

# VOLUMETRIA DE NEUTRALIZAÇÃO

1º semestre 2011

Profa. Maria Auxiliadora Costa Matos

Volumetria de neutralização envolve a titulação de espécies químicas ácidas com uma solução padrão alcalina (**ALCALIMETRIA**) e titulação de espécies químicas básicas com uma solução padrão ácidas (**ACIDIMETRIA**).

O ponto de final é determinado por um indicador químico (**INDICADOR ÁCIDO-BASE**) ou um método instrumental."

A solução padrão sempre será um ácido forte ou uma base forte

Ponto Final  
mais nítido

A maneira como o pH varia nas imediações do ponto de equivalência (PE) é importante para a escolha do indicador adequado, pois cada indicador possui um intervalo de valores de pH que ocorre variação da coloração **▣ ZONA DE TRANSIÇÃO**

Na volumetria de neutralização a concentração crítica variável no decorrer da titulação é a espécie  $H_3O^+$ . A curva de titulação representa a variação logarítmica da concentração de  $H_3O^+$  em função do volume da solução padrão adicionada.

## pH X VOLUME DA SOLUÇÃO PADRÃO

### PORQUE CONSTRUIR A CURVA DE TITULAÇÃO?

Verificar o comportamento do sistema e determinar a pH nas proximidades do ponto de equivalência para escolher o indicador adequado.

#### CURVA EXPERIMENTAL X CURVA TEORICA

##### Titulações:

Ácido forte X Base forte ( $pH_{pe} = 7,00$ )

Ácido fraco X Base forte ( $pH_{pe} > 7,00$ )

Ácido forte X Base fraca ( $pH_{pe} < 7,00$ )

# TITULAÇÃO ÁCIDO FORTE COM BASE FORTE

A curva de titulação pode ser dividida em 3 regiões (antes do PE, no PE e após o PE) e o cálculo da curva de titulação pode ser dividida em 4 etapas.

## Antes de iniciar a titulação

---

### 1° ETAPA

A solução contém apenas ácido forte e água, ou seja, uma solução aquosa de ácido forte. O pH da solução será determinado pela dissociação do ácido forte.

## Antes de atingir o Ponto de Equivalência

---

### 2° ETAPA

A solução é composta por uma mistura de ácido forte que ainda não reagiu com a base forte mais o sal formado pela reação do ácido forte com base que foi adicionada. O pH da solução será determinado pela dissociação do ácido forte que permaneceu na solução.

## No Ponto de Equivalência

---

### 3° ETAPA

A quantidade de base forte adicionada foi suficiente para reagir com todo o ácido forte presente na solução, produzindo água. O pH será determinado pelo equilíbrio da água.

## Após o Ponto de Equivalência

---

### 4° ETAPA

Nesta região houve excesso de base forte adicionada a solução. O pH da solução será determinado pela dissociação da base forte.

Exemplo 1: Titulação de 100,00 mL de HCl 0,100 mol/L com solução padrão NaOH 0,100 mol/L.

1. Escrever a reação química:



Qualquer quantidade de  $\text{H}_3\text{O}^+$  adicionado irá consumir uma quantidade estequiométrica de  $\text{OH}^-$ .



2. Calcular o volume de titulante necessário para atingir o ponto de equivalência.

$$n^\circ \text{ mol NaOH} = n^\circ \text{ mol HCl}$$

$$C_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH add}} = C_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}}$$

$$0,100 \text{ mol/L} \times V_{\text{NaOH add}} = 0,100 \text{ mol/L} \times 100,00 \text{ mL}$$

$$V_{\text{NaOH PE}} = 100 \text{ mL}$$

**1º ETAPA** Antes de iniciar a titulação

**1º ETAPA** Antes de iniciar a titulação

---

O pH é calculado em função da concentração do HCl presente na solução.



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_{a\text{HCl}} = 0,100 \text{ mol/L}$$



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

$$\text{pH} = -\log (0,100)$$

$$\text{pH} = 1,00$$

[ ] ⇒ Concentração (mol/L) no equilíbrio.

$C_a$  ⇒ Concentração analítica - quantidade real adicionada em um determinado solvente para formar uma solução de concentração conhecida.

