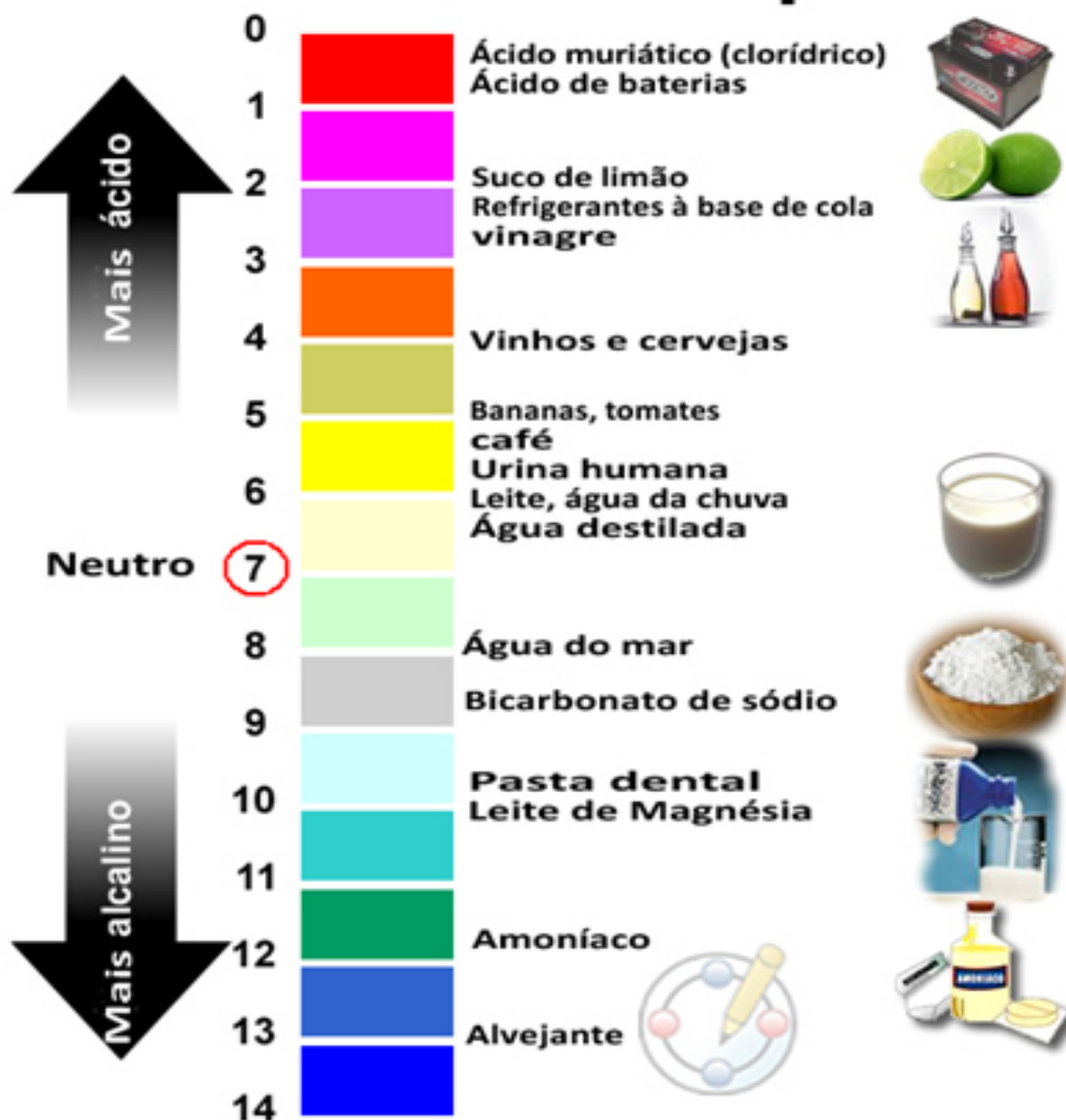
