

# TERMODINÂMICA QUÍMICA

16  
aula

## META

Introduzir os princípios da segunda lei da Termodinâmica.

## OBJETIVOS

Ao final desta aula o aluno deverá:  
identificar processos espontâneos reversíveis e irreversíveis;  
relacionar o conceito de entropia à segunda lei da termodinâmica; e  
analisar a variação da energia livre de Gibbs envolvida nas reações químicas.

## PRÉ-REQUISITOS

Reconhecer os processos de transferência de energia.  
Aplicar a primeira lei da termodinâmica.  
Relacionar as funções de estado entalpia e energia interna.



(Fonte: <http://zabout.com>)

Neste capítulo trataremos de vários aspectos da termodinâmica química. Veremos que, além da entalpia, temos de considerar a variação da aleatoriedade ou da desordem que acompanha uma reação química. Como já estamos familiariza-

## INTRODUÇÃO

dos com os conceitos de entalpia, finalmente, aprenderemos a combinar a variação de entalpia de uma reação com a variação na aleatoriedade para definir um novo tipo de energia que se relaciona diretamente com o equilíbrio. Começamos introduzindo um novo aspecto à abordagem de termodinâmica, isto é, à idéia de *processos espontâneos*.



(Fonte: <http://www.acervosaber.com.br>)

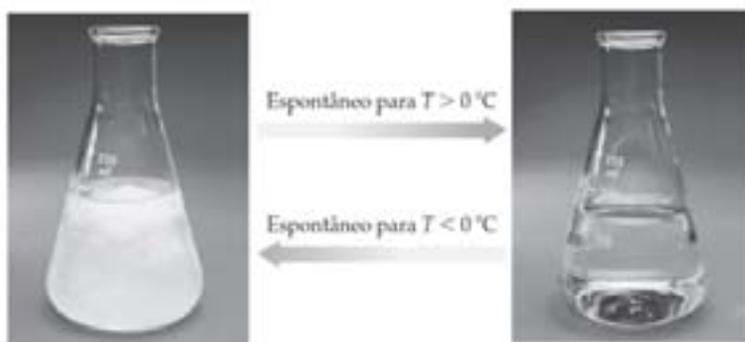
Vejamos os processos espontâneos, de acordo com a primeira lei da termodinâmica, a qual afirma que a *energia é conservada*. Isso significa que a energia não é criada nem destruída em nenhum processo, como a queda de um tijolo, a fusão de um cubo de gelo ou a combustão da gasolina. A energia pode ser transferida entre o sistema e a vizinhança ou convertida de uma forma à outra, mas a energia total permanece constante.

## PROCESSOS ESPONTÂNEOS

A experiência nos diz que certos processos sempre acontecerão, embora a energia do universo seja conservada. Por exemplo, água colocada no congelador se tornará gelo. Um prego deixado ao ar livre enferrujará mais cedo ou mais tarde. Para todos esses processos, a energia é conservada. Quando acontecem sem qualquer intervenção externa, tais processos são conhecidos como espontâneos.

Um processo espontâneo tem sentido definido no qual ele acontece. Um processo que é espontâneo em um sentido não é espontâneo no sentido contrário. Por exemplo, a queda e a quebra de um ovo. Agora, se você vir um vídeo em que o ovo se recompõe, aí você concluirá que o ovo não se recompõe como em um passe de mágica; o filme apenas volta para trás.

O sentido de um processo espontâneo pode depender da temperatura: gelo se transformando em água líquida é espontâneo a  $T > 0^\circ\text{C}$ ; água se transformando em gelo é espontâneo a  $T < 0^\circ\text{C}$ . Observe na Figura 1 o que acontece a  $T = 0^\circ\text{C}$ .



**Figura 1:** A  $T = 0^\circ\text{C}$  os dois estados estão em equilíbrio e nenhuma conversão ocorre espontaneamente.

## PROCESSOS REVERSÍVEIS E IRREVERSÍVEIS

Se determinarmos que o processo é espontâneo, precisamos considerar se o processo é reversível ou irreversível.