## 2º ETAPA Antes de atingir o Ponto de Equivalência

O pH é calculado em função da concentração de  $H_3O^+$  proveniente do HCl que não reagiu com o NaOH.

a)  $V_{NaOH\ add} = 10,00\ mL$

$$n^{\circ}\ mol\ NaOH\ add = C_{NaOH} \cdot V_{NaOH} = 0,100 \cdot 0,01000 = 0,00100$$

	HCl (aq)	+ NaOH (aq)	$\rightleftharpoons$	NaCl (aq)	+ H <sub>2</sub> O (l)
<i>Início</i>	0,0100	-		-	-
<i>Adição</i>	-	0,00100		-	-
<i>Equilíbrio</i>	0,00900	-		0,00100	0,00100

$$C_{HCl} = \frac{n^{\circ}\ mol\ HCl}{V_{total}} = \frac{(n^{\circ}\ mol\ HCl)}{(V_{HCl} + V_{NaOH})} = \frac{(0,00900)}{(0,100 + 0,01000)} = 0,0818\ mol/L$$

$$[H_3O^+] = C_{HCl} = 0,0818\ mol/L$$

$$pH = 1,09$$

### 3º ETAPA No Ponto de Equivalência

O pH é calculado em função do equilíbrio da  $H_2O$ .

a)  $V_{NaOH\ add} = 100,00\ mL$

$$n^{\circ}\ mol\ NaOH = C_{NaOH} \cdot V_{NaOH} = 0,100 \cdot 0,1000 = 0,0100\ mol$$

	$HCl_{(aq)}$	+	$NaOH_{(aq)}$	$\rightleftharpoons$	$NaCl_{(aq)}$	+	$H_2O_{(l)}$
Início	0,0100		-		-		-
Adição	-		0,0100		-		-
Equilíbrio	-		-		0,0100		0,0100



$$[H_3O^+] = 1,00 \times 10^{-7}\ mol/L$$

$$pH = 7,00$$

*Sais de ácido forte e base forte não sofrem hidrólise.*

#### 4° ETAPA Após o Ponto de Equivalência

Não há mais HCl. O pH é calculado em função da concentração de  $\text{OH}^-$  proveniente do NaOH adicionado em excesso.

a)  $V_{\text{NaOH add}} = 102,00 \text{ mL}$

$$n^{\circ} \text{ mol NaOH add} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,100 \cdot 0,102 = 0,0102 \text{ mol}$$

	HCl (aq)	+	NaOH (aq)	$\rightleftharpoons$	NaCl (aq)	+	H <sub>2</sub> O (l)
<i>Início</i>	0,0100		-		-		-
<i>Adição</i>	-		0,0010200		-		-
<i>Equilíbrio</i>	-		0,000200		0,0100		0,0100

#### 4º ETAPA Após o Ponto de Equivalência

Não há mais HCl. O pH é calculado em função da concentração de OH<sup>-</sup> proveniente do NaOH adicionado em excesso.

a)  $V_{\text{NaOH add}} = 102,00 \text{ mL}$

$$n^{\circ} \text{ mol NaOH} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,100 \cdot 0,102 = 0,0102 \text{ mol}$$

	$\text{HCl}_{(aq)}$	+	$\text{NaOH}_{(aq)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{NaCl}_{(aq)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
<i>Início</i>	0,0100		-		-		-
<i>Adição</i>	-		0,0010200		-		-
<i>Equilíbrio</i>	-		0,000200		0,0100		0,0100

$$C_{\text{NaOH}} = \frac{n^{\circ} \text{ mol NaOH}}{V_{\text{total}}} = \frac{(n^{\circ} \text{ mol NaOH})}{(V_{\text{HCl}} + V_{\text{NaOH}})} = \frac{(0,0002)}{(0,100 + 0,102)} = 9,90 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = C_{\text{NaOH}} = 9,90 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (9,90 \times 10^{-4}) = 3,00$$

