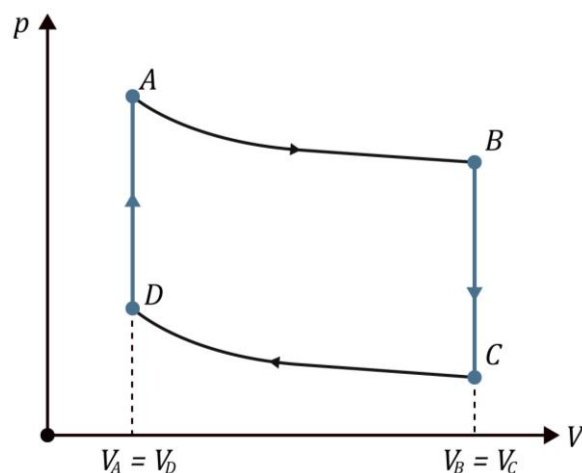


Figura 06.7 – Nas transformações isovolumétricas destacadas, o volume é constante.

Para uma transformação isométrica, podemos simplificar a lei geral dos gases ideais da seguinte forma:



$$\frac{p_A \cdot V_A}{T_A} = \frac{p_B \cdot V_B}{T_B}$$

Lei geral dos gases ideais

$$\frac{\cancel{p_A} \cdot V_A}{T_A} = \frac{\cancel{p_B} \cdot V_B}{T_B}$$

$$\frac{p_A}{T_A} = \frac{p_B}{T_B}$$

Lei geral dos gases ideais para  
uma transformação isométrica

Agora vamos praticar esse caso particular:

### 1.3.3 - A lei geral para uma transformação isobárica

Em uma transformação isobárica, a pressão é constante entre os dois pontos estudados. Esse tipo de mudança costuma ser caracterizada por uma isóbara. No nosso exemplo, temos duas transformações isobáricas, elas ocorrem de A para B e de C para D.

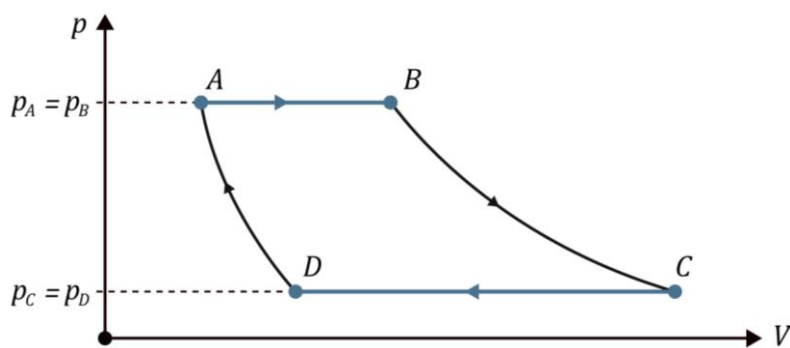


Figura 06.8 – Nas transformações isobáricas destacadas, a pressão é constante.

Para uma transformação isobárica, podemos simplificar a lei geral dos gases ideais da seguinte forma:

$$\frac{p_A \cdot V_A}{T_A} = \frac{p_B \cdot V_B}{T_B}$$

Lei geral dos gases ideais

$$\frac{\cancel{p_A} \cdot V_A}{T_A} = \frac{\cancel{p_B} \cdot V_B}{T_B}$$

$$\frac{V_A}{T_A} = \frac{V_B}{T_B}$$

Lei geral dos gases ideais para  
uma transformação isobárica



**Não decore** os casos particulares da lei geral dos gases ideais. Ao invés disso, parta da equação geral e simplifique-a para o caso proposto.

É importante que você saiba que em uma transformação isotérmica a temperatura é constante, em uma isovolumétrica o volume se mantém o mesmo, e em uma isobárica temos a pressão inalterada.

## 1.4 - A Equação de Clapeyron

Podemos relacionar a pressão  $p$  e o volume  $V$  com o número de mols do gás  $n$ , a constante universal dos gases perfeitos  $R$  e a temperatura absoluta  $T$  da seguinte forma:

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

**Equação de Clapeyron**

$$[p] = atm$$

$$[V] = l$$

$$[n] = mol$$

$$[R] = atm \cdot l / (mol \cdot K)$$

$$[T] = K$$

Nessa equação temos a constante universal dos gases perfeitos  $R$ , cujo valor depende das unidades escolhidas para as variáveis de estado. Para as unidades escolhidas acima, temos o seguinte valor de  $R$ :

$$R = 0,082 \frac{atm \cdot l}{mol \cdot K}$$

**Constante universal dos gases perfeitos**

Note que essas não são as unidades padrão do Sistema Internacional (SI) para as grandezas envolvidas. Adotando a pressão em  $Pa$  e o volume em  $m^3$ , temos o seguinte valor aproximado para a constante universal dos gases perfeitos  $R$ :

$$R \cong 8,31 \frac{Pa \cdot m^3}{mol \cdot K}$$

**Constante universal dos gases perfeitos**

Ainda vale destacar que a unidade  $Pa$  equivale a  $N/m^2$ , logo, temos no numerador da fração:

$$Pa \cdot m^3 = \frac{N}{m^2} \cdot m^3 = \frac{N}{m^2} \cdot m^3 = N \cdot m$$

Lembre-se ainda que  $N \cdot m$  é equivalente ao Joule, daí é comum que a constante universal dos gases perfeitos, quando em unidades do SI seja escrita como:

$$R \cong 8,31 \frac{J}{mol \cdot K}$$

**Constante universal dos gases perfeitos**

Aluno, é bastante comum que as questões forneçam a massa molar  $MM$  e a massa da amostra gás envolvida  $m_a$ . Com essas duas grandezas é possível determinar o número de mols do gás, conforme relação estudada anteriormente.

$$n = \frac{m_a}{MM}$$

**Número de mols de uma substância em função da massa da amostra e de sua massa molar.**

Esse conteúdo é bastante cobrado em questões de vestibulares. Vamos resolver algumas, como forma de entendermos a sua aplicação.



**(2018/EAM)**

Analise as propriedades do ar atmosférico relacionadas a seguir:

I- Capacidade do ar de diminuir seu volume.

I- Capacidade do ar de diminuir seu volume

II- Capacidade do ar de retornar ao seu estado natural após uma compressão.

III- Força por unidade de área que o ar exerce sobre tudo.

IV- Capacidade de aumentar seu volume ocupando todo um espaço.

Marque a opção que apresenta, respectivamente, o nome de cada uma dessas propriedades.

(A) Compressibilidade; elasticidade; pressão; expansibilidade.

(B) Ponderabilidade; elasticidade; massa; expansibilidade.

(C) Elasticidade; expansibilidade; pressão; flutuabilidade.

(D) Impenetrabilidade; expansibilidade; pressão; elasticidade.

(E) Divisibilidade; compressibilidade; resistência; volatilidade.

**Comentários:**

Compressibilidade, de acordo com a equação de Clapeyron para gases ideais temos que:

$$PV = nrt$$

Assim, com a compressão, o volume do gás diminui.

Elasticidade, pelo princípio da conservação da energia, o gás tende a retornar a seu estado natural.

Pressão, é definido como a razão da Força e a área em que ela atua.

Expansibilidade. Devido às baixas forças de coesão entre as moléculas de um gás, estas tendem a ficar em movimento livre ao redor do espaço, em um movimento desordenado, de modo a ocupá-lo.

**Gabarito: "a".**

## 1.5 - A massa específica de um gás ideal

A massa específica de uma substância é dada pela razão entre a sua massa e o seu volume:

$$\mu = \frac{m}{V}$$

**Massa específica de um corpo**

$$[\mu] = \text{kg}/\text{m}^3$$

$$[m] = \text{kg}$$

$$[V] = \text{m}^3$$

Isso também é válido para um gás ideal, além disso, essa relação é cobrada em diversas questões que envolvem o uso da lei geral dos gases ideais e da Equação de Clapeyron.

Podemos escrever essa relação fazendo a substituição da massa pelo produto entre o número de mols do gás e a sua massa molar:



$$\mu_{gás} = \frac{n \cdot MM}{V}$$

Massa específica de um gás

Outra troca bastante comum decorre de isolarmos o número de mols  $n$  de um gás ideal na Equação de Clapeyron:

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

Equação de Clapeyron

Isolando  $n$ :

$$\frac{p \cdot V}{R \cdot T} = n \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

Substituindo essa informação na equação da massa específica de um gás, temos:

$$\begin{aligned}\mu_{gás} &= \frac{n \cdot MM}{V} = \frac{\frac{p \cdot V}{R \cdot T} \cdot MM}{V} \\ \mu_{gás} &= \frac{p \cdot V \cdot MM}{V \cdot R \cdot T} = \frac{p \cdot \cancel{V} \cdot MM}{\cancel{V} \cdot R \cdot T}\end{aligned}$$

Finalmente, chegamos à expressão mais usada para a massa específica de um gás ideal, em função da constante universal dos gases  $R$ :

$$\mu_{gás} = \frac{p \cdot MM}{R \cdot T}$$

Massa específica de um gás ideal

Aluno, não decore essa relação, você precisa ter em mente a Equação de Clapeyron, a definição de massa específica e a relação entre massa e massa molar, proveniente da Química.

O interessante dessa equação deduzida é que podemos perceber que a massa específica de um gás aumentar proporcionalmente à pressão a qual ele está submetido, e de maneira inversamente proporcional à temperatura.

## 2 - Propriedades térmicas dos gases

Os gases têm um comportamento característico, visto que a variação de temperatura, por menor que seja, é capaz de alterar o seu volume e, conseqüentemente, a sua massa específica. Nesse capítulo serão trazidas as equações necessárias para o cálculo da energia interna de um gás, função da energia cinética das moléculas que o compõem.

Também serão abordadas as diferenças entre o calor específico de um gás e o de substâncias em outros estados físicos.

Por fim, traremos as definições e implicações de uma transformação adiabática, na qual as trocas de energia para o meio externo são desprezíveis.





## 2.1 - A energia interna de um gás

Aluno, trarei nesse tópico as equações para o cálculo da energia de gases monoatômicos e diatômicos. Não trarei a dedução dessas relações, pois acredito não ser interessante para o seu preparo. As moléculas de um gás, segundo a versão simplificada da teoria cinética dos gases, estão em constante movimento desordenado, porém, com velocidade média constante.

Isso significa que existe uma energia cinética de translação associada ao movimento de suas moléculas e uma de rotação, associada ao movimento em torno do próprio eixo das mesmas.

Gases ideais monoatômicos têm somente o primeiro tipo de energia, associada aos movimentos de translação, portanto, a sua energia interna  $U$  pode ser calculada através da seguinte relação:

$$U = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot T$$

**Energia interna de um gás monoatômico**

$$[n] = \text{mol}$$

$$[R] = J/(\text{mol} \cdot K)$$

$$[T] = K$$

Sendo  $R$  a constante universal dos gases ideais, e  $T$  a temperatura absoluta. Tenha especial cuidado no cálculo dessa energia interna, visto que o valor da constante universal dos gases, em função dessas unidades vale:

$$R \cong 8,31 \frac{J}{\text{mol} \cdot K}$$

**Constante universal dos gases perfeitos**

Os gases monoatômicos mais comuns são os Gases Nobres, da família 8A, ou 18, da tabela periódica, como  $He$ ,  $Ar$ ,  $Ne$ , etc.

Quando tratamos de espécies diatômicas, como  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $F_2$ ,  $I_2$ , dentre outras, devemos acrescentar o termo referentes às energias rotacionais no cálculo da energia interna. Esse termo vale  $n \cdot R \cdot T$ , portanto, temos a seguinte equação para o cálculo da energia interna de um gás diatômico:

$$U = \frac{5}{2} \cdot n \cdot R \cdot T$$

**Energia interna de um gás diatômico**

$$[n] = \text{mol}$$

$$[R] = J/(\text{mol} \cdot K)$$

$$[T] = K$$

É importante perceber que a energia interna é função, primordialmente, da temperatura, visto que o número de mols e a constante universal dos gases não tendem a variar.

## 2.2 - Calores específicos dos gases

O calor específico de um sólido ou líquido já foi estudado pela equação fundamental da calorimetria:

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

**Equação fundamental da calorimetria**

$$[Q] = \text{cal}$$

$$[m] = g$$

$$[c] = \text{cal}/(g \text{ } ^\circ\text{C})$$

$$[\Delta\theta] = ^\circ\text{C}$$



Sendo  $Q$  a quantidade de calor em calorias,  $m$  a massa em gramas,  $c$  o calor específico da substância em  $cal/g\ ^\circ C$  e  $\Delta\theta$  a variação de temperatura em  $^\circ C$ . O calor específico depende da temperatura e da pressão, entretanto, para sólidos e líquidos  $c$  é praticamente constante para faixas de temperatura não muito grandes, e quase não varia com a pressão, visto que sólidos e líquidos tendem a ser incompressíveis.

Os gases, por outro lado, apresentam grande compressibilidade, portanto, o seu calor específico varia consideravelmente em função da temperatura e da pressão.

Para sanar esse problema, é comum que se trabalhe com o calor específico a volume constante,  $c_V$ , típico de transformações isovolumétricas e o calor específico a pressão constante,  $c_p$ , válido para transformações isobáricas.

Aluno, para fins de provas de vestibular, que não sejam militares, decore que, experimentalmente, nota-se que os valores de  $c_p$  costumam ser superiores aos valores de  $c_V$ :

$$c_p > c_V$$

**Comparação entre  $c_p$  e  $c_V$**

Também tenha em mente que existe uma grandeza adimensional que relaciona a razão entre  $c_p$  e  $c_V$ , chamada expoente de Poisson, representado por  $\gamma$ .

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

**Expoente de Poisson**

$$[\gamma] = 1 \text{ (adimensional)}$$

$$[c_p] = cal/(g\ ^\circ C)$$

$$[c_V] = cal/(g\ ^\circ C)$$

Finalizando esse tópico, saiba que também existe uma relação entre  $c_p$ ,  $c_V$  e a constante universal dos gases ideais:

$$c_p - c_V = R$$

**Relação de Mayer**

Vejamos um exemplo:

**(2019/INÉDITA)**

Dois mols de um gás diatômico de calor específico molar a volume constante  $c_V = 5/2 R$ , inicialmente à pressão atmosférica, encontra-se em um recipiente rígido e tem a sua temperatura aumentada em  $100\ ^\circ C$ .

Calcule a quantidade de calor absorvida pelo gás durante esse aquecimento.

Dados:  $R = 8,3\ J/mol\ K$ .

### Comentários

Devemos calcular a quantidade de energia envolvida utilizando a equação fundamental da calorimetria modificada para a situação de um gás recebendo calor a volume constante, visto que o frasco no qual o gás está confinado é rígido.

$$Q = n \cdot c_V \cdot \Delta\theta$$

Equação fundamental da calorimetria

$$[Q] = J$$

$$[n] = mol$$

$$[c_V] = J/(mol\ K)$$

$$[\Delta\theta] = K$$



Sabemos que a variação de 100 °C equivale a variação de 100 K, visto que as duas escalas adotam o mesmo passo. Temos que  $c_V = 5/2 R$ , e que dois mols de gás se encontram no recipiente.

Substituindo essas informações na equação fundamental da calorimetria, temos;

$$Q_{\text{absorvido}} = n \cdot \frac{5}{2} \cdot R \cdot \Delta\theta = 2 \cdot \frac{5}{2} \cdot 8,3 \cdot 100 = 41,5 \cdot 10^2 = 4,15 \cdot 10^3$$

E como a constante dos gases nos foi fornecida com somente dois algarismos significativos:

**Gabarito:**  $Q \cong 4,2 \cdot 10^3 J$

### 2.3 - A transformação adiabática de um gás

Uma transformação adiabática é aquela na qual não ocorrem trocas de calor entre o gás e o meio externo. Isso pode ocorrer quando uma transformação gasosa for rápida, visto que os processos de transmissão de calor são relativamente lentos, ou pelo confinamento do gás em um recipiente isolado termicamente, como um feito de isopor.

Em uma transformação adiabática, vale a Lei de Poisson-Laplace:

$p_A \cdot V_A^\gamma = p_B \cdot V_B^\gamma$		<b>Expoente de Poisson</b>
$[\gamma] = 1$ ( <i>adimensional</i> )	$[p] = atm$	$[V] = l$

Em uma transformação adiabática, tipicamente é observada uma curva que vai de uma isoterma a outra.

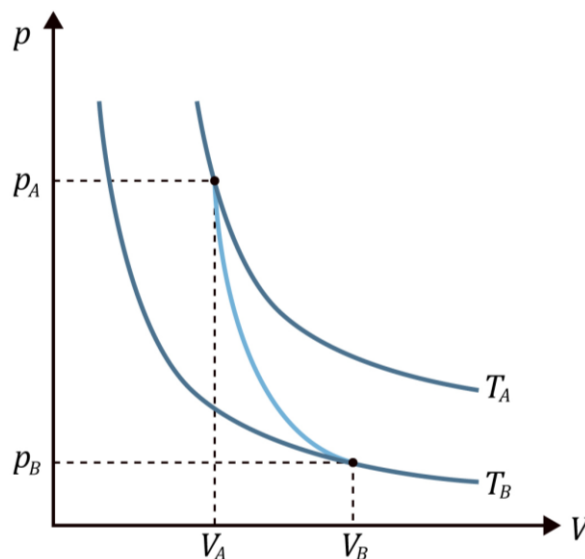
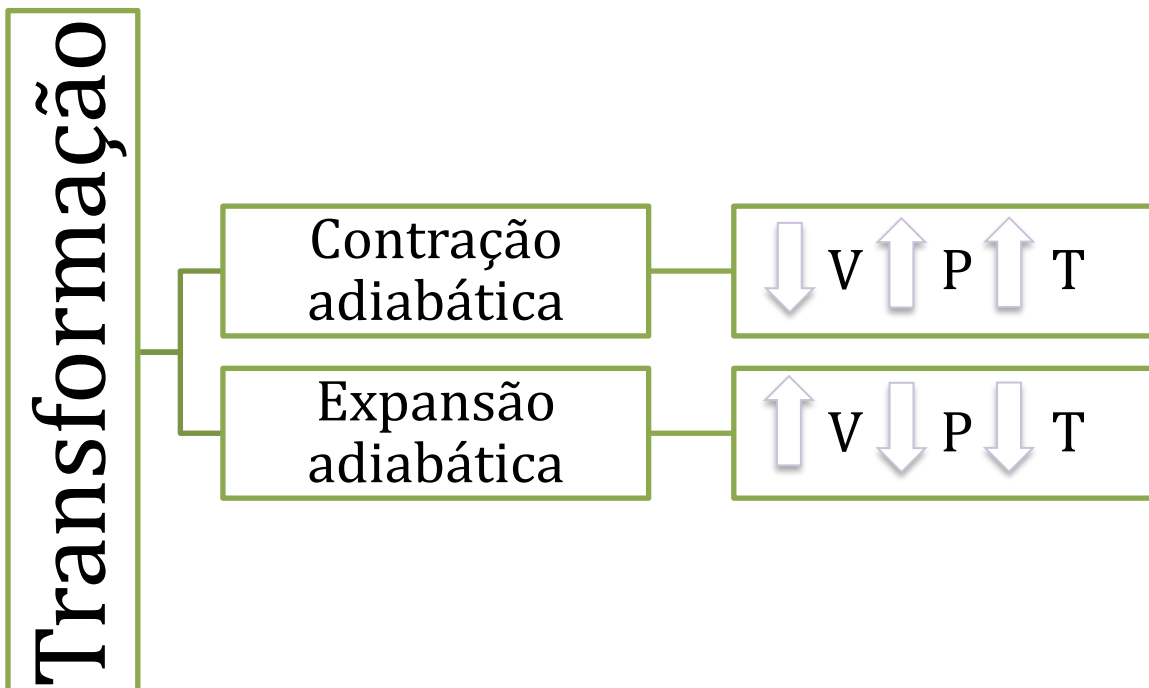


Figura 06.9 – Uma expansão adiabática de um gás. Note que  $V_B > V_A$ .

Isso significa que a pressão, o volume e a temperatura do gás variam. Em uma contração adiabática ocorre diminuição do volume, aumento de pressão e aumento de temperatura, por outro lado, em uma expansão adiabática o volume aumenta, e a pressão e a temperatura diminuem.



(2019/INÉDITA)

Um gás ideal ocupa, inicialmente, um volume de 2,0 litros, e exerce uma pressão de 1,0 atmosfera. Esse gás sofre uma expansão adiabática, com isso, passa a ocupar um volume de 4,0 litros. Sabendo que o expoente de Poisson  $\gamma$  desse gás vale  $3/2$ , qual a sua pressão ao final da expansão?

### Comentários

Chamando o estado inicial de A, e o final de B, em uma transformação adiabática, vale a Lei de Poisson-Laplace:

$$p_A \cdot V_A^\gamma = p_B \cdot V_B^\gamma$$

Expoente de Poisson

Para os valores fornecidos:

$$1,0 \cdot (2,0)^{(3/2)} = p_B \cdot (4,0)^{(3/2)}$$

Elevando todos os termos ao quadrado, temos:

$$(1,0)^2 \cdot (2,0)^{(3/2) \cdot 2} = (p_B)^2 \cdot (4,0)^{(3/2) \cdot 2}$$

$$1,0 \cdot (2,0)^3 = (p_B)^2 \cdot (4,0)^3$$

$$8,0 = (p_B)^2 \cdot 64$$

$$\frac{8,0}{64} = (p_B)^2$$

$$(p_B)^2 = \frac{8,0}{64} = \frac{8,0}{64} = \frac{1,0}{8,0}$$

( $\div$  8)



$$p_B = \sqrt{\frac{1,0}{8,0}} = \frac{\sqrt{1,0}}{\sqrt{8,0}} = \frac{1}{\sqrt{8,0}}$$

Racionalizando o denominador, temos:

$$p_B = \frac{1}{\sqrt{8,0}} \cdot \frac{\sqrt{8,0}}{\sqrt{8,0}} = \frac{\sqrt{8,0}}{\sqrt{64}} = \frac{\sqrt{8,0}}{8}$$

$$p_B = \frac{2 \cdot \sqrt{2,0}}{8} = \frac{2 \cdot \sqrt{2,0}}{8} = \frac{\sqrt{2,0}}{4} \text{ atm} \quad (\div 2)$$

Aluno, caso você encontre uma questão dessa em alguma prova, muito provavelmente terá que fazer as devidas racionalizações e simplificações. Essa resposta acima é uma boa resposta, contudo, como curiosidade, esse valor equivale, aproximadamente, a 0,35 atm.

