

Gabarito dos Exercícios Programados 9

QUESTÃO 1 – A Figura 1-a abaixo mostra uma lâmina bimetálica sendo usada para ligar o circuito elétrico de um alarme contra incêndio.

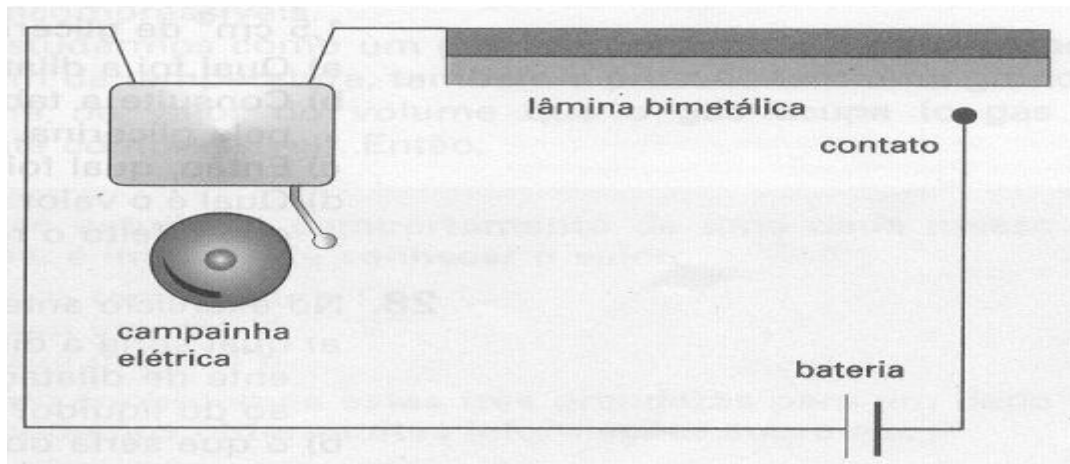


Figura 1-a

- a) Escreva a expressão formal que nos permite calcular a dilatação linear de uma barra qualquer.

A expressão formal que nos permite calcular a dilatação linear de uma barra qualquer é:

$$L(T) = L_0 + \alpha(T - T_0)L_0$$

onde

- $L(T)$ → é comprimento da barra em função da temperatura, medido em metros.
 L_0 → é o comprimento da barra a uma temperatura de referência, medido em metros.
 T_0 → é a temperatura de referência, medida em Celsius .
 T → é a temperatura da barra, medida em Celsius.
 α → é o coeficiente de dilatação linear, medido em $^{\circ}\text{C}^{-1}$.

- b) Supondo que os metais usados na lâmina sejam o aço e o cobre, qual deles deve estar colocado na parte superior da lâmina? Justifique! Dados : $\alpha_{\text{cobre}} = 0,000017 \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$ e $\alpha_{\text{aço}} = 0,00001 \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$ (α → coeficiente de dilatação linear)

O material com maior coeficiente de dilatação linear deve ser posto na parte superior da lâmina bimetálica da Figura 1-a. Como os dois metais da lâmina estão submetido à mesma temperatura, o metal que possuir o maior coeficiente de dilatação terá uma dilatação maior. No caso do cobre e do aço, que são os materiais metálicos envolvidos, o que deve ser colocado em cima é o cobre . Dessa forma, a lâmina de aço que se dilata menos, puxa a lâmina de cobre encurvando-a como mostram as Figuras 1-b e 1-c. A temperatura T_0 é a temperatura ambiente.



Figura 1-b. Configuração para $T = T_0$

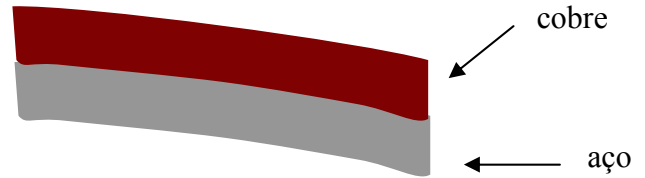


Figura 1-c. Configuração para $T > T_0$

c) Explique por que, ao ocorrer um incêndio, o alarme dispara.

No caso de um incêndio, a temperatura no local do incêndio começará a aumentar. Com o aumento da temperatura, a lâmina bimetálica se encurva (veja as Figuras 1-b e 1-c) até fechar o circuito da Figura 1-a, disparando o alarme de emergência.