$$\text{pH} = 14,00 - 3,00 = 11,00$$

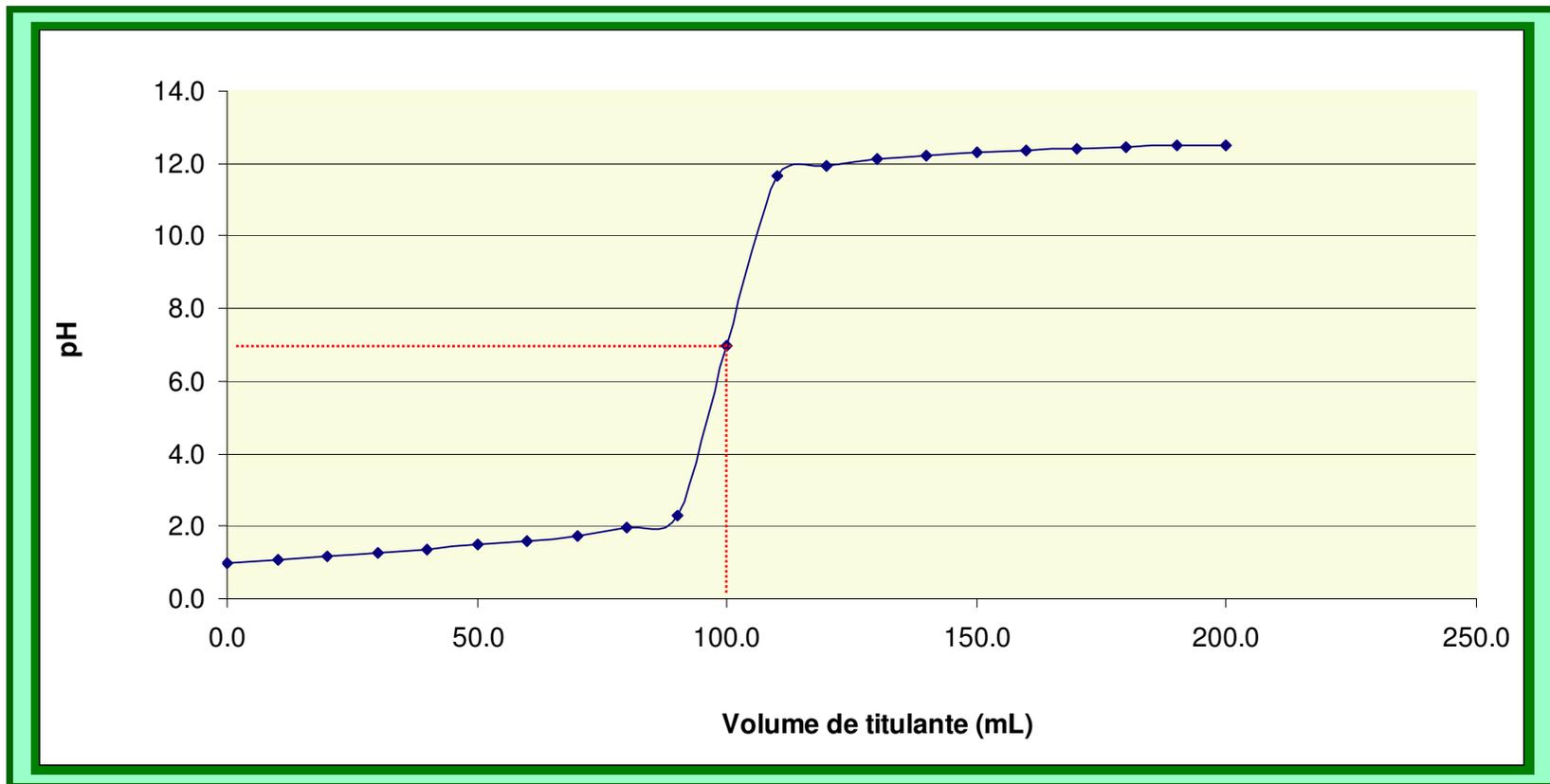
# TITULAÇÃO

100,00 mL HCl 0,100 mol/L com NaOH 0,100 mol/L

Volume de NaOH, mL	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ], mol/L	pH
0,00	0,100	1,00
1,00	0,0980	1,01
5,00	0,0900	1,04
10,0	0,0818	1,09
20,0	0,0670	1,17
30,0	0,0540	1,27
40,0	0,0430	1,37
50,0	0,0330	1,48
60,0	0,0250	1,60
70,0	0,0176	1,75
80,0	0,0111	1,95
90,0	$5,26 \times 10^{-3}$	2,28
99,0	$5,05 \times 10^{-3}$	3,30
100,0	$1,00 \times 10^{-7}$	7,00
102,0	$1,01 \times 10^{-11}$	11,0
110,0	$2,11 \times 10^{-12}$	11,7

# CURVA DE TITULAÇÃO

100,00 mL HCl 0,100 mol/L com NaOH 0,100 mol/L



Exemplo 2: Titulação de 100,00 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,100 mol/L com solução padrão NaOH 0,100 mol/L.

