

Experimento 2 – Equilíbrio ácido-base

- **Parte I** - Preparo e padronização de solução de NaOH 0,1 mol/L
- **Parte II** - Preparo e padronização de soluções de HCl 0,1 mol/L e de H₂SO₄ 0,1 mol/L
- **Parte III** – Reações envolvendo equilíbrios ácido-base (fortes e fracos)
- **Parte IV** – Reações envolvendo equilíbrios ácido-base (fortes e fracos)

Parte I - Preparo e padronização de solução de NaOH 0,1 mol/L

Valoração ácido-base

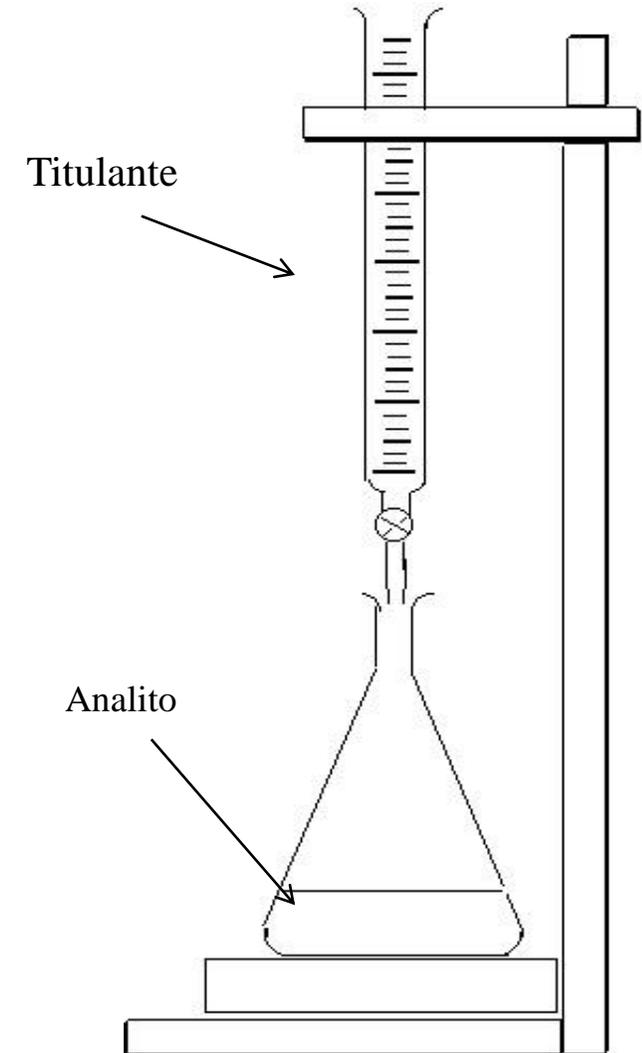
Uma dissolução de uma concentração conhecida de base (o ácido) (TITULANTE) reage com uma dissolução do ácido (o de base) de concentração desconhecida (ANALITO)

Medimos o volume da dissolução de base (o ácido) necessário para que consuma (neutralize) todo o ácido (o base).

