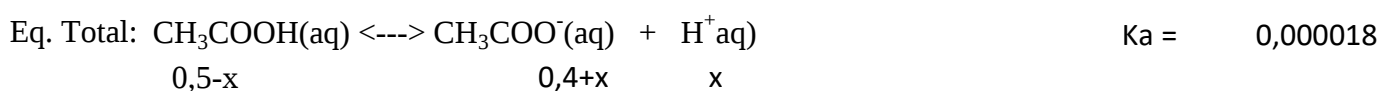
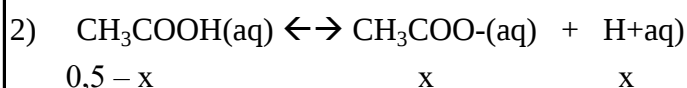
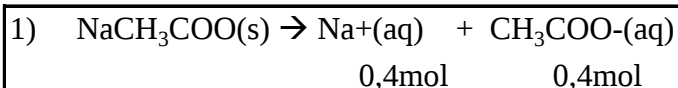


lista de exercícios

1) Uma solução aquosa é preparada pela adição de 0,4 mol de acetato de sódio e 0,5 mol de ácido acético, tendo um volume final de 1L. a) Calcule a concentração de todas as espécies presentes na solução. b) Qual é a porcentagem de ionização do ácido acético nesta solução?



calcular a $[\text{H}^+]$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$C_i(0,5 \text{ ou } 0,4)/K_a > 100 = \text{equação simplificada}$

$$C_i/K_a = 0,5/1,8 \times 10^{-5} > 100, \text{ simplificar}$$

$$= 0,4/1,8 \times 10^{-5} > 100, \text{ simplificar}$$

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+]0,4}{0,5}$$

$$[\text{H}^+] = 0,0000225 = 2,25 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Resposta

a) Mol/L

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,5$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,4$$

$$[\text{H}^+] = 2,25 \times 10^{-5}$$

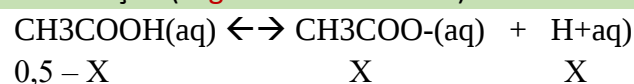
$$[\text{Na}^+] = 0,4$$

$$\text{pH} = 4,65$$

b) % ionização

$$\% \text{ ionização} = (2,25 \times 10^{-5}/0,5) \times 100 = 4,5 \times 10^{-3} \quad 0,0045\%$$

c) Somente o ácido acético em água, sem adicionar o acetato de sódio, qual é a % ionização (**sugestão fora da lista**)



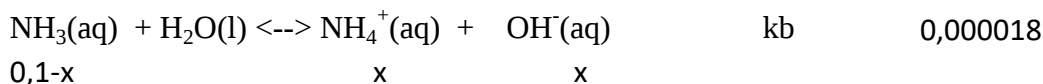
$$K_a = X^2/[\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$[\text{H}^+] = \text{raiz } 1,8 \times 10^{-5} \times 0,5 = 0,0030 \text{ mol/L}$$

$$\% \text{ ionização} = (3,0 \times 10^{-3}/0,5) \times 100 = 0,6$$

% de ionização do ácido em água é maior que
a %ionização na presença de acetato sódio

2) Calcule a concentração de todas as espécies presentes numa solução de NH_3 0,1 mol/L. Qual é a percentagem de dissociação nesta solução? K_b da amônia é igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{HO}^-]}{[\text{NH}_3]} \quad 0,1/0,000018 > 100, \text{ SIMPLIFICAR}$$

$$[\text{HO}^-] = \text{RAIZ } K_b * 0,1 = 0,0013 \text{ mol/L}$$

Resposta em mol/L

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_4\text{OH}] = 0,0013$$

$$[\text{NH}_3] = 0,1$$

$$[\text{HO}^-] = 0,0013 = 1,3 \times 10^{-3}$$

$$[\text{H}^+] = 7,69\text{E-}12 \quad \text{pelo Kw}$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{HO}^-]$$

