

UMA REACÇÃO QUÍMICA “PRATICAMENTE COMPLETA”

INTRODUÇÃO

Uma reacção diz-se incompleta se há formação de produtos de reacção a partir da diminuição da concentração dos reagentes, sem que estes se esgotem e, simultaneamente, os produtos de reacção reagem entre si originando os reagentes.

Quando se está perante uma reacção incompleta significa que esta reacção, em sistema fechado, atinge um estado de equilíbrio químico. Este estado de equilíbrio é dinâmico (Burton, Holman, Pilling e Waddington, 1994), dado que, a rapidez com que ocorre a reacção no sentido directo é igual à rapidez com que ocorre a reacção no sentido inverso. Além disso, o estado de equilíbrio químico também consiste de um estado de equilíbrio em que há conservação da concentração de cada um dos componentes da mistura reaccional, em função tempo.

Por outro lado, quando os constituintes de uma mistura reaccional se encontram todos na mesma fase e atingem um estado de equilíbrio, este é designado por equilíbrio homogéneo. Se os componentes de uma mistura reaccional não estiverem todos na mesma fase o estado de equilíbrio atingido designa-se por equilíbrio heterogéneo.

Quando uma reacção química atinge um estado de equilíbrio, este pode ser alterado através da variação da temperatura, concentração e da pressão dos constituintes da mistura reaccional.

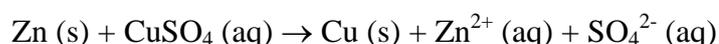
A variação de temperatura influencia o estado de equilíbrio das reacções endoenergéticas e exoenergéticas. Um aumento de temperatura faz com que as reacções endoenergéticas evoluam no sentido directo e as reacções exoenergéticas evoluam no sentido inverso.

A variação de concentração apenas causa, usualmente, a alteração do estado de equilíbrio de sistemas homogéneos aquosos ou gasosos e de sistemas que têm componentes aquosos ou gasosos.

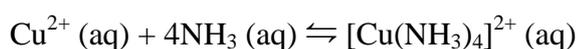
Por outro lado, a variação de pressão só interfere, geralmente, no estado de equilíbrio de sistemas homogéneos gasosos ou de sistemas que tenham componentes gasosos. Quando a proporção estequiométrica dos reagentes é igual à proporção estequiométrica dos produtos, o aumento de pressão não altera o estado de equilíbrio.

O sentido predominante da evolução de uma reacção em equilíbrio quando é alterado pela temperatura, concentração e/ou pressão, pode ser previsto pela Lei de Le Chatelier. Esta Lei pode ser enunciada da seguinte forma: “*Se um sistema reaccional está em equilíbrio e alguma das condições a que se encontra sofre mudanças, então o sistema reaccional vai evoluir de modo a contrariar, o máximo possível, essa mudança.*” (Burton, Holman, Pilling e Waddington, 1994).

Nesta actividade laboratorial estuda-se a reacção entre o zinco sólido e a solução aquosa de sulfato de cobre (II) e tenta verificar-se experimentalmente que esta reacção química é “praticamente completa”. Esta reacção química pode ser traduzida pela equação química:



A verificação de que a reacção química foi ou não “praticamente completa” vai ser realizada com a adição de uma solução aquosa de amoníaco a 10%. Caso exista alguma quantidade de ião Cu^{2+} na solução, que possa ser considerada suficiente para afirmar que a reacção química foi incompleta, a solução adquirirá uma cor azul devido ao aparecimento do ião complexo tetraminocobre (II) ($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$). A reacção química global de formação deste complexo é traduzida pela equação química:



Por outro lado, caso não exista uma quantidade de ião Cu^{2+} na solução, que possa ser considerada suficiente para afirmar que a reacção química foi incompleta, a solução permanecerá incolor.

Esta actividade teve por base uma proposta de Corrêa e Basto (2001).