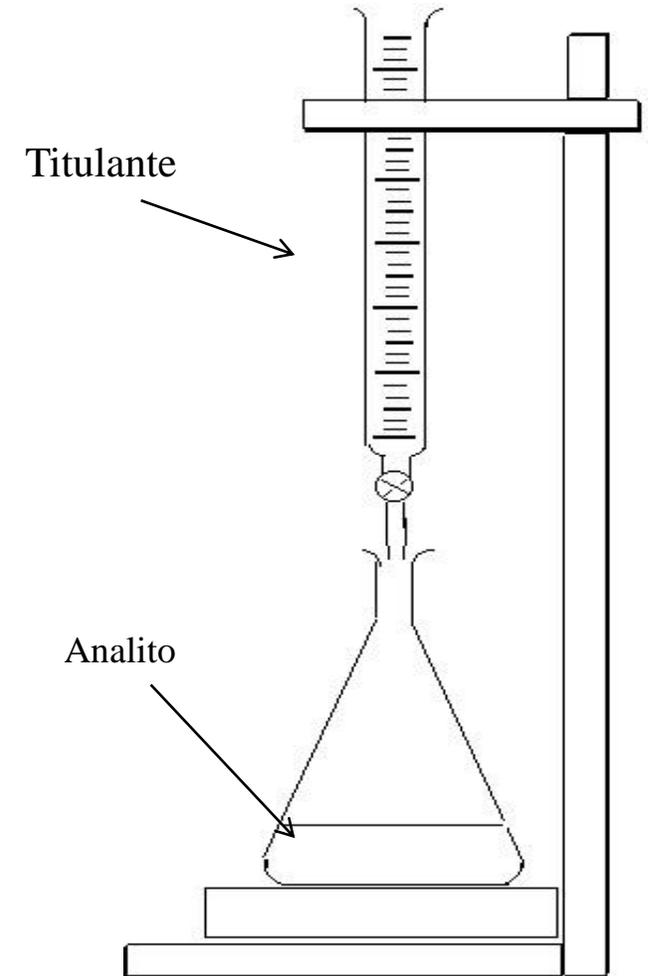
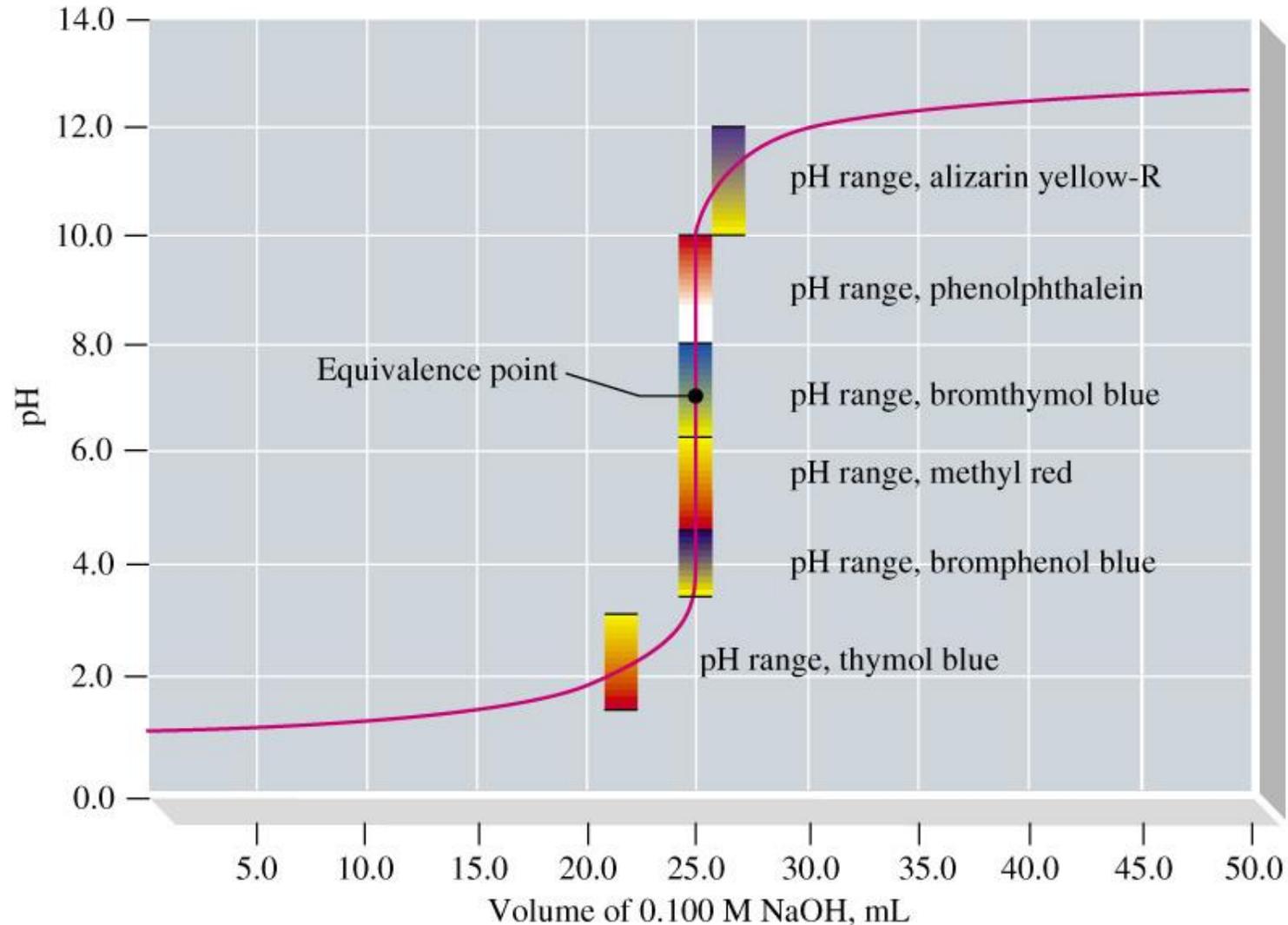
Reação de Neutralização :



