

Ernesto entra numa fria!

Segunda-feira, 6 horas da tarde, Cristiana e Roberto ainda não haviam chegado do trabalho. Mas Ernesto, filho do casal, já tinha voltado da escola. Chamou a gangue do Lobo para beber um refrigerante em sua casa.

Ernesto colocou refrigerante em copos para os amigos. Mas, quando foi encher o próprio copo, o refrigerante acabou. Ernesto ficou furioso, mas fingiu que nada tinha acontecido e encheu seu copo com água e gelo. Foi para a sala, onde a televisão já estava ligada, e serviu os amigos.

Para impressioná-los, Ernesto pegou um termômetro para mexer o gelo em seu copo. Mas teve uma decepção: a gangue do Lobo não tirava os olhos da televisão. Chateado, ele começou a prestar atenção ao que ocorria com o termômetro.

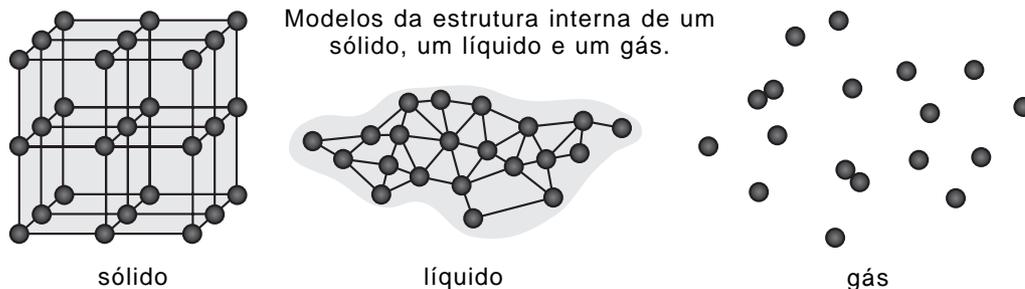
Inicialmente, a observação confirmou sua expectativa: a marca da temperatura no termômetro estava baixando, ou seja, a temperatura da água estava diminuindo. Por alguns instantes Ernesto se distraiu com a televisão, enquanto mexia o gelo na água com o termômetro. Quando voltou a observar a marca do termômetro, percebeu que ela estava bem perto de zero grau Celsius. Alguns minutos mais tarde, voltou a observar o termômetro e a marca não tinha se alterado! Ernesto achou curioso que a temperatura não tivesse baixado mais. Tentou falar aos amigos sobre esse curioso fenômeno, mas não recebeu nenhuma atenção.

Ernesto não deu bola para o resto da turma e começou a se perguntar: “Por que a temperatura da água não continua a diminuir?”

Estrutura da matéria

Desde a Antigüidade, os gregos já se perguntavam de que era feita a matéria. Demócrito, por exemplo, acreditava que a matéria era feita de pequenas partes indivisíveis, que chamou de átomos. Só no início do século XX é que essa “hipótese atômica” foi confirmada experimentalmente. Ou seja, descobriu-se, por meio de experiências científicas, que a matéria é realmente feita de átomos. Depois disso, modelos que descreviam a organização desses átomos no interior da matéria começaram a ser desenvolvidos. A figura da próxima página mostra uma das formas de representar a estrutura atômica da matéria nas diversas fases.





Os pontos redondos representam os átomos; os traços representam as ligações entre eles. Podemos ver que, no modelo de cristal (sólido), todos os átomos estão organizados de forma que cada átomo está ligado a seus vizinhos. No estado líquido a estrutura está mais desorganizada, os átomos não estão ligados de forma tão rígida quanto no cristal. Finalmente, no gás não há mais uma estrutura bem definida, e as ligações entre os átomos ocorrem em número muito pequeno.

Mudança de estado

Já sabemos que, quando fornecemos calor a um corpo, sua temperatura aumenta. Esse aumento de temperatura está associado ao aumento da energia cinética média das partículas que constituem o corpo, ou seja, a energia cinética dessas partículas aumenta quando fornecemos calor ao corpo.

Na Aula 23 definimos o conceito de calor específico, que nos revela quanto calor é necessário para elevar em um grau Celsius a temperatura de um grama de determinado material. Sabemos, por exemplo, que, para a temperatura de um grama de água (líquida) subir um grau Celsius, é preciso fornecer-lhe 1 cal, de modo que:

$$c_{\text{água}} = 1 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

que é o calor específico da água ($c_{\text{água}}$). Sabemos também que é necessária 0,55 cal para que a temperatura de um grama de gelo suba 1°C , isto é:

$$c_{\text{gelo}} = 0,55 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

O que não sabemos, ainda, é a quantidade de calor necessária para transformar um grama de gelo a zero grau Celsius em um grama de água a zero grau Celsius!

