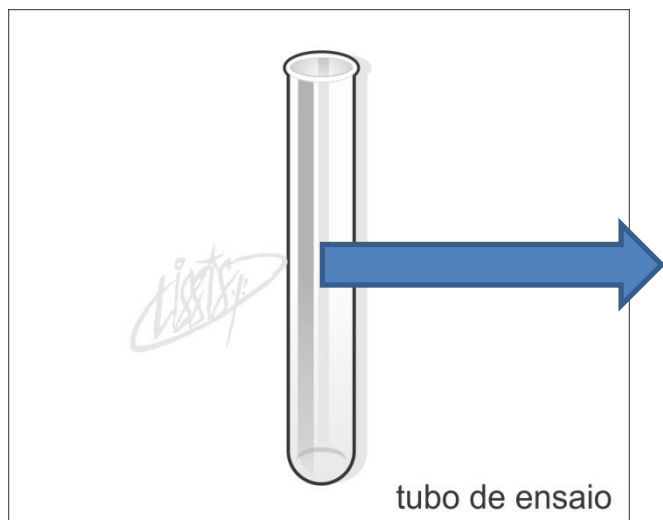
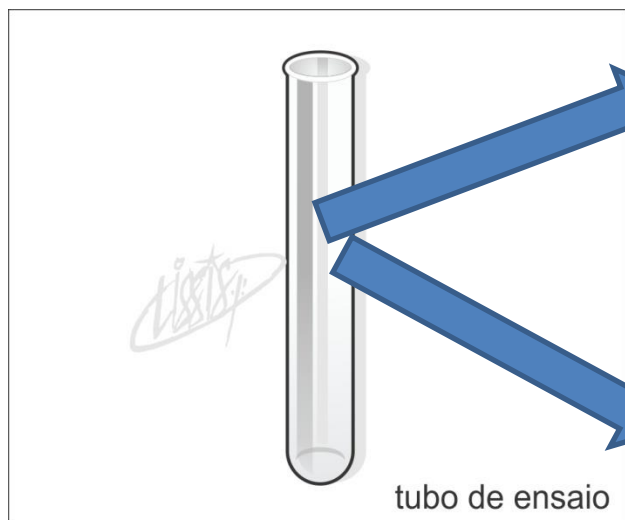


Equilíbrios ácido – base



**Solução de H_3CCOOH Solução de
ácido 1 mol/L (em água)**

Equilíbrios ácido – base

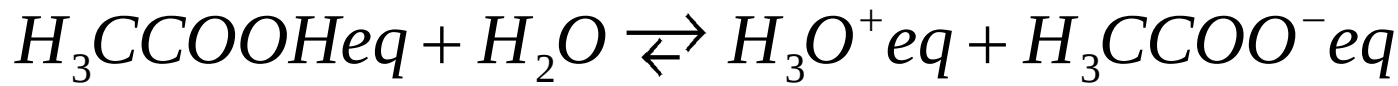


20 gotas de H_3CCOOH Solução de ácido 1 mol/L (em água)

1 gota = $\sim 0,5$ mL e 20 gotas = 1,0 mL

20 gotas de Solução de H_3CCOONa 1 mol/L

No final 2,0 ml de solução contendo 0,5 mol/L de ácido acético e 0,5 mol/L de acetato de sódio



$$K_a = \frac{[H_3O^+]_{eq} \cdot [H_3CCOO^-]_{eq}}{[H_3CCOOH]}$$

**Só Ácido no tubo!
Cálculo do pH**

$$[H_3O^+]_{eq} = x$$

$$[H_3CCOO^-]_{eq} = x$$

$$[H_3CCOOH]_{eq} = 1,0 \text{ mol} / l - x$$

$$K_a = 1,76 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{(1,0 - x)}$$

$$Se \frac{[H_3CCOOH]}{K_a} \geq 10^4 \text{ então } [H_3CCOOH] - x = [H_3CCOOH]$$

