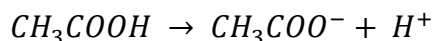


## SOLUÇÃO TAMPÃO

*Por Leandro Teodoro  
06 jun 2012*

Uma solução tampão é uma solução que tende a resistir a variações de pH quando acrescentados íons  $H^+$  ou  $OH^-$ . A solução tampão contém um ácido e sua base conjugada em concentrações aproximadamente iguais. O tampão funciona tentando manter o equilíbrio químico. Abaixo é mostrado o equilíbrio químico formado pelo ácido acético e íons acetato.



Este equilíbrio pode ser deslocado para direita ou para a esquerda. Quando a adição de íons  $H^+$  na solução, tornando mais prótons disponíveis, o equilíbrio é deslocado para a esquerda na direção de formação de ácido acético. Quando são adicionados íons  $OH^-$  se aumenta o consumo de íons  $H^+$ , então o equilíbrio é deslocado para a direita com o intuito de manter a concentração de  $[H^+]$ .

Para o cálculo do pH de uma solução tampão procedemos da seguinte forma:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$[H^+] = \frac{[CH_3COOH] \cdot K_a}{[CH_3COO^-]}$$

Extraindo o logaritmo temos:

$$-\log [H^+] = -\log K_a + \left[ -\log \left( \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} \right) \right]$$

$$pH = pK_a - \log \left( \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} \right)$$

Para concentrações iguais de ácido acético e íons acetato temos:

$$pH = pK_a$$

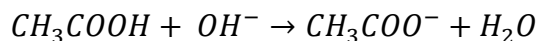
A região de pH útil de um tampão é usualmente considerada como sendo de  $pH = pK_a \pm 1$ .

Para o ácido acético o  $K_a$  para o é  $1,8 \times 10^{-5}$  então o pH da solução vale:

$$pH = -\log 1,8 \times 10^{-5}$$

$$pH = 4,74$$

Por exemplo, admitimos que a concentração inicial de ácido acético e acetato seja igual a 1 mol/l e seja adicionado 0,1 mol/l de  $OH^-$ . Conforme reação abaixo:



Então, com a adição de  $OH^-$  a concentração de ácido acético será diminuída em 0,1 mol/l e a concentração de acetato aumentada em 0,1 mol/l. Logo podemos escrever:

$$pH = pK_a - \log \left( \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} \right)$$

$$pH = pK_a - \log \left( \frac{[1,0 - 0,1]}{[1,0 + 0,1]} \right)$$

$$pH = 4,74 - \log \left( \frac{[1,0 - 0,1]}{[1,0 + 0,1]} \right)$$

$$pH = 4,74 + 0,09$$

$$pH = 4,83$$

Observamos que com o acréscimo de 0,1 mol/l de base aumentou o pH em 0,09.

Temos que com a concentração de ácido acético e acetato aproximadamente iguais o pH mudará pouco com a adição de ácido ou base.