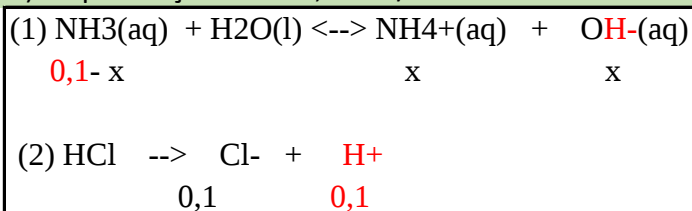
$$1,3 \times 10^{-3} \times [\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$\text{pH} = 11,11$$

3) Repita o exercício 2 supondo a mesma concentração de NH_3 na presença de a) 0,1 mol/L de HCl;
b) 0,1 mol/L de NaOH.

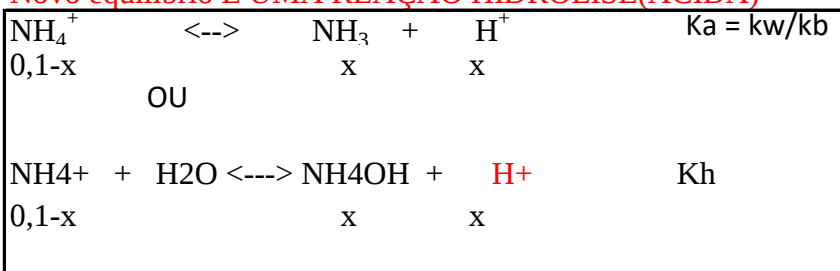
a) na presença de HCl 0,1 mol/L

antes
misturar



após misturar as duas soluções ocorre uma reação de titulação onde: i) H^+ do ácido (2) reagiu com HO^- vindo do equilíbrio com NH_3 (1); ii) pela estequiometria, HCl adicionado reagiu com HO^- , deslocou o equilíbrio da equação (1) em 100% para direita; iii) nesta condição encontra-se 100% de NH_4^+ , que induz hidrólise (novo equilíbrio)

Novo equilíbrio É UMA REAÇÃO HIDROLISE(ÁCIDA)



0,1 mol H^+

calculo de Kh

$$K_h = K_a = K_w/K_b = 10^{-14}/1,8 \times 10^{-5} = 0,556 \times 10^{-9}$$

$Ci/kh > 100$ podemos simplificar a expressao da constante

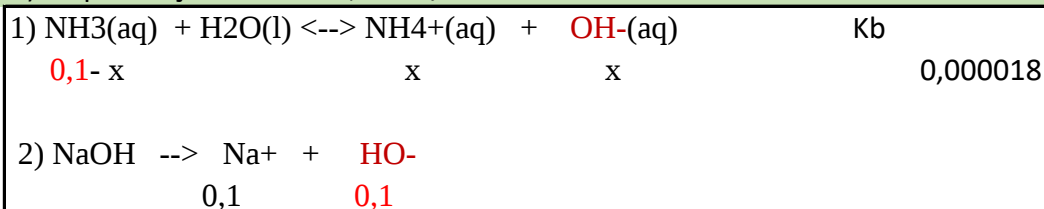
$$K_h = \frac{[H^+][NH_4OH]}{[NH_4^+]}$$

$[H^+] = RAIZ\ Kh \cdot 0,1 = 7,46E-06 \text{ mol/L}$

Resposta em mol/L	
[NH ₄ ⁺]	0,1
[NH ₄ OH]	7,46E-06
[H ⁺]	7,46E-06
[HO ⁻]	1,34E-09
[Cl ⁻]	1E-01

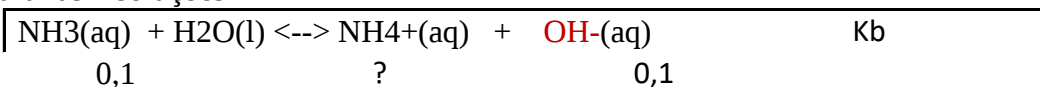
pH= 5,13

b) na presença de NaOH 0,1 mol/L



antes
misturar

após misturar as 2 soluções



$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

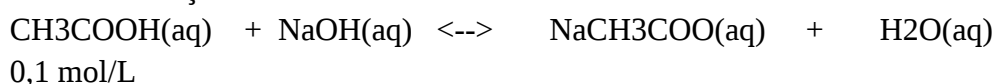
$$\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{HO}^-]} = \frac{K_b [\text{NH}_3]}{0,000018}$$