1. Escrever a reação química:



2. Calcular o volume de titulante necessário para atingir o ponto de equivalência:

$$n^\circ \text{ mol NaOH} = 2 \cdot n^\circ \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$C_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH add}} = 2 \cdot C_{\text{H}_2\text{SO}_4} \times V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

$$0,100 \text{ mol/L} \times V_{\text{NaOH add}} = 2 \cdot 0,100 \text{ mol/L} \times 100,00$$

$$V_{\text{NaOH PE}} = 200 \text{ mL}$$

**1° ETAPA** Antes de iniciar a titulação

O pH é calculado em função da concentração do  $H_2SO_4$  presente na solução.



$$[H_3O^+] = 2 \cdot C_{H_2SO_4} = 2 \cdot 0,100 \text{ mol/L} \rightleftharpoons$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+]$$

$$\text{pH} = -\log (0,200)$$

$$\text{pH} = 0,70$$

## 2º ETAPA Antes de atingir o Ponto de Equivalência

O pH é calculado em função da concentração de  $\text{H}_3\text{O}^+$  proveniente do  $\text{H}_2\text{SO}_4$  que não reagiu com o NaOH.

a)  $V_{\text{NaOH add}} = 10,00 \text{ mL}$

$$n^\circ \text{ mol NaOH} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,100 \cdot 0,01000 = 0,00100 \text{ mol}$$

	$\text{H}_2\text{SO}_4 (aq)$	$+ 2 \text{ NaOH} (aq)$	$\rightleftharpoons$	$\text{Na}_2\text{SO}_4 (aq)$	$+ 2\text{H}_2\text{O} (l)$
<i>Início</i>	0,0100	-		-	-
<i>Adição</i>	-	0,00100		-	-
<i>Equilíbrio</i>	0,00950	-		0,000500	0,00100

$$C_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{n^\circ \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{V_{\text{total}}} = \frac{(n^\circ \text{ mol H}_2\text{SO}_4)}{(V_{\text{H}_2\text{SO}_4} + V_{\text{NaOH}})} = \frac{(0,00950)}{(0,100 + 0,01000)} = 0,0863 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot C_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 0,0863 = 0,173 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 0,76$$

$$2 \cdot n^\circ \text{ mol H}_2\text{SO}_4 = n^\circ \text{ mol NaOH}$$

(consumido)                      (adicionado)

$$n^\circ \text{ mol H}_2\text{SO}_4 = \frac{n^\circ \text{ mol NaOH}}{2}$$

(consumido)                      2

**3º ETAPA** No Ponto de Equivalência

O pH é calculado em função do equilíbrio da  $H_2O$ .

a)  $V_{NaOH\ add} = 200,00\ mL$

$$n^{\circ}\ mol\ NaOH = C_{NaOH} \cdot V_{NaOH} = 0,100 \cdot 0,2000 = 0,0200\ mol$$

	$H_2SO_4\ (aq)$	+ $2\ NaOH\ (aq)$	$\rightleftharpoons$	$Na_2SO_4\ (aq)$	+ $2H_2O\ (l)$
<i>Início</i>	0,0100	-		-	-
<i>Adição</i>	-	0,0200		-	-
<i>Equilíbrio</i>	-	-		0,0100	0,0200



$$[H_3O^+] = 1,00 \times 10^{-7}\ mol/L$$

$$pH = 7,00$$

#### 4º ETAPA Após o Ponto de Equivalência

Não há mais  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . O pH é calculado em função da concentração de  $\text{OH}^-$  proveniente do NaOH adicionado em excesso.

$$a) V_{\text{NaOH add}} = 202,00 \text{ mL}$$

$$n^\circ \text{ mol NaOH add} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,100 \cdot 0,202 = 0,0202$$

	$\text{H}_2\text{SO}_4 (aq)$	+	$2\text{NaOH} (aq)$	$\rightleftharpoons$	$\text{Na}_2\text{SO}_4 (aq)$	+	$2\text{H}_2\text{O} (l)$
<i>Início</i>	0,0100		-		-		-
<i>Adição</i>	-		0,0202		-		-
<i>Equilíbrio</i>	-		0,000200		0,0100		0,0200

$$C_{\text{NaOH}} = \frac{n^\circ \text{ mol NaOH}}{V_{\text{total}}}$$

#### 4º ETAPA Após o Ponto de Equivalência

Não há mais  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . O pH é calculado em função da concentração de  $\text{OH}^-$  proveniente do  $\text{NaOH}$  adicionado em excesso.

$$\text{a) } V_{\text{NaOH add}} = 202,00 \text{ mL}$$

$$n^\circ \text{ mol NaOH} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,100 \cdot 0,202 = 0,0202 \text{ mol}$$

