

Aplicação da Equação de Henderson-Hasselbalch

$$pH = pK_a + \log \frac{[base\ conj.]}{[ácido]}$$

Usualmente conhecemos as concentrações iniciais do ácido fraco e do sal que formam a composição analítica do tampão. Desde que sejam elevadas (> 0.1 M) podemos usar as concentrações iniciais como concentrações de equilíbrio.

Problema: Qual é o pH de uma solução 0.3 M de HCOOH e 0.52 M em HCOOK?

$$pH = pK_a + \log \frac{0.52}{0.3}$$

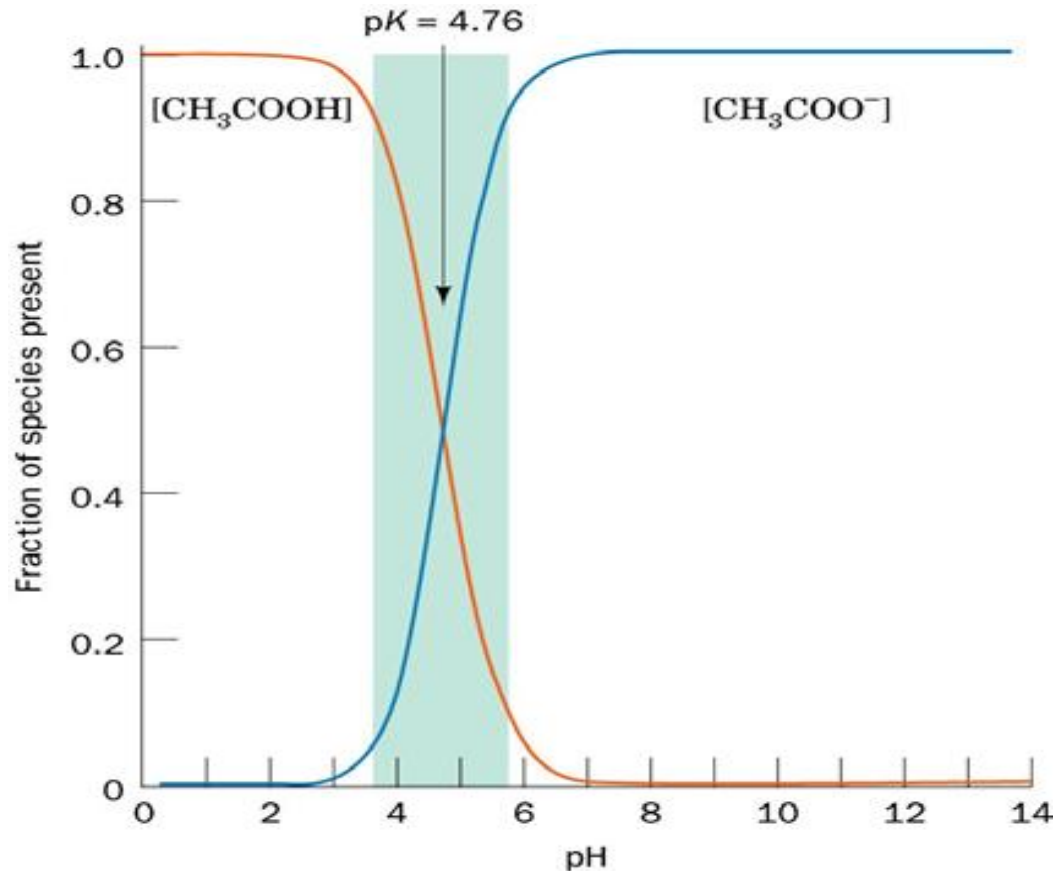
$$K_a = 1.7 \times 10^{-4}$$

$$pK_a = 3.77$$

$$pH = 3.77 + \log 1.73 \approx 4.01$$