QUESTÃO 2 – Inicialmente no estado sólido, um certo material é aquecido em um tubo e a sua temperatura é anotada a cada minuto conforme está ilustrado na Figura 2-a abaixo:

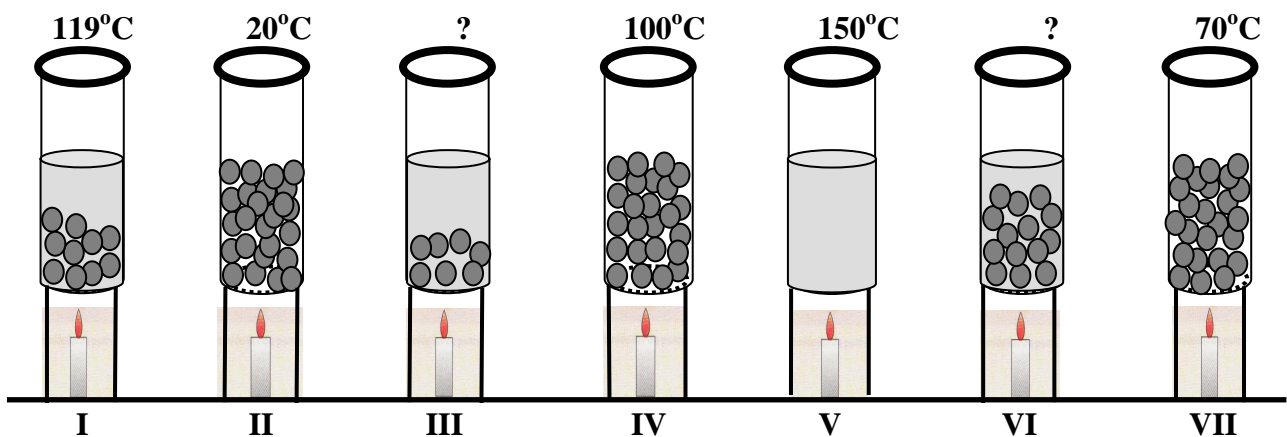


Figura 2-a

a) Disponha as figuras em ordem cronológica.

Se dispusermos as figuras em ordem cronológica, a substância sempre apresentará uma temperatura crescente, pois nós estamos aquecendo-a e registrando a sua temperatura a cada minuto. A ordem correta será aquela mostrada na Figura 2-b abaixo:

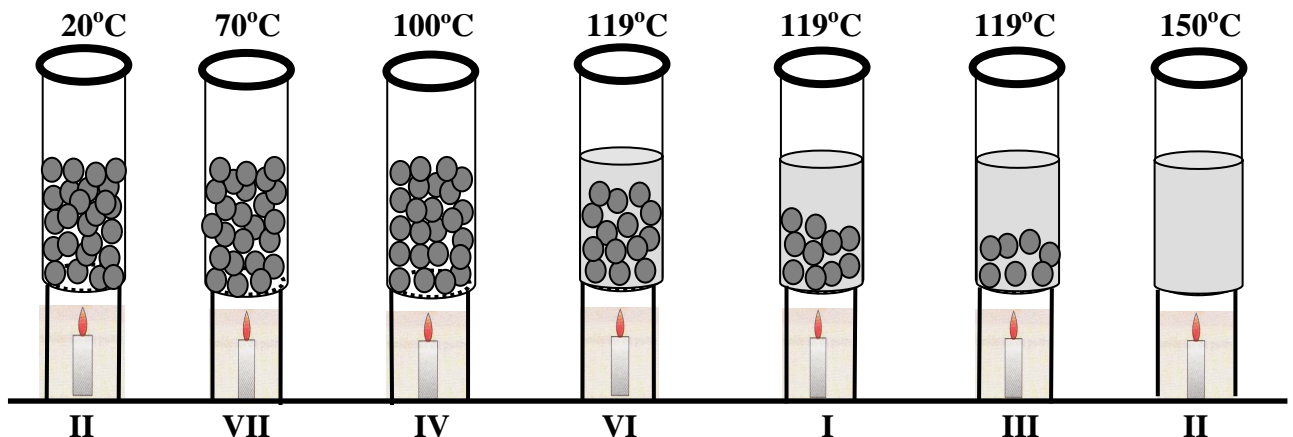


Figura 2-b

- b) Qual é a temperatura de fusão da substância.