	$\text{H}_2\text{SO}_4 (aq)$	+ $2\text{NaOH} (aq)$	$\rightleftharpoons$	$\text{Na}_2\text{SO}_4 (aq)$	+ $2\text{H}_2\text{O} (l)$
<i>Início</i>	0,0100	-		-	-
<i>Adição</i>	-	0,0202		-	-
<i>Equilíbrio</i>	-	0,000200		0,0100	0,0200

$$C_{\text{NaOH}} = \frac{n^\circ \text{ mol NaOH}}{V_{\text{total}}} = \frac{(n^\circ \text{ mol NaOH})}{(V_{\text{H}_2\text{SO}_4} + V_{\text{NaOH}})} = \frac{(0,0002)}{(0,100 + 0,202)} = 6,62 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = C_{\text{NaOH}} = 6,62 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (6,62 \times 10^{-4}) = 3,18$$

$$\text{pH} = 14,00 - 3,18 = 10,82$$

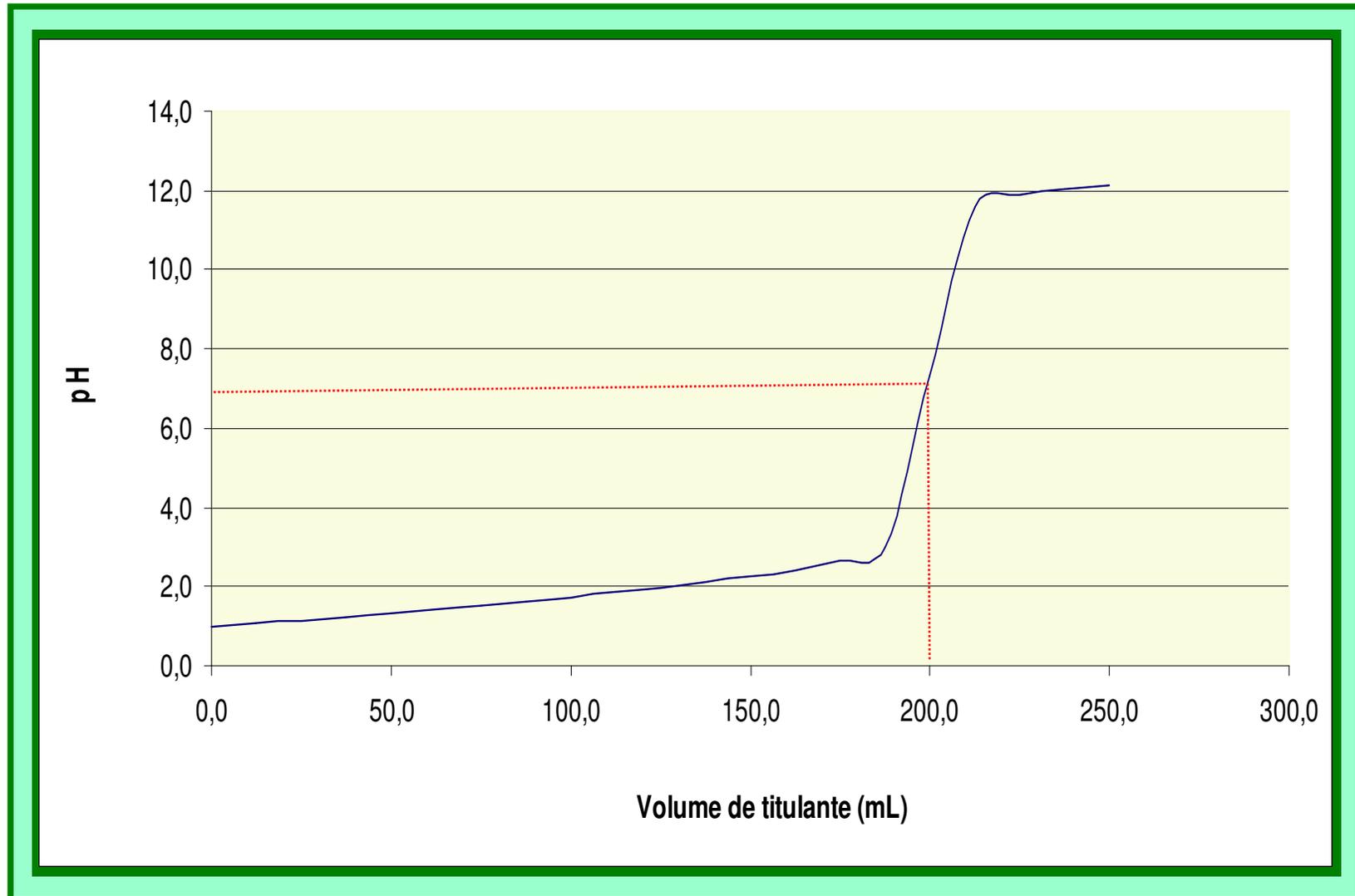
# TITULAÇÃO

100,00 mL  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,100 mol/L com NaOH 0,100 mol/L