Resposta em mol/L	
[NH ₄ ⁺]	0,000018
[NH ₃]	1,00E-01
[H ⁺]	1,00E-13
[HO ⁻]	1,00E-01
[Na ⁺]	1,00E-01

pH = 13

4) Considerar a titulação de 25 mL de CH_3COOH 0,1 mol/L com NaOH 0,1 mol/L. Qual o pH da solução após a adição de 10 mL do titulante? Qual o pH no ponto de viragem ou ponto de equivalência?

REAÇÃO DE TITULAÇÃO

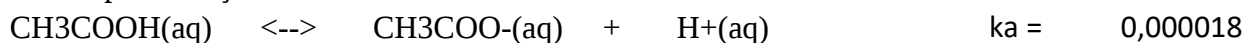


a) pH Após adição de 10 ml de titulante

- mol de titulante adicionado = $0,1 \times 0,010 = 0,001$ mol de NaOH adicionado
- mol de ácido inicial = $0,025 \times 0,1 = 0,0025$ mol
- após reação, mol de ácido = 0,0015 mol; sal formado 0,001 mol

mol antes reação <-->	CH ₃ COOH(aq) + NaOH(aq) <--> NaCH ₃ COO(aq) + H ₂ O(aq)
	0,0025
	0,001
	0,0015 - 0,001 0,001 0,001

novo equilíbrio após a reação



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad V_{\text{total}} = 0,35$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,001/0,35 = 0,00286 \text{ mol/l}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,0015/0,35 = 0,00429 \text{ mol/l}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a [\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 0,000027 \text{ mol/L} \quad \text{pH} = 4,57$$

b) pH no ponto de equivalência.

mol antes reação <-->	CH ₃ COOH(aq) + NaOH(aq) <--> NaCH ₃ COO(aq) + H ₂ O(aq)
	0,0025
	0,0025
	- - 0,0025 0,0025

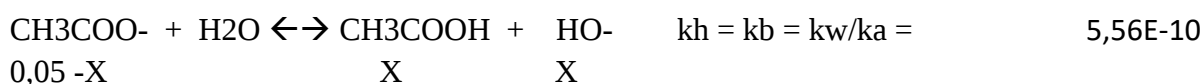
sal formado



$$\text{molaridade do sal} = \text{molaridade do íon acetato} \quad V_{\text{total}} = 0,05 \text{ L}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,05 \text{ mol/l}$$

Hidrólise do ânion



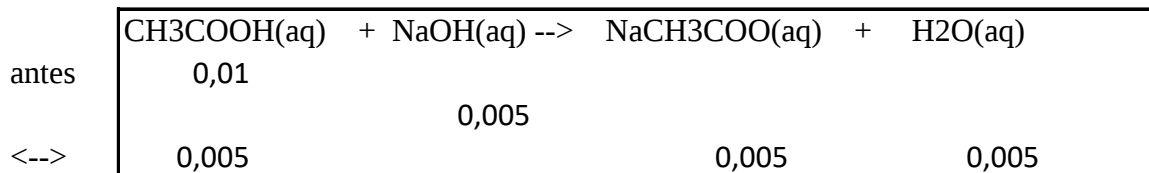
$$X = [\text{HO}^-] = \sqrt{K_h \times 0,05} = 5,27 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = 5,28$$

$$\text{pH} = 8,72$$

5) Calcular o pH da solução resultante da titulação de 100 mL de ácido acético 0,10 mol/L com 25 mL de hidróxido de sódio 0,20 mol/L.