A temperatura de fusão do material é de 119°C. Nas substâncias puras, a mudança da fase sólida para a fase líquida se dá à temperatura constante. Dessa forma, enquanto a fusão estiver ocorrendo, a temperatura dentro do tubo se manterá constante.

- c) Quais são as temperaturas correspondentes aos tubos III e VI da Figura 2-a?

A temperatura correspondente aos tubos III e VI da Figura 2-a é 119°C porque nesses casos existe líquido e sólido em equilíbrio, estando o sistema no processo de fusão. Essa é a mesma temperatura do tubo I também indicado na figura 2-a.

- d) Deixando-se a substância esfriar, em qual temperatura ela começará a se solidificar?

A temperatura de fusão é igual à temperatura de solidificação. No problema em pauta, tal temperatura é 119°C. No processo de aquecer o material no tubo não produzimos uma nova substância. Idem no processo de resfriamento. O que temos aqui é uma mudança de fase: ao aquecermos a substância, ela passará da fase sólida para a fase líquida (fusão). Por outro lado, ao deixarmos ela esfriar, a mudança de fase dar-se-á do líquido para o sólido (solidificação).

- e) Consultando a Tabela 1 abaixo, identifique a substância que está nos tubos da Figura 2-a ou 2-b acima.

Pontos de fusão e calores de fusão (à pressão de 1 atm)		
Substância	Ponto de fusão (°C)	Calor de fusão (cal/g)
Ferro	1535	8
Platina	1775	27
Prata	961	21
Chumbo	327	6
Enxofre	119	13
Água	0	80
Mercúrio	-39	3
Álcool etílico	-115	25
Nitrogênio	-210	6

Tabela 1

Com o auxílio da Tabela 1, nós podemos identificar uma substância com ponto de fusão igual a 119°C. Essa substância é o enxofre (S).

- f) Que quantidade de calor tem que ser fornecida para fundirmos 100 gramas dessa substância?

Por se tratar de uma fusão (mudança de fase), o calor Q que devemos fornecer a substância (enxofre) é tal que $Q = mL$, onde m é a massa a ser fundida e L o calor de fusão da substância. Então,

$$Q = 100 \text{ g} * 13 \frac{\text{cal}}{\text{g}} = 1300 \text{ cal}$$

Ou

$$Q = 5420 \text{ J, pois } 1 \text{ cal} = 4,2 \text{ J.}$$

QUESTÃO 3 – De acordo com a Lei da Conservação da Energia, quando um sistema ganha energia o seu meio exterior perde energia. Essas energias têm sinais opostos, mas de mesmo módulo. Sabemos também que o calor e o trabalho são energias em trânsito. Partindo dessas informações responda as seguintes questões:

- a) Relacione o trabalho W_{ext} que o exterior fornece ao sistema como o trabalho que o sistema W_{sist} fornece para o exterior.

O trabalho que o sistema fornece ao exterior é $W_{\text{sist}} = -W_{\text{ext}}$

- b) Quando o exterior exerce um trabalho sobre o sistema de tal forma que a sua energia interna aumenta, qual o sinal de W_{ext} ? Qual o sinal de W_{sist} ?

$W_{\text{ext}} > 0$, $W_{\text{sist}} < 0$

- c) Quando o exterior rouba trabalho do sistema de tal forma que a sua energia interna diminui, qual o sinal de W_{ext} ? Qual o sinal de W_{sist} ?

$W_{\text{ext}} < 0$, $W_{\text{sist}} > 0$

- d) Relacione o calor Q_{ext} que o exterior fornece ao sistema como o calor que o sistema fornece para o exterior.

$Q_{\text{ext}} = -Q_{\text{sist}}$

- e) Quando o exterior fornece calor para o sistema de tal forma que a sua energia interna aumenta, qual o sinal de Q_{ext} ? Qual o sinal de Q_{sist} ?

$Q_{\text{ext}} > 0$, $Q_{\text{sist}} < 0$

- f) Quando o exterior rouba calor do sistema de tal forma que a sua energia interna diminui, qual o sinal de Q_{ext} ? Qual o sinal de Q_{sist} ?