Um processo reversível é um caminho especial no qual o estado de um sistema não pode variar. Em um processo reversível, a variação no sistema é feita de tal forma que ele possa ser restaurado ao seu estado original exatamente pelo processo inverso. Isto é, podemos reverter completamente a variação no sistema sem variação líquida no sistema ou na vizinhança. Considerando o exemplo da Figura 1, podemos conseguir uma variação adicionando determinada quantidade de calor ao sistema a partir de sua vizinhança:  $q = \Delta H_{\text{fus}}$ . Se quisermos retornar ao sistema o seu estado original (gelo a  $0^\circ\text{C}$ ), podemos simplesmente reverter o procedimento removendo a mesma quantidade de calor, do sistema para a vizinhança.

Um processo irreversível não pode simplesmente ser revertido para restaurar o sistema e a vizinhança a seus estados originais. Quando um sistema varia por um processo irreversível, ele deve tomar um caminho diferente (com valores de  $q$  e  $w$ ) para conseguir voltar ao seu estado original. Por exemplo, imagine um gás em uma montagem de cilindro e pistão (Fig.2).

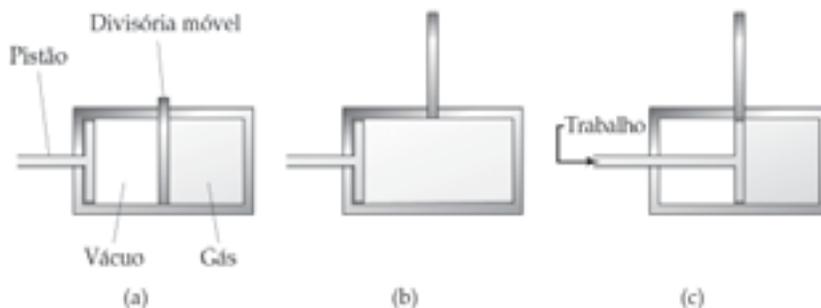


Figura 2: A restauração de um sistema a seu estado original após um processo irreversível muda a vizinhança: (a) o gás está confinado na metade da direita do cilindro por uma divisória. Quando a divisória é removida (b), o gás expande-se espontaneamente (irreversivelmente) para encher todo o cilindro. Nenhum trabalho é realizado pelo sistema durante a expansão. Em (c) podemos usar o pistão para comprimir o gás de volta ao seu estado inicial. Para fazer isso, necessita-se que a vizinhança realize trabalho no sistema, o que muda a vizinhança para sempre.

## A ENTROPIA E A SEGUNDA LEI DA TERMODINÂMICA

Para compreendermos a segunda lei da termodinâmica, precisamos, primeiramente, entender por que os processos espontâneos ocorrem. Vamos considerar a expansão de um gás no nível molecular.

Imagine um gás ideal confinado em um frasco de 1L a 1 atm de pressão (Fig. 3). O frasco está conectado por uma torneira fechada a outro frasco de 1L, que está evacuado. Se a torneira for aberta, o gás expandirá espontaneamente para o segundo frasco até que a pressão seja 0,5 atm em ambos os frascos. Durante a expansão isotérmica (a temperatura constante)  $w = 0$  e  $\Delta E = 0$ , todavia o processo é espontâneo. O processo inverso, em que o gás se moverá para dentro de um frasco, é inconcebível. Algum fator que não é o calor ou o trabalho, é importante em tornar a expansão do gás espontânea. Então, por que o gás se expande espontaneamente?

Se considerarmos o gás como um conjunto de partículas em movimento constante, como fizemos na abordagem da teoria cinética molecular dos gases (considera o movimento de cada molécula), quando a torneira é aberta o gás expande-se aleatoriamente por todo o volume maior. O gás expande-se espontaneamente para encher tanto o frasco da esquerda quanto o da direita, e não voltará todo espontaneamente para o frasco da direita.