Perceba que o volume aumentou e a pressão diminuiu, como era esperado.

**Gabarito:**  $p_B = \sqrt{2,0}/4 \text{ atm}$

### (2019/INÉDITA)

Um gás diatômico ideal cuja pressão inicial é  $P_0$  e o volume inicial  $V_0$  passa por uma transformação isotérmica e tem seu volume reduzido à décima sexta parte. Em seguida ele sofre um processo adiabático até que sua pressão se reduza à metade de  $P_0$ . O volume final do gás é

- a)  $16 \cdot V_0$       b)  $8 \cdot V_0$       c)  $V_0$       d)  $V_0/8$       e)  $V_0/16$

Note e adote:

O coeficiente de Poisson para o gás é  $\gamma = 5/4$

### Comentários

Vamos chamar o estado do gás após a primeira transformação de 1. Como essa primeira mudança é isotérmica, temos:

$$P_0 \cdot V_0 = P_1 \cdot V_1$$

$$P_0 \cdot V_0 = P_1 \cdot \frac{V_0}{16}$$

$$P_0 \cdot \cancel{V_0} = P_1 \cdot \frac{\cancel{V_0}}{16}$$

$$P_0 = \frac{P_1}{16} \Rightarrow P_1 = 16 \cdot P_0$$

Para a transformação adiabática, devemos usar a equação de Poisson:

$$P_1 \cdot (V_1)^\gamma = P_2 \cdot (V_2)^\gamma$$

Substituindo os valores, podemos determinar  $V_2$  em função de  $P_0$  e  $V_0$ :



$$16 \cdot P_0 \cdot \left(\frac{V_0}{16}\right)^{\frac{5}{4}} = \frac{P_0}{2} \cdot (V_2)^{\frac{5}{4}}$$

$$32 \cdot \cancel{P_0} \cdot \left(\frac{V_0}{16}\right)^{\frac{5}{4}} = \cancel{P_0} \cdot (V_2)^{\frac{5}{4}}$$

$$32 \cdot \left(\frac{V_0}{16}\right)^{\frac{5}{4}} = (V_2)^{\frac{5}{4}}$$

$$32 \cdot \frac{(V_0)^{\frac{5}{4}}}{16^{\frac{5}{4}}} = (V_2)^{\frac{5}{4}}$$

Lembre-se que:

$$16^{\frac{5}{4}} = (2^4)^{\frac{5}{4}} = 2^{4 \cdot \frac{5}{4}} = 2^{\cancel{4} \cdot \frac{5}{\cancel{4}}} = 2^5 = 32$$

Voltando à equação, temos:

$$32 \cdot \frac{(V_0)^{\frac{5}{4}}}{32} = (V_2)^{\frac{5}{4}}$$

$$\cancel{32} \cdot \frac{(V_0)^{\frac{5}{4}}}{\cancel{32}} = (V_2)^{\frac{5}{4}}$$

$$(V_0)^{\frac{5}{4}} = (V_2)^{\frac{5}{4}}$$

$$V_0 = V_2$$

**Gabarito: “c”.**

## 3 - Termodinâmica

Durante a nossa aula acerca da calorimetria, vimos que o **calor é uma forma de energia** que **flui** de um sistema de **maior temperatura** para outro **mais frio**. James Prescott Joule (1818-1889) demonstrou a existência de uma relação entre calor e energia mecânica, posteriormente, surge a moderna **Teoria Mecânica do Calor**, segundo a qual **o surgimento de uma quantidade de calor é sempre acompanhado do desaparecimento de uma quantidade equivalente de energia mecânica**.

A unidade oficial de energia no Sistema Internacional de Unidades é o **Joule**, [J], em homenagem ao cientista citado. A **caloria**, [cal], é uma unidade criada em uma época anterior, advinda da não mais aceita **teoria do calórico**. A relação entre as duas unidades é importante para fins de prova:

$$1 \text{ cal} \cong 4,184 \text{ J}$$

**Relação entre as principais unidades de energia**



A termodinâmica tem como principal foco o estudo da **conversão de energia térmica** em outras formas de energia e vice-versa. O principal exemplo desse tipo de conversão é a troca de trabalho em calor.

A lei zero da termodinâmica tem esse nome pois, apesar de essencial para a comprovação das outras leis, teve seu surgimento tardio. Essa lei determina que **quando dois sistemas em equilíbrio termodinâmico têm igualdade de temperatura com um terceiro sistema também em equilíbrio, então eles têm igualdade de temperatura entre si.**

Isso significa que dois corpos a uma mesma temperatura, por exemplo, compartilharam dessa temperatura com um termômetro corretamente calibrado. Com isso, temos a base empírica para a medição de temperatura.

A primeira e a segunda lei, e seus desdobramentos, serão o principal foco dessa aula. A terceira lei, e a noção de entropia, serão tratadas brevemente, visto que poucas são as questões que abordam esse tópico.

### 3.1 - A primeira Lei da Termodinâmica

A primeira lei da Termodinâmica dita que **a energia do Universo é constante**. Isso significa que a soma da energia de um sistema e de sua vizinhança não varia. Assim, podemos relacionar a energia interna de um sistema, a quantidade de calor que ele cede ou recebe, e o trabalho por ele ou sobre ele realizado.

Trarei a maneira, subjetivamente, mais intuitiva para abordarmos a primeira lei. Essa não é a maneira trazida na literatura mais formal. Contudo, será bastante útil na resolução de questões.

$$\Delta U = Q - W$$

**1ª Lei da Termodinâmica**

É importante ressaltar que, por tratarmos de três formas de energia, trabalharemos sobretudo com o Joule ou com a caloria como unidade. Agora devemos detalhar cada uma das três grandezas, e adotar uma convenção quanto ao sinal das três.



Já lhe adianto que **não existe um consenso** quantos aos sinais adotados em cada transformação gasosa por parte dos autores, tampouco dentre as diversas bancas dos variados vestibulares existentes em nosso país.

#### 3.1.1 - A Energia Interna

A **energia externa** de um sistema é definida pela sua **energia mecânica**. Por outro lado, em uma escala a nível atômico, a **agitação das moléculas** que compõem uma espécie se relaciona com a sua **temperatura**. A **energia interna** de um sistema é função desse nível de agitação, que se relaciona à temperatura. Esse conceito é cobrado, majoritariamente, associado a gases ideais.

A energia interna de gases reais não pode ser calculada de forma direta, pois compreende uma série de parcelas, como a energia relacionada com forças intramoleculares conservativas, as energias cinéticas de rotação das ligações atômicas, a energia dos movimentos das partículas elementares nos átomos, além da energia cinética média das moléculas.

Para uma determinada quantidade de gás ideal, a sua energia interna depende exclusivamente da **temperatura**, logo, a alteração de energia interna acontece com a alteração de temperatura. Vamos nos lembrar da relação entre essas duas grandezas para um gás monoatômico, estudada na aula referente aos gases.

$$U = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot T$$

**Energia interna de um gás monoatômico**

$$[n] = \text{mol}$$

$$[R] = J/(\text{mol} \cdot K)$$

$$[T] = K$$

Sendo  $R$  a constante universal dos gases ideais, e  $T$  a temperatura absoluta. Tenha especial cuidado no cálculo dessa energia interna, visto que o valor da constante universal dos gases, em função dessas unidades vale:

$$R \cong 8,31 \frac{J}{\text{mol} \cdot K}$$

**Constante universal dos gases perfeitos**

Reforço que, para determinada quantidade de gás ideal ( $n$  constante), a variação da energia interna é fruto, somente da variação da temperatura.

$$\Delta U = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot \Delta T$$

**Variação da Energia interna de um gás ideal monoatômico em função da variação de temperatura.**

Vamos convencionar:

- Se a temperatura aumenta, então a energia interna também aumenta:  $\Delta U > 0$ .
- Se a temperatura permanece constante, então a variação da energia interna é nula:  $\Delta U = 0$ .
- Se a temperatura diminui, então a energia interna também diminui:  $\Delta U < 0$ .

A variação de energia interna costuma ser cobrada em conjunto com as características das transformações sofridas por gases ideais.

### 3.1.2 - O calor e as transformações gasosas

A energia na forma de calor,  $Q$ , pode ser recebida pelo gás, ou por ele doada, para o sistema a sua volta.

- Quando o calor for recebido pelo gás adotaremos o sinal positivo  $Q > 0$ .
- Quando o calor for cedido pelo gás para a sua vizinhança adotaremos o sinal negativo  $Q < 0$ .

### 3.1.3 - Trabalho nas transformações gasosas

O trabalho envolvido na transformação de um gás está relacionado com a variação de seu volume e pode ser entendido como a troca de energia mecânica do gás com o meio externo que o cerca. O cálculo do envolve uma integral, o que vai além do conteúdo dos vestibulares que não são militares.





A forma simplificada da expressão que nos permite o cálculo do trabalho  $W$  de um gás ideal, em função de sua pressão  $p$  e da variação de seu volume  $V$  é:

$$W = p \cdot \Delta V$$

O trabalho envolvido em uma transformação gasosa

$$[W] = J$$

$$[R] = Pa = N/m^2$$

$$[V] = m^3$$

Essa relação nos permite tirar algumas conclusões. A primeira é que o trabalho de uma certa transformação gasosa só poderá ser calculado quando essa acontecer a uma **pressão constante**.

A Segunda é que quando o **volume** de um gás se mantiver **constante** em uma transformação, então o **trabalho** envolvido naquela transformação é **nulo**.

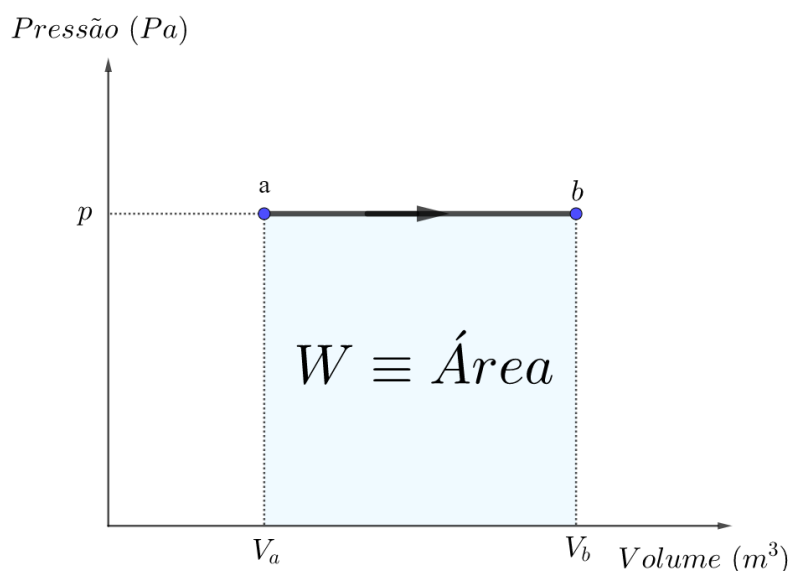


Figura 06.10 – O diagrama de Clapeyron. A área sob a curva é numericamente igual ao trabalho envolvido na transformação.

Vamos convencionar algumas transformações:

- Quando o gás aumentar o seu volume, sofrendo uma expansão, adotaremos que o trabalho é realizado pelo gás em sua vizinhança, portanto positivo  $W > 0$ .
- Quando o gás diminuir o seu volume, sofrendo uma contração, adotaremos que o trabalho é realizado pela vizinhança no gás, portanto com sinal negativo  $W < 0$ .
- Quando a variação de volume for nula, o trabalho também será  $W = 0$ .

(2019/INÉDITA)

Em um processo termodinâmico, um gás perfeito se expande realizando um trabalho de 50 J, quando recebe 200 J de uma fonte de calor. Calcule a variação de energia interna sofrida pelo gás.

Comentários:

O calor é transferido para o sistema, portanto ele será positivo e o trabalho mencionado pelo enunciado é o trabalho realizado pelo gás, então, o trabalho sobre o gás é de  $- 50 J$ . Pela primeira lei temos:

$$\Delta U = Q_{entra} + \tau_{sobre}$$



$$\Delta U = 200 + (-50)$$

$$\boxed{\Delta U = 150 J}$$

### 3.1.3 - A primeira lei da Termodinâmica e os sinais adotados

Façamos agora um apanhado do que foi aqui convencionado.

$$\Delta U > 0$$

- Aumento de temperatura

$$\Delta U < 0$$

- Diminuição de temperatura.

$$Q > 0$$

- Calor absorvido pelo gás.

$$Q < 0$$

- Calor cedido pelo gás.

$$W > 0$$

- Trabalho realizado pelo gás (expansão).

$$W < 0$$

- Trabalho realizado sobre o gás (compressão).

(2019/INÉDITA)

Em uma certa quantidade de gás ideal é realizado um trabalho de  $250 J$ , recebendo  $100 J$  de uma fonte de calor. Qual a variação na energia interna do gás?

**Comentários:**

Repare que o enunciado fornece o trabalho sobre o gás, portanto, pela nossa convenção  $\tau_{sobre} = +250 J$ . Além disso, o calor que entra no sistema é transferido ao gás, ou seja,  $Q_{entra} = +100 J$ . Logo, pela primeira lei temos:

$$\Delta E_{int} = Q_{entra} + \tau_{sobre}$$

$$\Delta E_{int} = 100 + 250$$

$$\Delta E_{int} = 350 J$$

(1996/IME)

Um corpo recebe  $40$  joules de calor de um outro corpo e rejeita  $10$  joules para o ambiente. Simultaneamente, o corpo realiza um trabalho de  $200$  joules. Baseado na Primeira Lei da Termodinâmica, estabeleça o que acontece com a temperatura do corpo em estudo.

**Comentários:**

O corpo realiza um trabalho de  $200$  joules, logo, o trabalho sobre ele é de  $-200 J$ . Além disso, o calor que entra no sistema é o saldo daquilo que ele recebe com aquilo que ele rejeita, ou seja:

$$Q_{entra} = 40 - 10 = 30 J.$$



Pela Primeira Lei da Termodinâmica, temos:

$$\Delta U = Q_{entra} + \tau_{sobre}$$
$$\Delta U = 30 + (-200) = -170 J$$

Com esse resultado, vemos que a energia interna reduziu, portanto, a temperatura interna diminui.

## 3.2 - A primeira lei aplicada em uma transformação gasosa

Na aula referente aos gases, vimos quatro situações particulares de transformações gasosas. As que ocorrem sob volume, pressão ou temperatura constante, além das que ocorrem sem trocas térmicas com o ambiente (adiabáticas).

Agora vamos estudar a primeira lei da termodinâmica aplicada a cada um desses casos, além do caso de uma transformação cíclica. Redobre a sua atenção, pois esse assunto costuma ser bastante cobrado.



### 3.2.1 - A volume constante

Quando uma transformação gasosa ocorre sem variação de volume, o trabalho envolvido nessa transformação é nulo:

$$W = p \cdot \Delta V$$

O trabalho envolvido em uma transformação gasosa

Sendo  $\Delta V = 0$ :

$$W = p \cdot 0$$

$$W = 0$$

A quantidade de calor recebida ou cedida pelo gás pode ser expressa a partir da versão um pouco modificada da equação fundamental da calorimetria:

$$Q = n \cdot c_v \cdot \Delta\theta$$

Equação fundamental da calorimetria

$$[Q] = cal$$

$$[n] = mol$$

$$[c_v] = cal/(mol \text{ } ^\circ C)$$

$$[\Delta\theta] = ^\circ C$$

Uma vez que o trabalho é nulo, a primeira lei da Termodinâmica fica resumida à seguinte expressão:



$$\Delta U = Q - W$$

1ª Lei da Termodinâmica

$$\Delta U = Q - 0$$

Finalmente:

$$\Delta U = Q$$

**1ª Lei da Termodinâmica para uma transformação a volume constante**

Em um diagrama que relaciona a pressão e o volume, uma transformação isométrica pode ser expressa da seguinte maneira:

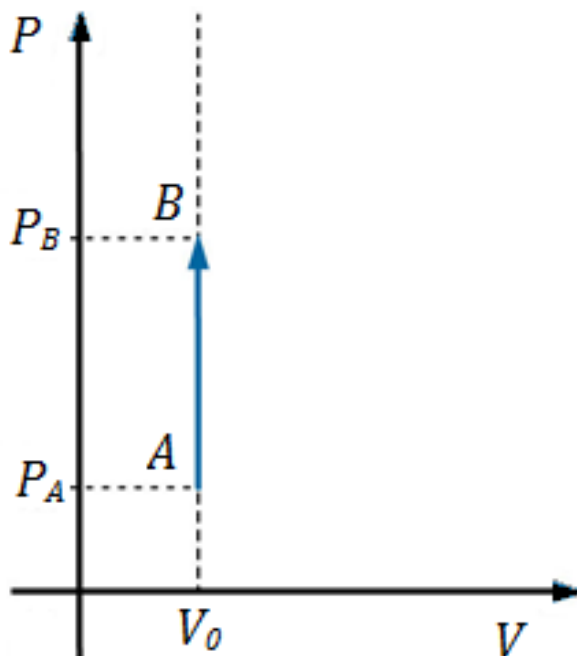


Figura 06.11 – Uma transformação gasosa isovolumétrica.

Aluno, lembre-se que os termos “isovolumétrica”, “isométrica” e “isocórica” são sinônimos e representam uma transformação gasosa ocorrida sob volume constante.

**(2019/INÉDITA)**

10 mols de um gás ideal sofre um aumento de 50 °C numa transformação termodinâmica. Dado que o calor molar a volume constante é 21 J/(mol · K), calcule a variação de energia interna do gás no processo.

**Comentários:**

Da termometria sabemos que  $\Delta T = 50 \text{ }^\circ\text{C} = 50 \text{ K}$ . Portanto, a variação da energia interna pode ser calculada da seguinte forma:

$$\Delta E_{int} = Q_V = n \cdot C_V \cdot \Delta T$$

$$\Delta E_{int} = 10 \cdot 21 \cdot 50$$

$$\Delta E_{int} = 10,5 \text{ kJ}$$



### 3.2.2 - À pressão constante

Quando uma transformação gasosa ocorre a pressão constante, podemos calcular o trabalho a partir de sua expressão que relaciona a pressão e a variação de volume.

$$W = p \cdot \Delta V$$

O trabalho envolvido em uma transformação gasosa isobárica

Aluno, **não decore**. A seguir, trarei uma equação fundamental da calorimetria aplicada a uma transformação a pressão constante. Nesse caso o calor específico do gás a pressão constante é chamado de  $c_p$ . A quantidade de calor recebida ou cedida pelo gás pode ser expressa por:

$$Q = m \cdot c_p \cdot \Delta\theta$$

Equação fundamental da calorimetria

$$[Q] = \text{cal}$$

$$[m] = g$$

$$[c_p] = \text{cal}/(g \text{ } ^\circ\text{C})$$

$$[\Delta\theta] = ^\circ\text{C}$$

Finalmente, a primeira da termodinâmica pode ser aplicada para relacionar a energia interna, o calor e o trabalho envolvido na transformação.

$$\Delta U = Q - W$$

1ª Lei da Termodinâmica para uma transformação a pressão constante

Note que, nesse caso específico, não podemos fazer grandes simplificações nas relações envolvidas. Em um diagrama que relaciona a pressão e o volume, uma transformação isobárica pode ser expressa da seguinte maneira:

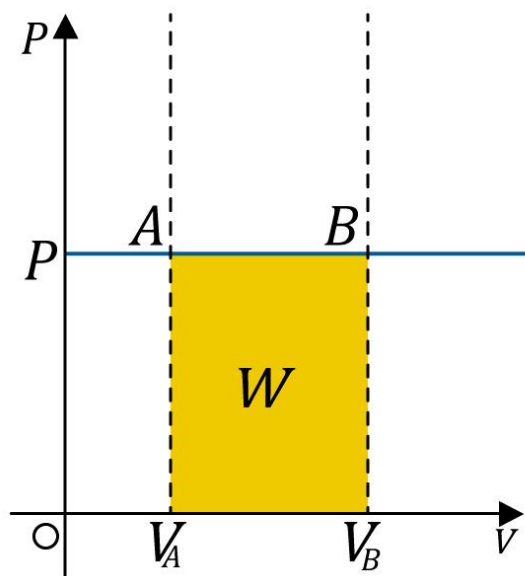


Figura 06.12 – Uma transformação gasosa isobárica.

(2019/INÉDITA)

Tem-se 10 mols de moléculas de um gás ideal cujo calor molar, sob pressão constante, é  $c_p = 20 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$ . Esse gás é aquecido sob pressão constante de  $2,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ , elevando-se sua



temperatura de 27 °C até 227 °C, o que faz com que seu volume se expanda de 0,10 m<sup>3</sup> para 0,20 m<sup>3</sup>. Determine:

- a) a quantidade de calor recebida pelo gás;
- b) o trabalho realizado pelo gás na expansão;
- c) a variação da energia interna sofrida pelo gás no processo.

### Comentários

a) A variação de temperatura é de 200 C°, o que equivale a uma variação de 200 K. A quantidade de calor envolvida nessa transformação isobárica pode ser calculada pela equação fundamental da calorimetria, modificada para o calor específico a pressão constante e nas unidades escolhidas.

$$Q = n \cdot c_p \cdot \Delta\theta$$

Equação fundamental da calorimetria

$$[Q] = J$$

$$[n] = mol$$

$$[c_p] = J/(mol K)$$

$$[\Delta T] = K$$

Substituindo-se os valores fornecidos:

$$Q = 10 \cdot 20 \cdot 200$$

$$Q = 10^1 \cdot 2,0 \cdot 10^1 \cdot 2,0 \cdot 10^2 = 4,0 \cdot 10^4 J$$

Como o calor foi recebido pelo gás, temos que esse calor tem sinal positivo.

b) O gás se expande isobaricamente. Temos a pressão de  $p = 2,0 \cdot 10^5 Pa$ , o que equivale a  $p = 2,0 \cdot 10^5 N/m^2$ . Usando a expressão para o cálculo do trabalho de uma transformação realizada a pressão constante, temos:

$$W = p \cdot \Delta V$$

O trabalho envolvido em uma transformação gasosa

$$[W] = J$$

$$[p] = Pa = N/m^2$$

$$[V] = m^3$$

Para a situação em questão:

$$W = 2,0 \cdot 10^5 \cdot (0,20 - 0,10) = 2,0 \cdot 10^5 \cdot 0,10$$

$$W = 2,0 \cdot 10^5 \cdot 10^{-1} = 2,0 \cdot 10^4 J$$

c) A variação de energia interna pode ser calculada pela primeira lei da termodinâmica:

$$\Delta U = Q - W$$

1ª Lei da Termodinâmica para uma transformação a pressão constante

Por se tratar de uma expansão, o gás realiza trabalho na sua vizinhança, portanto o trabalho tem sinal positivo segundo a convenção. Dessa forma:

$$\Delta U = 4,0 \cdot 10^4 - 2,0 \cdot 10^4$$



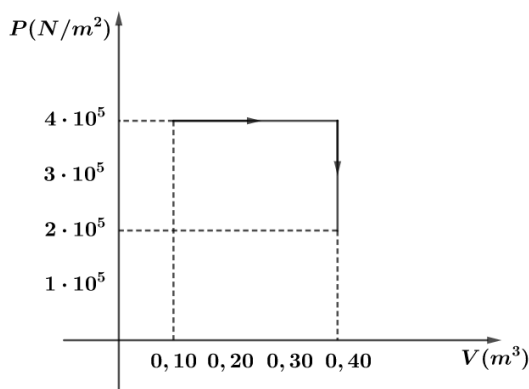
$$\Delta U = 2,0 \cdot 10^4 \text{ J}$$

Note que o aumento da energia interna implica aumento de temperatura sofrida pelo gás.