$Q_{\text{ext}} < 0$, $Q_{\text{sist}} > 0$

g) Na Lei da Conservação da Energia para um sistema de partículas ($\Delta U = Q_{\text{ext}} + W_{\text{ext}}$) apresentada na Aula 1 do Módulo 5, a variação da energia interna ΔU foi relacionada com o calor e o trabalho que o exterior fornece ao sistema. A Termodinâmica teve um grande desenvolvimento com as máquinas térmicas. Em uma máquina térmica, o exterior fornece calor para a máquina (sistema) e a máquina fornece trabalho para o exterior. Por isso, é mais comum relacionar a variação da energia interna com o calor que o exterior fornece ao sistema e o trabalho que o sistema fornece ao exterior. Reescreva a variação da energia interna em função do calor que o exterior fornece ao sistema e o trabalho que o sistema fornece ao exterior.

$\Delta U = Q_{\text{ext}} + W_{\text{ext}} = Q_{\text{ext}} - W_{\text{sist}}$

Suponha que um sistema passe de um estado de equilíbrio (termodinâmico) para outro estado de equilíbrio (termodinâmico), trocando energia com a sua vizinhança, ou seja, o meio exterior. Fazendo uso do Princípio da Conservação da Energia escrita da forma $\Delta U = Q_{\text{ext}} + W_{\text{ext}}$, calcule a variação ΔU da energia (interna) do sistema nos seguintes casos:

- h) **O sistema absorve 100 cal de calor do meio exterior e realiza um trabalho de 200 J sobre este meio.** Considere $1 \text{ cal} = 4,2 \text{ J}$.

Como o calor é absorvido pelo sistema, $Q_{\text{ext}} = +100 \text{ cal} = +420 \text{ J}$. Quem forneceu essa energia foi o meio exterior.

Por sua vez, o sistema fornece trabalho ao meio exterior. Então, $W_{\text{ext}} = -200 \text{ J}$.

Logo, a variação da energia interna do sistema nesse processo é:

$$\Delta U = Q_{\text{ext}} + W_{\text{ext}} = +420 \text{ J} - 200 \text{ J} = 220 \text{ J}.$$

- i) **O sistema absorve 100 cal de calor do meio exterior e um trabalho de 200 J é realizado sobre o sistema.**

O calor foi absorvido pelo sistema, $Q_{\text{ext}} = +100 \text{ cal} = +420 \text{ J}$. Quem forneceu essa energia foi o meio exterior.

O sistema recebe trabalho do meio exterior. Então, $W_{\text{ext}} = 200 \text{ J}$.

A variação da energia interna do sistema nesse processo é:

$$\Delta U = Q_{\text{ext}} + W_{\text{ext}} = +420 \text{ J} + 200 \text{ J} = 620 \text{ J}.$$

- j) **O sistema libera 100 cal de calor para o meio exterior e um trabalho de 200 J é realizado sobre o sistema.**

O calor foi cedido pelo sistema ao meio exterior. Então, $Q_{\text{ext}} = -Q_{\text{sist}} = -100 \text{ cal} = -420 \text{ J}$.

O sistema recebe trabalho do meio exterior. Então, $W_{\text{ext}} = 200 \text{ J}$.

A variação da energia interna do sistema nesse processo é:

$$\Delta U = Q_{\text{ext}} + W_{\text{ext}} = -420 \text{ J} + 200 \text{ J} = -220 \text{ J}.$$

- k) Admitindo que esse sistema termodinâmico seja um gás ideal, o que aconteceu com a temperatura do gás, após cada uma das transformações relacionadas acima? Justifique!

De acordo com o Modelo Cinético dos Gases Ideais, a energia interna de um gás ideal é uma grandeza que depende apenas de um parâmetro termodinâmico: a temperatura. Esta dependência se dá de forma linear: $U = CT$, onde C é uma constante positiva. Assim sendo, se $\Delta U = C(T_f - T_i) > 0$, necessariamente a temperatura no estado final será maior do que a temperatura do estado inicial. Se $\Delta U < 0$, a temperatura do estado final é menor que a temperatura do estado inicial.

Então:

Processo do item (h): $\Delta U = +220 \text{ J}$. Logo, a temperatura do gás aumentou.

Processo do item (i): $\Delta U = +620 \text{ J}$. Logo, a temperatura do gás aumentou.