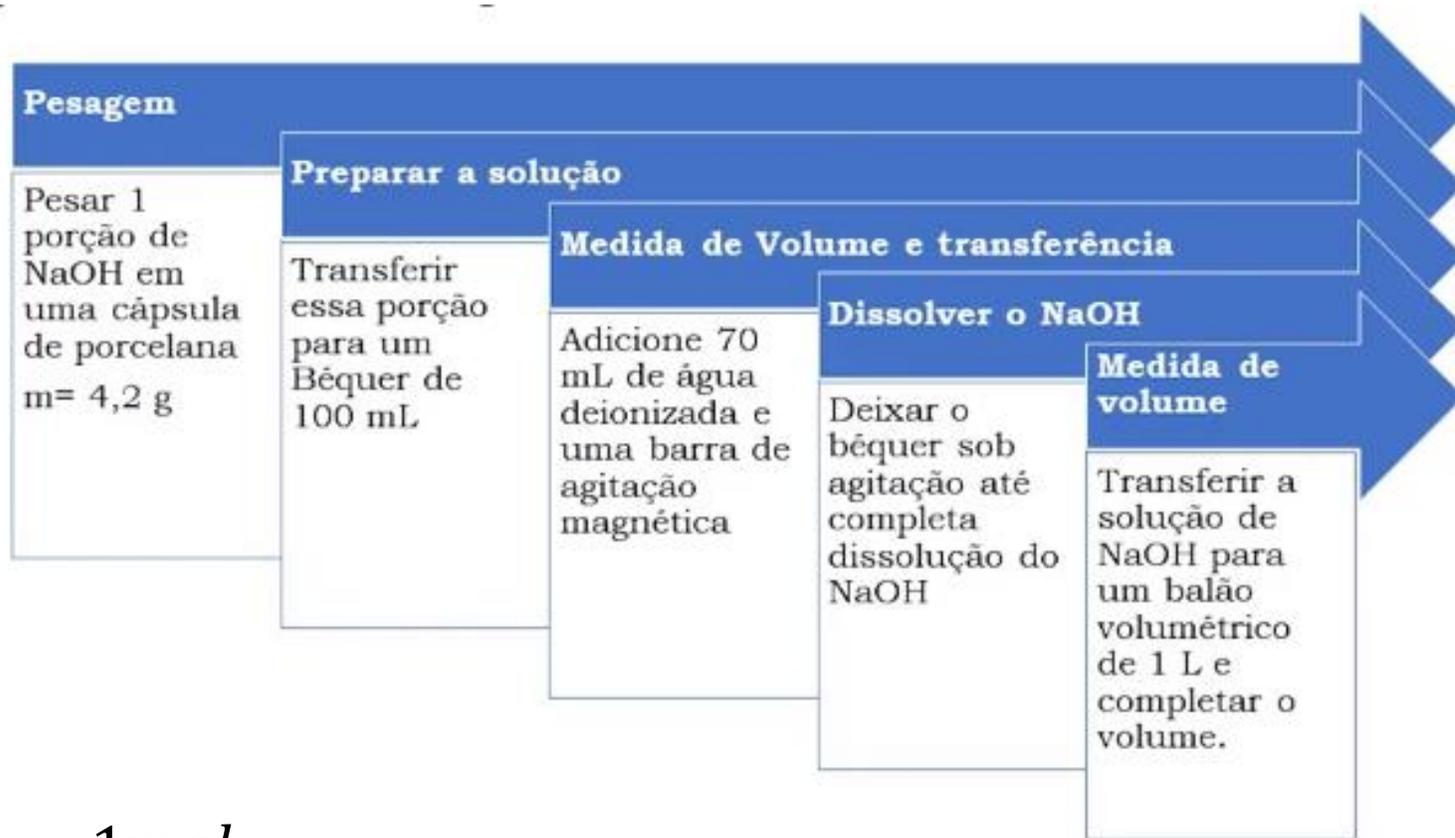
Punto de equivalencia



Parte I - Preparo e padronização de solução de NaOH 0,1 mol/L



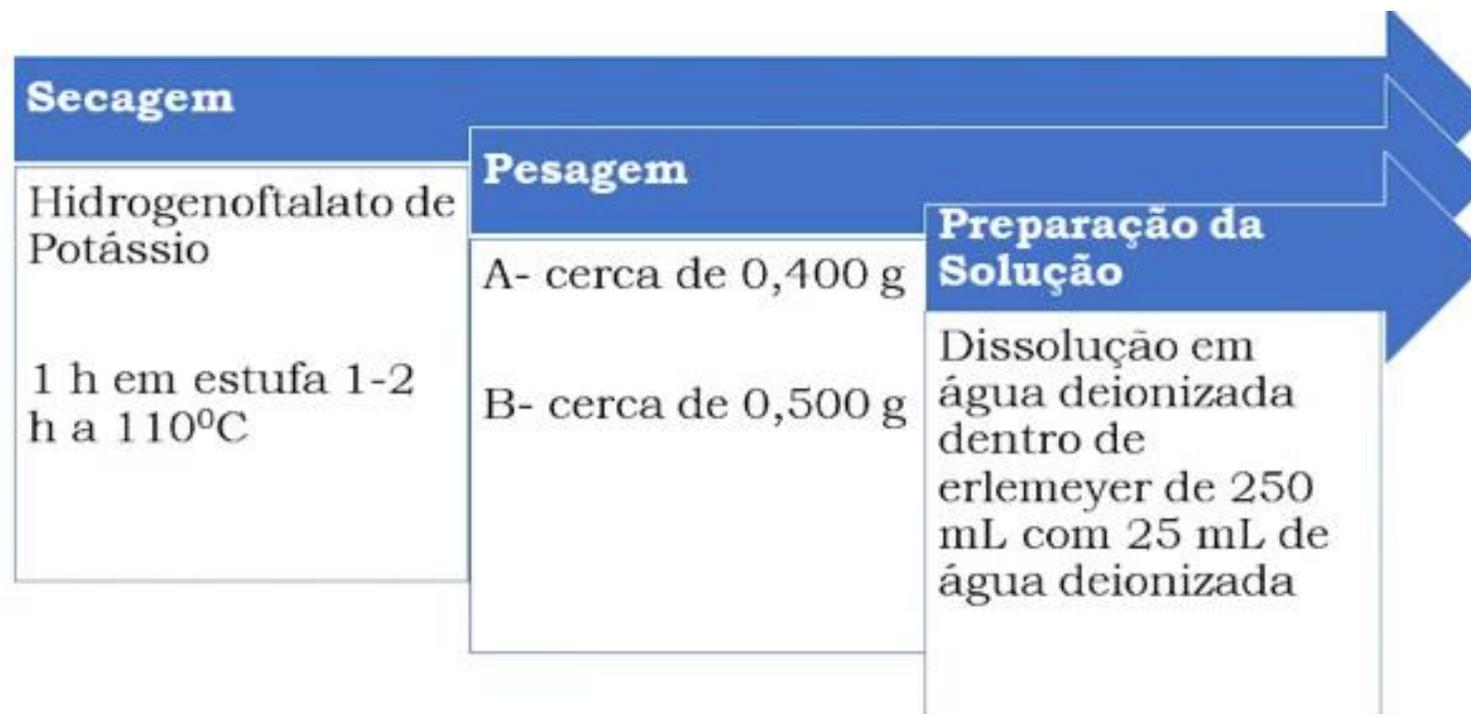
Parte I - Preparo e padronização de solução de NaOH 0,1 mol/L



$$4.2 \text{ g} * \frac{1 \text{ mol}}{39,9 \text{ g}} = 0.105 \text{ mol} = \mathbf{0.105 \text{ M}}$$