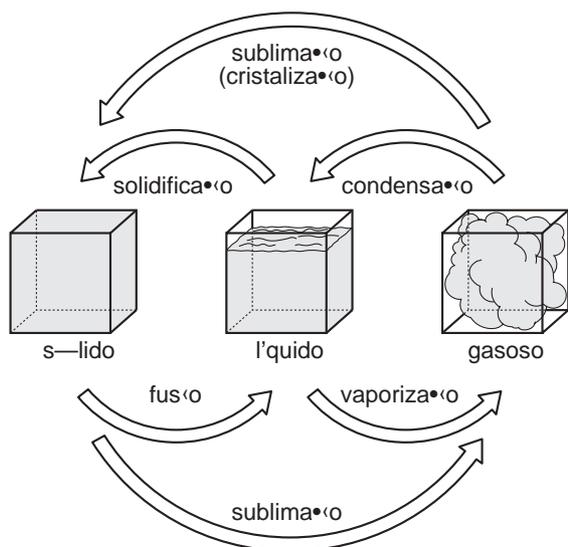
Até agora, sabemos apenas a quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de uma substância num mesmo **estado** ou **fase**.

Chamamos de **estado** de uma substância o seu estado físico, que pode ser sólido, líquido ou gasoso.

Chamamos de **mudança de estado** a passagem de um estado físico para outro.

Por exemplo: quando o gelo derrete e se transforma em água líquida, dizemos que sofreu uma mudança de fase, à qual chamamos de **fusão**. Da mesma forma, quando transformamos uma quantidade de água (líquida) em gelo, temos uma mudança de fase, à qual chamamos de **solidificação**.

Quando a água se transforma em vapor, chamamos essa mudança de estado de **vaporização**.



Cada substância tem seus pontos de fusão e de vaporização bem definidos, ou seja, cada substância muda de estado numa determinada temperatura, a uma determinada pressão.

Calor latente

Ernesto estava tão animado com sua observação que não teve dúvidas: foi para cozinha e resolveu fazer um teste.

Pegou uma panela pequena, pesou e colocou nela 100 gramas de gelo e juntou 100 ml de água, até quase cobrir os cubos de gelo. Mexeu bem, até que o termômetro marcasse perto de 0°C. Colocou a panela no fogão, com fogo bem baixo, e foi anotando, a cada minuto, o valor da temperatura indicado pelo termômetro.

Ficou assustado e achou que o termômetro estava quebrado, pois obteve os seguintes resultados:

TEMPO (minutos)	TEMPERATURA (°C)
0	0,1
1	0,2
2	0,1
3	0,2
4	0,9
5	2,8

Mas, a partir do quinto minuto, Ernesto percebeu que todo gelo havia derretido. Então, a temperatura da água começou a subir.

Confiante, Ernesto chegou à seguinte conclusão: enquanto havia gelo na água, sua temperatura não variou. Mas, quando todo o gelo derreteu, a temperatura começou a aumentar.

Como é possível que, quando cedemos calor ao conjunto água-gelo, a temperatura não varie? Para compreender esse fenômeno, precisamos analisar a estrutura da matéria.

Para fundir o gelo é necessário aumentar a energia cinética média das moléculas (conjunto de átomos). Mas, quando chegamos à temperatura de mudança de fase, precisamos de energia para quebrar a ligação entre as moléculas. Isso significa que a **energia que está sendo fornecida ao gelo é, em sua maior parte, usada para quebrar as ligações químicas entre as moléculas**, e não para aumentar a energia cinética média delas!

O conceito de calor latente é usado para representar esse fenômeno.

Calor latente (L) é a quantidade de calor necessária para fazer uma certa massa m de uma substância mudar de fase sem alterar a sua temperatura.

Esse conceito pode ser definido matematicamente como:

$$L = \frac{\Delta Q}{m}$$

Abaixo temos o valor do calor latente para diversas substâncias e a temperatura na qual ocorre a mudança de estado.

CALOR LATENTE DE FUSÃO		
PONTOS DE FUSÃO OBTIDOS À PRESSÃO DE 1 atm		
SUBSTÂNCIA	TEMPERATURA DE FUSÃO (°C)	CALOR LATENTE DE FUSÃO (cal/g)
Água	0	80
Álcool etílico	-115	25
Chumbo	327	5,8
Enxofre	119	13
Mercúrio	-39	2,8
Nitrogênio	-210	6,1
Platina	1775	27
Prata	961	21

CALOR LATENTE DE VAPORIZAÇÃO		
PONTOS DE EBULIÇÃO OBTIDOS À PRESSÃO DE 1 atm		
SUBSTÂNCIA	TEMPERATURA DE EBULIÇÃO (°C)	CALOR LATENTE DE EBULIÇÃO (cal/g)
Água	100	540
Álcool etílico	78	204
Bromo	59	44
Hélio	-269	6
Iodo	184	244
Mercúrio	357	65
Nitrogênio	-169	48

Como podemos observar, essas tabelas foram construídas medindo-se as temperaturas em situação em que a pressão vale 1 atmosfera. Na próxima aula, veremos a influência da pressão sobre os pontos de mudança de estado das substâncias.