Processo do item (j): $\Delta U = -220 \text{ J}$. Logo, a temperatura do gás diminuiu.

- l) O que aconteceu com a energia cinética média das moléculas do gás, após cada uma das transformações relacionadas acima? Justifique!

Já sabemos que a energia interna de um gás ideal depende somente da temperatura deste gás. A relação é direta! Por outro lado, a temperatura do gás ideal está diretamente relacionada com a energia cinética média das suas moléculas. Então, uma redução (aumento) na energia interna do gás produz uma redução (aumento) na temperatura deste gás, que por sua vez produz uma redução (aumento) na energia cinética média das moléculas.

Portanto:

Processo do item (h): $\Delta U = +220 \text{ J}$. Logo, a temperatura do gás aumentou. Decorre, daí, um aumento na energia cinética média das moléculas.

Processo do item (i): $\Delta U = 660 \text{ J}$. Neste processo, a temperatura do gás também aumentou. Logo, ocorre um aumento na energia cinética média das moléculas.

Processo do item (j): $\Delta U = -220 \text{ J}$. Aqui, a temperatura do gás diminuiu. Temos um decréscimo na energia cinética média das moléculas.

QUESTÃO 4 – Um mol de um gás ideal monoatômico contido em um volume $V_0 = 10$ litros e a uma temperatura $T_0 = 300 \text{ K}$ é aquecido a volume constante (isovolumetricamente) até a temperatura de 600 K , em seguida expandido a temperatura constante (isotermicamente) até a pressão inicial P_0 (a determinar!) e, finalmente, comprimido a pressão constante (isobaricamente) até voltar ao estado inicial; ou seja, estado com volume $= V_0$, pressão P_0 e temperatura T_0 . Sabendo que R (constante dos gases) $= 8,31 \text{ J / mol} \cdot \text{K}$, calcule:

- a) A pressão inicial, P_0 , do gás;

$$P_0 = ?$$

$$V_0 = 10 \text{ L} = 0,01 \text{ m}^3$$

$$T_0 = 300 \text{ K}$$

$$n = 1$$

Equação de Estado do Gás Ideal : $PV = nRT$

$$P_0 = \frac{nRT_0}{V_0} = \frac{1 \cdot 8,31 \cdot 300}{0,01} P_a = 2,49 \cdot 10^5 P_a \quad (P_a \rightarrow \text{Pascal} = 9,87 \times 10^{-6} \text{ atm. } 1 \text{ atm} = 1,0 \times 10^5 P_a)$$

$$\text{Então, } P_0 = 2,49 \cdot 10^5 \cdot P_a = 2,46 \text{ atm.}$$

- b) A pressão do gás quando ele se encontrar a 600 K ;

$$P_1 = ?$$

$$PV = nRT$$

$$P_1 = \frac{nRT_1}{V_0} = \frac{1 \cdot 8,31 \cdot 600}{0,01} P_a = 4,99 \cdot 10^5 P_a$$

$$P_1 = 4,99 \cdot 10^5 \cdot P_a = 4,92 \text{ atm}$$

- c) O volume do gás depois da expansão a temperatura constante.

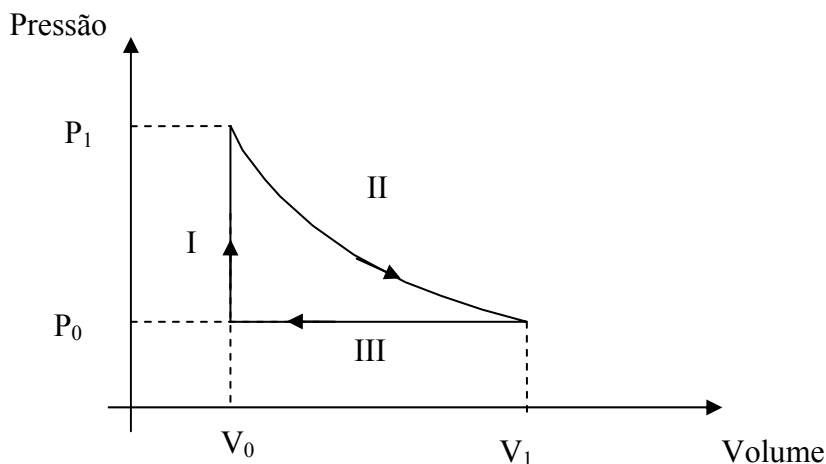
$$V_1 = ?$$

$$PV = nRT$$

$$V_1 = \frac{nRT_1}{P_0} = \frac{1 \cdot 8,31 \cdot 600}{2,493 \cdot 10^5} = 0,02 \text{ m}^3$$

$$V_1 = 0,02 \text{ m}^3$$

- d) Considerando os três processos acima descritos como reversíveis, esboce-os no **plano p versus v**.