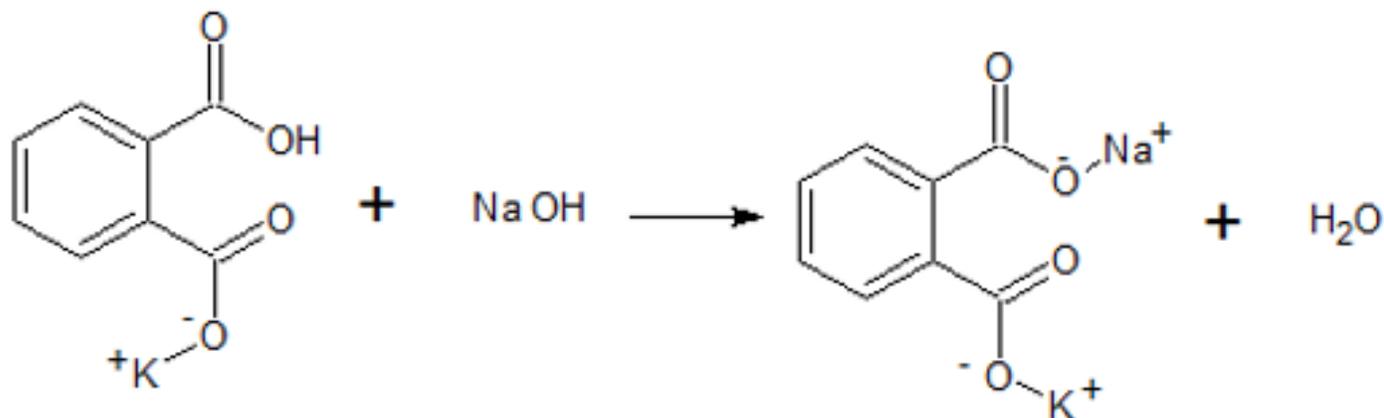
Padronização da solução de NaOH



Calcular a concentração experimental de ftalato de potássio

$$0.4681g * \frac{1mol}{204,22g} = 2.892 \times 10^{-3} mol \quad \longrightarrow \quad \frac{2.892 \times 10^{-3} mol}{0.025 L} = 0.092 M$$

Padronização da solução de NaOH



m C ₈ H ₅ KO ₄ (g)	v <u>NaOH</u> (mL)	\bar{x}	s	e
0,3999	19,40			
0,4681	22,80			

- Moles de ftalato de potássio

$$0.4681g * \frac{1mol}{204,22g} = 2.892 \times 10^{-3} mol$$

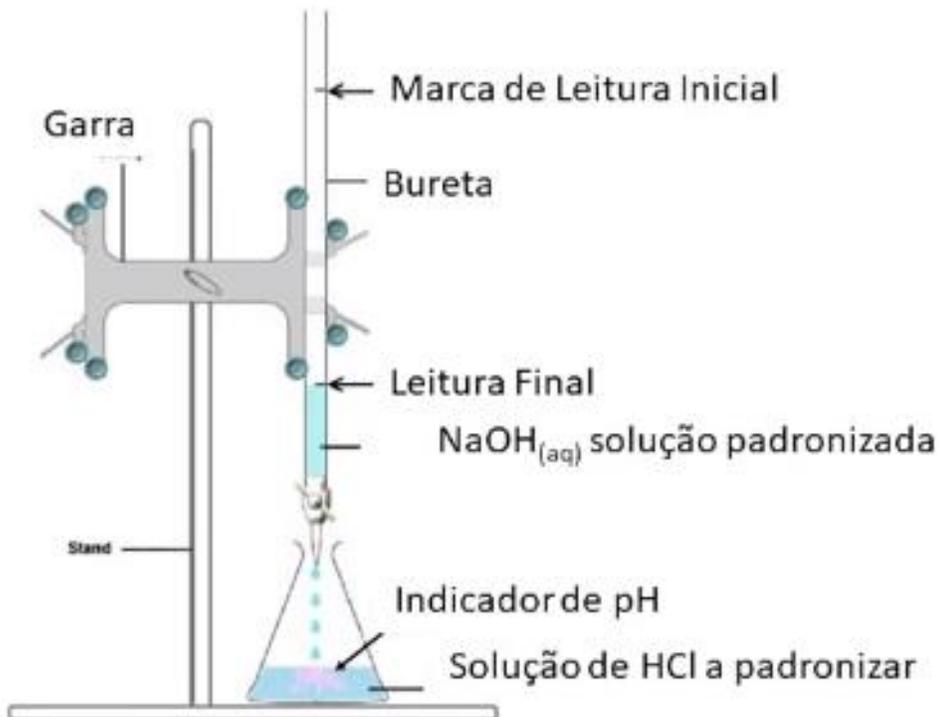
- Moles de NaOH

$$2.892 \times 10^{-3} mol$$

- Contreção de NaOH_(aq)

$$\frac{2.892 \times 10^{-3} mol}{0.02280 L} = 0.1268 M$$

Parte II - Preparo e padronização de soluções de HCl 0,1 mol/L (25 mL)