mol de NaOH adicionado = 0,0050
 mol inicial de ácido acético = 0,0100



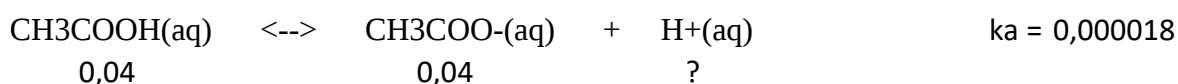
volume de base adicionado = meia titulação

$$\text{pH} = \text{pK}_a = 4,74$$

isso porque:

novo equilíbrio do ácido acético após reação

[CH₃COO⁻] = 0,040 [CH₃COOH] = 0,040

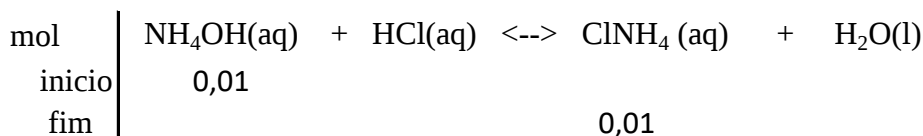


$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad [\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 0,000018$$

$$\text{pH} = -\log K_a = 4,74$$

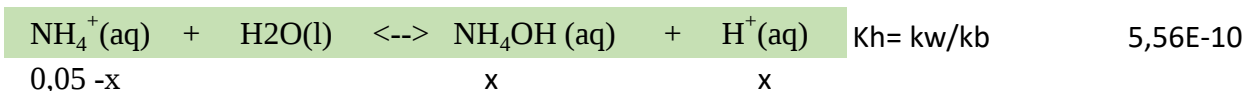
6) Considerar a titulação de 100 mL de NH₄OH 0,1 mol/L com HCl 0,1 mol/L. Qual o pH no ponto de viragem ou ponto de equivalência?

mol de NH₄OH inicial = 0,0100 mol/l
 volume de HCl adicionado = 0,100 L
 volume final (V_{total}) = 0,200 L



molaridade do sal final = [NH₄⁺] = 0,0500 mol/l

o cation do sal formado induz hidrólise



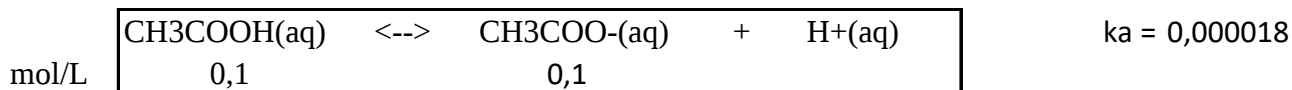
$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$[\text{H}^+] = \text{RAIZ } K_h \cdot [\text{NH}_4^+] =$$

$$5,27\text{E-}06 \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = 5,28$$

7) Qual será a variação de pH de uma solução tampão (1L) composta por 0,1 mol/L de ácido acético ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) e 0,1 mol/L de acetato de sódio, após ter sido adicionando a essa solução:



$$K_a = \frac{0,1[\text{H}^+]}{0,1}$$

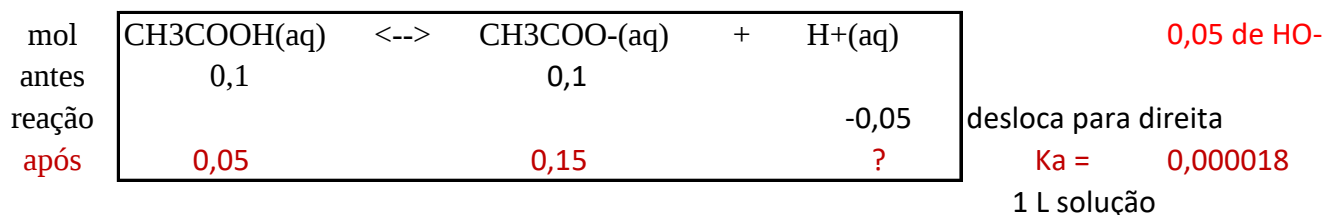
$$\text{pH} = -\log K_a = 4,74$$

pH do Tampão

a) 0,05 mol de NaOH



- OH⁻ da base adicionada reage com o H⁺ do equilíbrio químico do ácido acético
- o equilíbrio químico ácido acético desloca para direita, no sentido de minimizar a perturbação, pois houve consumo de H⁺ pela reação química H⁺ + OH⁻ dando H₂O