O gás expande-se por causa da tendência das moléculas em espalhar-se entre os diferentes arranjos que elas podem assumir. Antes de a torneira ser aberta, existe apenas uma distribuição possível das moléculas: todas estão no frasco direito. Quando a torneira é aberta, o arranjo no qual todas as moléculas estão no frasco do lado direito é apenas um de um número extremamente grande de arranjos possíveis. Os arranjos mais prováveis são aqueles nos quais existem basicamente números iguais de moléculas em cada frasco. Quando o gás se espalha por todo o aparelho, qualquer molécula poderia estar em qualquer um dos frascos em vez de confinada no frasco do lado direi-

to. Conseqüentemente, dizemos que os arranjos das moléculas de gás tornam-se mais aleatórios e desordenados do que eram quando as moléculas de gás estavam inteiramente no frasco do lado direito. Veremos que *os processos nos quais a desordem do sistema aumentam tendem a ocorrer espontaneamente*.

Por fim, a expansão isotérmica de um gás é espontânea por causa do aumento da aleatoriedade ou desordem das moléculas de gás com a expansão.



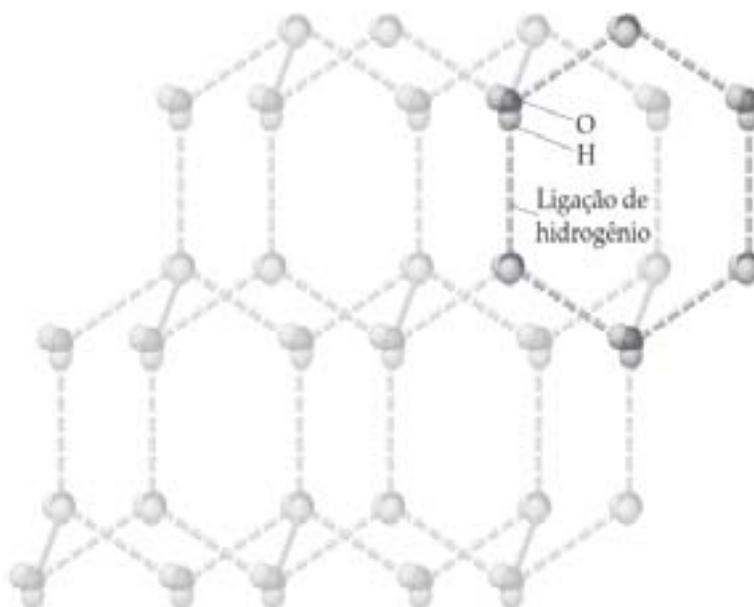
**Figura 3:** A expansão de um gás ideal em um espaço evacuado é espontânea. (a) O frasco B está cheio de um gás ideal a 1 atm de pressão e o frasco A está evacuado. (b) A torneira conectando os dois frascos foi aberta. O gás ideal expande-se até que a pressão dos dois frascos fique com a pressão de 0,5 atm. O processo inverso não é espontâneo.

## ENTROPIA E DESORDEM

A busca por um modo melhor de se prever se um processo é espontâneo leva a uma nova função termodinâmica, a entropia ( $S$ ), propriedade associada à desordem no sistema e também à segunda

lei da termodinâmica, que postula que, em processos espontâneos, a entropia do universo aumenta. Essa lei nos permitirá prever as condições no equilíbrio, bem como a direção das mudanças espontâneas rumo ao equilíbrio, isto é, teremos uma relação entre quão distante um sistema está do equilíbrio e quão forte é sua tendência em atingi-lo.

Vamos considerar a fusão do gelo. As moléculas de água que constituem o cristal de gelo são mantidas rigidamente unidas na rede cristalina, elas são muito bem ordenadas por causa das ligações de hidrogênio. Portanto, o gelo tem entropia baixa (Fig. 4). Quando o gelo se funde, as moléculas de água podem se mover livremente ao redor umas em relação às outras e torcerem-se. Isto é, quebram-se as forças intermoleculares (requer energia), mas a ordem é interrompida (então a entropia aumenta). Portanto, na água líquida as moléculas individuais de água estão mais aleatoriamente distribuídas que no sólido. A estrutura sólida bem organizada é substituída por uma estrutura líquida bem mais desordenada.



**Figura 4:** Estrutura do gelo, um sistema bem ordenado.



(Fonte: <http://cantinodomanel.blogspot.com>).

