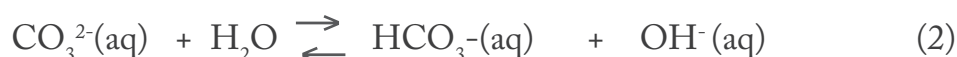


## Box 3

### A QUÍMICA ÁCIDO - BASE EM ÁGUAS NATURAIS

A alcalinidade da água é definida como a capacidade da água em aceitar  $H^+$ . As espécies responsáveis pela alcalinidade da água são os íons  $HCO_3^-$  e  $CO_3^{2-}$  e em menor proporção as bases conjugadas dos ácidos fosfóricos, silícico, bórico e ácidos orgânicos. As rochas calcáreas são a grande fonte de carbonato das águas naturais. O carbonato é uma base moderadamente forte e a equação química que representa a solubilidade e a hidrólise da água estão representadas a seguir,



Considerando a equação química (1) que representa a solubilidade do  $CaCO_3(s)$  em água e tomando as concentrações molares presentes no equilíbrio temos que o produto de solubilidade “ $K_{ps}$ ” é dado pela expressão,

$$K_{ps} = [Ca^{2+}(aq)] [CO_3^{2-}(aq)]$$

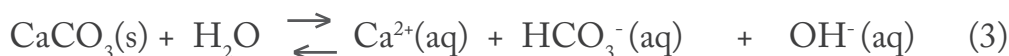
Para o carbonato de cálcio a constante do produto de solubilidade a  $25^\circ C$  é

$$K_{ps}^{25^\circ C} = 4,6 \times 10^{-9}$$

A solubilidade (S) em determinada temperatura pode ser dada pela concentração dos íons cálcio em solução  $[Ca^{2+}]$  que é igual a concentração dos íons carbonatos  $[CO_3^{2-}]$  como verificado na equação (1). Então,  $S = [Ca^{2+}] = [CO_3^{2-}]$ . Portanto,

$$K_{ps} = S.S, \text{ ou seja, } S = \sqrt{K_{ps}}, \quad S = 6,8 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}.$$

Quando se considera a reação de hidrólise da água (equação 2), a equação química total que representa a dissolução do carbonato de cálcio na água é mostrada a seguir,

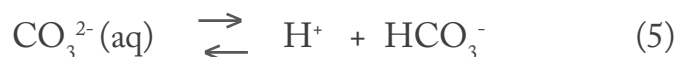


$$\text{Onde, } K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}(\text{aq})] [\text{HCO}_3^{-}(\text{aq})] [\text{OH}^{-}(\text{aq})]$$

$$S = [\text{Ca}^{2+}] = [\text{HCO}_3^{-}] = [\text{OH}^{-}]$$

A reação de hidrólise consome  $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$  e desloca a equação (1) para a direita aumentando a solubilidade do carbonato de cálcio para  $9,9 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$ .

A incorporação de gás carbônico, óxido ácido, é a principal responsável pela acidez das águas naturais



Considerando a presença de  $\text{CaCO}_3$  e  $\text{CO}_2$  concomitantemente em água, temos uma nova condição de equilíbrio representada pela equação química a seguir,



Com quantidades equimolares de  $\text{CO}_3^{2-}$  e  $\text{CO}_2(\text{g})$ , não há consumo ou produção aparente de acidez ou alcalinidade.

$$\text{Pela equação, } K_6 = [\text{Ca}^{2+}] [\text{HCO}_3^{-}]^2 / \text{PCO}_2$$

Concentração de  $\text{CO}_2$  no ar seco é 360ppm  $\Rightarrow \text{PCO}_2$  na atmosfera = 0,00036 atm

Pela lei de Henry temos que,  $\text{CO}_2$  dissolvido =  $K_{\text{H}} \cdot \text{PCO}_2 = 0,00036 \times 3,4 \times 10^{-2} = 1,22$

$\times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$ . A solubilidade do carbonato de cálcio (S) aumenta para  $5,1 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} = [\text{Ca}^{2+}]$ . Verificamos um efeito sinérgico onde a presença do  $\text{CO}_2$  contribui para o aumento da dissolução do carbonato, assim como a presença do carbonato consumindo  $\text{CO}_2$  contribui para o aumento da solubilidade do gás na água.

### Bibliografia consultada

- BAIRD, C. Química ambiental. 2. ed. Porto Alegre: Bookman, 2002. 607 p. ISBN 85-363-0002-7.