

Universidade Federal de Juiz de Fora
Instituto de Ciências Exatas
Departamento de Química



Disciplina

QUIO94 - Introdução à Análise Química
2o semestre 2016

TITULAÇÃO ÁCIDO-BASE

Profa. Maria Auxiliadora Costa Matos

Download aulas: <http://www.ufjf.br/nupis/>

INDICADOR ÁCIDO-BASE

Os indicadores ácido-base são compostos orgânicos, que se comportam como ácidos fracos (**indicadores ácidos**) ou bases fracas (**indicadores básicos**) e mudam gradualmente de coloração dentro de uma faixa estreita da escala de pH, chamada **ZONA DE TRANSIÇÃO**.

Indicadores ácidos

O equilíbrio ácido-base entre as formas ácida (HInd) e básica (Ind⁻) pode ser expressa por:



$$K_{eq} = \frac{a_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot a_{\text{Ind}^-}}{a_{\text{HInd}}}$$

$$a_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{K_{eq} \cdot a_{\text{HInd}}}{a_{\text{Ind}^-}}$$

$$\text{pH} = -\log a_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

$$\text{pH} = -\log K_{eq} - \log \frac{a_{\text{HInd}}}{a_{\text{Ind}^-}} = \text{p}K_{eq} + \log \frac{a_{\text{Ind}^-}}{a_{\text{HInd}}} = \text{p}K_{eq} + \log \frac{[\text{Ind}^-] \cdot \gamma_{\text{Ind}^-}}{[\text{HInd}] \cdot \gamma_{\text{HInd}}}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{a \text{HIND}} + \log \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]}$$

ZONA DE TRANSIÇÃO

A mudança de cor do indicador será percebida quando a razão entre as concentrações das duas formas do indicador ($[\text{Ind}^-]/[\text{HInd}]$ ou $[\text{HInd}]/[\text{Ind}^-]$) for igual ou superior a 10.

$$\frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} = 10 \quad \Rightarrow \quad \text{pH} = \text{pK}_{a \text{HIND}} + 1$$

Predomínio coloração da forma básica $[\text{Ind}^-]$

$$\frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} = \frac{1}{10} \quad \Rightarrow \quad \text{pH} = \text{pK}_{a \text{HIND}} - 1$$

Predomínio coloração da forma ácida $[\text{HInd}]$

Zona de transição representa os limites de pH entre os quais é perceptível a mudança de cor.

$$\text{pH} = \text{pK}_{a \text{HIND}} \pm 1$$

INDICADORES ÁCIDO-BASE

Indicador	pKa	Zona de transição	Coloração	
Timolftaleína	10,0	9,4 a 10,6	incolor	azul
Fenolftaleína	9,3	8,0 a 10,0	incolor	rosa
Azul de timol	8,9	8,0 a 9,6	amarelo	azul
Azul de bromotimol	7,1	6,2 a 7,6	amarelo	azul
Vermelho de metila	5,0	4,4 a 6,2	Vermelho	amarelo
Alaranjado de metila	3,4	3,1 a 4,4	Vermelho	amarelo
Azul de timol	1,65	1,2 a 2,8	Vermelho	amarelo

ESCOLHA DO INDICADOR

Na determinar do ponto final da titulação deverá ser usado um indicador que apresente mudança de cor, zona de transição, próximo ao pH do ponto de equivalência.

Indicadores que apresentem mudança de cor na região de variação brusca do pH da curva de titulação possibilitam a determinação do ponto final. Quanto mais próximo do pH no ponto de equivalência ocorre a mudança de cor, mais exato será a determinação do ponto final.