- e) Em quais processos o sistema termodinâmico (gás ideal monoatômico) recebeu calor do meio exterior? Em qual deles o gás cedeu calor ao meio exterior?

Considerando:

- a Lei da Conservação da Energia: $\Delta U = Q_{\text{ext}} + W_{\text{ext}}$, onde Q_{ext} é o calor que o exterior fornece ao sistema e W_{ext} é o trabalho que o meio exterior fornece ao sistema,
- o fato de $\Delta U = C\Delta T = C(T_f - T_i)$, com C sendo uma constante positiva,
- e o plano p versus v do item (d) acima,

temos:

Processo I (isovolumétrico): Neste processo não há realização de trabalho macroscópico, visto que o volume do gás não se alterou; ou seja, não há deslocamento das fronteiras do sistema. O gás recebeu calor do meio exterior, pois a temperatura do sistema aumentou.

Processo II (isotérmico): neste processo a temperatura do gás não se alterou. Portanto, a sua energia interna também não se alterou, $\Delta U = 0$. Então, o gás recebeu calor do meio exterior, pois ele precisa dessa energia para realizar a expansão. Como $\Delta U = 0$, o calor recebido pelo gás é igual ao trabalho realizado pelo gás sobre o meio exterior.

Processo III (isobárico): o gás liberou calor para o meio exterior, uma vez que a temperatura diminuiu ($\Delta U < 0$) e o trabalho realizado pelo meio exterior é positivo.

- f) Em qual dos processos o sistema termodinâmico realizou trabalho sobre o meio externo?
Em qual dos processos o meio externo realizou trabalho sobre o sistema termodinâmico?
Em qual dos três processos não houve trabalho realizado?

Aproveitando o que foi dito no item anterior temos:

Processo I (isovolumérico): neste processo não há realização de trabalho macroscópico, visto que o volume do gás não se alterou; ou seja, não há deslocamento das fronteiras do sistema.

Processo II (isotérmico): neste processo a temperatura do gás não se alterou. Portanto, a sua energia interna também não se alterou, $\Delta U = 0$. Como $\Delta U = 0$ neste processo, o gás recebeu calor do meio

exterior, pois ele precisa dessa energia para realizar a expansão. Ou seja, o sistema termodinâmico realizou trabalho sobre o meio externo.

Processo III (isobárico): aqui o gás liberou calor para o meio exterior, uma vez que a temperatura deste diminuiu. Como $\Delta U < 0$, o meio externo realizou trabalho sobre o sistema termodinâmico.

- g) Determine o sinal (+, - ou 0) da variação da energia interna em cada um dos três processos.

Já sabemos que $\Delta U = C\Delta T$, com C sendo uma constante positiva, então:

Processo I: $\Delta T = T_f - T_i = T_1 - T_0 = 600K - 300K = 300K \therefore \Delta U > 0$.

Processo II: $\Delta T = T_f - T_i = T_1 - T_1 = 600K - 600K = 0 \therefore \Delta U = 0$.

Processo III: $\Delta T = T_f - T_i = T_0 - T_1 = 300K - 600K = -300K \therefore \Delta U < 0$.

- h) Qual a variação da energia interna do gás depois do terceiro processo, ou seja, no ciclo?
Justifique a sua resposta.

A variação da energia interna no ciclo é igual à soma das variações internas em cada uma das três etapas. Dessa forma, temos:

$$\Delta U_{\text{ciclo}} = \Delta U_{\text{proc. I}} + \Delta U_{\text{proc. II}} + \Delta U_{\text{proc. III}}$$

Mas esta soma é nula, pois $\Delta U_{\text{ciclo}} = C\Delta T = C(T_f - T_i) = C(T_0 - T_0) = 0$.