**Gabarito:** a)  $Q = 4,0 \cdot 10^4 \text{ J}$  b)  $W = 2,0 \cdot 10^4 \text{ J}$  c)  $\Delta U = 2,0 \cdot 10^4 \text{ J}$

**(2019/INÉDITA)**

Considere um gás ideal que sofre as seguintes transformações:



Nesse processo termodinâmico, o gás recebe  $3,0 \cdot 10^5 \text{ J}$  na forma de calor e  $T_A = 27^\circ \text{C}$ . Calcule:

- a temperatura do gás em  $C$ .
- o trabalho realizado sobre gás no processo.
- a variação de energia interna sofrida pelo gás.

**Comentários:**

a) Pela Lei Geral dos Gases, podemos relacionar o estado A com C:

$$\frac{P_A \cdot V_A}{T_A} = \frac{P_C \cdot V_C}{T_C} \Rightarrow \frac{4 \cdot 10^5 \cdot 0,10}{27 + 273} = \frac{2 \cdot 10^5 \cdot 0,40}{T_C}$$
$$T_C = 600 \text{ K ou } T_C = 327^\circ \text{C}$$

b) no trecho AB, temos uma transformação isobárica, onde o gás sofre expansão. Logo, o trabalho é dado por:

$$\tau_{A \rightarrow B} = -P \cdot (V_B - V_A) = -4 \cdot 10^5 \cdot (0,4 - 0,1) = -1,2 \cdot 10^5 \text{ J}$$

Já no trecho BC, temos uma transformação isocórica. Logo, o trabalho nesse trecho será nulo.

Portanto:

$$\tau_{A \rightarrow C} = \tau_{A \rightarrow B} + \tau_{B \rightarrow C} = -1,2 \cdot 10^5 + 0 = -1,2 \cdot 10^5 \text{ J}$$

c) dado que a quantidade de calor que entra no sistema é de  $2,5 \cdot 10^5$ , pela primeira lei temos:

$$\Delta E_{int} = Q_{entra} + \tau_{sobre} = 3,0 \cdot 10^5 + (-1,2 \cdot 10^5) = 1,8 \cdot 10^5 \text{ J}$$

### 3.2.3 - À temperatura constante

Sendo a temperatura constante, a variação de energia interna é nula, conforme a expressão que relaciona as duas grandezas.



$$\Delta U = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot \Delta T$$

Varição da Energia interna função da  
variação de temperatura.

$$\Delta U = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot 0$$

$$\Delta U = 0$$

Sendo a energia interna nula, a primeira lei da Termodinâmica fica resumida ao calor e ao trabalho:

$$\Delta U = Q - W$$

1ª Lei da Termodinâmica

$$0 = Q - W$$

Finalmente:

$$W = Q$$

**1ª Lei da Termodinâmica para uma  
transformação a temperatura constante**



Em uma **transformação** gasosa a **temperatura constante** de uma dada quantidade de gás ideal, todo o **calor trocado entre o sistema e o meio externo é igual ao trabalho realizado no processo**, uma vez que a variação de energia interna é nula.

Em um diagrama que relaciona a pressão e o volume, uma transformação isotérmica pode ser expressa da seguinte maneira:

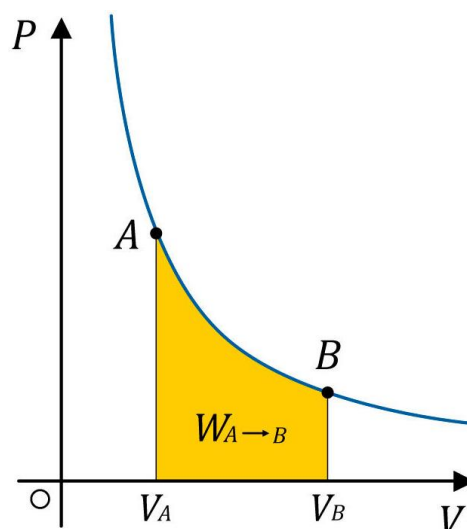


Figura 06.13 – Uma transformação gasosa isotérmica.





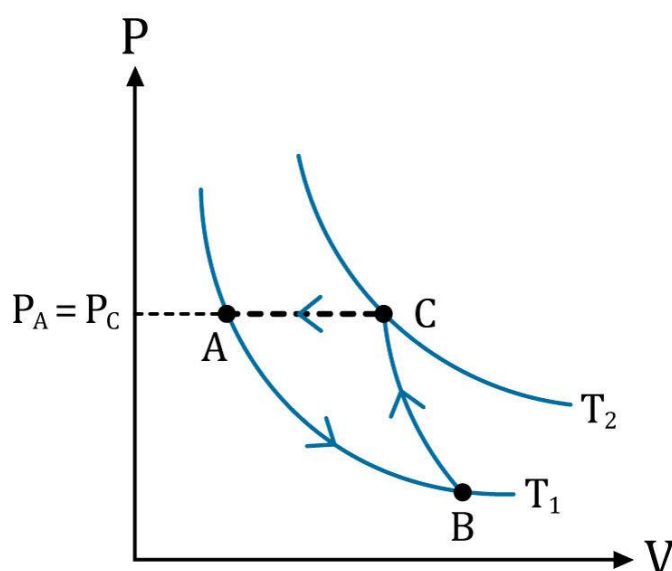
**(2018/EFOMM)**

Um gás ideal sofre uma expansão isotérmica, seguida de uma compressão adiabática. A variação total da energia interna do gás poderia ser nula se, dentre as opções abaixo, a transformação seguinte fosse uma

- a) compressão isocórica
- b) expansão isocórica
- c) expansão isobárica
- d) compressão isobárica
- e) compressão isotérmica

**Comentários**

A maneira mais fácil de entender a situação é fazendo um esquema em um diagrama a pressão e o volume. Para que a variação de energia interna seja nula, precisamos que a variação de temperatura seja nula, ou seja, o gás deve voltar ao ponto de onde partiu.



No processo  $A \rightarrow B$  vemos uma expansão, visto que o volume no ponto  $B$  é maior que no ponto  $A$ , e isotérmica, já que foi representada sob a isoterma  $T_1$ . Seguida de uma compressão adiabática, note que o volume em  $C$  é menor que em  $B$ .

Em seguida, devemos ir de  $C$  para  $A$ , o que caracteriza uma compressão feita sob pressão constante.

Também poderíamos descartar as alternativas até chegar a uma resposta correta. Como ocorreu uma expansão, ele precisaria sofrer uma compressão para voltar ao ponto inicial, o que descartaria as alternativas “b” e “c”.

A alternativa “a” é absurda, visto que uma compressão pressupõe diminuição de volume, logo, não pode ser feita a volume constante (isocórica).

Finalmente, deveríamos notar que as duas primeiras transformações sugeridas iriam, necessariamente, implicar aumento de temperatura em relação ao ponto inicial, portanto uma compressão isotérmica, sugerida pela alternativa “e” não seria capaz de fazer com que o gás retornasse ao ponto inicial. Dessa forma, nos restaria a alternativa “d” como gabarito.

**Gabarito: “d”**

### 3.2.4 - Adiabática

Sendo as trocas térmicas entre o sistema e o ambiente desprezíveis (processo adiabático), o calor envolvido é nulo, e a primeira lei da Termodinâmica fica resumida à seguinte expressão:

$$\Delta U = Q - W$$

1ª Lei da Termodinâmica

$$\Delta U = 0 - W$$

Finalmente:

$$\Delta U = -W$$

**1ª Lei da Termodinâmica para uma transformação adiabática**

Os avaliadores costumam fazer referência a esse tipo de situação falando que a transformação gasosa é **rápida, instantânea, de trocas térmicas desprezíveis**, ou que ocorreu em um **recipiente adiabático**, como um feito de isopor.

### 3.2.5 - Cíclica

Em uma transformação cíclica o gás parte de um estado caracterizado por uma pressão, um volume e uma temperatura, sofre uma série de transformações, e retorna ao estado inicial. Como a temperatura final é igual a temperatura inicial, não ocorre variação dessa propriedade, logo, a energia interna do gás é constante.

$$\Delta U = 0$$

**A variação da energia interna para uma transformação cíclica**

Consequentemente:

$$W = Q$$

**1ª Lei da Termodinâmica para uma transformação cíclica**

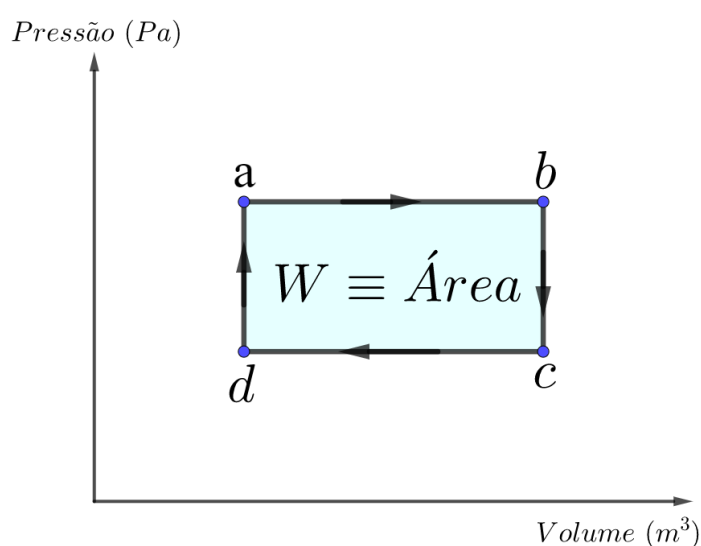


Figura 06.14 – Uma transformação gasosa cíclica.

O trabalho total do ciclo é igual à soma algébrica dos trabalhos realizados nas sucessivas transformações. Devemos destacar que **o trabalho envolvido também pode ser calculado pela área delimitada pelo ciclo**.

Além disso, caso o ciclo ocorra em sentido horário em um gráfico  $p \times v$  o trabalho terá sinal positivo, significando que o gás recebeu calor e realizou trabalho ao longo do ciclo (processo característico de motores e outros ciclos aquecedores). Por outro lado, caso esse ciclo ocorra em sentido anti-horário o trabalho terá sinal negativo, evidenciando que o trabalho é realizado sobre o gás e esse cede calor ao ambiente (caracterizando um ciclo refrigerador).

ESCLARECENDO!



### Ciclo horário

- Trabalho positivo ( $W > 0$ );
- Gás recebe calor e realiza trabalho;
- Ciclo aquecedor;
- Máquinas térmicas.

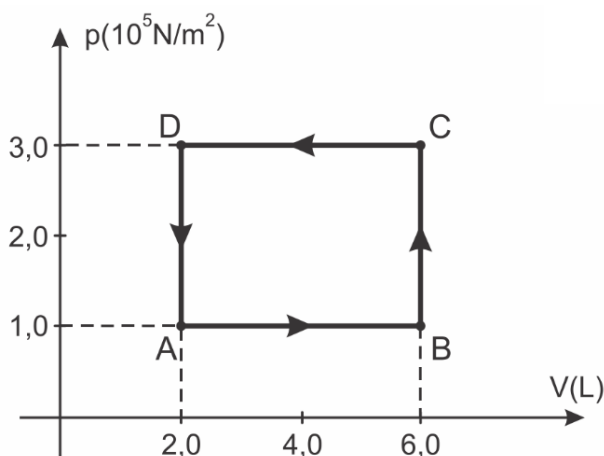
### Ciclo anti-horário

- Trabalho negativo ( $W < 0$ );
- Gás recebe trabalho e cede calor;
- Ciclo refrigerador;
- Máquinas frigoríficas.

Isso se deve ao fato de que, no sentido horário teremos expansões gasosas, cuja o sinal do trabalho é positivo, com módulos superiores às compressões gasosas (lembre-se que esses módulos se dão numericamente pela área abaixo da curva característica de cada transformação), de trabalho com sinal negativo.

#### (2017/EPCAR-AFA)

Um sistema termodinâmico constituído de  $n$  mols de um gás perfeito monoatômico desenvolve uma transformação cíclica ABCDA representada no diagrama a seguir.



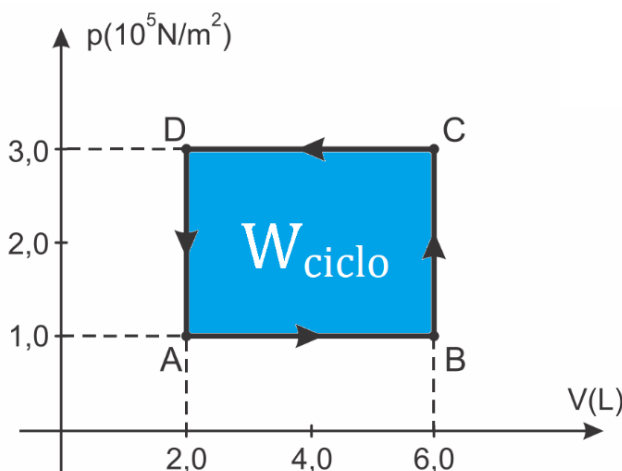
De acordo com o apresentado pode-se afirmar que

- a) o trabalho em cada ciclo é de  $800 J$  e é realizado pelo sistema.
- b) o sistema termodinâmico não pode representar o ciclo de uma máquina frigorífica uma vez que o mesmo está orientado no sentido anti-horário.
- c) a energia interna do sistema é máxima no ponto D e mínima no ponto B.
- d) em cada ciclo o sistema libera  $800 J$  de calor para o meio ambiente.

### Comentários

Em uma transformação cíclica, tenha como primeira preocupação olhar o sentido das transformações. No caso em questão, temos uma transformação no sentido anti-horário. Isso significa que estamos tratando de um ciclo refrigerador, o trabalho terá sinal negativo, e o trabalho é realizado sobre o gás e esse cede calor ao ambiente.

a) Incorreta. O trabalho não é realizado pelo sistema, e sim sobre o sistema. O gás recebe trabalho e cede calor para o ambiente. Vamos calcular o trabalho envolvido no ciclo, pois ele será útil para as próximas alternativas.



A área do retângulo destacado pode ser calculada pelo produto entre a sua base e a sua altura. Tenha sempre atenção redobrada com as unidades, expressas nos eixos do gráfico. O volume está expresso em litros, e deve ser convertido para metros cúbicos. Como  $1 m^3 = 1 \cdot 10^3 l$ , a conversão contrária pode ser feita efetuando-se a multiplicação por  $1 \cdot 10^{-3}$ :

$$W_{ciclo} \equiv A_{retângulo} = \text{base} \cdot \text{altura}$$

$$A_{retângulo} = (6,0 - 2,0) \cdot 10^{-3} \cdot (3,0 - 1,0) \cdot 10^5$$

$$A_{retângulo} = 4,0 \cdot 10^{-3} \cdot 2,0 \cdot 10^5$$

$$A_{retângulo} = 8,0 \cdot 10^{-3+5}$$

$$A_{retângulo} = 8,0 \cdot 10^2$$

$$A_{retângulo} = 800 J$$

O trabalho do ciclo é de  $800 J$ , contudo, cabe a nós determinar o sinal desse trabalho. Sendo o ciclo anti-horário, temos um ciclo refrigerador, no qual o trabalho é realizado sobre o gás, portanto de sinal negativo conforme a convenção.

$$W_{\text{ciclo}} = -800 J$$

b) Incorreta. Por estar orientado no sentido anti-horário, o sistema pode representar um ciclo de uma máquina frigorífica.

c) Incorreta. A energia interna está relacionada com a temperatura. Quanto maior a temperatura, maior a energia interna do sistema.

Podemos comparar as temperaturas nos pontos D e C, usando a lei geral dos gases ideais:

$$\frac{P_D \cdot V_D}{T_D} = \frac{P_B \cdot V_B}{T_B}$$

Vamos substituir os valores a partir da observação do gráfico:

$$\frac{3 \cdot 10^5 \cdot 2 \cdot 10^{-3}}{T_D} = \frac{1 \cdot 10^5 \cdot 6 \cdot 10^{-3}}{T_B}$$

$$\frac{3 \cdot 10^5 \cdot 2 \cdot 10^{-3}}{T_D} = \frac{1 \cdot 10^5 \cdot 6 \cdot 10^{-3}}{T_B}$$

$$\frac{3 \cdot 2}{T_D} = \frac{1 \cdot 6}{T_B} \Rightarrow \frac{6}{T_D} = \frac{6}{T_B}$$

$$\frac{\cancel{6}}{T_D} = \frac{\cancel{6}}{T_B} \Rightarrow \frac{1}{T_D} = \frac{1}{T_B} \quad (\div 1)$$

$$T_B = T_D$$

Portanto, os pontos D e B se encontram em uma mesma isoterma, conseqüentemente, as energias internas são iguais nos dois pontos.

É possível fazer uma análise visual do gráfico para estimar qual ponto de maior temperatura. Quanto mais afastado da origem, maior deve ser a temperatura, portanto o ponto C é o de maior temperatura e de maior energia interna. Por outro lado, o ponto A, mais próximo a origem, tem menor temperatura e energia interna mínima durante o ciclo.

d) Correta. Para determinarmos a quantidade de calor liberada a cada ciclo, podemos usar a primeira lei da termodinâmica.

$$\Delta U = Q - W$$

1ª Lei da Termodinâmica

Como estamos tratando de um ciclo, a temperatura inicial é igual a final, portanto a variação de energia interna é nula. Voltando a primeira lei, temos:

$$0 = Q - W$$



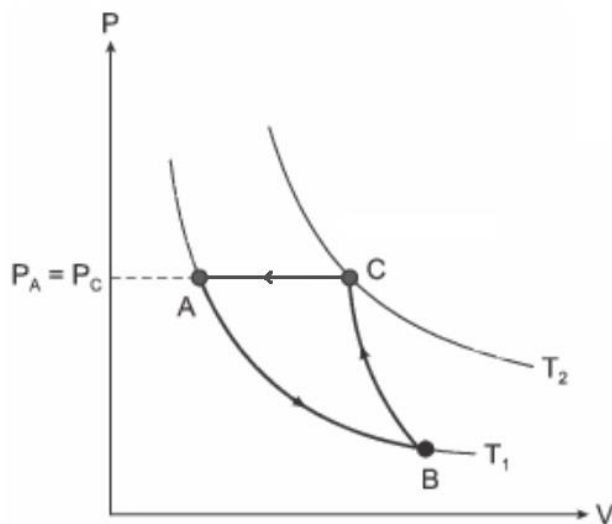
$$W = Q$$

Portanto, em um ciclo o trabalho é igual ao calor. Como o trabalho, calculado na alternativa “a” é de  $-800 \text{ J}$ , o calor também é de  $-800 \text{ J}$ , e o sinal negativo significa que o sistema liberou essa quantidade de calor para o meio ambiente

**Gabarito: “d”**

**(2019/INÉDITA)**

Certa massa de gás sofre três transformações sucessivas,  $A \rightarrow B$ ,  $B \rightarrow C$  e  $C \rightarrow A$ , conforme o diagrama que relaciona pressão e volume apresentado abaixo:



A respeito dessas transformações são feitas as seguintes afirmativas:

I – A variação da energia interna do gás, ao final das três transformações, é nula.

II –  $B \rightarrow C$  pode representar uma compressão adiabática.

III – O sentido do ciclo anti-horário indica que o gás cedeu calor para o ambiente e a massa gasosa realizou trabalho, indicando que o trabalho será negativo.

Está correto apenas o que se afirma em

- a) I.            b) II.            c) III.            d) I e II.            e) II e III.

Note e adote:

$T_1$  e  $T_2$  representam duas isotérmicas;

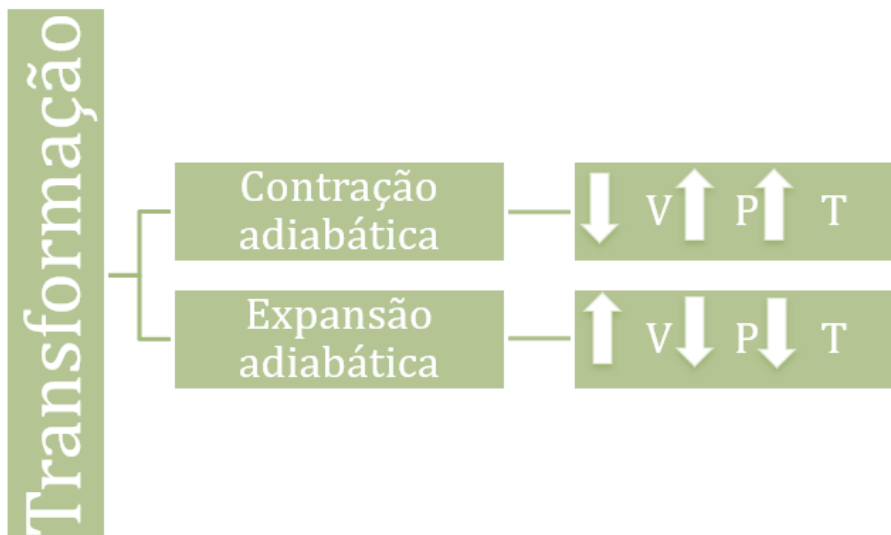
O gás deve ser tratado como ideal.

### Comentários

I – Correta. A o gás parte e retorna ao ponto A, sendo a temperatura final a mesma que a inicial, temos que a variação da energia interna do gás é nula.