$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,15 \text{ mol/L}$$

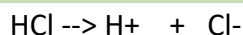
$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} =$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 0,0000060 \text{ mol/L}$$

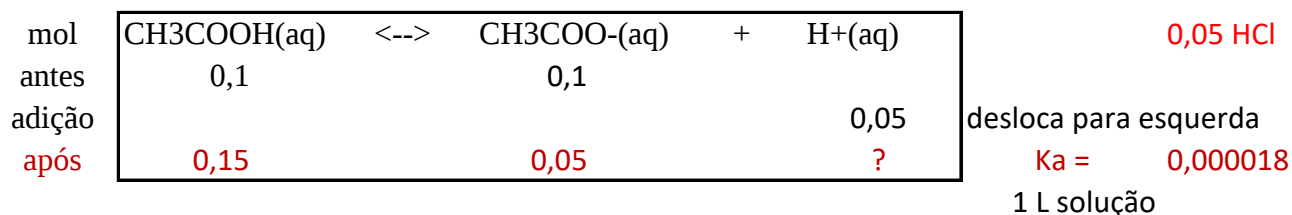
$$\text{pH} = 5,22$$

$$\text{variação de pH} = 5,22 - 4,74 (\text{pH Tampão}) = 0,48$$

b) 0,05 mol de HCl



- H⁺ do ácido adicionado é íon comum ao equilíbrio químico do ácido acético
- o equilíbrio químico ácido acético desloca para esquerda, no sentido de minimizar a perturbação, pois houve aumento de H⁺ pela reação adição de HCl



$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,15 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = [\text{H}^+] = \frac{K_a[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 0,0000540 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 4,27$$

$$\text{variação de pH} = 4,27 - 4,74(\text{pH Tampão}) = 0,47 \text{ (em módulo)}$$

c) 0,1 mol de NaOH.

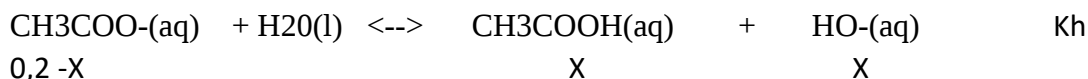


- OH⁻ da base adicionada reage com o H⁺ do equilíbrio químico do ácido acético
- o equilíbrio químico ácido acético desloca para direita, no sentido de minimizar a perturbação, pois houve consumo de H⁺ pela reação química H⁺ + OH⁻ dando H₂O

mol	CH ₃ COOH(aq)	<-->	CH ₃ COO ⁻ (aq)	+	H ⁺ (aq)	0,1 NaOH
antes	0,1		0,1			
reação					0,1	desloca para direita
após	zero		0,2		?	K _a = 0,000018
						1 L solução

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,2 \text{ mol/L}$$

- nesta condição o equilíbrio químico do ácido acético que compõe o tampão se desfaz
- um novo equilíbrio se faz, hidrólise do íon acetato



$$K_h = K_w/K_a = 5,56 \times 10^{-10}$$

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_h \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1,05 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

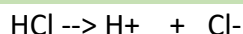
$$\text{pOH} = 4,98$$

$$\text{pH} = 9,02$$

nesta condição não é mais um sistema Tampão
pois foge a regra pH = + ou - pK_a

$$\text{variação de pH} = 9,02 - 4,74(\text{pH Tampão}) = 4,28$$

d) 0,1 mol de HCl.