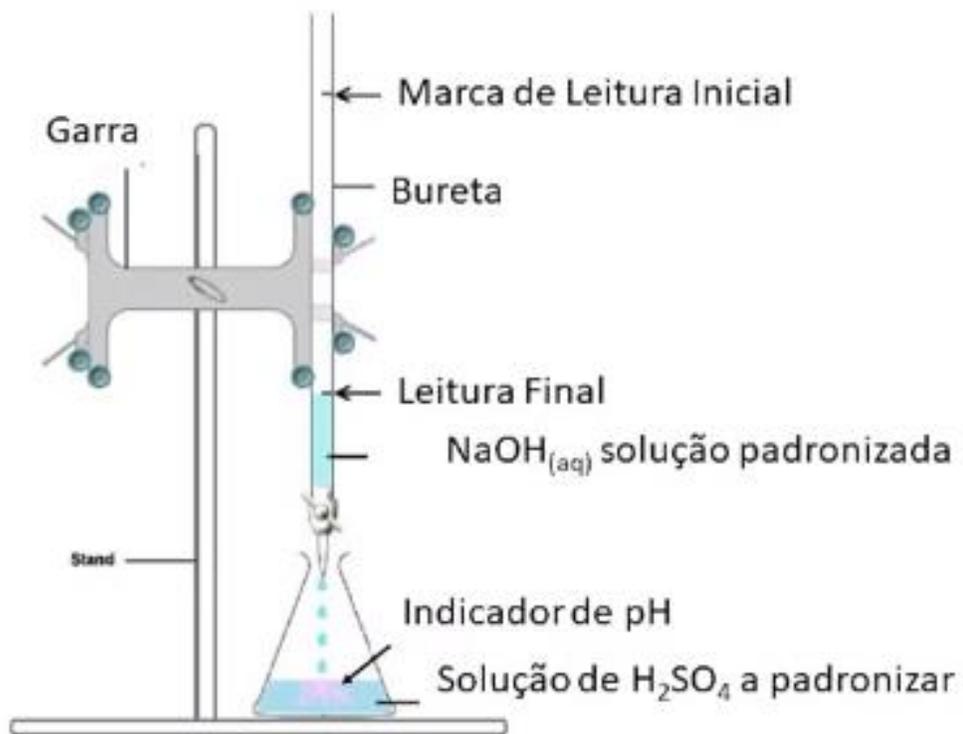
Parte II - Preparo e padronização de solução de HCl

<u>V_{NaOH}</u> (mL)	\bar{x}	s	e
24,50			
24,80			
24,70			

- Moles de NaOH = 0.02450 L * 0.1268 mol/L
= 3,107 x 10⁻³ moles
- Contreção de HCl_(aq):

$$\frac{3,107 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0.025 \text{ L}} = 0.12 \text{ M}$$

Parte II - Preparo e padronização de soluções de H_2SO_4 0,1 mol/L (10 mL)



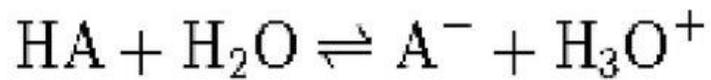
Parte II – Padronização da solução de H_2SO_4 com solução padronizada de NaOH

<u>V_{NaOH} (mL)</u>	\bar{x}	s	e
20,10			
19,80			
20,10			

- Moles de NaOH = $0.02010 \text{ L} * 0.1268 \text{ mol/L}$
= $2,549 \times 10^{-3}$
- Contreção de $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$:

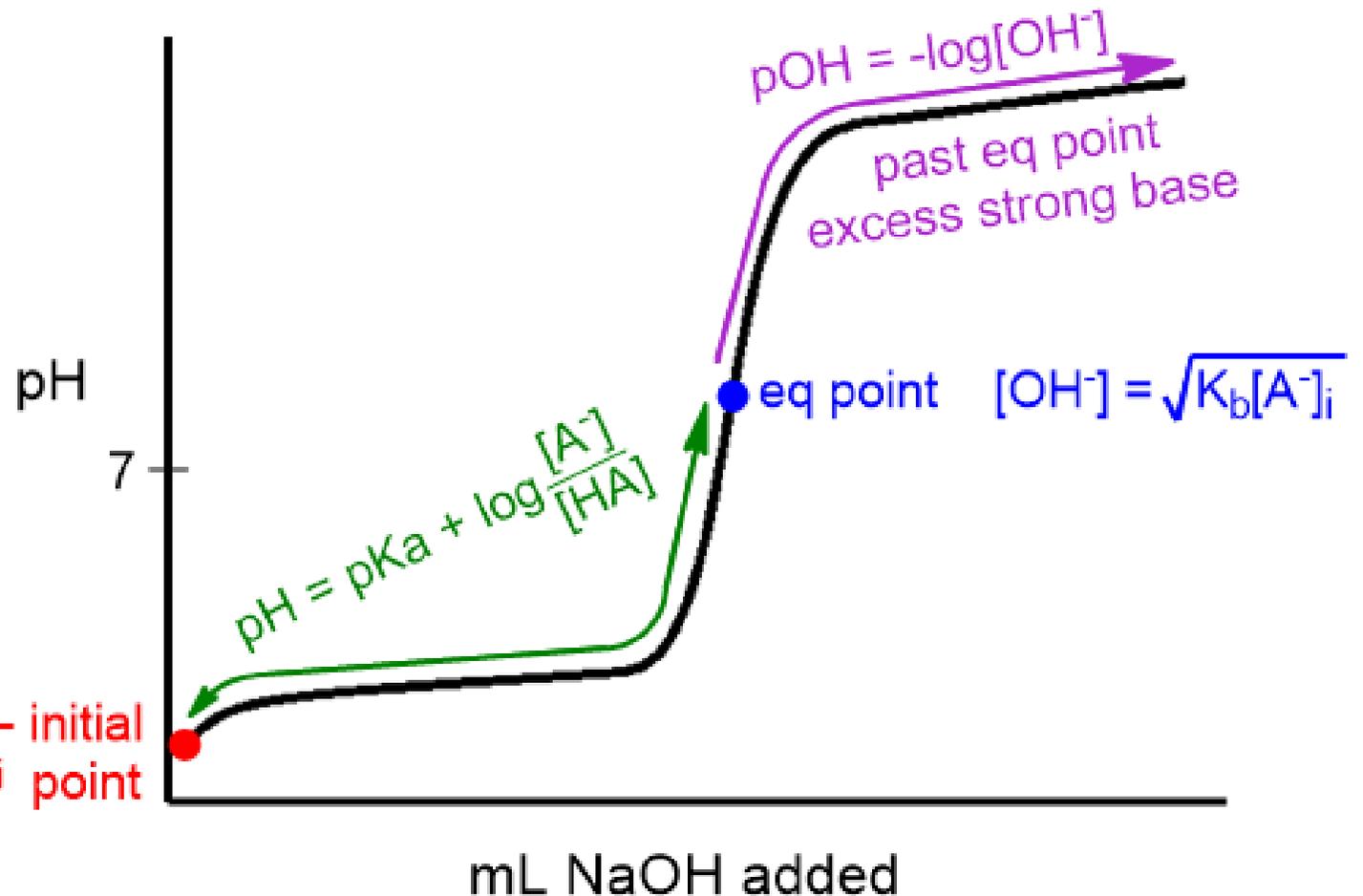
$$\frac{1,274 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0.010 \text{ L}} = 0.13 \text{ M}$$