Portanto, a variação na desordem com a variação na energia afeta a espontaneidade de processos químicos. A desordem é expressa pela grandeza termodinâmica chamada entropia. *Quanto mais desordenado ou aleatório um sistema, maior a sua entropia.* A variação na entropia de um sistema depende apenas dos estados inicial e final do sistema, e não do caminho particular pelo qual o sistema varia. Para um sistema:

$$\Delta S = S_{\text{final}} - S_{\text{inicial}}$$

Se  $\Delta S > 0$ , a desordem aumenta, se  $\Delta S < 0$  a ordem aumenta.

Podemos resumir da seguinte maneira: *entropia baixa significa pouca desordem e entropia alta significa muita desordem.* Ou seja, podemos expres-

sar a tendência que identificamos como: a entropia de um sistema isolado aumenta no decorrer de qualquer mudança espontânea.

Podemos relacionar a variação de entropia a outras grandezas familiares, como a variação de entropia está relacionada ao calor transferido durante um processo. Para um processo que ocorre a temperatura constante, a variação de entropia do sistema pode ser calculada pela seguinte expressão:

$$\Delta S_{\text{sist}} = \frac{q_{\text{rev}}}{T} \quad (T \text{ constante})$$

em que  $q$  é a energia transferida como calor e  $T$  é a temperatura (absoluta) na qual ocorre a transferência. O subscrito ‘rev’ em  $q$  significa que a energia tem de ser transferida *reversivelmente*.

**Exemplo:** Calcule a variação de entropia,  $\Delta S_{\text{vap}}$ , a  $100^\circ\text{C}$  quando 1 mol de água for convertido em 1 mol de vapor a 1atm de pressão. Dados que:  $\Delta H_{\text{vap}} = 40,67 \text{ kJ/mol}$  e  $T_c = 100^\circ\text{C} = 373 \text{ K}$ .

$$\Delta S_{\text{vap}} = \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{T_c} = \frac{(1\text{mol})(40,67 \text{ kJ/mol})(1.000 \text{ J/1kJ})}{(373 \text{ K})} = 109,0 \text{ J/K}$$

Observe que a variação de entropia é positiva; as moléculas de  $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$  têm mais desordem que as de  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ .

## SEGUNDA LEI DA TERMODINÂMICA

A lei que expressa o conceito de que existe um sentido inerente no qual um processo espontâneo ocorre é chamada segunda lei da termodinâmica. Expressamos essa lei em termos de entropia, como já tínhamos adiantado.

Devemos considerar tanto a variação na entropia do sistema quanto a variação na entropia da vizinhança. A variação total na entropia, chamada *variação na entropia do universo* ( $\Delta S_{\text{univ}}$ ), é a soma das variações na entropia do sistema,  $\Delta S_{\text{sis}}$ , e da vizinhança,  $\Delta S_{\text{vizin}}$ :

$$S_{\text{univ}} = \Delta S_{\text{sis}} + \Delta S_{\text{vizin}}$$

Para um processo reversível:  $\Delta S_{\text{univ}} = 0$ .

Para um processo espontâneo (e irreversível):  $\Delta S_{\text{univ}} > 0$ .

Observe que a segunda lei afirma que a entropia do universo deve aumentar em um processo espontâneo. É possível que a entropia de um sistema diminua desde que a entropia da vizinhança aumente. A entropia não é conservada:  $\Delta S_{\text{univ}}$  está aumentando, portanto, *a entropia do universo aumenta em qualquer processo espontâneo*. A variação de entropia em um sistema isolado, um sistema que não troca energia ou matéria com sua vizinhança. Por exemplo, quando um gás se expande como mostrado na Figura 3, não existe troca de calor, de trabalho ou de matéria com a vizinhança. Qualquer processo que ocorre em um sistema isolado deixa a vizinhança completamente invariável ( $\Delta S_{\text{vizin}} = 0$ ). Assim, para o caso especial de um sistema isolado, a segunda lei torna:

Processo reversível/Sistema isolado:  $\Delta S_{\text{sis}} = 0$

Processo irreversível/Sistema isolado:  $\Delta S_{\text{sis}} > 0$

## ENTROPIAS MOLARES PADRÃO

Os valores de entropia molar das substâncias em seus estados padrão são conhecidos como entropias molares padrão ( $S^0$ ). O estado padrão para qualquer substância é definido como a substância pura a 1 atm de pressão. A Tabela 1 fornece alguns desses valores.