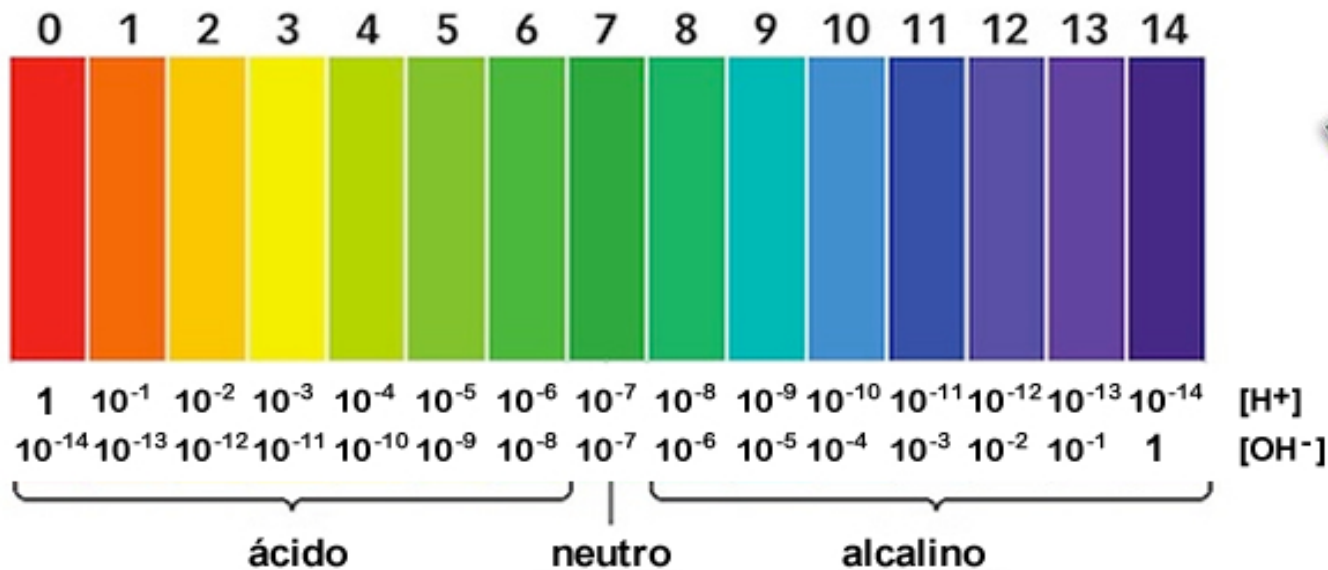