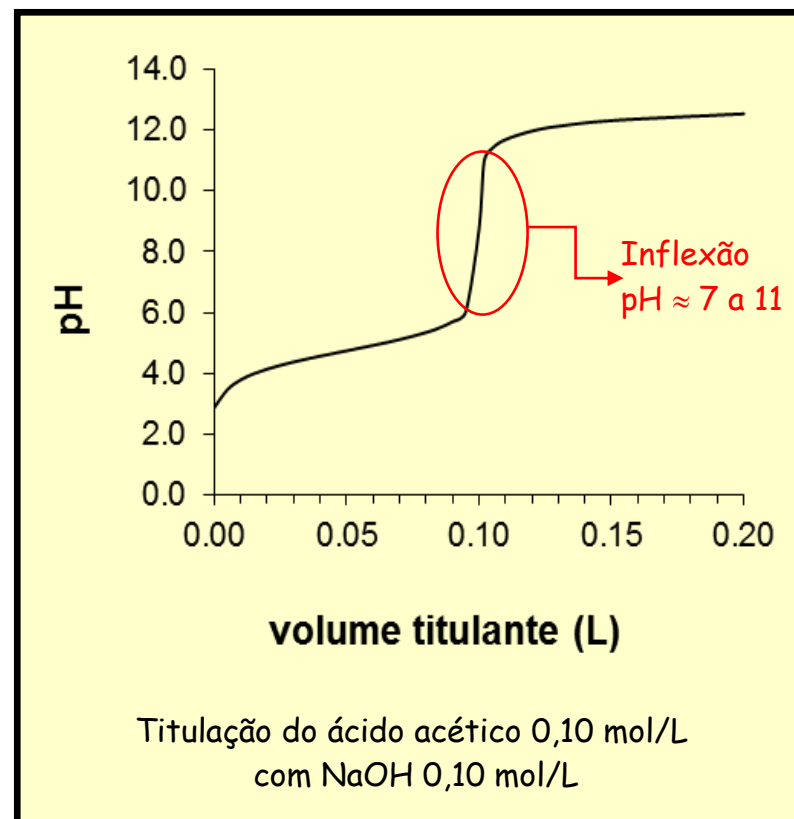
ERRO DO INDICADOR

Diferença entre o volume de titulante no ponto final observado (mudança de cor) e o volume de titulante no ponto de equivalência é o erro do indicador.

EVITAR ERRO DO INDICADOR

Quantidade do indicador deve ser desprezível em relação ao analito.

Faixa de transição de cor sobreponha, o mais próximo possível ao intervalo de onde ocorre maior inflexão da curva de titulação.



INDICADOR MISTO

Mistura de um indicador mais um corante orgânico que aumenta a nitidez da mudança de coloração do indicador, sem alterar a zona de transição do indicador.

Ex.: Alaranjado de metila ($pK_a = 3,7$)
(indicador)



Amarelo

vermelho

Alaranjado de metila e carmim índigo ($pK_a = 3,7$)
(indicador) + (corante azul)