II – Correta.  $B \rightarrow C$  indica um aumento de pressão, e uma diminuição de volume, partindo de uma isoterma de menor para outra de maior temperatura, o que pode caracterizar uma compressão, ou contração, adiabática:



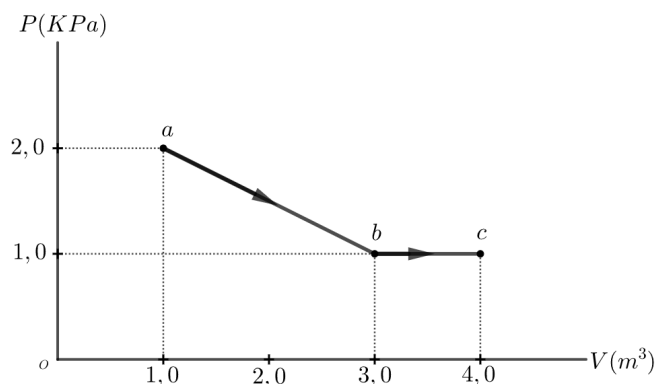


III – Incorreta. Quando o sentido do ciclo é anti-horário temos o **trabalho realizado sobre o gás** e esse cede calor ao ambiente. Nesse caso, o trabalho será negativo.

**Gabarito: “d”.**

**(2019/INÉDITA)**

Dois mols de um gás ideal monoatômico vão do estado *a* ao estado *c*, passando pelo estado *b* com pressão, como mostrado na figura abaixo. A quantidade de calor *Q* que entra no sistema durante esse processo é de aproximadamente:



- a) 4000 J      b) 5500 J      c) 6000 J      d) 7000 J      e) 8000 J

**Comentários**

Precisamos usar a primeira lei da Termodinâmica para calcularmos a quantidade de calor *Q* que entra no sistema durante esse processo. Para isso, precisamos calcular a energia interna e o trabalho envolvido nessa transformação.

Vamos começar calculando a variação da energia interna. Para um gás monoatômico, a relação a ser usada é a seguinte:

$$\Delta U = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot \Delta T$$

Variação da Energia interna de um gás ideal monoatômico em função da variação de temperatura.



A energia interna é uma função de estado, logo, para calcularmos a sua variação, precisamos somente da variação de temperatura entre os estados  $c$  e  $a$ , que correspondem aos estados final e inicial. Perceba também que, sendo o número de mols constante, a variação da energia interna depende somente da variação de temperatura.

Para calcularmos as temperaturas, nos pontos  $a$  e  $c$ , podemos usar a Equação de Clapeyron:

$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$				Equação de Clapeyron
$[p] = Pa$	$[V] = m^3$	$[n] = mol$	$[R] = Pa \cdot m^3 / (mol \cdot K)$	$[T] = K$

Note que a constante dos gases ideais  $R$  não foi fornecida. Não se preocupe, ela será cancelada, durante o cálculo da variação da energia interna.

Tenha cuidado também com as unidades expressas pelos eixos do diagrama  $p \cdot V$ , a pressão está expressa em  $kPa$  e precisa ser convertida para  $Pa$ , pela multiplicação por  $10^3$ .

Para o ponto  $a$ , temos:

$$2 \cdot 10^3 \cdot 1 = 2 \cdot R \cdot T_a$$

$$R \cdot T_a = 1 \cdot 10^3$$

$$T_a = \frac{1 \cdot 10^3}{R}$$

E para o ponto  $c$ :

$$1 \cdot 10^3 \cdot 4 = 2 \cdot R \cdot T_c$$

$$R \cdot T_c = 2 \cdot 10^3$$

$$T_c = \frac{2 \cdot 10^3}{R}$$

A variação da energia interna de  $a$  para  $c$  é:

$$\Delta U = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot (T_c - T_a)$$

$$\Delta U = \frac{3}{2} \cdot 2 \cdot R \cdot \left( \frac{2 \cdot 10^3}{R} - \frac{1 \cdot 10^3}{R} \right)$$

$$\Delta U = 3 \cdot \left( \frac{R \cdot 2 \cdot 10^3}{R} - \frac{R \cdot 1 \cdot 10^3}{R} \right) \quad \div (R)$$

$$\Delta U = 3 \cdot \left( \frac{2 \cdot 10^3}{1} - \frac{1 \cdot 10^3}{1} \right)$$

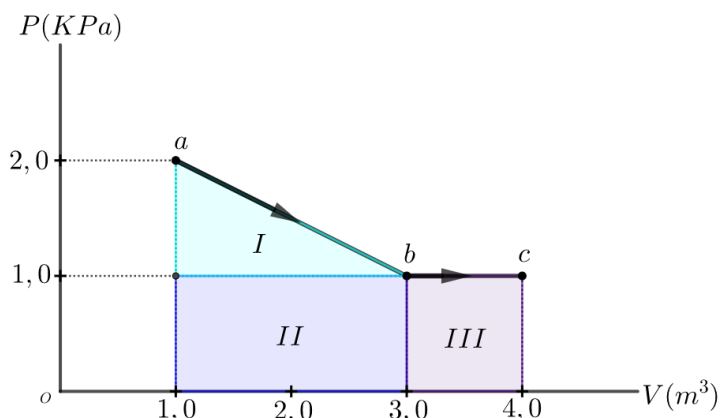
$$\Delta U = 3 \cdot (1 \cdot 10^3)$$





$$\Delta U = 3,0 \cdot 10^3 \text{ J}$$

O trabalho de  $a$  a  $c$  é numericamente igual a área abaixo da curva:



A área total é dada pela soma das áreas das regiões  $I$ ,  $II$  e  $III$ . Novamente devemos nos atentar à unidade da pressão. Devemos multiplicar a altura por  $10^3$  visto que o eixo  $y$  traz a pressão em  $kPa$ .

$$A_I = \frac{\text{base} \cdot \text{altura}}{2} = \frac{(3 - 1) \cdot (2 - 1) \cdot 10^3}{2} = \frac{2 \cdot 1 \cdot 10^3}{2} = 1 \cdot 10^3$$

$$A_{II} = \text{base} \cdot \text{altura} = (3 - 1) \cdot (1 - 0) \cdot 10^3 = 2 \cdot 1 \cdot 10^3 = 2 \cdot 10^3$$

$$A_{III} = \text{base} \cdot \text{altura} = (4 - 3) \cdot (1 - 0) \cdot 10^3 = 1 \cdot 1 \cdot 10^3 = 1 \cdot 10^3$$

$$A_{\text{total}} = A_I + A_{II} + A_{III} = 1 \cdot 10^3 + 2 \cdot 10^3 + 1 \cdot 10^3 = 4 \cdot 10^3$$

Dessa forma,  $W = 4,0 \cdot 10^3 \text{ J}$ .

Agora podemos usar a primeira lei da Termodinâmica:

$$\Delta U = Q - W$$

1ª Lei da Termodinâmica

Note que a variação de energia interna deve ser positiva, visto que a temperatura aumenta. O trabalho também deve ser positivo, pois o volume do gás aumenta, ou seja, ocorre uma expansão gasosa e o trabalho foi feito pelo gás no ambiente a sua volta.

$$(+3,0 \cdot 10^3) = Q - (+4,0 \cdot 10^3)$$

$$3,0 \cdot 10^3 = Q - 4,0 \cdot 10^3$$

$$3,0 \cdot 10^3 + 4,0 \cdot 10^3 = Q$$

$$Q = 3,0 \cdot 10^3 + 4,0 \cdot 10^3$$

$$Q = 7,0 \cdot 10^3 = 7000 \text{ J}$$

**Gabarito: "d".**



### 3.3 - A segunda Lei da Termodinâmica

A segunda lei da termodinâmica estabelece que os processos naturais apresentam um sentido preferencial de ocorrência, no qual o sistema sempre **tende espontaneamente** para um estado de equilíbrio. Note que essa lei não dita com certeza qual o sentido espontâneo de um processo, mas o de maior tendência que isso aconteça, portanto ela tem caráter **probabilístico**.

Muitos foram os enunciados propostos para a segunda lei da termodinâmica, e o mais cobrado é aquele que diz ser impossível existir um processo perfeito, capaz de converter 100% da quantidade de calor fornecida a uma máquina em trabalho útil.

Existem alguns exemplos que nos ajudam a compreender a segunda lei da termodinâmica:

- Quando dois corpos que se encontram em temperaturas diferentes são colocados juntos em um mesmo recipiente ocorre a transferência espontânea de energia na forma de calor do objeto mais quente para o mais frio. O contrário só ocorre com intervenção externa e fornecimento de mais energia.
- Se uma gota de café cai em um copo com água, as partículas de café se espalharão por toda a água até que todo o líquido fique uniformemente tingido. Não é impossível, porém altamente improvável, que as moléculas de café se juntem de modo espontâneo para restaurar a gota original.
- As mais diversas formas de energia tendem a se degradar, de maneira espontânea, em calor, no entanto, a conversão de calor em energia mecânica é difícil e nunca integral.

#### 3.3.1 - O demônio de Maxwell

Em 1871 James Clerk Maxwell, um físico e matemático britânico, elaborou um experimento mental como forma de sugerir que a segunda lei da termodinâmica seria verdadeira apenas de maneira estatística.

Segundo o cientista, um ser microscópico e inteligente, mais tarde chamado de “demônio de Maxwell”, poderia ser capaz de observar o estado microscópico de um sistema físico e permitir, exclusivamente, a passagem de moléculas gasosas de maior velocidade por um orifício entre uma divisória num recipiente, o que tornaria a temperatura desigual entre as duas câmaras do frasco, e diminuiria a entropia do sistema sem custo de energia.

Isso contraria a segunda lei da termodinâmica, que estabelece a irreversibilidade de fenômenos de física estatística, o que gera um aumento contínuo de entropia.

Mais tarde, por volta de 1929, uma resposta ao demônio de Maxwell foi sugerida por Leo Szilard, um físico nuclear húngaro. Segundo Szilard, esse ser microscópico precisaria de algum meio para medir a velocidade das moléculas gasosas, o que implicaria gasto de energia.

### 3.4 - Máquinas térmicas

Todo dispositivo que opera de forma contínua convertendo calor em trabalho é denominado uma máquina térmica. E essa se vale de uma substância que realiza ciclos entre duas temperaturas.

A temperatura mais elevada corresponde à denominada **fonte quente** da máquina, ao passo que a mais fria é chamada de **fonte fria**. A máquina recebe calor da fonte quente e converte parte



desse calor em trabalho útil. A parte restante de calor é rejeitada, pois não consegue ser convertida em trabalho, e vai para a fonte fria.

No nosso arranjo teórico, as fontes térmicas, quente e fria, conseguem trocar calor sem que a sua temperatura varie. As fontes quentes mais comuns são caldeiras, câmaras de combustão, dentre outros. E as fontes quentes mais usuais são o ar atmosférico ou a água dos oceanos ou de algum lago extenso.

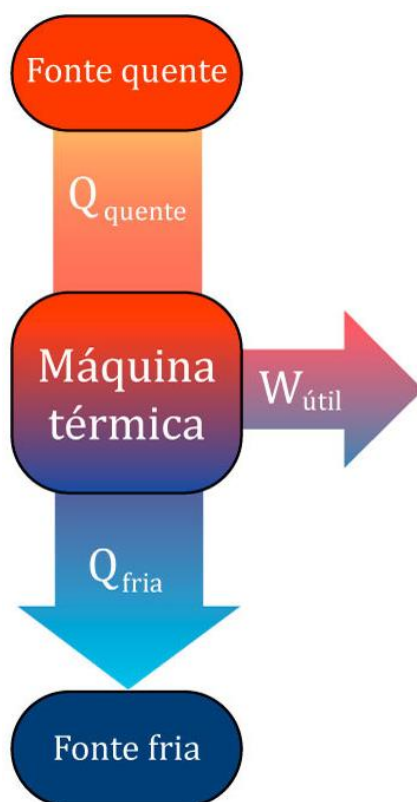


Figura 06.15 – A representação de uma máquina térmica.

### 3.4.1 - Rendimento da Máquina térmica

O rendimento de uma máquina térmica está relacionado com a sua capacidade de converter a energia fornecida pela fonte quente em trabalho útil.

A energia útil, ou trabalho útil, obtida a cada ciclo de uma máquina térmica é dada pela diferença entre a quantidade de calor retirada da fonte quente  $Q_{quente}$  e a devolvida para a fonte fria  $Q_{fria}$ . Essa noção vem do balanço de energia realizado na máquina, sabendo-se que a energia não se perde e nem se cria, ela se transforma.



Não confunda a notação. O calor da fonte térmica quente também costuma ser chamado de  $Q_1$  e o calor devolvido para a fonte térmica fria  $Q_2$ .

$$W_{\text{útil}} = Q_{\text{quente}} - Q_{\text{fria}}$$

Trabalho útil de uma máquina térmica

$$[W_{\text{útil}}] = J$$

$$[Q_{\text{quente}}] = J$$

$$[Q_{\text{fria}}] = J$$

Se dividirmos toda a expressão pelo tempo, teremos energia dividida por tempo, o que nos fornece a expressão escrita em termos de potência:

$$P_{\text{útil}} = P_{\text{quente}} - P_{\text{fria}}$$

Potência útil de uma máquina térmica

$$[P_{\text{útil}}] = J/s = \text{Watt}$$

$$[P_{\text{quente}}] = J/s = \text{Watt}$$

$$[P_{\text{fria}}] = J/s = \text{Watt}$$

Podemos escrever o rendimento  $\eta$  de uma máquina pela razão entre o trabalho útil e o calor da fonte quente, que é a energia total fornecida à máquina.

$$\eta = \frac{W_{\text{útil}}}{Q_{\text{quente}}}$$

Rendimento de uma máquina térmica

Também podemos escrever o rendimento em função da potência útil e da potência total fornecida pela fonte quente:

$$\eta = \frac{P_{\text{útil}}}{P_{\text{total}}}$$

Rendimento de uma máquina térmica em função das potências das fontes quente e fria

Além dessas duas formas, o rendimento também pode ser escrito em função, somente, do calor das fontes quente e fria:

$$\eta = \frac{W_{\text{útil}}}{Q_{\text{quente}}}$$

$$\eta = \frac{Q_{\text{quente}} - Q_{\text{fria}}}{Q_{\text{quente}}}$$

$$\eta = \frac{Q_{\text{quente}}}{Q_{\text{quente}}} - \frac{Q_{\text{fria}}}{Q_{\text{quente}}}$$

Finalmente:

$$\eta = 1 - \frac{Q_{\text{fria}}}{Q_{\text{quente}}}$$

Rendimento de uma máquina térmica em função do calor das fontes quente e fria

Ainda podemos escrever o rendimento em função das temperaturas das fontes quente e fria, dado que o calor trocado e a temperatura são proporcionais.

$$\eta = 1 - \frac{T_{\text{fria}}}{T_{\text{quente}}}$$

Rendimento de uma máquina térmica em função das temperaturas das fontes quente e fria



Essa relação deveria ser usada, sobretudo, para máquinas operando sob o ciclo de Carnot, que será estudado na sequência. Contudo, caso o avaliador não mencione esse ciclo especificamente, e, ainda assim, forneça as temperaturas das fontes quente e fria esperando que seja feito o cálculo do rendimento, faça-o, pois o nosso objetivo é a aprovação.



As temperaturas devem sempre ser usadas em **Kelvin**.

### (2018/IME)

Considere as afirmações abaixo, relativas a uma máquina térmica que executa um ciclo termodinâmico durante o qual há realização de trabalho.

Afirmiação I. Se as temperaturas das fontes forem  $27\text{ }^{\circ}\text{C}$  e  $427\text{ }^{\circ}\text{C}$ , a máquina térmica poderá apresentar um rendimento de 40%.

Afirmiação II. Se o rendimento da máquina for 40% do rendimento ideal para temperaturas das fontes iguais a  $27\text{ }^{\circ}\text{C}$  e  $327\text{ }^{\circ}\text{C}$  e se o calor rejeitado pela máquina for  $0,8\text{ kJ}$ , o trabalho realizado será  $1,8\text{ kJ}$ .

Afirmiação III. Se a temperatura de uma das fontes for  $727\text{ }^{\circ}\text{C}$  e se a razão entre o calor rejeitado pela máquina e o calor recebido for  $0,4$ , a outra fonte apresentará uma temperatura de  $-23\text{ }^{\circ}\text{C}$  no caso de o rendimento da máquina ser 80% do rendimento ideal.

Está(ão) correta(s) a(s) seguinte(s) afirmação(ões):

- a) I, apenas.                      b) I e II, apenas.                      c) II e III, apenas.  
d) I e III, apenas.                      e) III, apenas.

### Comentários



**Afirmiação I:** Verdadeira.

Devemos calcular o rendimento máximo possível para a máquina. Como nos foram fornecidas as temperaturas, vamos usar a expressão que relaciona o rendimento com as temperaturas das fontes quente e fria.

$$\eta = 1 - \frac{T_{fria}}{T_{quente}}$$

Rendimento de uma máquina térmica em função das temperaturas das fontes quente e fria



Antes de substituirmos os valores fornecidos, precisamos converter as temperaturas de Celsius para Kelvin:

$$T_{fria} = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$T_{quente} = 427 + 273 = 700 \text{ K}$$

Substituindo-se os valores:

$$\eta = 1 - \frac{300}{700} = 1 - \frac{\cancel{300}}{\cancel{700}} \quad (\div 100)$$

$$\eta = 1 - \frac{3}{7} = \frac{7}{7} - \frac{3}{7}$$

$$\eta = \frac{4}{7} \cong 0,57 = 57\%$$

Isso significa que o máximo rendimento teórico para essa máquina, operando nessas temperaturas, é de 57%, logo, é possível que ela trabalhe com rendimento de 40%.

**Afirmção II:** Falsa.

Não deixe o enunciado lhe confundir. Devemos começar calculando o rendimento máximo para as temperaturas fornecidas. Para isso, devemos converter esses valores para Kelvin:

$$T_{fria} = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$T_{quente} = 327 + 273 = 600 \text{ K}$$

Substituindo-se os valores:

$$\eta_{m\acute{a}x} = 1 - \frac{300}{600} = 1 - \frac{\cancel{300}}{\cancel{600}} \quad \div (100)$$

$$\eta_{m\acute{a}x} = 1 - \frac{3}{6} = 1 - 0,5 = 0,5$$

O enunciado nos afirma que o rendimento da máquina é de 40% desse rendimento por nós calculado, ou seja, o rendimento real é dado por:

$$\eta_{real} = 40\% \text{ de } \eta_{m\acute{a}x}$$

$$\eta_{real} = 0,4 \cdot \eta_{m\acute{a}x} = 0,4 \cdot 0,5$$

Lembre-se que multiplicar qualquer valor por 0,5 equivale a dividir esse valor pela metade:

$$\eta_{real} = 0,2$$

De posse do rendimento real e do calor rejeitado para a fonte fria, podemos calcular o calor recebido da fonte quente pela máquina, para posteriormente determinarmos o trabalho realizado:



$$\eta = 1 - \frac{Q_{fria}}{Q_{quente}}$$

Rendimento de uma máquina térmica em função do calor das fontes quente e fria

Substituindo-se os valores:

$$0,2 = 1 - \frac{0,8}{Q_{quente}}$$

$$0,2 - 1 = -\frac{0,8}{Q_{quente}}$$

$$-0,8 = -\frac{0,8}{Q_{quente}} \quad \cdot (-1)$$

$$0,8 \cdot Q_{quente} = 0,8$$

$$Q_{quente} = \frac{0,8}{0,8} = 1 \text{ kJ}$$

Finalmente, o trabalho útil é dado pela diferença entre o calor recebido da fonte quente e o rejeitado para a fonte fria:

$$W_{\text{útil}} = Q_{quente} - Q_{fria}$$

Trabalho útil de uma máquina térmica

Substituindo-se os valores:

$$W_{\text{útil}} = 1 - 0,8 = 0,2 \text{ kJ}$$

**Afirmção III:** Verdadeira.

Se o rendimento for de 80% do ideal, podemos escrever:

$$\eta_{real} = 0,8 \cdot \eta_{m\acute{a}x}$$

Vamos escrever o rendimento real em função do calor da fonte quente e da fonte fria, já o rendimento máximo escreveremos em função das temperaturas das fontes quente e fria.

$$\eta_{real} = 0,8 \cdot \eta_{m\acute{a}x}$$

$$1 - \frac{Q_{fria}}{Q_{quente}} = 0,8 \cdot \left( 1 - \frac{T_{fria}}{T_{quente}} \right)$$

Devemos converter a temperatura da fonte quente para Kelvin:

$$T_{quente} = 727 + 273 = 1000 \text{ K}$$

Finalmente:



$$1 - 0,4 = 0,8 \cdot \left(1 - \frac{T_{fria}}{1000}\right)$$

$$0,6 = 0,8 \cdot \left(1 - \frac{T_{fria}}{1000}\right)$$

$$\frac{6}{8} = \left(1 - \frac{T_{fria}}{1000}\right)$$

$$\frac{3}{4} = \frac{\left(1 - \frac{T_{fria}}{1000}\right)}{1}$$

$$3 \cdot 1 = 4 \cdot \left(1 - \frac{T_{fria}}{1000}\right)$$

$$3 = 4 - \frac{4 \cdot T_{fria}}{1000}$$

$$3 - 4 = -\frac{4 \cdot T_{fria}}{1000}$$

$$-1 = -\frac{4 \cdot T_{fria}}{1000}$$

· (-1)

$$1 = \frac{4 \cdot T_{fria}}{1000}$$

$$4 \cdot T_{fria} = 1000$$

$$T_{fria} = \frac{1000}{4} = 250 \text{ K}$$

Voltando para Celsius:

$$T_{fria} = 250 - 273 = -23 \text{ °C}$$

**Gabarito: “d”**

### 3.4.2 - Ciclo de Carnot

Nicolas Leonard Sadi Carnot (1796-1832) foi um engenheiro francês que demonstrou ser impossível que uma máquina térmica tenha um rendimento próximo de 100 %, ou seja, capaz de converter toda a energia que lhe é fornecida em trabalho útil.

A máquina térmica teórica por ele proposta operava sob um ciclo específico, denominado **ciclo de Carnot**. Esse dispositivo deveria obedecer a dois postulados estabelecidos pelo próprio Carnot, antes mesmo da primeira Lei da Termodinâmica ser enunciada.





A máquina de Carnot deveria ter **rendimento sempre superior** a qualquer outra máquina operada **entre duas mesmas temperaturas fixadas**. Além disso, ela teria o mesmo rendimento, **não importando qual o fluido fosse usado** em sua operação.