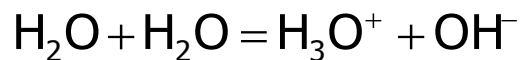
Escala de pH



TABELAS CONSTRUÍDAS A PARTIR DE INDICADORES (CORANTES)



LABORATÓRIO:
Fita de papel indicador universal



Equilíbrio de auto-dissociação da água

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

Valor da constante termodinâmica

Em água pura as concentrações de H_3O^+ e OH^- são iguais. Assim:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w} = 1,0 \times 10^{-7} \text{ a } 25^\circ\text{C} \quad \text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Escala de pH

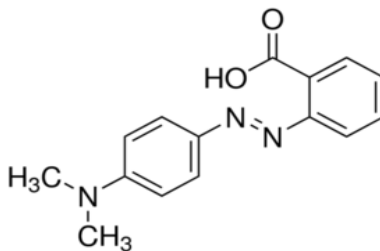
INDICADORES ÁCIDO-BASE

Tabela 1- Exemplos de alguns indicadores ácido-base com seus respectivos intervalos de viragem

Indicador	Intervalo de viragem em unidades de pH	Mudança de cor de ácido para base
<i>Alaranjado de metila</i>	3,1 a 4,4	Vermelho para alaranjado
<i>Verde de bromocresol</i>	3,8 a 5,4	Amarelo para azul
<i>Vermelho de metila</i>	4,2 a 6,3	Vermelho para amarelo
<i>Azul de bromotimol</i>	6,2 a 7,6	Amarelo para azul
<i>Vermelho de fenol</i>	6,8 a 8,4	Amarelo para vermelho
<i>Fenolftaleína</i>	8,3 a 10,0	Incolor para vermelho
<i>Timolftaleína</i>	9,3 a 10,5	Incolor para azul

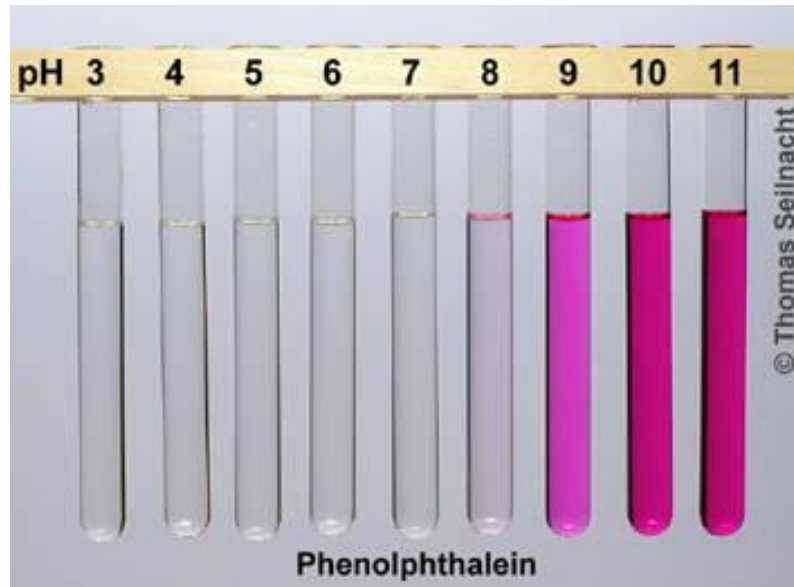
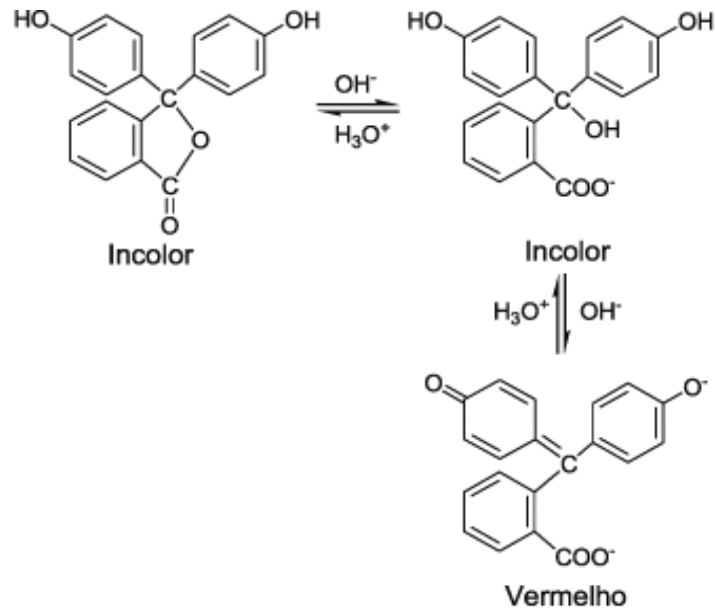


INTERVALO DE VIRAGEM $\text{pH} = \text{pK}_a \pm 1$



Vermelho de metila

Equilíbrio Ácido-Base do Indicador Fenolftaleína



pHmetro

Dois eletrodos formando uma cela eletroquímica na qual a força eletromotriz ou potencial medido depende da concentração ou atividade H^+ na solução externa



Eletrodo combinado de vidro