**Tabela 1:** Entropias molares padrão de algumas substâncias a 298K.

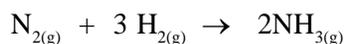
Substância	$S^\circ$ , J/mol K
<b>Gases</b>	
H <sub>2</sub> (g)	130,7
N <sub>2</sub> (g)	191,6
O <sub>2</sub> (g)	205,2
H <sub>2</sub> O(g)	188,8
NH <sub>3</sub> (g)	192,5
CH <sub>3</sub> OH(g)	237,6
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (g)	269,2
<b>Líquidos</b>	
H <sub>2</sub> O(l)	69,9
CH <sub>3</sub> OH(l)	126,8
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (l)	172,8
<b>Sólidos</b>	
Li(s)	29,1
Na(s)	51,3
K(s)	64,7
Fe(s)	27,3
FeCl <sub>3</sub> (s)	142,3
NaCl(s)	72,3

A variação de entropia de uma reação química é determinada pela soma das entropias dos produtos menos a soma das entropias dos reagentes:

$$\Delta S^\circ = \sum n \Delta S^\circ(\text{produtos}) - \sum m \Delta S^\circ(\text{reagentes})$$

Os coeficientes  $n$  e  $m$  são os coeficientes na equação química balanceada, como já descrito anteriormente.

Exemplo 2: Calcule  $\Delta S^\circ$  para a síntese de amônia a partir de N<sub>2(g)</sub> e H<sub>2(g)</sub> a 298 K:



$$\Delta S^\circ = 2 S^\circ(\text{NH}_3) - S^\circ(\text{N}_2) + 3 S^\circ(\text{H}_2)$$

Substituindo os valores apropriados da Tabela 1, temos:

$$\Delta S^\circ = (2)(192,5) - [(1)(191,6) + (3)(130,6)] = - 198,4 \text{ J/K}$$

## ENERGIA LIVRE DE GIBBS

Um dos problemas com o uso da segunda lei da termodinâmica, para verificar se uma reação é espontânea é que, para obter uma

variação de entropia total, temos de calcular três quantidades: a variação de entropia do sistema, a variação de entropia da vizinhança e a soma dessas duas entropias. Poderíamos evitar grande parte do trabalho se uma única propriedade reunisse os cálculos de entropias do sistema e da vizinhança. Isso é possível com a introdução de uma nova função de estado, a energia livre.

A energia livre permite verificar se uma reação é espontânea e também quanto trabalho de não-expansão podemos obter de um sistema. Ela também determina a composição de uma mistura de reação no equilíbrio e como essa composição depende das condições. A energia livre é, provavelmente, a quantidade mais usada e útil nas aplicações da termodinâmica em química.

O matemático norte-americano J. Willard Gibbs (1839-1903) propôs essa nova função de estado, agora chamada de energia livre de Gibbs ( $G$ ), definida como:

$$G = H - TS$$

onde  $T$  é a temperatura absoluta. Para um processo que ocorre à temperatura constante, a variação de energia livre do sistema,  $\Delta G$ , é dada pela expressão:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Relacionando  $G$  com a espontaneidade da reação, lembre-se que para uma reação que ocorre à temperatura e pressão constante:

$$\Delta S_{\text{univ}} = \Delta S_{\text{sis}} + \Delta S_{\text{vizin}} = \Delta S_{\text{sis}} + (-\Delta H_{\text{sis}}/T)$$

Multiplicando ambos os lados por  $(-T)$ , obtemos:

$$-T\Delta S_{\text{univ}} = \Delta H_{\text{sis}} - T\Delta S_{\text{sis}}$$

$$\Delta G = -T\Delta S_{\text{univ}}$$

Assim, o sinal de  $\Delta G$  fornece-nos informações extremamente importantes sobre a espontaneidade de processos que ocorrem à temperatura e pressão constantes. A relação entre o sinal de  $\Delta G$  e a espontaneidade de uma reação é como segue:

1. Se  $\Delta G < 0$  então a reação direta é espontânea.
2. Se  $\Delta G = 0$ , então a reação está em equilíbrio e não ocorrerá nenhuma reação líquida.