No caso do fluido ser um gás ideal, o ciclo de Carnot é composto de duas transformações isotérmicas e duas adiabáticas, que ocorrem de forma intercalada.

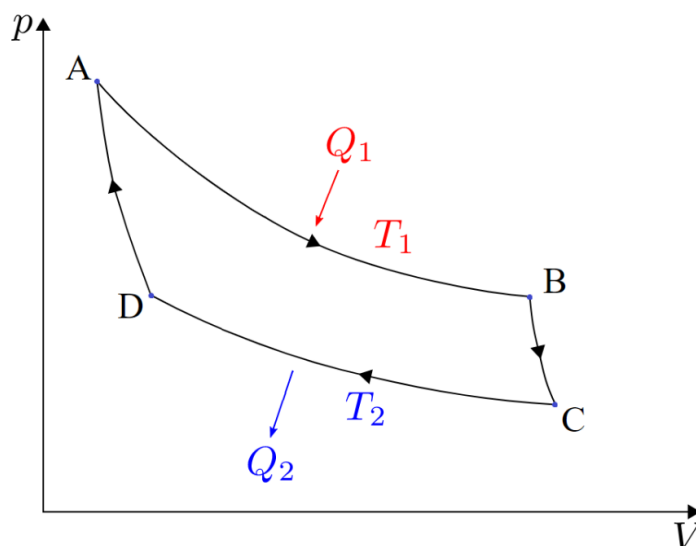


Figura 06.16 – O ciclo de Carnot.

Em  $A \rightarrow B$  temos uma **expansão isotérmica**, que ocorre na temperatura  $T_1$ , na qual o gás realiza trabalho, usando o calor  $Q_1$  fornecida por uma fonte quente.

Em  $B \rightarrow C$  ocorre uma **expansão adiabática**, logo, sem troca de calor. Dessa forma, o gás realiza trabalho às custas de sua energia interna, o que faz com que a sua temperatura diminua de  $T_1$  para  $T_2$ .

Em  $C \rightarrow D$  temos uma **compressão isotérmica**, que ocorre na temperatura  $T_2$ , na qual o gás recebe trabalho, e rejeita o calor  $Q_2$  para uma fonte fria.

Finalmente, em  $D \rightarrow A$  ocorre uma **compressão adiabática**, logo, sem troca de calor. Dessa forma, o gás recebe trabalho e aumenta a sua energia interna, o que faz com que a sua temperatura aumente de  $T_2$  para  $T_1$ .

Para uma máquina térmica operando sob o ciclo de Carnot podemos escrever o rendimento em função das temperaturas das fontes quente e fria, dado que o calor trocado e a temperatura são proporcionais.

$$\eta = 1 - \frac{T_{fria}}{T_{quente}}$$

Rendimento de uma máquina térmica em função das temperaturas das fontes quente e fria

Essa relação nos permite concluir que quando a temperatura da fonte fria for o zero absoluto, a eficiência da máquina seria de 100 %:

$$\eta = 1 - \frac{0}{T_{quente}} = 1 - 0 = 1$$



Entretanto, esse fato vai de encontro com a Segunda Lei da Termodinâmica, que diz ser impossível obter um rendimento de 100 %. Dessa forma, podemos concluir que **nenhum sistema físico poderia estar no zero absoluto**.

Apesar disso, a ciência está em constante evolução, de modo que novas descobertas que contrariam as leis da física surgem a cada ano. Em 2013, uma equipe de cientistas liderada pelo físico Ulrich Schneider, foi capaz de alcançar temperaturas na casa do bilionésimo de Kelvin abaixo do zero absoluto com um gás quântico composto de átomos de potássio, devido a um capricho da física quântica.

### (2020/INÉDITA)

O aumento do preço dos combustíveis causou uma disseminação de notícias de automóveis movidos a água. Os autodeclarados “inventores” dizem que conseguem facilmente converter qualquer veículo que funcione a álcool ou gasolina num veículo que utiliza água como combustível, conseguindo uma economia de mais de 30% comparado com veículos a gasolina. Um desses “gênios” afirmou que, com seu sistema adaptado para veículos, é possível percorrer incríveis 1000 km com apenas 1 litro de água, enquanto percorrem somente cerca de 15 km com um litro de gasolina.

Na verdade, o combustível utilizado para o funcionamento de motores com esses “kits mágicos” é o Hidrogênio, produzido a partir de processos de Eletrólise com a água. A utilização do Hidrogênio como fonte de energia para motores não é nenhuma novidade e já é conhecido e usado há décadas.

Os melhores processos de eletrólise têm rendimentos energéticos para produção de Hidrogênio em torno de 0,9. Ou seja, a energia disponível na queima do Hidrogênio é cerca de 90% da energia elétrica necessária para produzir esse mesmo Hidrogênio.

Motores automotivos possuem rendimentos termodinâmicos em torno de 30% do rendimento de uma máquina térmica ideal funcionando nas mesmas condições.

Suponha que um veículo equipado com um desses “kits mágicos”, convertido para usar Hidrogênio, já esteja equipado com uma bateria totalmente carregada e que o núcleo do seu motor atinge temperaturas de 3000K, enquanto funciona num ambiente a 27°C.

Sobre esta máquina, pode-se afirmar que:

- ela tem um rendimento total de 27,0%, o que torna o uso destes tipos de kits inviável quando comparado com o uso direto de gasolina.
- ela tem um rendimento total de 90,0%, o que torna o uso destes tipos de kits viável quando comparado com o uso direto de gasolina.
- ela tem um rendimento total de 24,3%, o que torna o uso destes tipos de kits viável quando comparado com o uso direto de gasolina.
- ela tem um rendimento total de 90,0%, o que torna o uso destes tipos de kits inviável quando comparado com o uso direto de gasolina.
- ela tem um rendimento total de 24,3%, o que torna o uso destes tipos de kits inviável quando comparado com o uso direto de gasolina.



## Comentários

O primeiro passo para resolver este problema é se fazer o cálculo do rendimento ideal de uma máquina térmica funcionando entre duas fontes, que é dado pela equação de Carnot:

$$R_{Carnot} = 1 - \frac{T_{Fonte Fria}}{T_{Fonte Quente}}$$

Dados:  $T_{Fonte Fria} = 27^{\circ}C = 300K$       $T_{Fonte Quente} = 3000K$

$$R_{Carnot} = 1 - \frac{300}{3000}$$

$$R_{Carnot} = 1 - 0,1$$

$$R_{Carnot} = 0,9 = 90\%$$

Como o rendimento do motor do veículo automotor tem 30% do rendimento ideal de Carnot, temos:

$$R_{Motor} = 30\% \cdot 90\% = 27\%$$

Já que a fonte elétrica já está contida no próprio veículo e o rendimento no processo de eletrólise é de 90%, o rendimento total da máquina funcionando com hidrogênio fica:

$$R_{Total} = 90\% \cdot 27\% = 24,3\%$$

**Gabarito: “e”.**

### (2020/INÉDITA)

Uma máquina térmica executa um ciclo termodinâmico. Se o seu rendimento for de 60 % do rendimento ideal para temperaturas das fontes de 127 °C e 627 °C, o trabalho por ela realizado será próximo de

- a) 0,64 kJ     b) 0,80 kJ     c) 1,2 kJ     d) 1,6 kJ     e) 2,4 kJ

Note e adote

Admita que a máquina térmica funciona segundo o ciclo de Carnot.

O calor rejeitado pela máquina para a fonte fria é de 1,6 kJ a cada ciclo.

## Comentários

Devemos começar calculando o rendimento máximo para as temperaturas fornecidas. Para isso, devemos converter esses valores para Kelvin:

$$T_{fria} = 127 + 273 = 400 \text{ K}$$

$$T_{quente} = 627 + 273 = 900 \text{ K}$$

Agora vamos usar a expressão que relaciona o rendimento com as temperaturas das fontes quente e fria.

$$\eta = 1 - \frac{T_{fria}}{T_{quente}}$$

Rendimento de uma máquina térmica em função das temperaturas das fontes quente e fria



Substituindo-se os valores:

$$\eta_{\text{máx}} = 1 - \frac{400}{900} = 1 - 0,44 \cong 55 \% \quad \div (100)$$

O enunciado nos afirma que o rendimento da máquina é de 60% desse rendimento por nós calculado, ou seja, o rendimento real é dado por:

$$\eta_{\text{real}} = 60\% \text{ de } \eta_{\text{máx}}$$

$$\eta_{\text{real}} = 0,6 \cdot \eta_{\text{máx}} = 0,6 \cdot 0,55 = 0,33$$

De posse do rendimento real e do calor rejeitado para a fonte fria, podemos calcular o calor recebido da fonte quente pela máquina, para posteriormente determinarmos o trabalho realizado:

$$\eta = 1 - \frac{Q_{\text{fria}}}{Q_{\text{quente}}} \quad \text{Rendimento de uma máquina térmica em função do calor das fontes quente e fria}$$

Substituindo-se os valores:

$$0,33 = 1 - \frac{1,6}{Q_{\text{quente}}}$$

$$-0,67 = -\frac{1,6}{Q_{\text{quente}}} \Rightarrow Q_{\text{quente}} = \frac{1,6}{0,67}$$

$$Q_{\text{quente}} = \frac{1,6}{0,67} \cong 2,4 \text{ kJ}$$

Finalmente, o trabalho útil é dado pela diferença entre o calor recebido da fonte quente e o rejeitado para a fonte fria:

$$W_{\text{útil}} = Q_{\text{quente}} - Q_{\text{fria}} \quad \text{Trabalho útil de uma máquina térmica}$$

Substituindo-se os valores:

$$W_{\text{útil}} = 2,4 - 1,6 = 0,80 \text{ kJ}$$

**Gabarito: “b”.**

### 3.5 - A noção de Entropia

A entropia está relacionada à **desordem**. A segunda lei da termodinâmica estabelece que, de forma estatística, que os processos naturais têm um sentido preferencial de ocorrência, sendo esses **irreversíveis**.

A energia tende a se **degradar**, sendo convertida em **agitação molecular**. Esse processo é **integral**, ou seja, toda a energia tende a se tornar calor. Por outro lado, a conversão de calor em outra forma de energia é um processo de baixo rendimento. Dessa forma, com o passar do tempo,



a tendência de a energia se tornar agitação molecular **diminui a possibilidade de obtermos trabalho útil**.

Um sistema fechado é aquele que admite trocas de energia, mas não de matéria, com a sua vizinhança. A energia relacionada à agitação térmica das moléculas é considerada uma forma desordenada de energia, ao passo que as energias mecânicas, elétricas, dentre outras, são formas ordenadas de energia. Com isso, a evolução do Universo, assumindo que ele seja um sistema fechado, leva a um aumento da desordem, e conseqüentemente, da entropia.

A entropia é uma medida matemática criada para caracterizar a desordem. Ela é quantificada em joules por Kelvin [ $J/K$ ], e está relacionada como grau de irreversibilidade de um sistema, pois procura quantificar o quanto de energia que não pode ser transformada em trabalho útil a uma dada temperatura.

É importante destacarmos que a entropia é uma função de estado, ou seja, depende das propriedades do estado em que um determinado sistema se encontra, mas não do caminho percorrido até esse estado.



Se um **processo irreversível** ocorre em um **sistema fechado**, a **entropia do sistema aumenta**.

Se um **processo reversível** ocorre em um **sistema fechado**, a **entropia do sistema permanece a mesma**.

Não acho válido, para esse curso, trazer as equações que relacionam a entropia, visto que as poucas bancas de vestibular que abordam o tópico o fazem por meio de questões teóricas.

### (2020/INÉDITA)

“[...] A empresa irlandesa Steorn decidiu levar o desafio mais a sério. Argumentando que ela própria construiu um moto contínuo, a empresa está convidando os 20 maiores físicos do mundo a desafiarem sua máquina de geração de energia perpétua. O desafio está aberto e os físicos de todo o mundo poderão se inscrever. A empresa disse que selecionará os 20 profissionais mais respeitáveis dentre os assinantes. O desafio é simples: teste a tecnologia de energia livre da empresa e publique seus resultados. A empresa publicou um anúncio na prestigiosa revista de economia The Economist, na tentativa de atrair os principais cientistas no campo da física experimental. A tecnologia é baseada na interação de campos magnéticos e, segundo Steorn, produz energia limpa e constante, que pode ser usada em qualquer equipamento que precise, desde telefones celulares até carros. ”

Fonte: [www.inovacaotecnologica.com.br/noticias/noticia.php?artigo=010115060821#.XeO7huhKjIU](http://www.inovacaotecnologica.com.br/noticias/noticia.php?artigo=010115060821#.XeO7huhKjIU)

Os motos perpétuos são conhecidos por serem sistemas ou máquinas que disponibilizam energia sem qualquer tipo de entrada para suprir as perdas por dissipação, permanecendo sempre em movimento, produzindo energia a partir do nada. Sobre esses dispositivos e sua relação com as leis da termodinâmica, marque a alternativa correta.



- A) Máquinas que produzem energia do nada violam as leis da termodinâmica. Existem motos perpétuos do primeiro tipo, que violam a primeira lei da termodinâmica, e do segundo tipo, que violam a segunda lei da termodinâmica.
- B) Todas as máquinas que produzem energia violam as leis da termodinâmica.
- C) Existem motos perpétuos de primeiro tipo que violam a primeira lei de Newton e máquinas de segundo tipo que violam a segunda lei de Newton.
- D) Máquinas que produzem energia do nada violam as leis do eletromagnetismo. Existem máquinas de movimento contínuo do primeiro tipo, que violam a primeira lei do eletromagnetismo, e do segundo tipo, que violam a segunda lei do eletromagnetismo.
- E) Máquinas que produzem energia do nada violam as leis da gravitação universal. Existem máquinas de movimento contínuo do primeiro tipo, que violam a primeira lei da gravitação universal, e do segundo tipo, que violam a segunda lei da gravitação universal.

### Comentários

Motos perpétuos que não respeitam a Primeira Lei da Termodinâmica são chamadas de motos perpétuos de primeiro tipo, assim como os de segundo tipo são os que não respeitam a Segunda Lei da Termodinâmica. Motos perpétuos ainda podem, simultaneamente, desrespeitar as duas leis ao mesmo tempo.

Uma máquina violar a Primeira Lei da Termodinâmica significa que ela não respeita a Lei de Conservação de Energia. Já, violar a segunda, significa que a máquina tem rendimentos de 100% ou mais.

Portanto, motos perpétuos são máquinas que até podem parecer funcionarem para alguém com poucos conhecimentos em Física, mas, na prática, nunca funcionarão.

**Gabarito: “a”.**



## 4 - Lista de exercícios

### 1. (2018/EEAR)

Um balão de borracha preto foi preenchido com ar e exposto ao sol. Após certo tempo tende a se mover para cima se não estiver preso a algo. Uma possível explicação física para tal acontecimento seria:

- a) O aquecimento do ar dentro do balão causa uma propulsão em seu interior devido à convecção do ar;
- b) O aumento da temperatura dentro do balão diminui a densidade do ar, fazendo com que o empuxo tenda a ficar maior do que o peso;
- c) A borracha do balão tem a sua composição alterada, tornando-o mais leve;
- d) O aquecimento do ar diminui a massa do mesmo dentro do balão, tornando-o mais leve.

### 2. (2017/EEAR)

Ao construir uma máquina de Carnot, um engenheiro percebeu que seu rendimento era de 25%. Se a fonte fria trabalha a 25 °C, a temperatura da fonte quente, em °C, de tal motor será aproximadamente:

- a) 12,4
- b) 124
- c) 1240
- d) 12400

### 3. (2012/ESPCEX-AMAN)

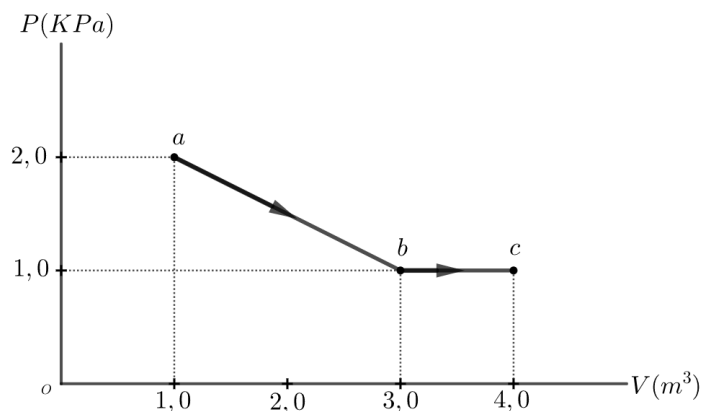
Para um gás ideal ou perfeito temos que:

- a) as suas moléculas não exercem força uma sobre as outras, exceto quando colidem.
- b) as suas moléculas têm dimensões consideráveis em comparação com os espaços vazios entre elas.
- c) mantido o seu volume constante, a sua pressão e a sua temperatura absoluta são inversamente proporcionais.
- d) a sua pressão e o seu volume, quando mantida a temperatura constante, são diretamente proporcionais.
- e) sob pressão constante, o seu volume e a sua temperatura absoluta são inversamente proporcionais.

### 4. (2019/EFOMM)

Um mol de um gás ideal monoatômico vai do estado  $a$  ao estado  $c$ , passando pelo estado  $b$  com pressão, como mostrado na figura abaixo. A quantidade de calor  $Q$  que entra no sistema durante esse processo é de aproximadamente:

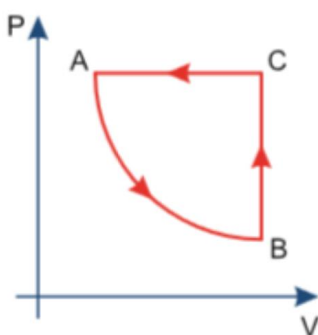




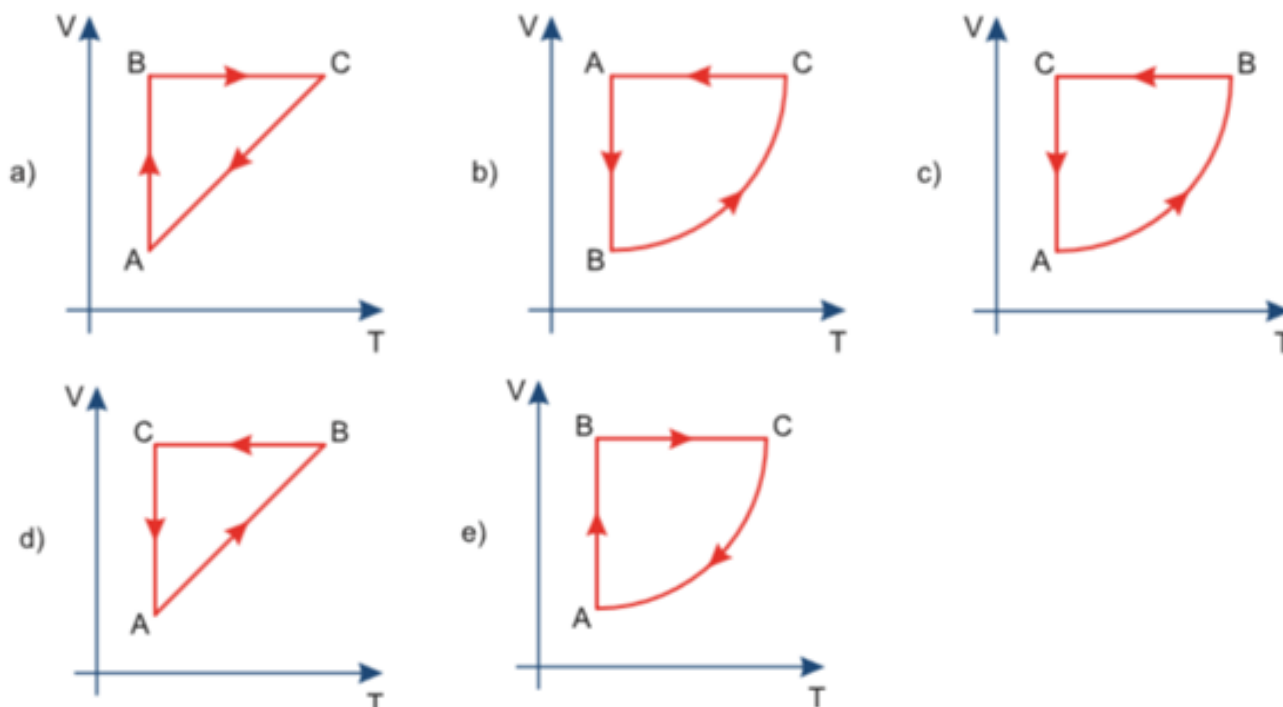
- a) 4000 J      b) 5000 J      c) 6000 J      d) 7000 J      e) 8000 J

**5. (2017/ESCOLA NAVAL-MODIFICADA)**

O gráfico abaixo representa um gás ideal descrevendo um ciclo ABC em um diagrama P x V. Esse ciclo consiste em uma transformação isotérmica seguida de uma transformação isocórica e uma isobárica.



Em um diagrama V x T, qual gráfico pode representar o mesmo ciclo ABC?





## 6. (2019/EEAR)

Considere as seguintes afirmações sobre uma máquina térmica operando segundo o ciclo de Carnot, entre duas fontes de calor, uma a  $27\text{ }^{\circ}\text{C}$  e a outra a  $57\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

- ( ) O rendimento dessa máquina é de aproximadamente 52% e esse rendimento é máximo, ao menos que a temperatura da fonte fria seja zero.
- ( ) O rendimento dessa máquina é de aproximadamente 10% e, caso essa máquina receba  $5000\text{ J}$  de calor da fonte quente, rejeitará  $1000\text{ J}$  para a fonte fria.
- ( ) O rendimento dessa máquina é de aproximadamente 10% e, caso essa máquina receba  $5000\text{ J}$  da fonte quente, rejeitará  $4500\text{ J}$  para a fonte fria.
- ( ) O rendimento dessa máquina irá aumentar se houver aumento da diferença de temperatura entre as fontes de calor.

Atribuindo-se verdadeiro (V) ou falso (F) para cada uma das afirmações, assinale a alternativa que apresenta a sequência correta.

- a) V – F – V – F                      b) V – V – V – F                      c) F – F – V – F                      d) F – F – V – V

## 7. (2018/IME)

Durante um turno de 8 horas, uma fábrica armazena  $200\text{ kg}$  de um rejeito na fase vapor para que posteriormente seja liquefeito e estocado para descarte seguro. De modo a promover uma melhor eficiência energética da empresa, um inventor propõe o seguinte esquema: a energia proveniente do processo de liquefação pode ser empregada em uma máquina térmica que opera em um ciclo termodinâmico de tal forma que uma bomba industrial de potência  $6,4\text{ HP}$  seja acionada continuamente 8 horas por dia.

