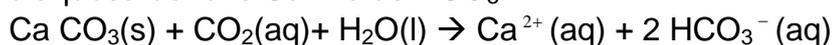


Equilíbrio Iônico- Definição e Aplicações

O equilíbrio químico envolve um conjunto complexo de relações entre quantidades de espécies químicas presentes em equilíbrio e também entre estas relações e outras variáveis como temperatura, pressão e adição ou remoção de substância ao sistema.

Quando uma reação reversível (aquela que se processa nos dois sentidos) acontece em um sistema fechado, depois de algum tempo, característico para cada reação, estabelece-se um equilíbrio químico. Isto quer dizer que, nesse ponto, as velocidades da reação direta (formação) e da reação inversa (decomposição) são iguais. Outra característica do equilíbrio é que as concentrações de todas as espécies presentes permanecem constantes (isto não significa que elas sejam iguais).

As estalactites e estalagmites formações encontradas em cavernas. As estalactites de carbonato de cálcio ficam suspensas no teto das cavernas e as estalagmites crescem a partir do piso. A química destas formações é um exemplo de reversibilidade das reações químicas. O carbonato de cálcio se encontra em depósitos subterrâneos, na forma de calcário, remanescente de antigos oceanos. Quando a água que atravessa uma camada de calcário contém CO_2 , há uma reação na qual o mineral é dissolvido e forma-se uma solução aquosa de íons Ca^{2+} e de HCO_3^- :

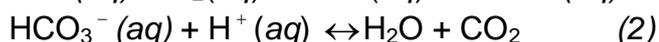
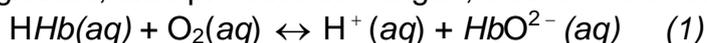


Quando a água carregada de íons da solubilização chega a uma caverna, ocorre a reação inversa, havendo o desprendimento do CO_2 gasoso e a precipitação do Ca CO_3 .

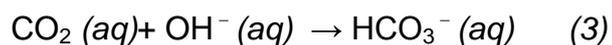


A dissolução e precipitação do calcário podem ser ilustradas por uma experiência de laboratório com sais solúveis que contenham os íons Ca^{2+} e HCO_3^- . Se os sais forem dissolvidos em água, num béquer aberto ao ar, percebem-se bolhas de CO_2 gasoso que desprendem e observa-se a precipitação do Ca CO_3 . À medida que o CO_2 gasoso escapa da solução para o ar, precipita-se o CaCO_3 . Lança-se na solução um fragmento de gelo seco (CO_2 sólido), pode-se observar a dissolução do CaCO_3 .

O equilíbrio iônico pode ser observado também na respiração (o termo usado em bioquímica para designar o transporte de gases dissolvidos no sangue, oxigênio e dióxido de carbono, e no seu metabolismo). Pequenas variações no pH do sangue têm consequências mortais porque os íons H^+ participam das fases iniciais dos processos de equilíbrio na respiração. Dois destes processos são representados a seguir, onde HHb representa a hemoglobina, uma proteína do sangue, e HbO^{2-} é a oxiemoglobina.



O oxigênio é transportado pelo sangue na forma de oxiemoglobina, vista no Equilíbrio 1. O íon bicarbonato e o dióxido de carbono no Equilíbrio 2 constituem as duas formas principais em que o dióxido de carbono é transportado pela corrente sanguínea. Existe muito pouco ácido carbônico no sangue. No entanto, o $\text{CO}_2(\text{aq})$ "substitui" o H_2CO_3 como o neutralizador de bases mais importantes no sangue, pois ele é capaz de neutralizar diretamente o íon hidróxido através da seguinte reação:



Tanto o Equilíbrio 1 quanto o 2 deslocam-se para a direita nos pulmões e para a esquerda em células com metabolismo ativo. Estes deslocamentos ocorrem com maior facilidade quando o pH do sangue é $7,35 \pm 0,05$. Para manter o pH sanguíneo nesta faixa, o sistema utiliza soluções –tampão. A vida seria impossível sem os tampões sanguíneos.[3]

Referências:

[1] PEREIRA, M.P.B.A. Equilíbrio Químico: dificuldades de aprendizagem. *Química Nova*. 12(1). 1989.

[2] MAIA, D. J.; GAZOTTI, W. A.; CANELA, M. C.; SIQUEIRA, A. E. Chuva ácida, equilíbrio químico e acidez. *Química Nova na Escola*. Nº 21. Maio. 2005.

[3] BRADY, J.E.; HOLUM, J.R.; RUSSELL, J.W. Química A Matéria e Suas transformações. 3ed. Rio de Janeiro: LTC, 2003. P.119,138 e 139.