Atividade (a)
≠ Concentração []

$$K_a = \frac{[H_3O^+]_{eq} \cdot [H_3CCOO^-]_{eq}}{[H_3CCOOH]_{eq}}$$

$$Ka \approx \frac{x^2}{1,0 - x}$$

$$x = [H_3O^+]_{eq} = 4,2 \times 10^{-3}$$

$$pH = -\log [H_3O^+]_{eq} = 2,4$$

**Ácido Acético + Acetato de sódio no tubo!
Tem-se um Sistema Tampão - Cálculo do pH**

Sistema tampão é formado quando se tem um ácido fraco na presença de um sal de ácido fraco ou uma base fraca na presença de um sal de base fraca

A capacidade tamponante é máxima quando:

$$\left[\textit{ÁcidoFraco} \right] = \left[\textit{Saldeácidofraco} \right]$$

ou

$$\left[\textit{BaseFraca} \right] = \left[\textit{Saldebasefraca} \right]$$

Podemos ter as seguintes situações:

$$[Ácido] = 10x[Sal] \text{ ou } [Sal] = 10x[Ácido]$$

$$[Base] = 10x[Sal] \text{ ou } [Sal] = 10x[Base]$$

Estas não são as condições ideais, mas por causa destas duas situações é que um sistema tampão trabalha com variação de 2 unidades de pH:

$$\text{pH}_{\text{tampão}} = \text{pK}_a \pm 1 \text{ ou } \text{pH}_{\text{tampão}} = \text{pK}_b \pm 1$$

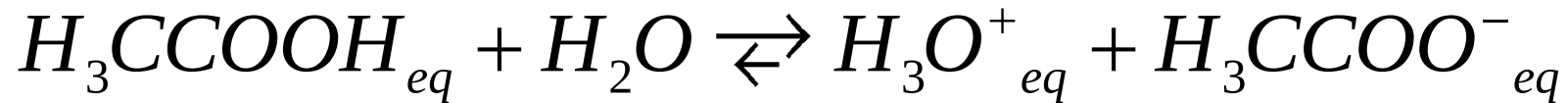
Como calcular o pH de uma solução tampão? Como calcular o pH na solução contida no tubo de ensaio que contém 20 gotas de ácido acético 1,0 mol/l e 20 gotas de acetato de sódio 1mol/L?

Primeiro passo: calcular as concentrações de ácido e de sal!!

$$\frac{[H_3CCOOH] = (1,0mL) \times (1,0mol / L)}{2,0mL (Volumefinal)} = 0,5mol / L$$

$$\frac{[H_3CCOONa] = (1,0mL) \times (1,0mol / L)}{2,0mL (Volumefinal)} = 0,5mol / L$$

Segundo passo: trata-se de um tampão ácido, então vamos escrever o equilíbrio de ionização do ácido fraco, no caso, o ácido acético:



$$K_a = \frac{[H_3O^+]_{eq} \cdot [H_3CCOO^-]_{eq}}{[H_3CCOOH]_{eq}}$$

$$[H_3O^+]_{eq} = K_a \cdot \frac{[H_3CCOOH]_{eq}}{[H_3CCOO^-]_{eq}}$$

pH onde existe 50% do ácido protonado e 50% do ácido na forma desprotonada (sal)!!!

$$[H_3O^+]_{eq} = K_a$$

$$-\log[H_3O^+]_{eq} = pH = pK_a$$

Definição de pKa

SHPS 2018

$$\left[H_3O^+ \right]_{eq} = K_a \cdot \frac{\left[H_3CCOOH \right]_{eq}}{\left[H_3CCOONa \right]_{eq}}$$

