

Qualquer reação química pode atingir o estado de equilíbrio?

Haroldo Lúcio de Castro Barros. (FM)

Colégio Técnico, Universidade Federal de Minas Gerais. haroldo@coltec.ufmg.br

Palavras Chave: reação reversível, equilíbrio químico, constante de equilíbrio

Introdução

O conceito de equilíbrio químico e suas implicações são de grande importância no estudo da química e no uso industrial dessa ciência. Assim, é bastante pertinente a pergunta do título. Com o intuito de investigar se essa questão, ainda que de modo indireto, é proposta e respondida em livros utilizados no Ensino Médio, alguns desses foram analisados.¹

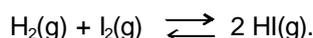
Resultados e Discussão

Verificou-se que, na introdução do conceito de equilíbrio químico, os livros geralmente apresentam afirmativas como *existem muitas reações químicas que são reversíveis, ou seja, em que os produtos também reagem entre si, formando os reagentes*. Tais afirmativas, implicitamente, dividem as reações químicas em duas categorias, reversíveis e irreversíveis, sendo reversíveis aquelas que ocorrem tanto no sentido direto quanto no inverso e que, eventualmente, podem atingir o estado de equilíbrio.

Essa divisão não está correta. Qualquer reação química, que ocorra em um sistema fechado, é reversível e pode atingir o estado de equilíbrio.

Isso pode ser facilmente inferido do fato de que, a qualquer reação, está associada uma variação de energia livre padrão ΔG° e que, a partir desta, pode ser calculada uma constante de equilíbrio K , pela relação $\Delta G^\circ = -RT \ln K$.

Possivelmente, escapa aos autores dos livros a questão da magnitude do valor de K , que leva à distinção entre reações que, no equilíbrio, apresentam quantidades apreciáveis de reagentes e de produtos, e aquelas que, com reagentes em quantidades estequiométricas, são virtualmente completas. Claro, deve ser explicitado o que se entende por *quantidades apreciáveis e virtualmente completa*. Começando pelo termo *apreciável*, será considerado um exemplo de equilíbrio em fase gasosa:

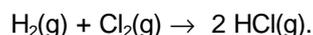


Esse é um sistema que não tem a importância industrial e histórica da (onipresente, nos livros textos) síntese da amônia, porém a sua estequiometria simples

facilita o cálculo das pressões parciais no equilíbrio. Para esse sistema, a 448 °C, $K_p = 50,5$.

Considerando-se que, no início, apenas $\text{H}_2(\text{g})$ e $\text{I}_2(\text{g})$ estejam presentes, com pressões parciais iguais a 1,00 atm, cálculos simples mostram que, no equilíbrio, as pressões parciais das espécies são $p(\text{HI}) = 1,56$ atm e $p(\text{H}_2) = p(\text{I}_2) = 0,22$ atm. Portanto, há *quantidades apreciáveis* de todas as espécies.

A reação análoga com cloro, em vez de iodo, industrialmente importante, é geralmente tratada como reação irreversível:



Seria, de fato, irreversível? Sim, para fins práticos. Entretanto, sob uma perspectiva rigorosa, não.

A partir de ΔG° dessa reação, igual a $-190,5$ kJ/mol, a 25 °C, obtém-se $K_p = 2,463 \times 10^{33}$. É um valor extraordinariamente elevado, o que permite dizer que a reação é *virtualmente completa*.² Porém, em um sistema fechado, reagentes e produto entram em equilíbrio e a quantidade dos reagentes presentes, nessa situação, é maior do que zero.

De novo, considera-se que, no início, apenas $\text{H}_2(\text{g})$ e $\text{Cl}_2(\text{g})$ estejam presentes, com pressões parciais iguais a 1,00 atm. No equilíbrio, as pressões parciais dos reagentes são dadas por

$$p(\text{H}_2) = p(\text{I}_2) = \left(1,00 - \frac{4,963 \times 10^{16}}{4,963 \times 10^{16} + 2} \right) \text{atm}$$

A parcela 2 no denominador da fração, é ínfima em relação a $4,963 \times 10^{16}$. Desprezando-a, as pressões parciais dos reagentes serão rigorosamente zero, indicando *reação completa*. Porém, se não for desprezada, elas serão maiores do que zero, caracterizando um estado de equilíbrio.

Conclusões

A abordagem que muitos textos fazem da reversibilidade das reações químicas deixa a desejar. Os valores das constantes de equilíbrio e suas implicações, se melhor explorados nos livros e nas salas de aula, poderão contribuir para um entendimento mais amplo do equilíbrio químico.

Agradecimentos

¹ Benabou & Romanoski (2003), Bianchi, Albrecht & Daltamir (2005), Carvalho & Souza (2005), Mortimer & Machado (2003), Novais (1999), Santos, Mól & al. (2007), Sardella (2005) e Usberco & Salvador (2002).

31ª Reunião Anual da Sociedade Brasileira de Química

² No estudo do equilíbrio de solubilidade, trabalham-se com constantes extremamente pequenas, como $K_{ps}[\text{Cr}(\text{OH})_3] = 1,6 \times 10^{-30}$.

Sociedade Brasileira de Química (SBQ)

O autor agradece ao prof. Welington Ferreira de Magalhães, do Departamento de Química da UFMG, pelas valiosas discussões.