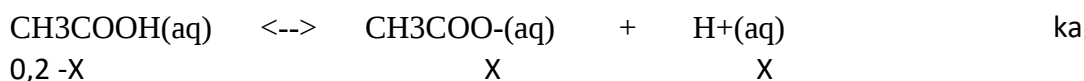


- H⁺ do ácido adicionado é íon comum ao equilíbrio químico do ácido acético
- o equilíbrio químico ácido acético desloca para esquerda, no sentido de minimizar a

perturbação, pois houve aumento de H⁺ pela reação adição de HCl

mol	CH ₃ COOH(aq)	<-->	CH ₃ COO ⁻ (aq)	+	H ⁺ (aq)	
antes	0,1		0,1			
adição					0,1	desloca para esquerda
após	0,2	-			?	Ka = 0,000018
						1 L solução

- nesta condição o equilíbrio químico do ácido acético que compoe o tampão se desfez
- um novo equilíbrio se faz, ácido acético em água



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \quad [\text{H}^+] = \text{RAIZ } K_a * [\text{CH}_3\text{COOH}] = \quad 1,90\text{E-}03 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 2,72$$

nesta condição não é mais um sistema Tampão
pois foge a regra pH = + ou - pKa

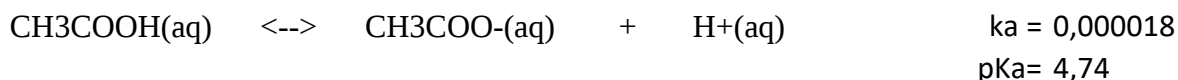
variação de pH = 2,72 - 4,74(pH Tampão) = 2,02 (em módulo)

8) Calcular a massa de acetato de sódio necessária para o preparo de 0,5 L de uma solução tampão de pH igual a 4,15 e de concentração 0,10 mol/L, (K_a do ácido acético = 1,8.10⁻⁵).

$$\text{pH} = \text{pKa} - \text{Log} \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$\begin{array}{ll} V \text{ tampão} = & 0,5 \\ M \text{ tampão} = & 0,1 \\ \text{pH tampão} = & 4,15 \end{array}$$

Equação química do tampão:



Determinar a relação molar entre CH₃COOH e CH₃COO⁻

$$4,15 = 4,74 - \log([\text{CH}_3\text{COOH}]/[\text{CH}_3\text{COO}^-])$$

$$\log([\text{CH}_3\text{COOH}]/[\text{CH}_3\text{COO}^-]) = \quad 0,59$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]/[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 10^{0,59} = \quad 3,89$$

$$\text{Assim:} \quad 1) \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 3,89 \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = 3,89[\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$2) \text{ Concentração tampão} = 0,1 \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,1$$

Substituindo 1 em 2 temos:

$$3,89[\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,1 \quad 4,89[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,1$$

no Tampão

$[\text{CH}_3\text{COO}^-] =$	0,0204	mol/L
$[\text{CH}_3\text{COOH}] =$	0,0796	mol/L

o objetivo é calcular a massa de acetato de sódio necessário para o preparo do Tampão

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{NaCH}_3\text{COO}] = 0,0204 \text{ mol/L} \quad \text{em } 0,5 \text{ L} = 0,0102 \text{ mol}$$

$$\text{sabendo que a MM do NaCH}_3\text{COO} = 82,0343 \text{ g/mol}$$

$$\text{mol de NaCH}_3\text{COO} = 0,8388 \text{ g}$$

Resposta: 0,8388 g de NaCH₃COO

9) Calcular os valores apropriados e construir uma curva de titulação de 100 mL de HCl 0,10 mol/l com NaOH 0,20 mol/L

$$\text{- mol de HCl a ser titulado} = 0,010$$

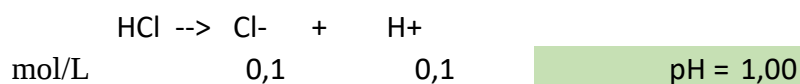
$$\text{- volume de NaOH para atingir o ponto de equivalência}$$

$$M_1V_1 = M_2V_2 \quad V_1 = 0,050 \text{ ml de NaOH}$$

calcular o pH nos seguintes volumes de NaOH adicionados

	V(mL) NaOH	pH	
a	0		antes de iniciar
b	5		
c	10		
d	15		
e	20		
f	25		meia titulação
g	30		
h	35		
i	40		
j	45		
k	50		ponto de equivalência
l	55		após ponto equivalência

a) antes de iniciar a titulação



b) adição de 5,0 ml de NaOH 0,2 mol/L

5

- mol de NaOH adicionado = 0,00100

V adicionado= 0,005

V ttoal = 0,105

REAÇÃO DE TITULAÇÃO (acido forte com base forte)

mol	HCl(aq)	+	NaOH(aq)	-->	NaCl(aq)	+	H2O(l)
antes	0,01						
adição			0,00100				
após	0,00900				0,00100		0,00100