Por meio de uma análise termodinâmica, determine se a proposta do inventor é viável, tomando como base os dados abaixo.

Dados:

- calor latente do rejeito:  $2.160\text{ kJ/kg}$ ;
- temperatura do rejeito antes de ser liquefeito:  $127\text{ }^{\circ}\text{C}$ ;
- temperatura do ambiente onde a máquina térmica opera:  $27\text{ }^{\circ}\text{C}$ ;
- rendimento da máquina térmica: 80% do máximo teórico;
- perdas associadas ao processo de acionamento da bomba: 20%; e
- $1\text{ HP} = 3/4\text{ kW}$

## 8. (2014/ITA)

Pode-se associar a segunda lei da Termodinâmica a um princípio de degradação da energia. Assinale a alternativa que melhor justifica esta associação.

- a) A energia se conserva sempre.



- b) O calor não flui espontaneamente de um corpo quente para outro frio.
- c) Uma máquina térmica operando em ciclo converte integralmente trabalho em calor.
- d) Todo sistema tende naturalmente para o estado de equilíbrio.
- e) É impossível converter calor totalmente em trabalho.

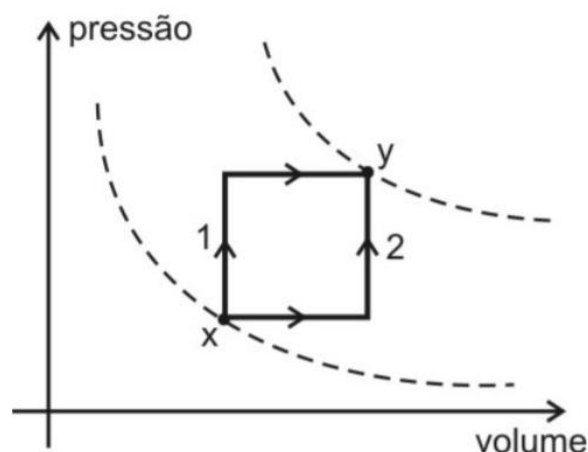
### 9. (2013/ITA)

Diferentemente da dinâmica newtoniana, que não distingue passado e futuro, a direção temporal tem papel marcante no nosso dia-a-dia. Assim, por exemplo, ao aquecer uma parte de um corpo macroscópico e o isolarmos termicamente, a temperatura deste se torna gradualmente uniforme, jamais se observando o contrário, o que indica a direcionalidade do tempo. Diz-se então que os processos macroscópicos são irreversíveis, evoluem do passado para o futuro e exibem o que o famoso cosmólogo Sir Arthur Eddington denominou de seta do tempo. A lei física que melhor traduz o tema do texto é

- a) a segunda lei de Newton.
- b) a lei de conservação da energia.
- c) a segunda lei da termodinâmica.
- d) a lei zero da termodinâmica.
- e) a lei de conservação da quantidade de movimento.

### 10. (2018/AFA)

Um sistema gasoso constituído por  $n$  mols de um gás perfeito passa do estado  $x$  para o estado  $y$  por meio dos processos distintos 1 e 2 mostrados no esquema a seguir.



Se no processo 2, o sistema realiza um trabalho de 200J e absorve uma quantidade de calor de 500 J, é correto afirmar que

- a) Quando o sistema for trazido de volta ao estado inicial  $x$  sua energia interna irá diminuir de 700 J.
- b) A variação da energia interna será a mesma tanto no processo 1 quanto no 2.



- c) O trabalho realizado no processo 1 será igual ao trabalho realizado no processo 2.  
d) Se no processo 1 o trabalho realizado for de 400 J o calor recebido será de 1000 J.

### 11. (1971/ITA)

Dois recipientes de volumes  $V_1$  e  $V_2$  contêm a mesma quantidade de um mesmo gás a pressões e temperaturas absolutas  $p_1$  e  $p_2$ ,  $T_1$  e  $T_2$ , respectivamente. Os dois recipientes são ligados entre si por uma torneira, que em dado momento é aberta, oferecendo ao gás o volume  $V_1 + V_2$ . Supondo que os dois recipientes constituam um sistema isolado, mostre que, após o novo equilíbrio, com temperatura e pressão  $T$  e  $p$ :

- a)  $\frac{T}{P} = \frac{1}{2} \left( \frac{T_1}{P_1} + \frac{T_2}{P_2} \right)$                       b)  $\frac{T}{P} = \frac{T_1+T_2}{P_1+P_2}$                       c)  $\frac{T}{P} = \frac{T_1+T_2}{(P_1+P_2)/2}$   
d)  $\frac{T}{P} = \frac{(T_1+T_2)/2}{P_1+P_2}$                       e) nenhuma das expressões acima é correta.

### 12. (1972/ITA)

A pressão do vapor do éter etílico é de 760 *cmHg* à temperatura de 35 °C. Colocando-se certa quantidade desse líquido na câmara evacuada de um barômetro de mercúrio de 1,00 m de comprimento e elevando-se a temperatura ambiente a 35 °C, nota-se que a coluna de mercúrio:

- a) sobe de 24 *cm*.    b) permanece inalterada.  
c) desce a 24 *cm* do nível zero.                      d) desce a zero.  
e) desce a uma altura que é função da quantidade de éter introduzida.

### 13. (1986/ITA)

Um reservatório de 30 *litros* contém gás nitrogênio diatômico, à temperatura ambiente de 20 °C. Seu medidor de pressão indica uma pressão de 3,00 atmosferas. A válvula do reservatório é aberta momentaneamente e uma certa quantidade de gás escapa para o meio ambiente. Fechada a válvula, o gás atinge novamente a temperatura ambiente. O medidor de pressão do reservatório indica agora uma pressão de 2,40 atmosferas. Quantos gramas de nitrogênio, aproximadamente, escaparam?

- a) 10,5 *g*.                      b) 31 *g*.                      c) 15 *g*.                      d) 3 *g*.                      e) 21 *g*.

Observações:

1. O peso atômico do nitrogênio é igual a 14.
2. Se necessário, utilizar os seguintes valores para:

Constante universal para os gases: 8,31 *joules/mol · K* ou 0,082 *litros · atm/mol · K*.

Número de Avogadro:  $6,02 \cdot 10^{23}$  *moléculas/mol*.



#### 14. (1988/ITA)

Calcular a massa de hélio (massa molar 4,0), contida num balão, sabendo-se que o gás ocupa um volume igual a  $5,0 \text{ m}^3$  e está a uma temperatura de  $-23 \text{ }^\circ\text{C}$  e a uma pressão de  $30 \text{ cmHg}$ .

- a) 1,86 g.      b) 46 g.      c) 96 g.      d) 186 g.      e) 385 g.

#### 15. (1991/ITA)

Um recipiente continha inicialmente  $10,0 \text{ kg}$  de gás sob pressão de  $10 \cdot 10^6 \text{ N/m}^2$ . Uma quantidade  $m$  de gás saiu do recipiente sem que a temperatura variasse. Determine  $m$  sabendo que a pressão caiu para  $2,5 \cdot 10^6 \text{ N/m}^2$ .

- a) 2,5 kg.      b) 5,0 kg.      c) 7,5 kg.  
d) 4,0 kg.      e) nenhuma das anteriores.

#### 16. (1993/ITA)

Dois balões de vidro de volumes iguais estão ligados por meio de um tubo de volume desprezível e ambos contêm hidrogênio a  $0 \text{ }^\circ\text{C}$ . Eles estão a uma pressão de  $1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ . Qual será a pressão do gás se um dos bulbos for imerso em água a  $100 \text{ }^\circ\text{C}$  e outro for mantido a  $-40 \text{ }^\circ\text{C}$ ?

- a) a pressão permanece a mesma.      b)  $1,06 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ .  
c)  $2,32 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ .      d)  $1,25 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ .      e)  $1,20 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ .

#### 17. (1996/ITA)

Considere as seguintes afirmativas:

I. Um copo de água gelada apresenta gotículas de água em sua volta porque a temperatura da parede do copo é menor que a temperatura de orvalho do ar ambiente.

II. A névoa (chamada por alguns de vapor) que sai do bico de uma chaleira com água quente é tanto mais perceptível quanto menor for a temperatura ambiente.

III. Ao se fechar um *freezer*, se a sua vedação fosse perfeita, não permitindo a entrada e saída de ar do seu interior, a pressão interna ficaria inferior à pressão do ar ambiente.

- a) todas são corretas.      b) somente I e II são corretas.  
c) somente II e III são corretas.      d) somente I e III são corretas.  
e) nenhuma delas é correta.

#### 18. (1996/ITA)

Uma lâmpada elétrica de filamento contém certa quantidade de um gás inerte. Quando a lâmpada está funcionando, o gás apresenta uma temperatura de  $125 \text{ }^\circ\text{C}$  e a sua pressão é igual à pressão atmosférica.



- I. Supondo que o volume da lâmpada varie de forma apreciável, a pressão do gás, à temperatura de  $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ , é de aproximadamente  $\frac{3}{4}$  da pressão atmosférica.
- II. A presença do gás inerte (no lugar do vácuo) ajuda a reduzir o esforço que o invólucro da lâmpada é submetido devido à pressão atmosférica.
- III. O gás dentro da lâmpada aumenta seu brilho pois também fica incandescente.

Das afirmativas acima:

- a) todas estão corretas.                      b) só a I está correta.                      c) só a II está correta.  
d) só a III está correta.                      e) todas estão corretas.

### 19. (1992/ITA)

Uma certa quantidade de gás expande-se adiabaticamente e quase estaticamente desde uma pressão inicial de  $2,0\text{ atm}$  e volume de  $2,0$  litros, na temperatura de  $21\text{ }^{\circ}\text{C}$  até atingir o dobro de seu volume. Sabendo-se que para este gás  $\gamma = C_p/C_v = 2,0$ , pode-se afirmar que a pressão final e a temperatura final são, respectivamente:

- a)  $0,5\text{ atm}$  e  $10,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ .                      b)  $0,5\text{ atm}$  e  $-126\text{ }^{\circ}\text{C}$ .                      c)  $2,0\text{ atm}$  e  $10,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ .  
d)  $2,0\text{ atm}$  e  $-126\text{ }^{\circ}\text{C}$ .                      e) nenhuma das anteriores.

### 20. (1992/ITA)

Considere as afirmações a seguir:

- I. A energia interna de um gás ideal depende só da pressão.
- II. Quando um gás passa de um estado 1 para outro estado 2, o calor trocado é o mesmo qualquer que seja o processo.
- III. Quando um gás passa de um estado 1 para outro estado 2, a variação da energia interna é a mesma qualquer que seja o processo.
- IV. Um gás submetido a um processo quase estático não realiza trabalho.
- V. O calor específico de uma substância não depende do processo como ela é aquecida.
- VI. Quando um gás ideal recebe calor e não há variação de volume, a variação da energia interna é igual ao calor recebido.
- VII. Numa expansão isotérmica de um gás ideal o trabalho realizado é sempre menor que o calor absorvido.

As duas afirmações corretas são:

- a) II e III.                      b) III e IV.                      c) III e V.                      d) I e VII.                      e) III e VI.

### 21. (1992/ITA)

Um mol de gás ideal sofre uma série de transformações e passa sucessivamente pelos estados  $A \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow D$ , conforme o diagrama  $pV$  a seguir, onde  $T_A = 300\text{ K}$ . Pode-se afirmar que a



temperatura em cada estado, o trabalho líquido realizado no ciclo e a variação de energia interna no ciclo são, respectivamente:

	$T_A(K)$	$T_B(K)$	$T_C(K)$		$T_D(K)$	$\Delta W (atm \cdot l)$	$\Delta U (J)$
a)	300	900	450		150	20,0	0
b)	300	900	450		150	-20,0	0
c)	300	450	900		150	20,0	0
d)	300	900	450		150	60,0	40
e)	300	450	900		300	80,0	60

### 22. (2001/ITA)

Um centímetro cúbico de água passa a ocupar  $1671 \text{ cm}^3$  quando evaporado à pressão de  $1,0 \text{ atm}$ . O calor de vaporização a essa pressão é de  $539 \text{ cal/g}$ . O valor que mais se aproxima do aumento de energia interna da água é:

- a) 498 J.                      b) 2082 cal.                      c) 498 J.                      d) 2082 J.                      e) 2424 J.

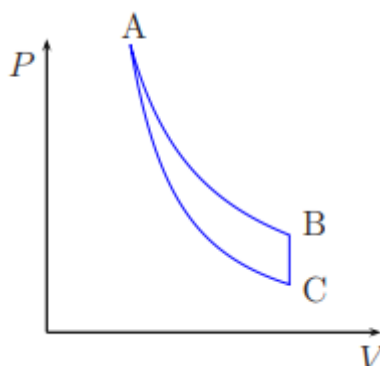
### 23. (2002/ITA)

Uma máquina térmica reversível opera entre dois reservatórios térmicos e temperaturas  $100^\circ\text{C}$  e  $127^\circ\text{C}$ , respectivamente, gerando gases aquecidos para acionar uma turbina. A eficiência dessa máquina é melhor representada por:

- a) 68%.                      b) 6,8%.                      c) 0,68%.                      d) 21%.                      e) 2,1%.

### 24. (2009/ITA)

Três processos compõem o ciclo termodinâmico ABCA mostrado no diagrama  $P \times V$  da figura. O processo AB ocorre a temperatura constante. O processo BC ocorre a volume constante com decréscimo de  $40 \text{ J}$  de energia interna e, no processo CA, adiabático, um trabalho de  $40 \text{ J}$  é efetuado sobre o sistema. Sabendo-se também que em um ciclo completo o trabalho total realizado pelo sistema é de  $30 \text{ J}$ , calcule a quantidade de calor trocado durante o processo AB.



### 25. (2011/ITA)

A inversão temporal de qual dos processos abaixo **NÃO** violaria a segunda lei de termodinâmica?

- a) A queda de um objeto de uma altura  $H$  e subsequente parada no chão.
- b) O movimento de um satélite ao redor da Terra.
- c) A freada brusca de um carro em alta velocidade.
- d) O esfriamento de um objeto quente num banho de água fria.
- e) A troca de matéria entre as duas estrelas de um sistema binário.

## 5 - Gabarito sem comentários

1. C	2. B	3. A
4. D	5. A	6. D
7. Inviável.	8. E	9. C
10. B	11. A	12. E
13. E	14. E	15. C
16. B	17. A	18. C
19. B	20. E	21. A
22. A	23. B	24. 70 J
25. B		

ESCLARECENDO!



## 6 - Lista de exercícios comentada

### 1. (2018/EEAR)

Um balão de borracha preto foi preenchido com ar e exposto ao sol. Após certo tempo tende a se mover para cima se não estiver preso a algo. Uma possível explicação física para tal acontecimento seria:

- a) O aquecimento do ar dentro do balão causa uma propulsão em seu interior devido à convecção do ar;



- b) O aumento da temperatura dentro do balão diminui a densidade do ar, fazendo com que o empuxo tenda a ficar maior do que o peso;
- c) A borracha do balão tem a sua composição alterada, tornando-o mais leve;
- d) O aquecimento do ar diminui a massa do mesmo dentro do balão, tornando-o mais leve.

**Comentários:**

Sabemos do estudo dos gases ideais que:

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

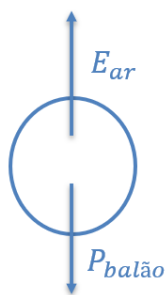
Podemos desenvolver essa expressão:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$\frac{m}{V} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

$$d_{gás} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

Daí, podemos inferir que quanto maior a temperatura, menor a densidade do gás. Perceba o diagrama de forças para o balão:



Então,

$$F_r = E_{ar} - P_{balão}$$

No peso do balão está embutido o peso do ar. Porém:

$$P_{ar} = m_{ar} \cdot g = d_{ar} \cdot V \cdot g$$

Como a densidade está diminuindo o peso está diminuindo enquanto o empuxo se mantém estável, visto que só depende do volume do corpo imerso no fluido. Então, o empuxo tende a ser maior que o peso, implicando uma força resultante para cima, fazendo o balão subir.

**Gabarito: “c”.**

---

**2. (2017/EEAR)**

Ao construir uma máquina de Carnot, um engenheiro percebeu que seu rendimento era de 25%. Se a fonte fria trabalha a 25 °C, a temperatura da fonte quente, em °C, de tal motor será aproximadamente:

- a) 12,4
- b) 124
- c) 1240
- d) 12400

**Comentários:**

Sabendo que:





$$\eta = \frac{T_q - T_f}{T_q}$$

Na qual  $T_q$  é a temperatura da fonte quente e  $T_f$  a temperatura da fonte fria. Daí:

$$\eta = \frac{T_q - 298K}{T_q} = 1/4 \rightarrow 4T_q - 4.298 = T_q \rightarrow 3T_q = 4.298$$

$$\rightarrow T_q = 397,33 \dots K \rightarrow T_q \cong 124^\circ C$$

**Obs:** Lembrando que as temperaturas utilizadas são na escala Kelvin!!

**Gabarito: "b".**

### 3. (2012/ESPCEX-AMAN)

Para um gás ideal ou perfeito temos que:

- as suas moléculas não exercem força uma sobre as outras, exceto quando colidem.
- as suas moléculas têm dimensões consideráveis em comparação com os espaços vazios entre elas.
- mantido o seu volume constante, a sua pressão e a sua temperatura absoluta são inversamente proporcionais.
- a sua pressão e o seu volume, quando mantida a temperatura constante, são diretamente proporcionais.
- sob pressão constante, o seu volume e a sua temperatura absoluta são inversamente proporcionais.

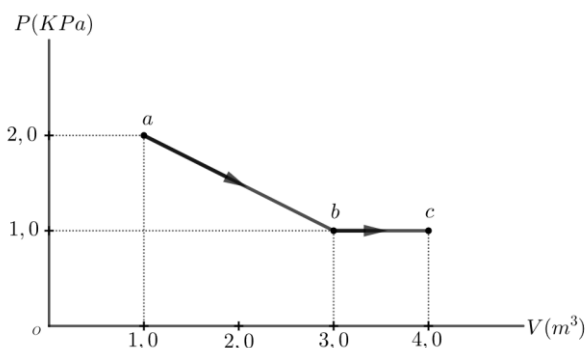
### Comentários

Uma das simplificações da teoria cinética dos gases ideais é a de que não ocorrem interações entre as moléculas gasosas, exceto quando ocorre interações por contato, ou seja, colisões. Isso decorre do fato de que as moléculas estão suficientemente espaçadas, devido à baixa pressão.

**Gabarito: "a".**

### 4. (2019/EFOMM)

Um mol de um gás ideal monoatômico vai do estado  $a$  ao estado  $c$ , passando pelo estado  $b$  com pressão, como mostrado na figura abaixo. A quantidade de calor  $Q$  que entra no sistema durante esse processo é de aproximadamente:



- a) 4000 J      b) 5000 J      c) 6000 J      d) 7000 J      e) 8000 J



## Comentários

Precisamos usar a primeira lei da Termodinâmica para calcularmos a quantidade de calor  $Q$  que entra no sistema durante esse processo. Para isso, precisamos calcular a energia interna e o trabalho envolvido nessa transformação.

Vamos começar calculando a variação da energia interna. Para um gás monoatômico, a relação a ser usada é a seguinte:

$$\Delta U = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot \Delta T$$

Variação da Energia interna de um gás ideal monoatômico em função da variação de temperatura.

A energia interna é uma função de estado, logo, para calcularmos a sua variação, precisamos somente da variação de temperatura entre os estados  $c$  e  $a$ , que correspondem aos estados final e inicial. Perceba também que, sendo o número de mols constante, a variação da energia interna depende somente da variação de temperatura.

Para calcularmos as temperaturas, nos pontos  $a$  e  $c$ , podemos usar a Equação de Clapeyron:

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

Equação de Clapeyron

$$[p] = Pa$$

$$[V] = m^3$$

$$[n] = mol$$

$$[R] = Pa \cdot m^3 / (mol \cdot K)$$

$$[T] = K$$

Note que a constante dos gases ideais  $R$  não foi fornecida. Não se preocupe, ela será cancelada, durante o cálculo da variação da energia interna.

Tenha cuidado também com as unidades expressas pelos eixos do diagrama  $p \cdot V$ , a pressão está expressa em  $kPa$  e precisa ser convertida para  $Pa$ , pela multiplicação por  $10^3$ .