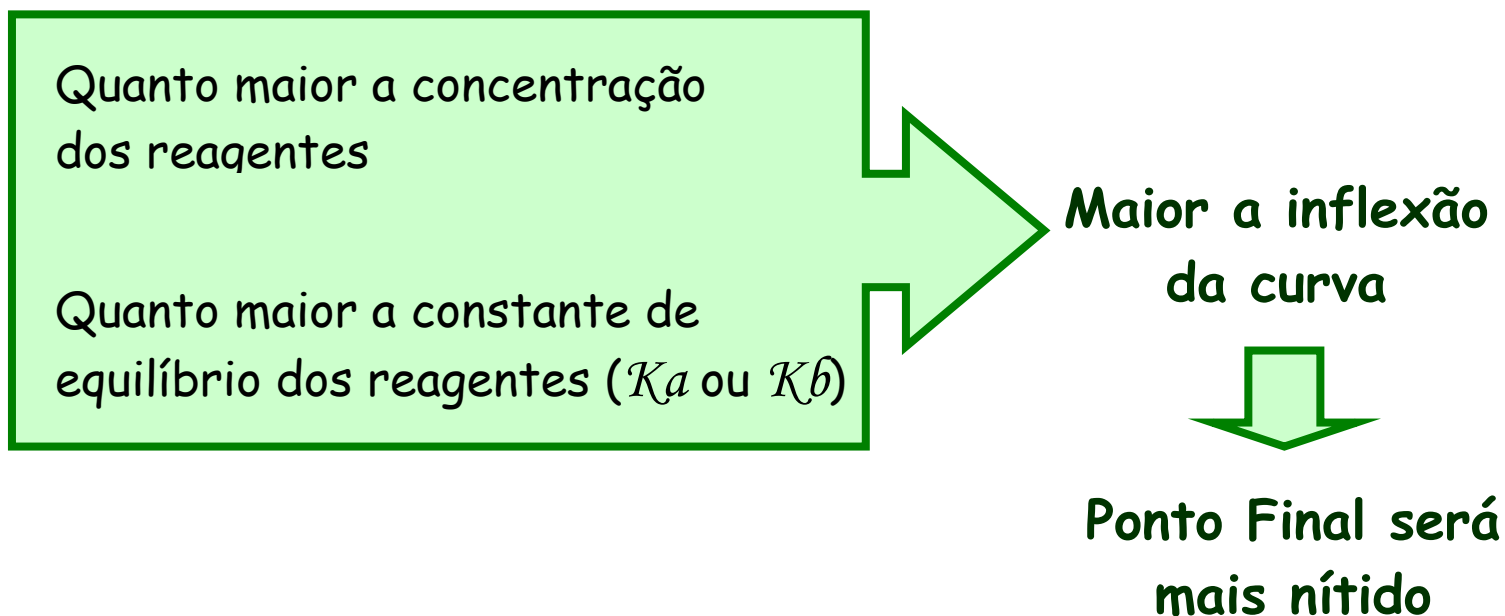


Verde

Violeta

CURVA DE TITULAÇÃO

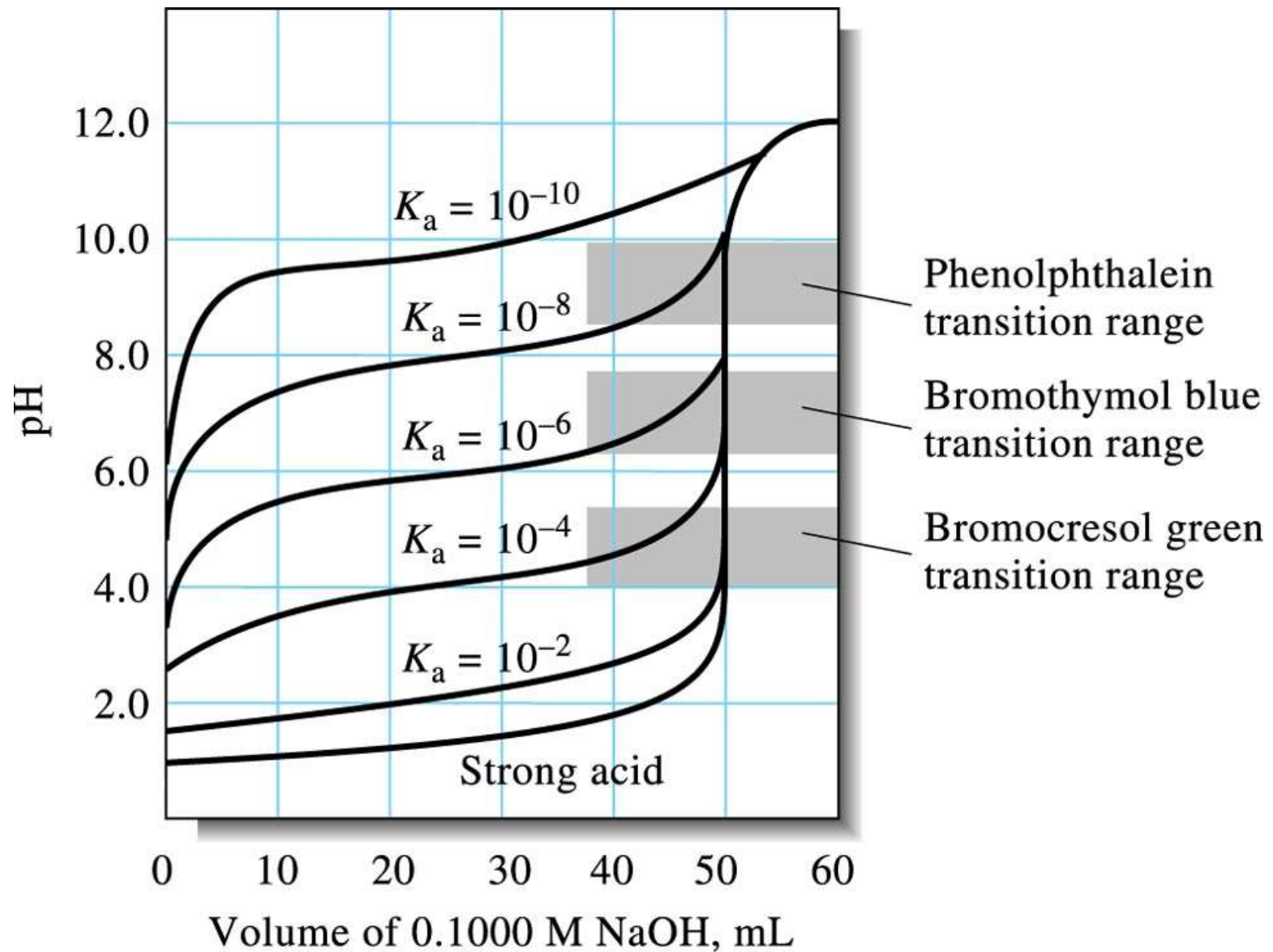
A concentração dos reagentes e a constante de equilíbrio influenciam na curva de titulação, no ponto de equivalência e, portanto, na escolha do indicador.