Parte III – Reações envolvendo equilíbrios ácido-base (fortes e fracos)



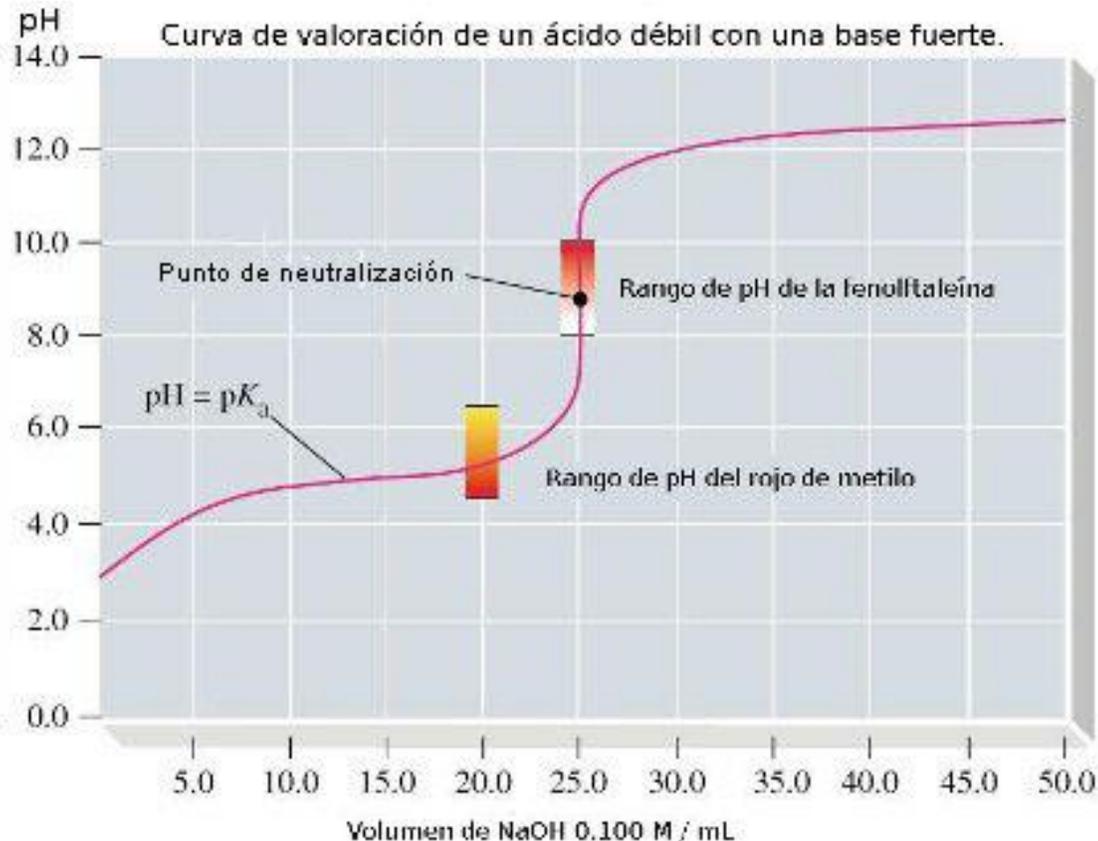
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a[\text{HA}]_i} \quad \text{initial point}$$