3. Se  $\Delta G > 0$ , então a reação direta não é espontânea. Se  $\Delta G < 0$ , trabalho deve ser fornecido dos arredores para guiar a reação.

## ENERGIA LIVRE PADRÃO

Podemos tabular as **energias livres padrão de formação** ( $\Delta G^\circ_f$ ) para as substâncias, exatamente como podemos tabular as entalpias-padrão de formação, lembrando que os valores-padrão para essas funções implicam em um conjunto particular de condições, ou de estados-padrão.

As energias livres padrão de formação são úteis no cálculo da *variação da energia livre padrão* para processos químicos. O  $\Delta G^\circ$  para um processo é dado por:

$$\Delta G^\circ = \sum n\Delta G^\circ_f(\text{produtos}) - \sum m\Delta G^\circ_f(\text{reagentes})$$

A quantidade de  $\Delta G^\circ$  para uma reação nos diz se uma mistura de substâncias reagirá espontaneamente para produzir mais reagentes ( $\Delta G^\circ > 0$ ) ou produtos ( $\Delta G^\circ < 0$ ).

---

**N**este capítulo, examinamos alguns dos aspectos da termodinâmica química, a área da Química que explora as relações de energia. Todas as reações e processos químicos possuem um sentido inerente: eles são espontâneos em um sentido e não espontâneo no sentido inverso; bem como podemos classificá-las como processos reversíveis e irreversíveis.

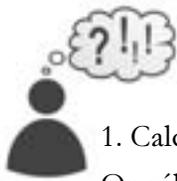
## CONCLUSÃO

A natureza espontânea do processo está relacionada com uma função de estado chamada entropia. A entropia está relacionada com aleatoriedade e desordem do sistema. A maneira com que a entropia controla a espontaneidade dos processos é determinada pela *segunda lei da termodinâmica*.

## RESUMO

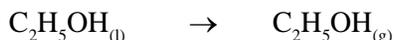


As variações que ocorrem na natureza têm caráter direcional, isto é, elas movem-se espontaneamente em um sentido, mas não no sentido inverso. Os processos espontâneos levam a processos termodinâmicos reversíveis e irreversíveis. A função termodinâmica entropia é uma função que pode ser imaginada como uma medida da desordem ou aleatoriedade. Um processo que aumenta a aleatoriedade do sistema, como a expansão de um gás, leva a um valor positivo de entropia. A segunda lei da termodinâmica nos diz que em qualquer processo espontâneo a entropia do universo (sistema mais vizinhança) aumenta. A segunda lei é a chave para compreender por que certas reações químicas apresentam uma tendência natural de ocorrer e outras não. A energia livre de Gibbs é uma função termodinâmica que combina duas funções de estado: entalpia e entropia. A energia livre é também uma medida do trabalho útil máximo que pode ser realizado por um sistema em um processo espontâneo.


 ATIVIDADES

1. Calcule as variações de entropia padrão para o processo a seguir. Os cálculos concordam com as previsões?

Evaporação de 1,00 mol de etanol líquido a vapor de etanol:



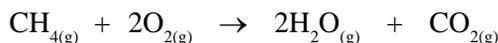
Utilizando os valores de entropias tabeladas:

$$\Delta S^\circ = \sum n\Delta S^\circ(\text{produtos}) - \sum m\Delta S^\circ(\text{reagentes})$$

$$\Delta S^\circ = S^\circ[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(g)}] - S^\circ[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}]$$

$$\Delta S^\circ = 282,10 - 160,70 = + 122,00 \text{ J/K}$$

2. Calcule a variação de energia livre padrão para a combustão de 1,0 mol de metano a partir das energias livres de formação padrão dos produtos e reagentes.



