

Orientações

Iniciar o tema lembrando que quando um corpo recebe calor é esperado que ele se aqueça. Porém, quando a temperatura do corpo atinge determinado valor, característico daquela substância a uma dada pressão, ao invés de aquecer, sua estrutura microscópica passa por reorganização. Do ponto de vista macroscópico chamamos a isso de mudança de estado físico.

Falar sobre os três estados físicos mais facilmente identificáveis no cotidiano: sólido, líquido e gasoso, citando exemplos além dos estados da água (gelo, água, vapor).

Apresentar o critério forma e volume como uma primeira abordagem para caracterizar os três estados. Salientar que esse critério tem limitações. Por exemplo, como classificar pasta de dente? Apresentar o critério microscópico dos graus de liberdade como uma abordagem mais complexa e abrangente da classificação dos estados físicos.

Apresentar o diagrama de mudanças de estado nomeando-as e apontando particularidades. Comentar a sublimação, destacando que não é tão comum, citando os exemplos clássicos, como a naftalina e o gelo seco (dióxido de carbono).

Explicar que, para substâncias puras e cristalinas, a mudança de estado se processa a temperatura constante, característica da substância a uma dada pressão. Comentar que impurezas e variações de pressão podem interferir no processo, alterando inclusive a temperatura em que a mudança ocorre.

Apresentar a curva de aquecimento como um registro completo do que ocorre com um corpo à medida que recebe calor a partir de determinada temperatura. Construir o digrama para a água, à temperatura ambiente padrão (1 atm), destacando as mudanças de estado e as temperaturas correspondentes.

Apresentar a equação do calor latente e comentar como calcular o calor a cada etapa e como encontrar a quantidade total de calor envolvida ao longo do processo. Destacar que as etapas são reversíveis e falar sobre os calores latentes a cada transformação.

Apresentar a sobrefusão e as condições em que ocorre, dando exemplos do cotidiano. É importante o comentário sobre esse fenômeno, pois há um exercício de aula sobre o assunto. Outra estratégia é comentar a partir do próprio exercício.

Se houver disponibilidade de tempo, explicar a diferença entre ebulição, evaporação e calefação ou ao menos indicar a leitura sobre o assunto no livro.

Apresentar os diagramas de fase, destacando o ponto triplo e a temperatura crítica. Mostrar, a partir desse diagrama, a influência da pressão e a diferença entre gás e vapor. Diferenciar gás e vapor.

RESOLUÇÕES

Exercícios de sala

1. **C**

Primeira afirmação: Verdadeira. Desde que mantida a pressão constante, a mudança de estado de uma substância pura e cristalina, caso da água, ocorre a temperatura constante até que toda a transformação seja realizada.

Segunda afirmação: Falsa. A evaporação é endotérmica, ou seja, a água absorve calor. Sendo assim, a nossa pele cede calor para a água.

Terceira afirmação: Verdadeira. A temperatura de ebulição reduz com a diminuição da pressão.

2. **C**

Do enunciado, temos que o calor específico da água é o dobro do gelo, ou seja:

$$c_{\text{água}} = 2c_{\text{gelo}} \Rightarrow c_{\text{água}} = 2 \cdot 2,1 \Rightarrow c_{\text{água}} = 4,2 \text{ kJ/kg } ^\circ\text{C}$$

O calor necessário para atingir 10°C é a soma dos calores sensíveis com o calor latente:

$$Q_T = Q_{S,\text{gelo}} + Q_L + Q_{S,\text{água}}$$

$$Q_T = m \cdot c_{\text{gelo}} \cdot \Delta T_{\text{gelo}} + m \cdot L + m \cdot c_{\text{água}} \cdot \Delta T_{\text{água}}$$

$$Q_T = m \cdot [2,1 \cdot (0 - (-20)) + 330 + 4,2 \cdot (10 - 0)]$$

$$\frac{Q_T}{m} = 376,2 \text{ kJ/kg}$$

3.