Passo a passo

1. Se considerarmos somente os 100 gramas de gelo, podemos calcular quanto calor seria necessário para que se tornassem 100 gramas de água. Basta olhar na tabela e ver que o calor latente de fusão do gelo é:

$$L_{\text{fusão}} = 80 \text{ cal/g}$$

Assim, o calor necessário será:

$$\begin{aligned} \Delta Q &= m \cdot L \\ \Delta Q &= 100\text{g} \cdot 80 \text{ cal/g} = 8000 \text{ cal} \end{aligned}$$

Só o gelo precisaria de 8000 calorias para derreter. Sabemos que Ernesto usou mais energia térmica do que calculamos, pois em parte ela se perdeu pela parede da panela para a atmosfera. Isto justifica em parte porque o valor da temperatura variou um pouco acima de zero grau na tabela em que Ernesto anotou suas medidas.

Isolamento térmico

Já sabemos que dois corpos com diferentes temperaturas trocam calor. E, se estão isolados do ambiente em volta, só trocarão calor entre si até que atinjam o equilíbrio térmico, isto é, até que ambos estejam com a mesma temperatura!

Na experiência de Ernesto, o sistema não está isolado do ambiente, ou seja, a água está em contato com a panela, que por sua vez está em contato com a atmosfera. Parte do calor cedido pela chama de gás se perde diretamente na atmosfera, e outra parte do calor cedido é transmitida para o alumínio da panela. O calor cedido para a panela é conduzido, em parte, para o sistema água-gelo. O restante vai para a atmosfera.

Para isolar um sistema é necessário que ele seja envolvido por um material isolante, isto é, por um mau condutor de calor, a exemplo do isopor. Com isso, garantimos que não haverá trocas de energia entre o sistema que estamos querendo estudar e o ambiente externo a ele. Chamamos esses recipientes isolantes de **calorímetros**.

Conservação de energia

Ao isolar um sistema, podemos calcular quanta energia é necessária para que uma substância mude de fase, ou mesmo para analisar qual foi a troca de energia térmica entre duas substâncias.

Por exemplo: se misturarmos 100 g de água a 20°C e 100 g de água a 80°C num calorímetro, podemos calcular qual será a temperatura final da mistura, ou seja, a temperatura de equilíbrio térmico.

Como o sistema está isolado, todo calor cedido pela água que está a uma temperatura mais alta será recebido pela água que está a temperatura mais baixa. Em outras palavras, a quantidade de calor cedida será igual e de sinal contrário à quantidade de calor recebido, ou seja:

$$\Delta Q_{\text{cedido}} = -\Delta Q_{\text{recebido}}$$

Assim, podemos escrever a conservação de energia da seguinte forma:

$$\Delta Q_{\text{cedido}} + \Delta Q_{\text{recebido}} = 0$$

Na Aula 23 vimos que:

$$\begin{aligned}\Delta Q &= m \cdot c \cdot \Delta t \\ \Delta Q &= m \cdot c \cdot (t_f - t_i)\end{aligned}$$

Essa é a quantidade de calor necessária para elevar a temperatura de uma substância de calor específico **c** e massa **m** de **t_i** para **t_f**.

Passo a passo

2. Como quem cede energia térmica é o corpo com maior temperatura, podemos escrever:

$$\Delta Q_{\text{cedido}} = 100 \cdot 1 \cdot (t_f - 80)$$

E, como quem recebe a energia térmica é o corpo de menor temperatura, temos que:

$$\Delta Q_{\text{recebido}} = 100 \cdot 1 \cdot (t_f - 20)$$

Usando, então, a forma da conservação da energia

$$100 \cdot 1 \cdot (t_f - 80) + 100 \cdot 1 \cdot (t_f - 20) = 0$$

temos uma equação com uma incógnita que é a temperatura final, ou seja, a temperatura de equilíbrio térmico:

$$100 \cdot t_f - 8000 + 100 \cdot t_f - 2000 = 0$$

$$200 \cdot t_f = 10000$$

$$t_f = 50^\circ\text{C}$$

50°C será a temperatura de equilíbrio térmico!

3. Outro exemplo que envolve mudanças de fase ocorre quando colocamos 100 g de gelo a -10°C dentro de 200 g de água a 80°C . Podemos nos perguntar: qual será a temperatura de equilíbrio térmico?