Como os valores de  $\Delta G_f^\circ$  são fornecidos para 1 mol de cada substância, cada valor de  $\Delta G_f^\circ$  deve ser multiplicado pelo número de mols definido pelo coeficiente estequiométrico na equação química balanceada.

$$\Delta G_r^\circ = \Sigma n\Delta G_f^\circ(\text{produtos}) - \Sigma m\Delta G_f^\circ(\text{reagentes})$$

$$\Delta G_r^\circ = 2\Delta G_f^\circ[\text{H}_2\text{O}_{(g)}] + \Delta G_f^\circ[\text{CO}_{2(g)}] - \{\Delta G_f^\circ[\text{CH}_{4(g)}] + 2\Delta G_f^\circ[\text{O}_{2(g)}]\}$$

$$\Delta G_r^\circ = 2(-228,6) + 1(-394,4) - [1(-50,9) + 2(0)]$$

$$\Delta G_r^\circ = - 800,7 \text{ KJ}$$

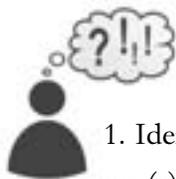
## COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

ATIVIDADE 1 - Pode-se prever um alto valor para a variação de entropia porque o processo converte etanol de uma condição mais ordenada (líquido) para uma condição menos ordenada (vapor).

ATIVIDADE 2 - O valor alto e negativo de  $\Delta G_r^\circ$  indica que a reação é espontânea sob condições padrão.

## NOTA EXPLICATIVA

Os valores de energias livres padrão de formação ( $\Delta G_f^\circ$ ) podem ser encontrados nos apêndices dos livros relacionados nas referências bibliográficas.



## ATIVIDADES

1. Identifique, entre os processos seguintes, os que são espontâneos: (a) fusão de cubos de gelo a  $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$  e 1 atm de pressão; (b) dissolução de açúcar em uma xícara de café quente; (c) alinhamento de limalha de ferro num campo magnético; (d) formação de moléculas de  $\text{CH}_4$  e de  $\text{O}_2$  a partir de  $\text{CO}_2$  e da  $\text{H}_2\text{O}$  na temperatura ambiente e sob pressão de 1 atm.

2. (a) Cite dois processos endotérmicos que sejam espontâneos. (b) Dê um exemplo de processo que seja espontâneo numa temperatura e não-espontâneo numa temperatura diferente.

3. Calcule a variação de entropia padrão para a formação de 1 mol de etano gasoso ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) a  $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ .



4. Calcule as variações de entropia e entalpia padrão para a decomposição da água líquida para formar hidrogênio e oxigênio gasosos. Esta reação é espontânea? Explique sucintamente sua resposta.

5. (a) Dê um exemplo de um processo no qual a entropia do sistema diminui. (b) Qual é o sinal de  $\Delta S$  para o processo?

6. Para uma determinada reação química,  $\Delta H^{\circ} = -35,4\text{ kJ}$  e  $\Delta S^{\circ} = -85,5\text{ J/K}$ . (a) a reação é exotérmica ou endotérmica? (b) A reação leva a aumento ou diminuição na desordem do sistema? (c) Calcule  $\Delta G^{\circ}$  para a reação a 298 K. (d) A reação é espontânea a 298 K?

7. Certa reação é não espontânea a  $-25\text{ }^{\circ}\text{C}$ . A variação de entropia para a reação é  $95\text{ J/K}$ . O que você pode concluir sobre o sinal e a ordem de grandeza de  $\Delta H$ ?

8. Calcule a variação de energia livre padrão para a oxidação de 1,00 mol de  $\text{SO}_{2(\text{g})}$ , formando  $\text{SO}_{3(\text{g})}$ .

## REFERÊNCIAS

KOTZ, J. C.; Treichel Jr., P. M. **Química Geral**. Trad. 5 ed. Thomson, 2003.

MAHAN, B. M.; Myers, R. J. **Química: um curso universitário**. 4 ed. Edgard Blucher, 1995.

ATKINS, P.; Jones, L. **Princípios de Química. Questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 3 ed. Bookman, 2006.

BROWN, T.L.; LeMay, H. E.; Bursten, B.E.; Burdge, J. R. **Química, a ciência central**. 9 ed. Prentice Hall, 2005.

RUSSEL, J. B. **Química Geral**. Ed. Makron Books do Brasil, 1994.