Para o ponto  $a$ , temos:

$$2 \cdot 10^3 \cdot 1 = 1 \cdot R \cdot T_a$$

$$R \cdot T_a = 2 \cdot 10^3$$

$$T_a = \frac{2 \cdot 10^3}{R}$$

E para o ponto  $c$ :

$$1 \cdot 10^3 \cdot 4 = 1 \cdot R \cdot T_c$$

$$R \cdot T_c = 4 \cdot 10^3$$

$$T_c = \frac{4 \cdot 10^3}{R}$$

A variação da energia interna de  $a$  para  $c$  é:

$$\Delta U = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot (T_c - T_a)$$



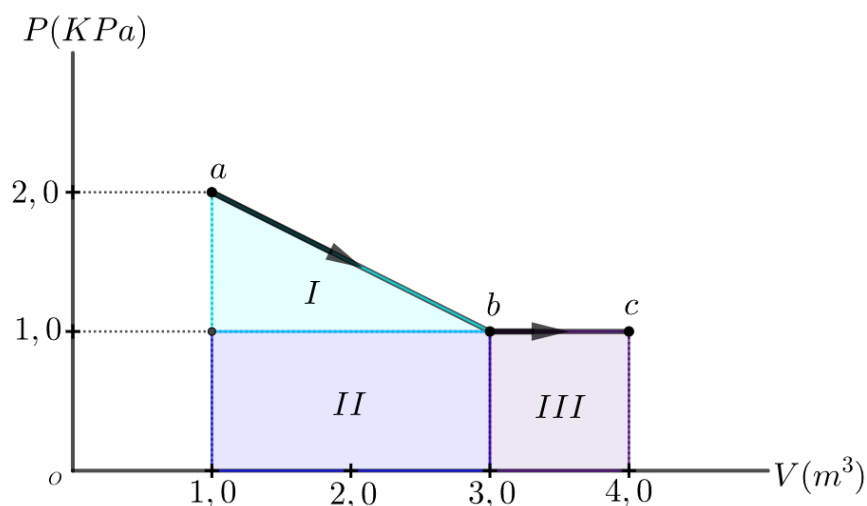
$$\Delta U = \frac{3}{2} \cdot 1 \cdot R \cdot \left( \frac{4 \cdot 10^3}{R} - \frac{2 \cdot 10^3}{R} \right)$$

$$\Delta U = \frac{3}{2} \cdot \left( \frac{R \cdot 4 \cdot 10^3}{R} - \frac{R \cdot 2 \cdot 10^3}{R} \right) \quad \div (R)$$

$$\Delta U = \frac{3}{2} \cdot \left( \frac{4 \cdot 10^3}{1} - \frac{2 \cdot 10^3}{1} \right) = \frac{3}{2} \cdot (2 \cdot 10^3)$$

$$\Delta U = \frac{3 \cdot 2 \cdot 10^3}{2} = 3 \cdot 10^3 \text{ J} \quad \div (2)$$

O trabalho de  $a$  a  $c$  é numericamente igual a área abaixo da curva:



A área total é dada pela soma das áreas das regiões  $I$ ,  $II$  e  $III$ . Novamente devemos nos atentar à unidade da pressão. Devemos multiplicar a altura por  $10^3$  visto que o eixo  $y$  traz a pressão em  $kPa$ .

$$A_I = \frac{\text{base} \cdot \text{altura}}{2} = \frac{(3 - 1) \cdot (2 - 1) \cdot 10^3}{2} = \frac{2 \cdot 1 \cdot 10^3}{2} = 1 \cdot 10^3$$

$$A_{II} = \text{base} \cdot \text{altura} = (3 - 1) \cdot (1 - 0) \cdot 10^3 = 2 \cdot 1 \cdot 10^3 = 2 \cdot 10^3$$

$$A_{III} = \text{base} \cdot \text{altura} = (4 - 3) \cdot (1 - 0) \cdot 10^3 = 1 \cdot 1 \cdot 10^3 = 1 \cdot 10^3$$

$$A_{\text{total}} = A_I + A_{II} + A_{III} = 1 \cdot 10^3 + 2 \cdot 10^3 + 1 \cdot 10^3 = 4 \cdot 10^3$$

Dessa forma,  $W = 4 \cdot 10^3 \text{ J}$ .

Agora podemos usar a primeira lei da Termodinâmica:

$$\Delta U = Q - W$$

1ª Lei da Termodinâmica

Note que a variação de energia interna deve ser positiva, visto que a temperatura aumenta. O trabalho também deve ser positivo, pois o volume do gás aumenta, ou seja, ocorre uma expansão gasosa e o trabalho foi feito pelo gás no ambiente a sua volta.



$$(+3 \cdot 10^3) = Q - (+4 \cdot 10^3)$$

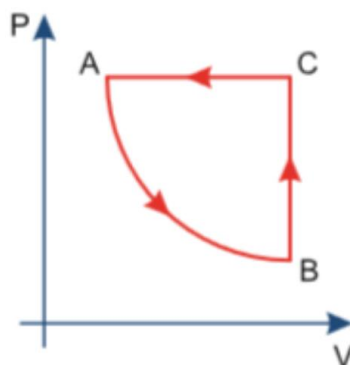
$$3 \cdot 10^3 = Q - 4 \cdot 10^3$$

$$Q = 3 \cdot 10^3 + 4 \cdot 10^3 = 7 \cdot 10^3 = 7000 \text{ J}$$

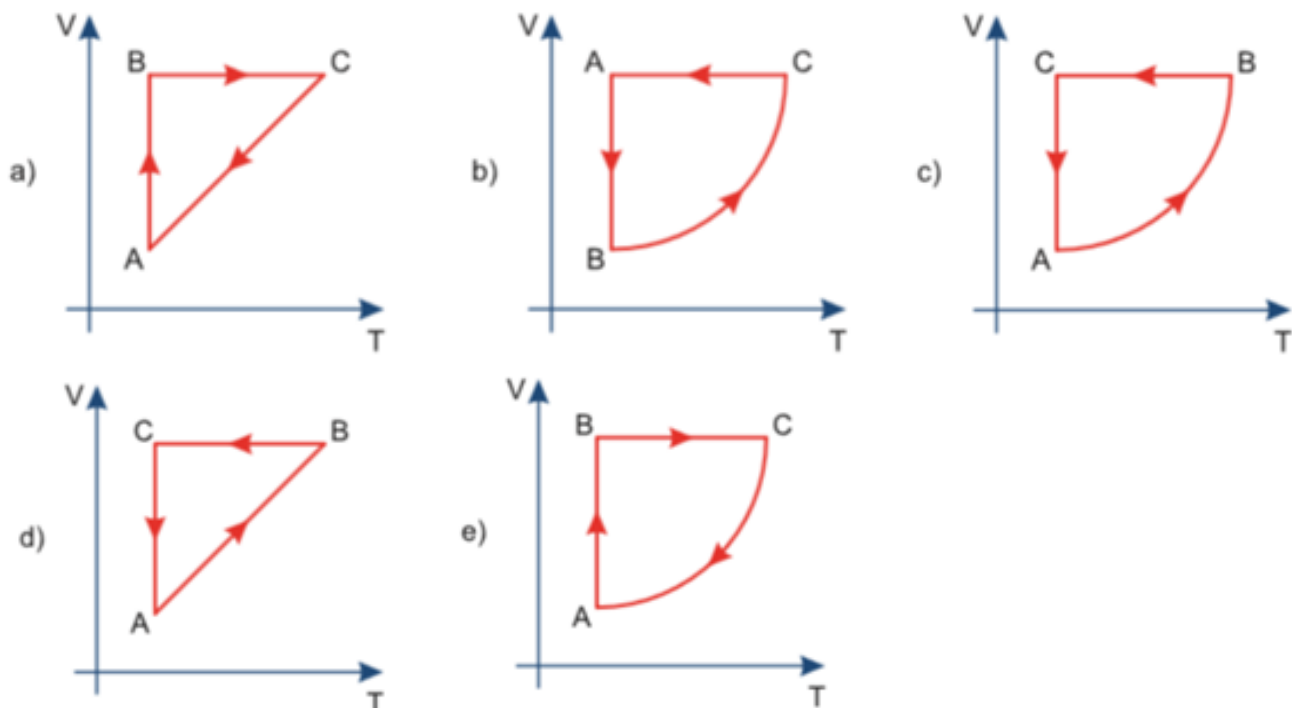
Gabarito: “d”.

### 5. (2017/ESCOLA NAVAL-MODIFICADA)

O gráfico abaixo representa um gás ideal descrevendo um ciclo ABC em um diagrama P x V. Esse ciclo consiste em uma transformação isotérmica seguida de uma transformação isocórica e uma isobárica.



Em um diagrama V x T, qual gráfico pode representar o mesmo ciclo ABC?



### Comentários

Uma transformação isotérmica deve apresentar temperatura constante, ou seja, devemos começar procurando por uma alternativa que nos forneça uma reta perpendicular ao eixo da temperatura durante a transformação  $A \rightarrow B$ . Note que as alternativas “a”, “b” e “e” satisfazem essa condição.



Em uma transformação isocórica o volume deve permanecer constante, logo devemos procurar uma alternativa que nos forneça uma reta perpendicular ao eixo do volume durante a transformação  $B \rightarrow C$ . Dentre as alternativas restantes, somente a “a” e “e” satisfazem a essa condição.

Finalmente, em uma transformação isobárica, a pressão deve permanecer constante. Como deve se comportar a relação  $V \cdot T$  em uma transformação isobárica? Vamos recorrer a lei geral dos gases ideais.

$$\frac{p_C \cdot V_C}{T_C} = \frac{p_A \cdot V_A}{T_A} \quad \text{Lei geral dos gases ideais}$$

Note que a transformação  $C \rightarrow A$  ocorre a uma pressão constante, logo,  $p_C = p_A$ . Simplificando a lei geral, temos:

$$\frac{\cancel{p_C} \cdot V_C}{T_C} = \frac{\cancel{p_A} \cdot V_A}{T_A}$$
$$\frac{V_C}{T_C} = \frac{V_A}{T_A}$$

Essa expressão nos permite concluir que o volume e a temperatura são diretamente proporcionais. Perceba: caso o volume seja reduzido à metade durante a transformação, então a temperatura também deve ser reduzida à metade para que a proporção se mantenha.

Dado esse caráter, podemos afirmar que a transformação isobárica, em um gráfico  $V \cdot T$  deve ser linear. Com isso, a única alternativa que nos resta é a “a”.

**Gabarito: “a”.**

## 6. (2019/EEAR)

Considere as seguintes afirmações sobre uma máquina térmica operando segundo o ciclo de Carnot, entre duas fontes de calor, uma a 27 °C e a outra a 57 °C.

- O rendimento dessa máquina é de aproximadamente 52% e esse rendimento é máximo, ao menos que a temperatura da fonte fria seja zero.
- O rendimento dessa máquina é de aproximadamente 10% e, caso essa máquina receba 5000 J de calor da fonte quente, rejeitará 1000 J para a fonte fria.
- O rendimento dessa máquina é de aproximadamente 10 % e, caso essa máquina receba 5000 J da fonte quente, rejeitará 4500 J para a fonte fria.
- O rendimento dessa máquina irá aumentar se houver aumento da diferença de temperatura entre as fontes de calor.

Atribuindo-se verdadeiro (V) ou falso (F) para cada uma das afirmações, assinale a alternativa que apresenta a sequência correta.

- a) V – F – V – F                      b) V – V – V – F                      c) F – F – V – F                      d) F – F – V – V



## Comentários

Podemos calcular o rendimento dessa máquina térmica utilizando a expressão que relaciona a eficiência e as temperaturas das fontes quente e fria.

$$\eta = 1 - \frac{T_{fria}}{T_{quente}} \quad \text{Rendimento de uma máquina térmica em função das temperaturas das fontes quente e fria}$$

Para isso, precisamos converter as temperaturas para Kelvin:

$$T_{fria} = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$T_{quente} = 57 + 273 = 330 \text{ K}$$

Finalmente:

$$\eta = 1 - \frac{300}{330} = 1 - \frac{\cancel{300}}{\cancel{330}} = 1 - \frac{10}{11} \quad \div (30)$$

$$\eta \cong 1 - 0,91 \cong 0,09 = 9 \%$$

O rendimento da máquina é de, aproximadamente, 10 %. Agora podemos calcular o calor rejeitado para a fonte fria pela relação entre o rendimento e o calor das fontes quente e fria. Lembre-se que o calor recebido e rejeitado e as temperaturas das fontes quente e fria são proporcionais para uma máquina térmica operando segundo o ciclo de Carnot.

$$\eta = 1 - \frac{Q_{fria}}{Q_{quente}} \quad \text{Rendimento de uma máquina térmica em função do calor das fontes quente e fria}$$

Caso a máquina receba 5000 J da fonte quente:

$$10 \% = 0,10 = 1 - \frac{Q_{fria}}{5000}$$

$$Q_{fria} = 0,9 \cdot 5000 = 4500 \text{ J}$$

Com essas informações, podemos afirmar que a primeira afirmação e a segunda são falsas. A terceira informação, por outro lado, é verdadeira.

Por fim, o rendimento de uma máquina irá aumentar quando a diferença de temperatura aumentar, visto que a fração  $T_{fria}/T_{quente}$  diminui.

$$\eta = 1 - \frac{T_{fria}}{T_{quente}} \quad \text{Rendimento de uma máquina térmica em função das temperaturas das fontes quente e fria}$$

Dessa forma, a última afirmação é verdadeira.

**Gabarito: “d”.**



## 7. (2018/IME)

Durante um turno de 8 horas, uma fábrica armazena 200 kg de um rejeito na fase vapor para que posteriormente seja liquefeito e estocado para descarte seguro. De modo a promover uma melhor eficiência energética da empresa, um inventor propõe o seguinte esquema: a energia proveniente do processo de liquefação pode ser empregada em uma máquina térmica que opera em um ciclo termodinâmico de tal forma que uma bomba industrial de potência 6,4 HP seja acionada continuamente 8 horas por dia.

Por meio de uma análise termodinâmica, determine se a proposta do inventor é viável, tomando como base os dados abaixo.

Dados:

- calor latente do rejeito: 2.160 kJ/kg;
- temperatura do rejeito antes de ser liquefeito: 127 °C;
- temperatura do ambiente onde a máquina térmica opera: 27 °C;
- rendimento da máquina térmica: 80% do máximo teórico;
- perdas associadas ao processo de acionamento da bomba: 20%; e
- 1 HP = 3/4 kW

### Comentários

Devemos comparar o calor útil advindo do processo com a energia necessária para o funcionamento da máquina, e ver se a operação é viável.

A potência necessária para o funcionamento da máquina térmica está relacionada à potência e ao tempo de operação da bomba.

$$E_{\text{req}} = Pot \cdot \Delta t$$

$$E_{\text{req}} = 6,4 \cdot \frac{3}{4} \cdot 8 \cdot 3600 \cong 138 \cdot 10^6 J$$

O calor recuperável pela liquefação do rejeito pode ser calculado a partir da expressão do calor latente, visto que se trata de uma mudança de estado físico.

$$Q_{\text{liq}} = m_{\text{rejeito}} \cdot L_{\text{rejeito}}$$

$$Q_{\text{liq}} = 200 \cdot 2160 = 432 \cdot 10^6 J$$

O rendimento teórico, máximo alcançável pela máquina térmica operando em certa faixa de temperatura, pode ser obtido pela seguinte relação:

$$\eta_{\text{teórico}} = 1 - \frac{T_{\text{fria}}}{T_{\text{quente}}}$$

Em que  $T$  representa a temperatura, em Kelvin, das fontes quente e fria.



$$\eta_{teórico} = 1 - \frac{27 + 273}{127 + 273} = 1 - \frac{300}{400} = 0,25$$

O rendimento real deve ser de 80% do teórico:

$$\eta_{real} = 0,8 \cdot 0,25 = 0,20$$

Dessa maneira, o calor útil recuperável é de 20% do calor proveniente da liquefação:

$$Q_{útil} = 0,20 \cdot 432 \cdot 10^6 \text{ J} = 86,4 \cdot 10^6 \text{ J}$$

Finalmente, antes da comparação, devemos considerar as perdas de 20% relacionadas ao acionamento da bomba.

$$Q'_{útil} = 0,8 \cdot 86,4 \cdot 10^6 \text{ J} \cong 69 \cdot 10^6 \text{ J}$$

Como  $Q'_{útil} < E_{req}$ , a operação é inviável.

**Gabarito: Inviável.**

### 8. (2014/ITA)

Pode-se associar a segunda lei da Termodinâmica a um princípio de degradação da energia. Assinale a alternativa que melhor justifica esta associação.

- a) A energia se conserva sempre.
- b) O calor não flui espontaneamente de um corpo quente para outro frio.
- c) Uma máquina térmica operando em ciclo converte integralmente trabalho em calor.
- d) Todo sistema tende naturalmente para o estado de equilíbrio.
- e) É impossível converter calor totalmente em trabalho.

### Comentários

A segunda lei da termodinâmica nos traz a noção de que nenhuma máquina térmica é capaz de converter 100% da energia que lhe é fornecida em trabalho útil. Como sempre uma parte da energia é perdida, pode-se dizer que ocorre a perda, ou degradação da energia a cada ciclo de uma máquina térmica.

**Gabarito: “e”.**

### 9. (2013/ITA)

Diferentemente da dinâmica newtoniana, que não distingue passado e futuro, a direção temporal tem papel marcante no nosso dia-a-dia. Assim, por exemplo, ao aquecer uma parte de um corpo macroscópico e o isolarmos termicamente, a temperatura deste se torna gradualmente uniforme, jamais se observando o contrário, o que indica a direcionalidade do tempo. Diz-se então que os processos macroscópicos são irreversíveis, evoluem do passado para o futuro e exibem o que o famoso cosmólogo Sir Arthur Eddington denominou de seta do tempo. A lei física que melhor traduz o tema do texto é

- a) a segunda lei de Newton.





- b) a lei de conservação da energia.
- c) a segunda lei da termodinâmica.
- d) a lei zero da termodinâmica.
- e) a lei de conservação da quantidade de movimento.

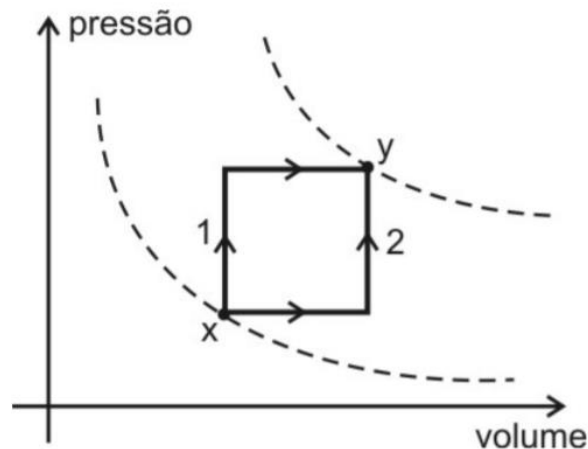
### Comentários

A noção de irreversibilidade de processos macroscópicos remete à segunda lei da Termodinâmica. Isso ocorre devido ao aumento de entropia dos sistemas termodinâmicos. A noção de que nunca irá ocorrer o acúmulo de energia térmica em um único ponto de um corpo macroscópico é fruto da tendência espontânea de uniformização da energia, ao passo que, o acúmulo dessa requer uma fonte externa de energia ao sistema.

**Gabarito: “c”.**

### 10. (2018/AFA)

Um sistema gasoso constituído por  $n$  mols de um gás perfeito passa do estado  $x$  para o estado  $y$  por meio dos processos distintos 1 e 2 mostrados no esquema a seguir.



Se no processo 2, o sistema realiza um trabalho de 200J e absorve uma quantidade de calor de 500 J, é correto afirmar que

- e) Quando o sistema for trazido de volta ao estado inicial  $x$  sua energia interna irá diminuir de 700 J.
- f) A variação da energia interna será a mesma tanto no processo 1 quanto no 2.
- g) O trabalho realizado no processo 1 será igual ao trabalho realizado no processo 2.
- h) Se no processo 1 o trabalho realizado for de 400 J o calor recebido será de 1000 J.

### Comentários:

Vamos fazer um comentário alternativa por alternativa.

A - Da 1ª lei da termodinâmica, temos:

$$\Delta U = Q - W$$

Com a seguinte convenção:



$Q > 0$  : sistema absorve calor

$Q < 0$  : sistema libera calor

$W > 0$  : sistema realiza trabalho

$W < 0$  : é realizado trabalho sobre o sistema

Então, como, de acordo com o enunciado,  $Q = 500 \text{ J}$  e  $W = 200 \text{ J}$ , vem:

$$\Delta U = 500 - 200 = 300 \text{ J}$$

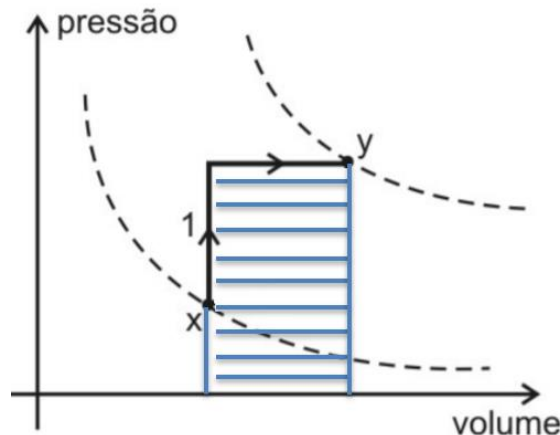
O calculado foi o caminho  $X \rightarrow Y$ . Logo, para o caminho  $Y \rightarrow X$ , temos:

$$\Delta U = -300 \text{ J}$$

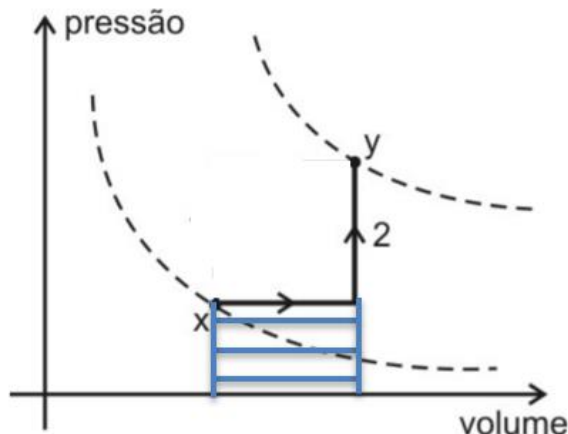
Logo, o sistema perderia 300 J de energia interna. Afirmativa falsa.

B - A afirmativa é verdadeira pois a energia interna é função de estado, ou seja, só depende dos pontos inicial e final.

C - Falso. Veja a figura abaixo, com o trabalho realizado no processo I, representado pela área hachurada (lembrando que o trabalho em um diagrama PV é área abaixo da transformação):



Por outro lado, para o processo II:



Logo, o trabalho no processo 1 é maior que o trabalho no processo 2.



D - Já calculamos a variação de energia interna do processo no item “a” ( $\Delta U = 300 J$ ). Logo, vamos assumir que o trabalho realizado no processo 1 foi de 400 J. Daí, vem:

$$\begin{aligned}\Delta U &= Q - W \\ 300 &= Q - 400 \\ Q &= 700 J\end{aligned}$$

Então, o item “d” também é falso.