Volume de $\text{H}_2\text{SO}_4$ , mL	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ , mol/L	pH
0,00		
1,00		
5,00		
10,0		
20,0		
30,0		
40,0		
50,0		
60,0		
70,0		
80,0		
90,0		
99,0		
100,0		
102,0		
110,0		

# CURVA DE TITULAÇÃO

100,00 mL  $H_2SO_4$  0,100 mol/L com NaOH 0,100 mol/L



# TITULAÇÃO ÁCIDO FRACO COM BASE FORTE

Ácido fraco e base forte reagem completamente, pois a constante de equilíbrio envolvida na reação é grande.

Neste caso haverá a formação de um sistema tampão envolvendo um par ácido & base conjugado.

A curva de titulação pode ser dividida em 3 regiões e o cálculo da curva de titulação pode ser dividida em 4 etapas.

# TITULAÇÃO ÁCIDO FRACO COM BASE FORTE

## Antes de iniciar a titulação

---

### 1º ETAPA

A solução contém apenas ácido fraco e água, ou seja, uma solução aquosa de ácido fraco. O pH da solução será determinado pela dissociação do ácido fraco.

## Antes de atingir o Ponto de Equivalência

---

### 2º ETAPA

A solução é composta por uma mistura de ácido fraco (HA) que ainda não reagiu e o sal ( $A^-$ ) formado pela reação do ácido fraco com base que foi adicionada. O pH será determinado pelo sistema tampão formado.

## No Ponto de Equivalência

---

### 3º ETAPA

A quantidade de base forte adicionada foi suficiente para reagir com todo o ácido fraco presente na solução, produzindo um sal de ácido fraco e base forte e água. O pH será determinado pela hidrólise do sal.

## Após o Ponto de Equivalência

---

### 4º ETAPA

Excesso de base forte é adicionado a solução do sal de ácido fraco e base forte. O pH é determinado pelo excesso de base forte. A contribuição da hidrólise do sal é pequena, pois a base forte reprime esta reação.

Exemplo 3: Titulação de 100,00 mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,100 mol/L com solução padrão NaOH 0,100 mol/L. Dado  $K_a = 1,80 \times 10^{-5}$ .

1. Escrever a reação química:



Qualquer quantidade de  $\text{H}_3\text{O}^+$  adicionado irá consumir uma quantidade estequiométrica de  $\text{OH}^-$ .



2. Calcular o volume de titulante necessário para atingir o ponto de equivalência.

$$n^\circ \text{ mol NaOH} = n^\circ \text{ mol CH}_3\text{COOH}$$

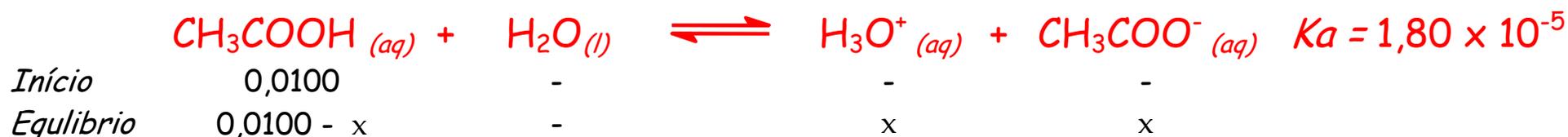
$$C_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH add}} = C_{\text{CH}_3\text{COOH}} \times V_{\text{CH}_3\text{COOH}}$$

$$0,100 \text{ mol/L} \times V_{\text{NaOH add}} = 0,100 \text{ mol/L} \times 100,00 \text{ mL}$$

$$V_{\text{NaOH PE}} = 100 \text{ mL}$$

**1º ETAPA** Antes de iniciar a titulação

Solução aquosa de um ácido fraco. O pH é calculado em função da dissociação do ácido acético presente na solução.