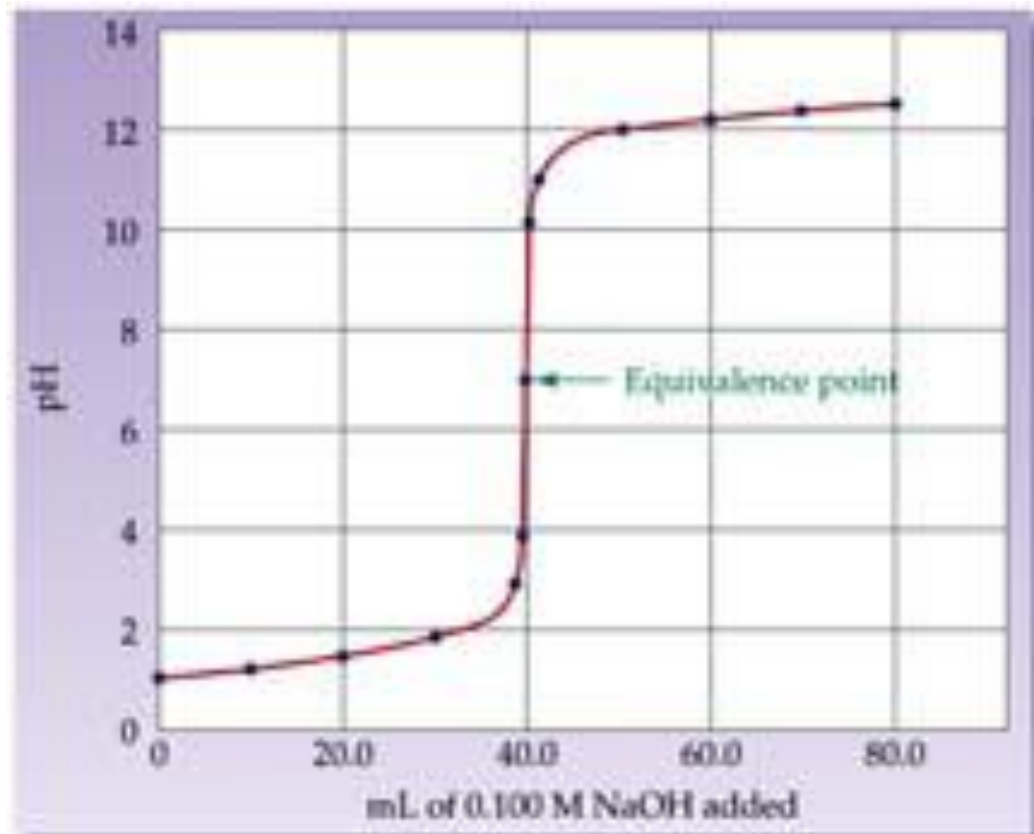
Curvas de distribuição de espécies no equilíbrio ácido-base

As concentrações relativas de ácido ou base conjugada são dados pela curva de distribuição de espécies ou fracção de espécies presentes em função do pH.



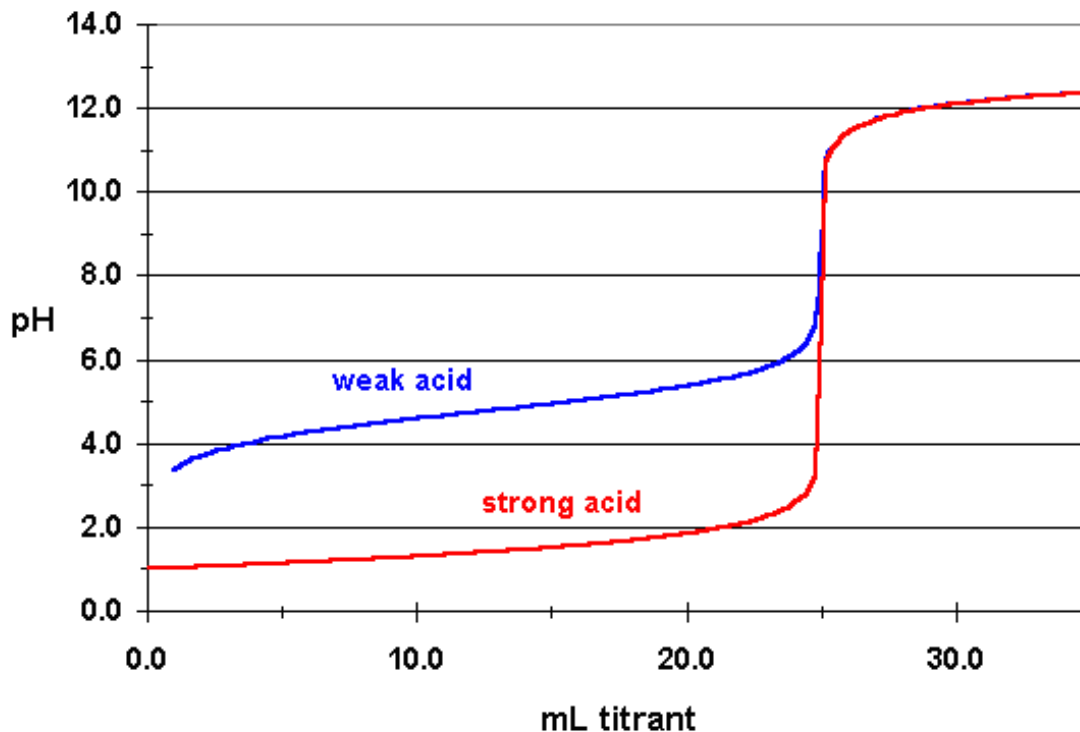
Titulação ácido-base

Variação do pH durante uma titulação



Titulação com medida de pH

Titulação de Ácido Forte + Base Forte
(HCl + NaOH)
Ponto de equivalência pH = 7



Ponto de
Equivalência é o
ponto de inflexão

Titulação ácido fraco com base forte, ponto de
equivalência necessariamente pH > 7