**Gabarito: “b”.**

### 11. (1971/ITA)

Dois recipientes de volumes  $V_1$  e  $V_2$  contêm a mesma quantidade de um mesmo gás a pressões e temperaturas absolutas  $p_1$  e  $p_2$ ,  $T_1$  e  $T_2$ , respectivamente. Os dois recipientes são ligados entre si por uma torneira, que em dado momento é aberta, oferecendo ao gás o volume  $V_1 + V_2$ . Supondo que os dois recipientes constituam um sistema isolado, mostre que, após o novo equilíbrio, com temperatura e pressão  $T$  e  $p$ :

$$\begin{aligned}\text{a) } \frac{T}{P} &= \frac{1}{2} \left( \frac{T_1}{P_1} + \frac{T_2}{P_2} \right) & \text{b) } \frac{T}{P} &= \frac{T_1+T_2}{P_1+P_2} & \text{c) } \frac{T}{P} &= \frac{T_1+T_2}{(P_1+P_2)/2} \\ \text{d) } \frac{T}{P} &= \frac{(T_1+T_2)/2}{P_1+P_2} & \text{e) } & \text{nenhuma das expressões acima é correta.}\end{aligned}$$

#### Comentários:

O número de mols do início e do final é o mesmo:

$$\begin{aligned}n_i &= n_f \\ \frac{p_1 \cdot v_1}{RT_1} + \frac{p_2 \cdot v_2}{RT_2} &= \frac{p(v_1 + v_2)}{RT} \quad (\text{eq. 1})\end{aligned}$$

Da hipótese do enunciado, no início, ambos os lados têm o mesmo número de mols de gás.

$$\frac{p_1 \cdot v_1}{RT_1} = \frac{p_2 \cdot v_2}{RT_2} \quad (\text{eq. 2})$$

Substituindo 2 em 1 temos a relação:

$$\boxed{\frac{T}{P} = \frac{1}{2} \left( \frac{T_1}{p_1} + \frac{T_2}{p_2} \right)}$$

**Gabarito: “a”.**

### 12. (1972/ITA)

A pressão do vapor do éter etílico é de 760 *cmHg* à temperatura de 35 °C. Colocando-se certa quantidade desse líquido na câmara evacuada de um barômetro de mercúrio de 1,00 m de comprimento e elevando-se a temperatura ambiente a 35 °C, nota-se que a coluna de mercúrio:

- a) sobe de 24 *cm*.
- b) permanece inalterada.
- c) desce a 24 *cm* do nível zero.



d) desce a zero.

e) desce a uma altura que é função da quantidade de éter introduzida.

### Comentários:

Ao colocar-se o mercúrio na câmara evacuada o mercúrio irá vaporizar-se até que sua pressão de vapor atinja seu valor naquela temperatura (pressão máxima de vapor). Deste modo, o nível irá descer proporcionalmente a quantidade de líquido inserida na câmara.

**Gabarito: “e”.**

### 13. (1986/ITA)

Um reservatório de 30 *litros* contém gás nitrogênio diatômico, à temperatura ambiente de 20 °C. Seu medidor de pressão indica uma pressão de 3,00 atmosferas. A válvula do reservatório é aberta momentaneamente e uma certa quantidade de gás escapa para o meio ambiente. Fechada a válvula, o gás atinge novamente a temperatura ambiente. O medidor de pressão do reservatório indica agora uma pressão de 2,40 atmosferas. Quantos gramas de nitrogênio, aproximadamente, escaparam?

a) 10,5 g.                      b) 31 g.                      c) 15 g.                      d) 3 g.                      e) 21 g.

Observações:

1. O peso atômico do nitrogênio é igual a 14.

2. Se necessário, utilizar os seguintes valores para:

Constante universal para os gases: 8,31 *joules/mol · K* ou 0,082 *litros · atm/mol · K*.

Número de Avogadro:  $6,02 \cdot 10^{23}$  *moléculas/mol*.

### Comentários:

O número de mols de nitrogênio inicial:

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

$$3(\text{atm}) \cdot 30 \text{ (L)} = n_i \cdot 0,082 \left( \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) \cdot 293 \text{ (K)}$$

$$n_i = 3,745 \text{ mols}$$

O número de mols de nitrogênio final:

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

$$2,4(\text{atm}) \cdot 30 \text{ (L)} = n_f \cdot 0,082 \left( \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) \cdot 293 \text{ (K)}$$

$$n_f = 2,996 \text{ mols}$$

Deste modo, a variação do número de mols é:  $\Delta n = 0,749 \text{ mols}$

$$m = \Delta n \cdot M = 0,749 \cdot 28$$

$$\therefore \boxed{m = 21 \text{ g}}$$

**Gabarito: “e”.**



### 14. (1988/ITA)

Calcular a massa de hélio (massa molar 4,0), contida num balão, sabendo-se que o gás ocupa um volume igual a  $5,0 \text{ m}^3$  e está a uma temperatura de  $-23 \text{ }^\circ\text{C}$  e a uma pressão de  $30 \text{ cmHg}$ .

- a) 1,86 g.      b) 46 g.      c) 96 g.      d) 186 g.      e) 385 g.

#### Comentários:

Usando a equação dos gases ideais temos:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$
$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

Substituindo os dados do enunciado temos:

$$\frac{300 \text{ (atm)} \cdot 5 \cdot 10^3 \text{ (L)}}{760} = \frac{m \cdot 0,082 \left( \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) \cdot 250 \text{ (K)}}{4 \left( \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)}$$

$$m \cong 385 \text{ g}$$

**Gabarito: "e".**

### 15. (1991/ITA)

Um recipiente continha inicialmente  $10,0 \text{ kg}$  de gás sob pressão de  $10 \cdot 10^6 \text{ N/m}^2$ . Uma quantidade  $m$  de gás saiu do recipiente sem que a temperatura variasse. Determine  $m$  sabendo que a pressão caiu para  $2,5 \cdot 10^6 \text{ N/m}^2$ .

- a) 2,5 kg.      b) 5,0 kg.      c) 7,5 kg.  
d) 4,0 kg.      e) nenhuma das anteriores.

#### Comentários:

Usando a equação dos gases ideais temos:

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

Como a temperatura é mantida constante,

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{R n_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{R n_2} = \text{constante}$$

Substituindo os valores,

$$\frac{10 \cdot 10^6 \cdot V}{\frac{10R}{M}} = \frac{2,5 \cdot 10^6 V}{\frac{mR}{M}}$$
$$m = 2,5 \text{ Kg}$$

Assim 7,5 Kg de gás vazou.

**Gabarito: "c".**



### 16. (1993/ITA)

Dois balões de vidro de volumes iguais estão ligados por meio de um tubo de volume desprezível e ambos contêm hidrogênio a  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Eles estão a uma pressão de  $1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ . Qual será a pressão do gás se um dos bulbos for imerso em água a  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  e outro for mantido a  $-40\text{ }^{\circ}\text{C}$ ?

- a) a pressão permanece a mesma. b)  $1,06 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ .  
 c)  $2,32 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ . d)  $1,25 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ . e)  $1,20 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ .

#### Comentários:

A quantidade de mols no início é:

$$n_0 = \frac{V \cdot p_1}{RT_1} + \frac{Vp_2}{RT_2} = \frac{2,026 \cdot 10^5 V}{273R} \quad (\text{eq. 1})$$

A quantidade final de gás é:

$$n_f = \frac{pV}{373R} + \frac{pV}{233R} \quad (\text{eq. 2})$$

Como não há vazamento de gás temos  $n_f = n_0$ . Igualando eq1 e eq2 temos:

$$\boxed{p = 1,06 \cdot 10^5 \text{ Pa}}$$

**Gabarito: "b".**

### 17. (1996/ITA)

Considere as seguintes afirmativas:

I. Um copo de água gelada apresenta gotículas de água em sua volta porque a temperatura da parede do copo é menor que a temperatura de orvalho do ar ambiente.

II. A névoa (chamada por alguns de vapor) que sai do bico de uma chaleira com água quente é tanto mais perceptível quanto menor for a temperatura ambiente.

III. Ao se fechar um *freezer*, se a sua vedação fosse perfeita, não permitindo a entrada e saída de ar do seu interior, a pressão interna ficaria inferior à pressão do ar ambiente.

- a) todas são corretas.  
 b) somente I e II são corretas.  
 c) somente II e III são corretas.  
 d) somente I e III são corretas.  
 e) nenhuma delas é correta.

#### Comentários:

I) CORRETA. Como a temperatura da água é menor ("água gelada"), as gotículas de água presentes no ar atmosférico condensam-se na superfície do copo.

II) CORRETA. Quanto menor a temperatura do ambiente maior será a taxa de condensação e, portanto, mais visível será a névoa.



III) CORRETA. O gás no interior da geladeira tem sua temperatura diminuída. Como não há variação do volume e da quantidade de gás (vedação perfeita), a pressão será diminuída.

**Gabarito: “a”.**

### 18. (1996/ITA)

Uma lâmpada elétrica de filamento contém certa quantidade de um gás inerte. Quando a lâmpada está funcionando, o gás apresenta uma temperatura de  $125\text{ }^{\circ}\text{C}$  e a sua pressão é igual à pressão atmosférica.

I. Supondo que o volume da lâmpada varie de forma apreciável, a pressão do gás, à temperatura de  $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ , é de aproximadamente  $\frac{3}{4}$  da pressão atmosférica.

II. A presença do gás inerte (no lugar do vácuo) ajuda a reduzir o esforço que o invólucro da lâmpada é submetido devido à pressão atmosférica.

III. O gás dentro da lâmpada aumenta seu brilho pois também fica incandescente.

Das afirmativas acima:

- a) todas estão corretas.                      b) só a I está correta.                      c) só a II está correta.  
d) só a III está correta.                      e) todas estão corretas.

### Comentários:

Para a situação inicial temos:

$$P_{ATM} \cdot V = n \cdot R \cdot 398 \quad (eq1)$$

I) FALSA.

A quantidade de gás não varia dentro do bulbo da lâmpada:

$$P \cdot V' = n \cdot R \cdot 298 \quad (eq2)$$

Da equação (1):

$$\frac{P \cdot V'}{298} = \frac{P_{ATM} \cdot V}{398}$$

Do enunciado temos que  $V' > V$ :

$$\frac{298 P_{ATM} \cdot V}{398 \cdot P} > V$$

$$P < \frac{298}{398} P_{ATM}$$

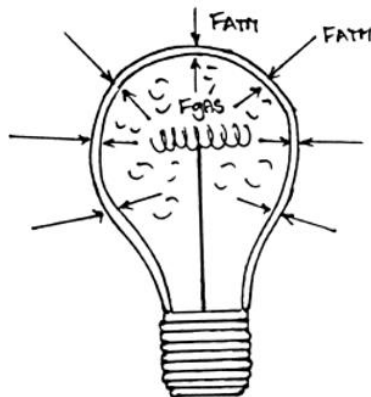
Aproximando  $\frac{298}{398}$  de  $\frac{3}{4}$ , temos que:

$$\therefore P < \frac{3}{4} P_{ATM}$$

Deste modo, há um intervalo de valor a serem satisfeitos. A variação de volume guia a variação de pressão.

II) CORRETO.





A força do gás diminui a resultante de forças sobre a parede do bulbo.

III) FALSO.

A emissão de luz por um gás está associada as transições eletrônicas dos elétrons em sua camada eletrosfera. Para tal fenômeno é necessária grande excitação, o que não ocorre no exemplo dado.

**Gabarito: “c”.**

### 19. (1992/ITA)

Uma certa quantidade de gás expande-se adiabaticamente e quase estaticamente desde uma pressão inicial de  $2,0 \text{ atm}$  e volume de  $2,0$  litros, na temperatura de  $21 \text{ }^\circ\text{C}$  até atingir o dobro de seu volume. Sabendo-se que para este gás  $\gamma = C_p/C_v = 2,0$ , pode-se afirmar que a pressão final e a temperatura final são, respectivamente:

- a)  $0,5 \text{ atm}$  e  $10,5 \text{ }^\circ\text{C}$ .                      b)  $0,5 \text{ atm}$  e  $-126 \text{ }^\circ\text{C}$ .                      c)  $2,0 \text{ atm}$  e  $10,5 \text{ }^\circ\text{C}$ .  
d)  $2,0 \text{ atm}$  e  $-126 \text{ }^\circ\text{C}$ .                      e) nenhuma das anteriores.

#### Comentários:

Para uma transformação adiabática temos a seguinte relação:

$$P_1 \cdot V_1^\gamma = P_2 \cdot V_2^\gamma \quad (\text{eq. 1})$$

Em que  $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$ . Utilizando a equação dos gases ideais, temos:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

Substituindo a pressão na expressão acima, temos:

$$\frac{n \cdot R \cdot T_1}{V_1} \cdot V_1^\gamma = \frac{n \cdot R \cdot T_2}{V_2} \cdot V_2^\gamma \Rightarrow T_1 \cdot V_1^{\gamma-1} = T_2 \cdot V_2^{\gamma-1} \quad (\text{eq. 2})$$

Substituindo os valores na equação (1), vem:

$$2 \cdot 2^2 = P_2 \cdot 4^2 \Rightarrow P_2 = 0,5 \text{ atm}$$

Substituindo os valores na equação (2), temos que:

$$294 \cdot 2^{2-1} = T_2 \cdot 4^{2-1} \Rightarrow T_2 = 147 \text{ K} \Rightarrow \boxed{T_2 = -126 \text{ }^\circ\text{C}}$$

**Gabarito: “b”.**



## 20. (1992/ITA)

Considere as afirmações a seguir:

- I. A energia interna de um gás ideal depende só da pressão.
- II. Quando um gás passa de um estado 1 para outro estado 2, o calor trocado é o mesmo qualquer que seja o processo.
- III. Quando um gás passa de um estado 1 para outro estado 2, a variação da energia interna é a mesma qualquer que seja o processo.
- IV. Um gás submetido a um processo quase estático não realiza trabalho.
- V. O calor específico de uma substância não depende do processo como ela é aquecida.
- VI. Quando um gás ideal recebe calor e não há variação de volume, a variação da energia interna é igual ao calor recebido.
- VII. Numa expansão isotérmica de um gás ideal o trabalho realizado é sempre menor que o calor absorvido.

As duas afirmações corretas são:

- a) II e III.      b) III e IV.      c) III e V.      d) I e VII.      e) III e VI.

### Comentários:

I) FALSO. A energia inteira de um gás ideal só depende da temperatura.

II) FALSO. O calor não é uma função de estado e, portanto, depende do caminho realizado no processo.

III) CORRETO. A energia interna é uma função de estado e, portanto, só depende dos estados final e inicial.

IV) FALSO. Um processo quase estático pode ser aproximado por um processo reversível, sem nenhuma relação com o trabalho realizado.

V) FALSO. O calor específico depende do processo a ser realizado. Se o processo for a volume constante temos o  $C_V$  e se for a pressão constante temos o  $C_P$ .

VI) CORRETO. Quando não há variação de volume, o trabalho é nulo e, portanto, a variação da energia interna é igual ao calor trocado com o meio.

VII) FALSO. Em uma transformação isotérmica ( $\Delta U=0$ ) o trabalho é igual ao calor trocado, pois segundo a primeira lei da termodinâmica temos:

$$\Delta U = Q_{entra} - \tau_{pelo} \Rightarrow Q_{entra} = \tau_{pelo}$$

**Gabarito: “e”.**

## 21. (1992/ITA)

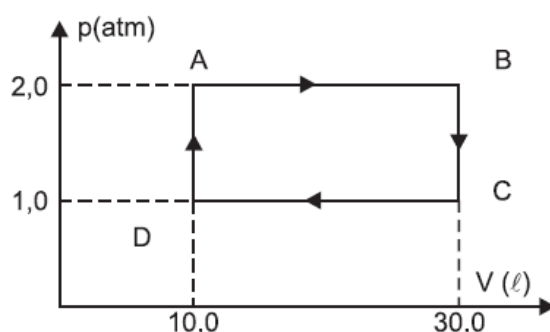
Um mol de gás ideal sofre uma série de transformações e passa sucessivamente pelos estados  $A \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow D$ , conforme o diagrama  $pV$  a seguir, onde  $T_A = 300 K$ . Pode-se afirmar que a temperatura em cada estado, o trabalho líquido realizado no ciclo e a variação de energia interna no ciclo são, respectivamente:



	$T_A(K)$	$T_B(K)$	$T_C(K)$		$T_D(K)$	$\Delta W (atm \cdot l)$	$\Delta U (J)$
a)	300	900	450		150	20,0	0
b)	300	900	450		150	-20,0	0
c)	300	450	900		150	20,0	0
d)	300	900	450		150	60,0	40
e)	300	450	900		300	80,0	60

**Comentários:**

O diagrama da questão é o seguinte:



A transformação AB – pressão constante:

$$\frac{V_A}{T_A} = \frac{V_B}{T_B} \quad \frac{10}{300} = \frac{30}{T_B} \Rightarrow T_B = 900 K$$

A transformação BC – volume constante:

$$\frac{P_C}{T_C} = \frac{P_B}{T_B} \quad \frac{1}{T_C} = \frac{2}{900} \Rightarrow T_C = 450 K$$

A transformação CD – pressão constante:

$$\frac{V_C}{T_C} = \frac{V_D}{T_D} \quad \frac{30}{450} = \frac{10}{T_D} \Rightarrow T_D = 150 K$$

O Trabalho de um ciclo termodinâmico é:

- Módulo da área interna ao ciclo, se o ciclo estiver no sentido horário
- O negativo do módulo da área interna ao ciclo, se o ciclo estiver no sentido anti-horário.

Como o ciclo está no sentido horário temos:

$$\tau = |(30 - 10)L \cdot (2 - 1)atm| = 20 atm \cdot L$$

Em um ciclo fechado, levando em consideração que a energia interna é uma função de estado (só depende do início e fim), a variação de energia interna é nula.

**Gabarito: “a”.**



## 22. (2001/ITA)

Um centímetro cúbico de água passa a ocupar  $1671 \text{ cm}^3$  quando evaporado à pressão de  $1,0 \text{ atm}$ . O calor de vaporização a essa pressão é de  $539 \text{ cal/g}$ . O valor que mais se aproxima do aumento de energia interna da água é:

- a) 498 J.                      b) 2082 cal.                      c) 498 J.                      d) 2082 J.                      e) 2424 J.

### Comentários:

Temos da primeira lei da termodinâmica ( $Q_{entra} = \Delta U + \tau_{pelo \text{ gás}}$ ):

$$Q = \Delta U + \tau \Rightarrow m \cdot L = \Delta U + P \cdot \Delta V$$

$$V_{\text{ÁGUA}} \cdot d \cdot L = \Delta U + P_{\text{ATM}} \cdot (V_{\text{ÁGUA-F}} - V_{\text{ÁGUA-i}})$$

$$(10^{-6}) \cdot (1000) \cdot (539 \cdot 4,18 \cdot 10^3) \text{ J} = \Delta U + 10^5 \cdot (1671 - 1) \cdot 10^{-6} \text{ J}$$

$$\boxed{\Delta U \cong 2086 \text{ J} \cong 498 \text{ cal}}$$

**Gabarito: "a".**

## 23. (2002/ITA)

Uma máquina térmica reversível opera entre dois reservatórios térmicos e temperaturas  $100^\circ\text{C}$  e  $127^\circ\text{C}$ , respectivamente, gerando gases aquecidos para acionar uma turbina. A eficiência dessa máquina é melhor representada por:

- a) 68%.                      b) 6,8%.                      c) 0,68%.                      d) 21%.                      e) 2,1%.

### Comentários:

O rendimento de uma máquina térmica reversível é dado por:

$T_C$  – temperatura do reservatório frio

$T_H$  – temperatura do reservatório quente

$$\eta = 1 - \frac{T_C}{T_H} = 1 - \frac{373}{400} = \frac{400 - 373}{400} \cong 6,8\%$$

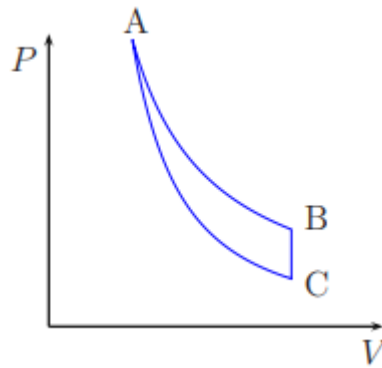
$$\boxed{\eta = 6,8\%}$$

**Gabarito: "b".**

## 24. (2009/ITA)

Três processos compõem o ciclo termodinâmico ABCA mostrado no diagrama  $P \times V$  da figura. O processo AB ocorre a temperatura constante. O processo BC ocorre a volume constante com decréscimo de  $40 \text{ J}$  de energia interna e, no processo CA, adiabático, um trabalho de  $40 \text{ J}$  é efetuado sobre o sistema. Sabendo-se também que em um ciclo completo o trabalho total realizado pelo sistema é de  $30 \text{ J}$ , calcule a quantidade de calor trocado durante o processo AB.





**Comentários:**

O processo BC é isovolumétrico e, portanto, não há realização de trabalho:

$$\tau_{BC} = 0$$

O processo CA é adiabático e, portanto, não há troca de calor envolvida. A variação de energia interna é igual ao trabalho realizado.

$$\tau_{CA} = -40 \text{ J}$$

O processo AB é isotérmica, a temperatura se mantém constante e, portanto, não há variação de energia interna.

$$\tau_{AB} = Q_{AB}$$

O Trabalho total é a soma de todos os trabalhos envolvidos:

$$\tau_{Total} = \tau_{AB} + \tau_{CA} + \tau_{BC} \Rightarrow 30 = Q_{AB} + 0 + (-40)$$

$$\boxed{Q_{AB} = 70 \text{ J}}$$

**Gabarito: 70 J.**

**25. (2011/ITA)**

A inversão temporal de qual dos processos abaixo **NÃO** violaria a segunda lei de termodinâmica?

- a) A queda de um objeto de uma altura H e subsequente parada no chão.
- b) O movimento de um satélite ao redor da Terra.
- c) A freada brusca de um carro em alta velocidade.
- d) O esfriamento de um objeto quente num banho de água fria.
- e) A troca de matéria entre as duas estrelas de um sistema binário.

**Comentários:**

Para que a segunda lei da termodinâmica não seja violada, o processo deve ser reversível. A única alternativa em que o processo é reversível é o processo da alternativa (B).

**Gabarito: "b".**

## 7 - Considerações finais da aula

Tome nota nos exercícios mais difíceis e faça mais de uma vez, com consciência completa do que você está fazendo. Não deixe nada passar com dúvidas.

Sabemos que o caminho para a aprovação é árduo, mas comentaremos o maior número de questões do Colégio Naval e passaremos todos os bizzos possíveis.

Conte conosco nessa jornada. Quaisquer dúvidas, críticas ou sugestões entre em contato pelo fórum de dúvidas do Estratégia ou se preferir:



@prof.lucascosta



@profhenriquegoulart



## 8 - Referências bibliográficas

- [1] Calçada, Caio Sérgio. Física Clássica volume 3. 2. Ed. Saraiva Didáticos, 2012. 354p.
- [2] Newton, Gualter, Helou. Tópicos de Física volume 2. 11ª ed. Saraiva, 1993. 512p.
- [3] Toledo, Nicolau, Ramalho. Os Fundamentos da Física volume 2. 9ª ed. Moderna. 521p.
- [4] Resnick, Halliday, Jearl Walker. Fundamentos de Física volume 2. 10ª ed. LTC. 282p.



## 9 - Versão de aula

Versão da aula	Data da atualização
1.0	01/04/2020