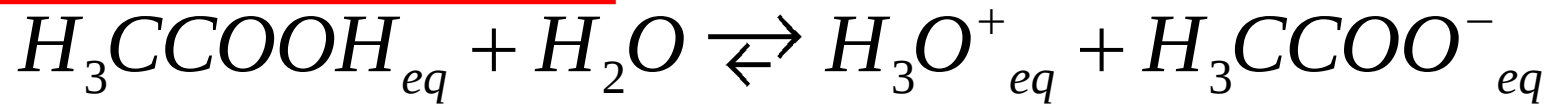
$$\left[H_3O^+ \right] = 1,76 \times 10^{-5} \cdot \frac{0,5 \text{ mol} / L}{0,5 \text{ mol} / L}$$

$$\left[H_3O^+ \right] = 1,76 \times 10^{-5}$$

$$pH = -\log 1,76 \times 10^{-5}$$

$$pH = 4,75$$

Generalizando:



$$K_a = \frac{[H_3O^+]_{eq} \cdot [H_3CCOO^-]_{eq}}{[H_3CCOOH]_{eq}}$$

$$[H_3O^+] = K_a \cdot \frac{[H_3CCOOH]}{[H_3CCOONa]}$$

$$-\log[H_3O^+] = pH = -\log k_a = pK_a - \log \frac{[H_3COOH]}{[H_3CCOONa]}$$

$$pH = pK_a - \log \frac{[H_3COOH]}{[H_3CCOONa]}$$

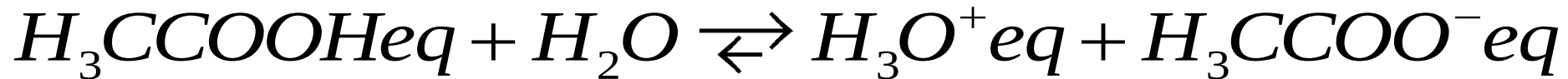
**Equação de
Handerson - Hasselbalch**

Sempre que for preciso calcular o pH de uma solução tampão seja de um ácido fraco /sal de ácido fraco ou base fraca /sal de base fraca, **o primeiro passo é calcular as concentrações de ácido ou base e do sal em solução.**

O segundo passo é escrever o equilíbrio de ionização do ácido ou da base!!!!

O terceiro passo, é lembrar que a concentração de ácido (ou base) ionizado(a) depende da concentração do sal em Solução!!!!

Se a concentração de sal em solução aumenta, o sal reage com o H_3O^+ de equilíbrio para formar o ácido protonado!!! Se a $[H_3O^+]$ de equilíbrio diminui, o pH aumenta!!!!



Efeito do íon comum

Se a concentração de sal em solução diminui, a ionização do ácido aumenta pois o efeito do íon comum sobre o equilíbrio diminui!!! Se a [ácido ionizado] no equilíbrio aumenta, o pH diminui!!!!

Lembrar:

**Na presença de um tampão, a [Ácido] é diferente [sal] em relação
Ao equilíbrio em água pura. Então**



A condição:

**$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = [\text{H}_3\text{CCOO}^-]_{\text{eq}} = x$, só é válida se tivermos a ionização do
ácido em água pura como no Slide 2!!!!**

**Em que situações podemos nos
defrontar com essas situações?**

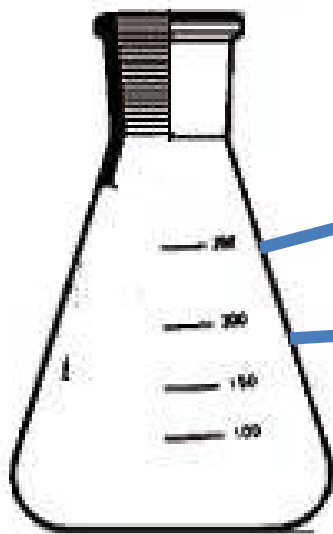


Solução de NaOH 0,1mol/L

[Ácido] ↓ [BASE] ↑

Tampão!!!!