No equilíbrio:

$$\text{BC: } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = x$$

$$\text{BM: } C_a = [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

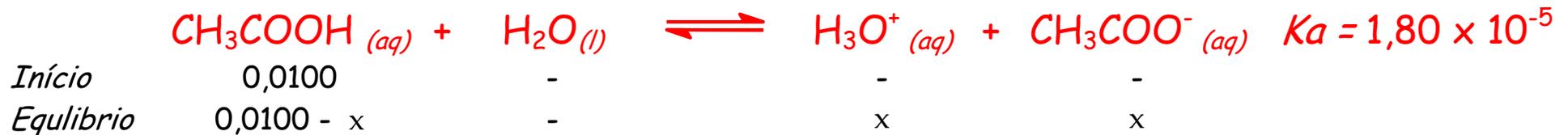
$$[\text{HA}] = C_a - [\text{A}^-] \Rightarrow \text{a) Se } C_a/K_a > 10^2 \rightarrow \text{Efetuar o cálculo simplificado.}$$

$$[\text{HA}] = C_a - x \quad (\text{Ao simplificar o cálculo o erro será menor que 5\%})$$

b) Se  $C_a/K_a \leq 10^2 \rightarrow$  Efetuar o cálculo sistemático - equação quadrática (Ao simplificar o cálculo o erro será maior que 5%)

**1º ETAPA** Antes de iniciar a titulação

Solução aquosa de um ácido fraco. O pH é calculado em função da dissociação do ácido acético presente na solução.



No equilíbrio:

**BC:**  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = x$

**BM:**  $C_a = [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$

$$0,100 = [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,100 - x$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow 1,80 \times 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,100 - x} \Rightarrow x^2 + 1,80 \cdot 10^{-5} x - 1,80 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$x = 0,00133 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log(0,00133)$$

$$\text{pH} = 2,87$$

**2º ETAPA** Antes de atingir o Ponto de Equivalência

Há uma mistura do ácido acético e acetato de sódio (ácido e base conjugados) formando um tampão. O pH pode ser calculado através da relação de concentrações do ácido e da base conjugada.

$$a) V_{\text{NaOH add}} = 20,00 \text{ mL}$$

$$n^{\circ} \text{ mol NaOH add} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,100 \cdot 0,0200 = 0,0020 \text{ mol}$$

	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}$	+	$\text{NaOH}_{(aq)}$	$\longrightarrow$	$\text{CH}_3\text{COONa}_{(aq)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
<i>Início</i>	0,0100		-		-		-
<i>Adição</i>	-		0,00200		-		-
<i>Equilíbrio</i>	0,00800		-		0,00200		0,00200

No equilíbrio:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{0,00800}{0,120} = 0,0667 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{0,00200}{0,120} = 0,0167 \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow 1,80 \times 10^{-5} = \frac{0,0167 \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{0,0667} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,20 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

pH = 4,14

a)  $V_{\text{NaOH add}} = 50,00 \text{ mL}$

$$n^{\circ} \text{ mol NaOH add} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,100 \cdot 0,05000 = 0,00500$$

	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}$	+	$\text{NaOH}_{(aq)}$	$\longrightarrow$	$\text{CH}_3\text{COONa}_{(aq)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
<i>Início</i>	0,0100		-		-		-
<i>Adição</i>	-		0,00500		-		-
<i>Equilíbrio</i>	0,00500		-		0,00500		0,00500

No equilíbrio:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{0,00500}{0,150} = 0,0333 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{0,00500}{0,150} = 0,0333 \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow 1,80 \times 10^{-5} = \frac{0,0333 \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{0,0333} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,80 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

pH = 4,74

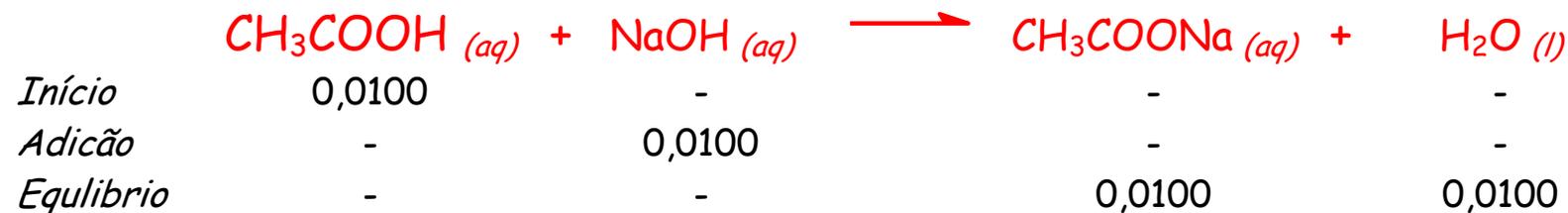
<p>pH = pKa  <math>[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a</math></p>	<p>Quando o volume da base adicionado é igual a metade do volume da base para atingir o ponto de equivalência</p>
--	---

**3° ETAPA** No Ponto de Equivalência

Consiste em calcular o pH de uma solução de sal de ácido fraco e base forte - hidrólise do anion.