Parte III – Reações envolvendo equilíbrios ácido-base (fortes e fracos)

$V_{\text{NaOH}} / \text{cm}^3$	pH
0,0	2,87
5,0	4,14
10,0	4,57
15,0	4,92
20,0	5,35
25,0	8,72
30,0	11,96
35,0	12,22
40,0	12,36
45,0	12,46
50,0	12,52

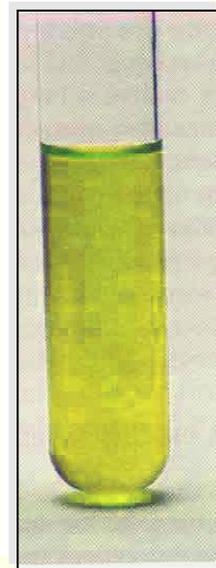


Calcular:

- K_a do ácido fraco sendo titulado
- Concentração inicial do ácido

Parte IV – Reações envolvendo equilíbrios ácido-base (fortes e fracos)

NaCl em água, qual é o pH?



pH=7,0

o que significa?

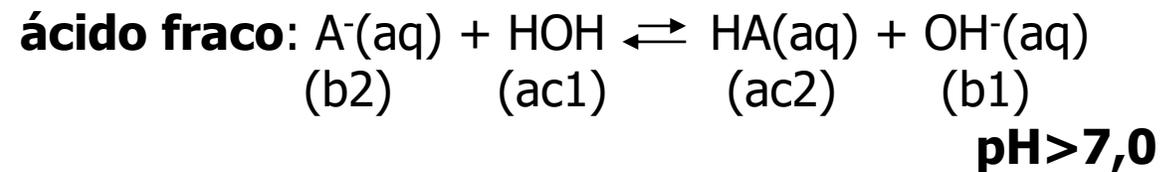
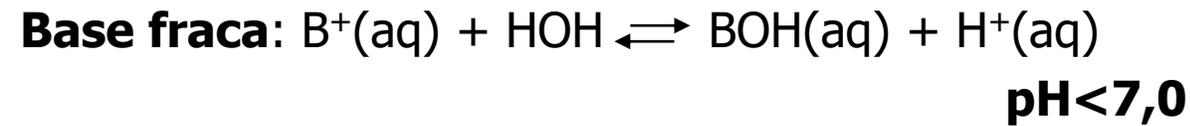
sal formado:

base forte (NaOH) + ácido forte (HCl)

100% dissociados em solução

$[H^+]$ e $[OH^-]$ livres são iguais

Parte IV – Reações envolvendo equilíbrios ácido-base (fortes e fracos)



HOH: doa 1 próton para o A⁻ = ácido de Bronsted-Lowry

A⁻: recebe 1 próton da água = base de Bronsted-Lowry

- ✓ Solução de sais derivados de um ácido forte e de uma base forte = neutra [p.ex. NaCl, Ca(NO₃)₂].
- ✓ Solução de sais derivados de uma base forte e de um ácido fraco = básica [p.ex. NaOCl, Ba(C₂H₃O₂)₂].
- ✓ Solução de sais derivados de uma base fraca e de um ácido forte = ácida [p.ex. NH₄Cl, Al(NO₃)₃].
- ✓ Solução de sais derivados de um ácido fraco e de uma base fraca = pode ser ácida ou básica = Regras do equilíbrio.

Parte IV – Reações envolvendo equilíbrios ácido-base (fortes e fracos)

Dissociação ou Hidrólise?



Dissociação:



$$K_{a2} = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 6,2 \times 10^{-8}$$

Hidrólise:



$$K_h = \frac{[\text{H}_3\text{PO}_4][\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}^+][\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = K_w/K_{a1}$$

$$K_h = 1,0 \times 10^{-14} / 7,3 \times 10^{-3} = 1,4 \times 10^{-12}$$

$$K_{a2} > K_h$$

ocorre dissociação