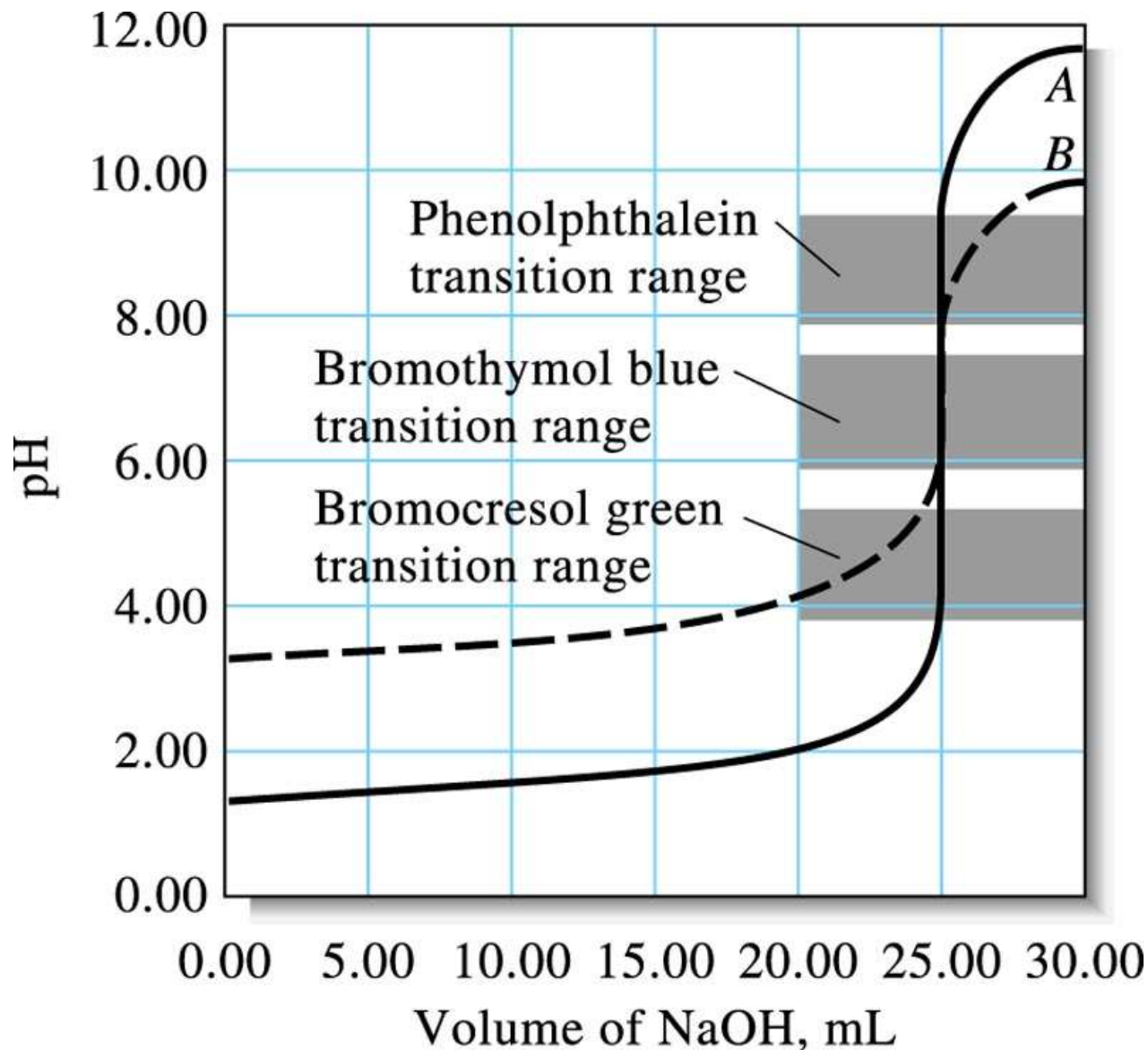
TITULAÇÃO DE ÁCIDOS COM DIFERENTES K_a

Introdução a Análise Química – Isem/2016 – Profa Ma Auxiliadora

COM NaOH 0,100 MOL/L



TITULAÇÃO DE HCl EM DIFERENTES CONCENTRAÇÕES COM NaOH EM DIFERENTES CONCENTRAÇÕES



- A:** HCl $0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e
NaOH $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- B:** HCl $0,0005 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e
NaOH $0,001 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