**pH vai
aumentando**



Indicador de pH

**H_3CCOOH 0,1mol/L,
25,0ml**

Ponto **estequiométrico**, solução
0,05 mol/L de $H_3CCOONa$



0,5 mol/L



0,5 mol/L

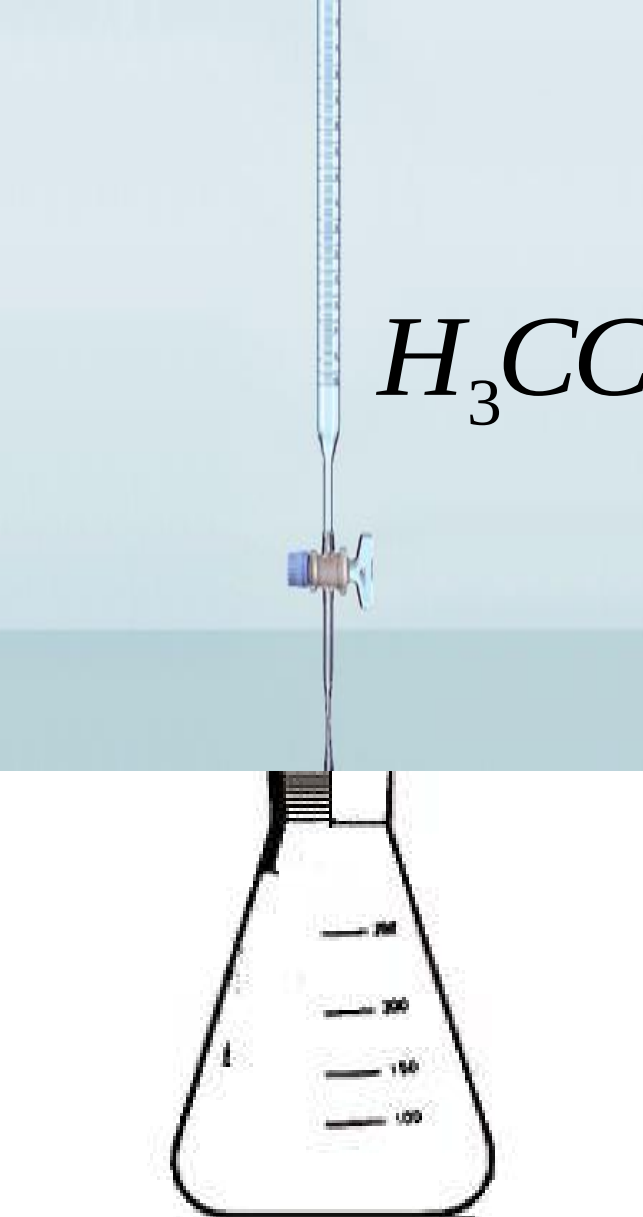


Ânion de ácido fraco



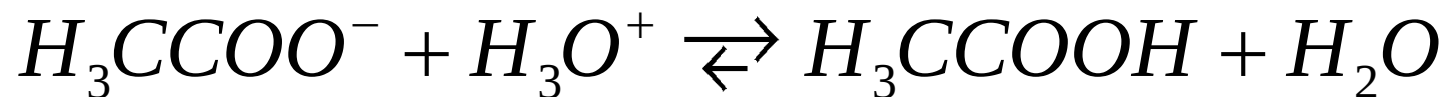
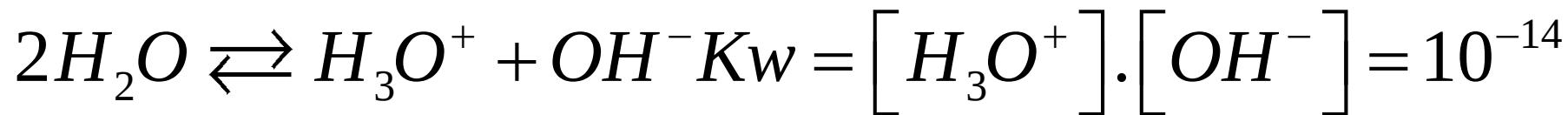
Altera o equilíbrio iônico da água