a) A quantidade de energia necessária para derreter todo o gelo é:

$$Q_L = \Delta m \cdot L \Rightarrow Q_L = 200 \cdot (80 \cdot 4,2)$$

$$Q_L = 67200 \text{ J} = 67,2 \text{ kJ}$$

Como a energia total fornecida é 84 kJ, temos que a quantidade de energia disponível para a elevação da temperatura da amostra (calor sensível) é:

$$Q_S = Q_T - Q_L \Rightarrow Q_S = 84 \text{ kJ} - 67,2 \text{ kJ}$$

$$Q_S = 16,8 \text{ kJ}$$

Aplicando esse valor na quantidade de calor sensível, temos:

$$Q_S = m \cdot c \cdot (T_f - 0) \Rightarrow 16800 = 200 \cdot (1,0 \cdot 4,2) \cdot T_f$$

$$T_f = 20^\circ\text{C}$$

b) Da definição de potência térmica, temos:

$$P = \frac{Q_T}{\Delta t} \Rightarrow \Delta t = \frac{Q_T}{P}$$

$$\Delta t = \frac{84 \cdot 10^3}{2100} \Rightarrow \Delta t = 40 \text{ s}$$

4.

- a) Podemos obter a energia total E da definição de potência térmica:

$$P = \frac{E}{\Delta t} \Rightarrow E = P \cdot \Delta t \Rightarrow E = 3000 \cdot 760$$

$$E = 2,28 \cdot 10^6 \text{ J}$$

- b) Percebe-se que o primeiro platô de temperatura ocorre no processo II. Sendo assim, concluímos que é neste processo que ocorre a primeira mudança de estado, ou seja, de liquefação.

- c) Da expressão de quantidade de calor latente, temos.

$$Q_L = M \cdot L \Rightarrow 1,2 \cdot 10^6 = M \cdot 800$$

$$M = 1500 \text{ g} = 1,5 \text{ kg}$$

- d) O estado líquido corresponde ao processo III. Sabendo que o intervalo de tempo correspondente a esse processo foi de 78 s a 325 s, temos, da expressão de potência:

$$Q = P \cdot \Delta t \Rightarrow Q = 3000 \cdot (325 - 78)$$

$$Q = 7,5 \cdot 10^5 \text{ J}$$

Essa quantidade de calor corresponde ao calor sensível, portanto:

$$Q_S = m \cdot c_p \cdot \Delta T \Rightarrow 7,5 \cdot 10^5 = 1,5 \cdot c_p \cdot 200$$

$$c_p = 2500 \text{ J/kg } ^\circ\text{C} = 2,5 \text{ kJ/kg } ^\circ\text{C}$$

5. **A**

A energia que a água libera para atingir a 0°C é:

$$Q_{S,\text{água}} = m_{\text{água}} \cdot c_{\text{água}} \cdot \Delta T_{\text{água}} \Rightarrow Q_{S,\text{água}} = 200 \cdot 1 \cdot (0 - 30)$$

$$Q_{S,\text{água}} = -6000 \text{ cal}$$

A energia que o gelo recebe para atingir a 0°C é:

$$Q_{S,\text{gelo}} = m_{\text{gelo}} \cdot c_{\text{gelo}} \cdot \Delta T_{\text{gelo}}$$

$$Q_{S,\text{gelo}} = 50 \cdot 0,5 \cdot (0 - (-10))$$

$$Q_{S,\text{gelo}} = 250 \text{ cal}$$

Podemos notar que a quantidade de calor que a água pode fornecer é maior do que o que o gelo precisa absorver para chegar a 0°C . Sendo assim, conclui-se que gelo irá derreter. O calor necessário para derreter todo o gelo é dado por:

$$Q_L = \Delta m \cdot L \Rightarrow Q_L = 50 \cdot 80 \Rightarrow Q_L = 4000 \text{ cal}$$

Mesmo derretendo todo o gelo, ainda há uma quantidade de calor disponível que a água pode ceder. Isso significa que a temperatura final é superior a 0°C . Sendo assim, usamos o calor que “sobrou” para aquecer toda a porção de água:

$$Q_{\text{sobra}} = |Q_{\text{liberado}}| - |Q_{\text{absorvido}}|$$

$$m_{\text{total}} \cdot c_{\text{água}} \cdot \Delta T = 6000 - (4000 + 250)$$

$$(200 + 50) \cdot 1,0 \cdot (T - 0) = 1750$$

$$T = 7^\circ\text{C}$$

6. **C**

Da equação de sobrefusão, temos:

$$\Delta m \cdot L + m_{\text{líq}} \cdot c_{\text{líq}} \cdot \Delta T_{\text{líq}} = 0$$

$$\Delta m \cdot (-80) + 100 \cdot 1,0 \cdot (0 - (-10)) = 0$$

$$\Delta m = 12,5 \text{ g}$$