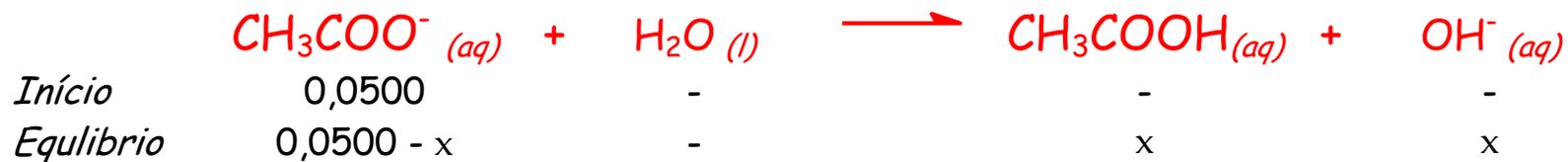
a)  $V_{\text{NaOH add}} = 100,00 \text{ mL}$

$$n^{\circ} \text{ mol NaOH add} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,100 \cdot 0,1000 = 0,0100 \text{ mol}$$



$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = \frac{0,0100}{0,200} = 0,0500 \text{ mol/L}$$

Hidrólise do acetato:



No equilíbrio:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$K_h = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{1,80 \times 10^{-5}} = \frac{x \cdot x}{0,0500 - x} \Rightarrow$$

$$x = [\text{OH}^-] = 5,27 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,28 = 8,72$$

$$\frac{C_{AC^-}}{K_h} \leq 10^2 \text{ Equação quadrática}$$
$$\frac{C_{AC^-}}{K_h} \geq 10^2 \text{ Simplificar } [\text{CH}_3\text{COO}^-] \cong 0,0500$$

**2º ETAPA** Após o Ponto de Equivalência

O pH é calculado em função da concentração de  $\text{OH}^-$  proveniente do NaOH adicionado em excesso.

$$\text{a) } V_{\text{NaOH add}} = 100,10 \text{ mL}$$

$$n^\circ \text{ mol NaOH add} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,100 \cdot 0,10010 = 0,010010$$

	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}$	$+$	$\text{NaOH}_{(aq)}$	$\longrightarrow$	$\text{CH}_3\text{COONa}_{(aq)}$	$+$	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
<i>Início</i>	0,0100		-		-		-
<i>Adição</i>	-		0,01001		-		-
<i>Equilíbrio</i>	-		0,000010		0,0100		0,0100

$$C_{\text{NaOH}} = \frac{n^\circ \text{ mol NaOH}}{V_{\text{total}}} = \frac{(n^\circ \text{ mol NaOH})}{(V_{\text{HCl}} + V_{\text{NaOH}})} = \frac{(0,000010)}{(0,100 + 0,1001)} = 4,998 \times 10^{-5}$$

$$[\text{OH}^-] = C_{\text{NaOH}} = 4,998 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 4,30$$

$$\text{pH} = 14,00 - 4,30 = 9,70$$

## Considerando a hidrólise do acetato:

$$[\text{OH}^-]_{\text{total}} = [\text{OH}^-]_{\text{NaOH}} + [\text{OH}^-]_{\text{hidrólise acetato}}$$

Hidrólise acetato:

$$K_h = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{1,80 \times 10^{-5}} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,04998}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{hidrólise}} = 5,29 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{NaOH}} = 4,998 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{total}} = 4,998 \times 10^{-6} + 5,29 \times 10^{-6} = 5,53 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,30 = 9,74$$

Volume NaOH (mL)	pH (desprezando a hidrólise)	pH (considerando hidrólise)
100,10	9,70	9,74
100,20	10,00	10,02
101,00	10,70	10,70

# CURVA DE TITULAÇÃO

100,00 mL  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,100 mol/L com  $\text{NaOH}$  0,100 mol/L