SHPS 2018



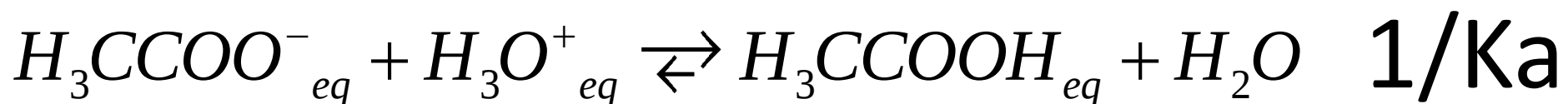
$H_3CCOONa$

Equilíbrio de Hidrólise



Hidrólise alcalina, pH no ponto final de nossa titulação é > 7,0

Maior quanto? Como calcular?



0,05 mol/L

0,05 mol/L - x



0

x

0

x

$$K_w \cdot \frac{1}{K_a} = \frac{K_w}{K_a} = K_h = \frac{x^2}{(0,05 - x)}$$

$$K_h = \frac{[OH^-]^2}{0,05} \rightarrow \frac{1 \times 10^{-14}}{1,76 \times 10^{-5}} = \frac{[OH^-]^2}{0,05}$$

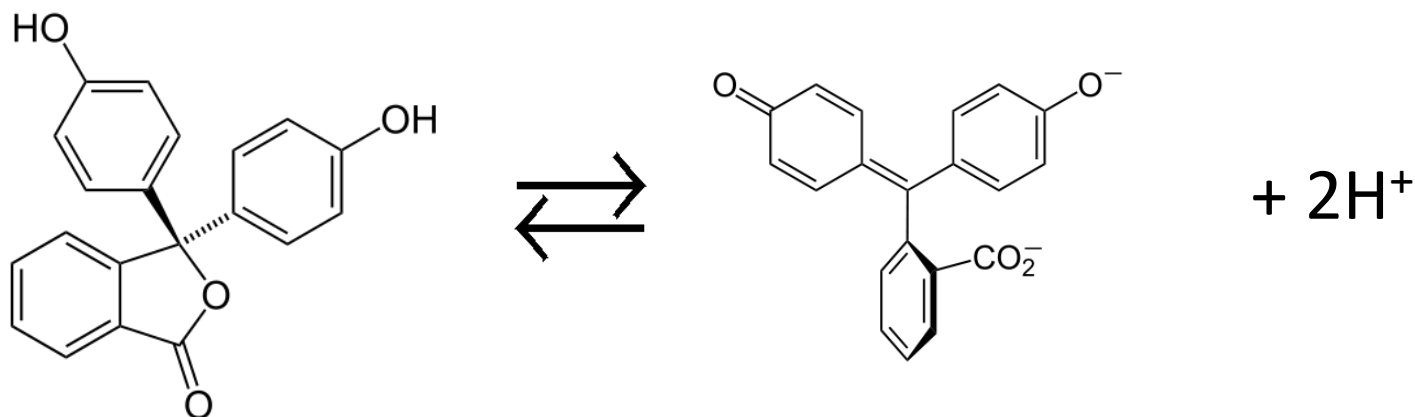
$$[OH^-]^2 = 2,84 \times 10^{-11}$$

$$[OH^-] = 5,33 \times 10^{-6} \text{ mol / L} \rightarrow pOH = -\log 5,33 \times 10^{-6} = 5,3$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14,0 - 5,3 = 8,7$$