Provavelmente todo o gelo vai derreter (fusão) e, no final, a mistura estará à mesma temperatura (t_f), ou seja, o calor cedido pela água quente deverá ser necessário para:

- aumentar a temperatura do gelo de -10°C para 0°C :

$$\Delta Q_1 = m_{\text{gelo}} \cdot c_{\text{gelo}} \cdot [0 - (-10)]$$

- provocar a mudança de fase dos 100 g de gelo para 100 g de água (calor latente de fusão):

$$\Delta Q_2 = m_{\text{gelo}} \cdot L_{\text{gelo}}$$

- e elevar a temperatura desses 100 g de água a 0°C até a temperatura final de equilíbrio térmico (t_f):

$$\Delta Q_3 = m_{\text{gelo}} \cdot c_{\text{água}} \cdot (t_f - 0)$$

Podemos escrever a conservação de energia como:

$$\Delta Q_{\text{cedido}} + \Delta Q_{\text{recebido}} = 0$$

Como quem cede calor é o corpo com temperatura mais alta:

$$\Delta Q_{\text{cedido}} = 200 \cdot 1 \cdot (t_f - 80)$$

Quem recebe calor é o gelo, e a quantidade total de calor recebido é:

$$\Delta Q_{\text{recebido}} = \Delta Q_1 + \Delta Q_2 + \Delta Q_3$$

$$\Delta Q_{\text{recebido}} = m_{\text{gelo}} \cdot c_{\text{gelo}} \cdot 10 + m_{\text{gelo}} \cdot L_{\text{gelo}} + m_{\text{gelo}} \cdot c_{\text{água}} \cdot (t_f - 0)$$

$$\Delta Q_{\text{recebido}} = 100 \cdot 0,5 \cdot 10 + 100 \cdot 80 + 100 \cdot 1 \cdot (t_f - 0) = 500 + 8000 + 100 t_f$$

$$\Delta Q_{\text{recebido}} = 8500 + 100 t_f$$

Usando a conservação de energia:

$$200 \cdot 1 \cdot (t_f - 80) + 8500 + 100 t_f = 0$$

$$200 t_f - 16000 + 8500 + 100 t_f = 0$$

$$300 t_f = 7500$$

$$t_f = 25^\circ\text{C}$$

25°C é a temperatura de equilíbrio térmico do sistema!

Enquanto Ernesto estava entretido com suas experiências na cozinha, a gangue do Lobo continuava em frente à televisão, como se o resto do mundo não existisse. Nesse momento chegam Cristiana e Roberto. Encontram aquela confusão na sala, refrigerante para todo lado e, na cozinha, uma tremenda bagunça, panelas espalhadas, todas as fôrmas de gelo vazias e Ernesto, todo molhado, sentado no chão da cozinha, mexendo, com um termômetro, gelo e água numa panela!

Foi então que aconteceu uma “mudança de estado” dentro da casa: a gangue do Lobo saiu rapidinho pela porta e Ernesto foi direto para o quarto... de castigo! Mas, no caminho para o quarto, ainda gritava:

– A água e o gelo, juntos, não mudaram de temperatura até que o gelo derretesse todo!!!

Mas Cristiana não deu ouvidos...

Nesta aula você aprendeu que:

- podemos representar a estrutura da matéria como átomos ligados entre si;
- uma mudança de estado ocorre quando uma substância muda de uma fase para outra (sólida, líquida ou gasosa);
- a temperatura de uma substância que está mudando de fase não varia, pois a maior parte da energia térmica cedida ao corpo é utilizada para quebrar as ligações químicas entre as moléculas, e não para aumentar a agitação molecular;
- calor latente (L) é a quantidade de energia necessária para que uma substância de massa m mude de estado ($L = \Delta Q/m$);
- podemos usar a conservação de energia para calcular a temperatura final de equilíbrio térmico entre corpos que foram colocados em contato com diferentes temperaturas.

**Exercício 1**

Calcule a quantidade de calor necessária para que um litro de água a 100°C se torne vapor a 100°C . Lembre-se de que a densidade da água é $d_{\text{água}} = 1\text{kg}/\text{l}$ (utilize a tabela de temperaturas de ebulição).

Exercício 2

Quantas calorias 10g de água a 0°C devem perder para se transformar em gelo a 0°C ?

Exercício 3

Um ferreiro quer esfriar um bloco de ferro de 100 g que está a uma temperatura de 200°C . Qual será a temperatura final (equilíbrio térmico), se o ferreiro mergulhar o bloco em um litro de água que está a 20°C ? Considere que não há perdas de energia para o ambiente. Lembre-se de que o calor específico do ferro é igual $c_{\text{ferro}} = 0,11\text{cal}/\text{g }^{\circ}\text{C}$.

Exercício 4

Cristiana resolveu fazer gelo, já que Ernesto tinha acabado com todo o gelo da casa. Colocou um litro de água a 20°C no congelador. Calcule a quantidade de energia térmica que deve ser retirada da água para que ela se torne gelo a -20°C .