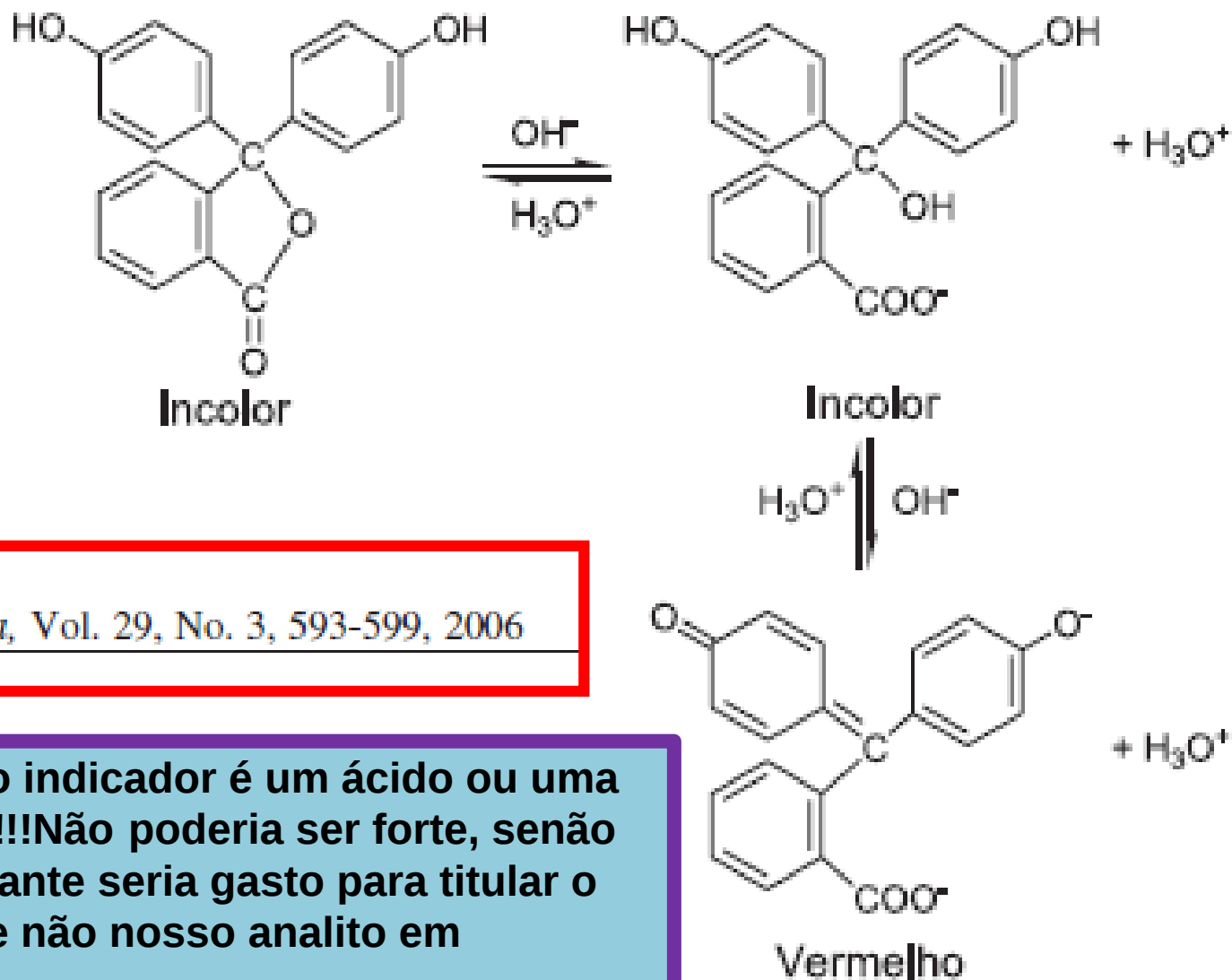
E a escolha do indicador?



pH de (0–8.2)
 H_2Ind

pH de (8,2–12,0)
 Ind^{2-}

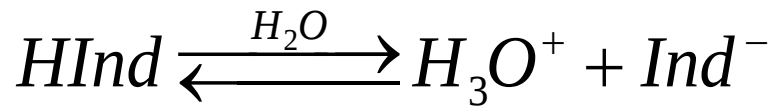
<http://pt.wikipedia.org/wiki/Fenolftale%C3%ADna>



Quim. Nova, Vol. 29, No. 3, 593-599, 2006

Lembrem o indicador é um ácido ou uma base fraca!!! Não poderia ser forte, senão nosso titulante seria gasto para titular o indicador e não nosso analito em solução!!!

Figura 1. Fórmula estrutural da fenolftaleína



$$K_a = \frac{[H_3O^+].[Ind^-]}{[HInd]}$$

$$[HInd] = 10x [Ind^-]$$

$$[Ind^-] = 10x [HInd]$$

$$[H_3O^+] = Ka \cdot \frac{[HInd]}{[Ind^-]}$$

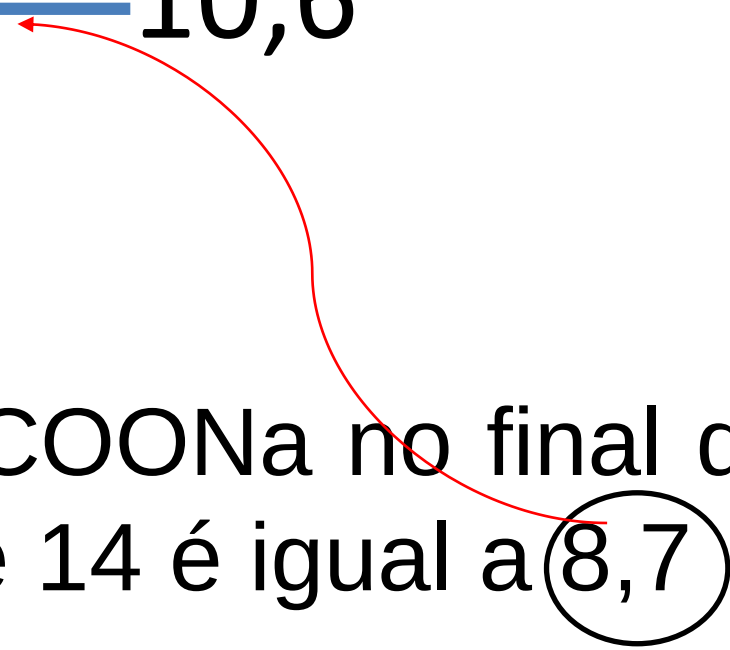
$$pH = pka + \log \frac{[HInd]}{[Ind^-]}$$

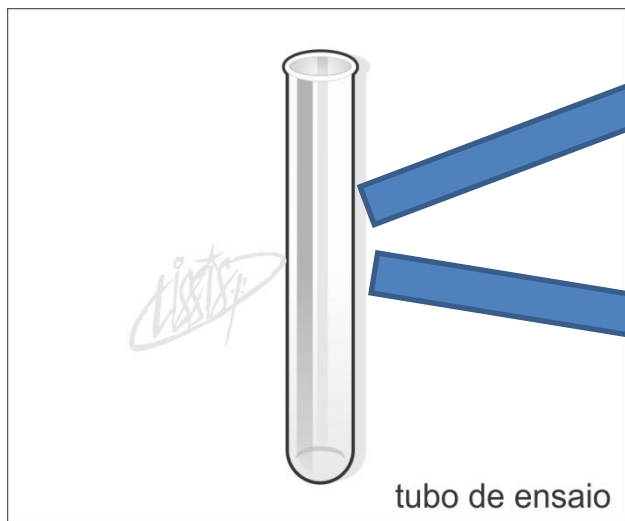
$$\rightarrow pH = pka \pm 1$$

$\text{pK}_{\text{a}}_{\text{FENOLFTALEÍNA}} = 9,6 \therefore$

pH de viragem 8,6 — 10,6

pH da solução de H_3CCOONa no final de nossa titulação no Slide 14 é igual a (8,7)





20 gotas de Solução de HCl 1 mol/L
(em água)

20 gotas de Solução de NaCl 1 mol/L

$\text{H}^+ + \text{Cl}^-$ Ânion de ácido forte, não há
hidrólise

$\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ Cátion de Base forte, não há
hidrólise