[HCl] = [H+] = 0,0857 mol/l

pH = 1,07

c) adição de 10,0 ml de NaOH 0,2 mol/L

10

- mol de NaOH adicionado = 0,00200

V adicionado= 0,010

V ttoal = 0,110

REAÇÃO DE TITULAÇÃO (acido forte com base forte)

mol	HCl(aq)	+	NaOH(aq)	-->	NaCl(aq)	+	H2O(l)
antes	0,01						
adição			0,00200				
após	0,00800				0,00200		0,00200

[HCl] = [H+] = 0,0727 mol/l

pH = 1,14

d) adição de 15,0 ml de NaOH 0,2 mol/L

15

- mol de NaOH adicionado = 0,00300

V adicionado= 0,015

V ttoal = 0,115

REAÇÃO DE TITULAÇÃO (acido forte com base forte)

mol	HCl(aq)	+	NaOH(aq)	-->	NaCl(aq)	+	H2O(l)
antes	0,01						
adição			0,00300				
após	0,00700				0,00300		0,00300

[HCl] = [H+] = 0,0609 mol/l

$$\text{pH} = 1,22$$

e) adição de 20,0 ml de NaOH 0,2 mol/L

20

- mol de NaOH adicionado = 0,00400

V adicionado= 0,020

V ttoal = 0,120

REAÇÃO DE TITULAÇÃO (acido forte com base forte)

mol	HCl(aq)	+	NaOH(aq)	-->	NaCl(aq)	+	H2O(l)
antes	0,01						
adição			0,00400				
após	0,00600				0,00400		0,00400

[HCl] = [H+] = 0,0500 mol/l

$$\text{pH} = 1,30$$

f) adição de 25,0 ml de NaOH 0,2 mol/L

25

- mol de NaOH adicionado = 0,00500

V adicionado= 0,025

V ttoal = 0,125

REAÇÃO DE TITULAÇÃO (acido forte com base forte)

mol	HCl(aq)	+	NaOH(aq)	-->	NaCl(aq)	+	H2O(l)
antes	0,01						
adição			0,00500				
após	0,00500				0,00500		0,00500

[HCl] = [H+] = 0,0400 mol/l

$$\text{pH} = 1,40$$

g) adição de 30,0 ml de NaOH 0,2 mol/L

30

- mol de NaOH adicionado = 0,00600

V adicionado= 0,030

V ttoal = 0,130

REAÇÃO DE TITULAÇÃO (acido forte com base forte)

mol	HCl(aq)	+	NaOH(aq)	-->	NaCl(aq)	+	H2O(l)
antes	0,01						
adição			0,00600				
após	0,00400				0,00600		0,00600

$$[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 0,0308 \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = 1,51$$

h) adição de 35,0 ml de NaOH 0,2 mol/L 35

$$\begin{array}{lcl} \text{- mol de NaOH adicionado} = & 0,00700 & \begin{array}{l} \text{V adicionado} = 0,035 \\ \text{V total} = 0,135 \end{array} \end{array}$$

REAÇÃO DE TITULAÇÃO (ácido forte com base forte)

mol	HCl(aq) + NaOH(aq) --> NaCl(aq) + H ₂ O(l)			
antes	0,01			
adição		0,00700		
após	0,00300		0,00700	0,00700

$$[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 0,0222 \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = 1,65$$

i) adição de 40,0 ml de NaOH 0,2 mol/L 40

$$\begin{array}{lcl} \text{- mol de NaOH adicionado} = & 0,00800 & \begin{array}{l} \text{V adicionado} = 0,040 \\ \text{V total} = 0,140 \end{array} \end{array}$$

REAÇÃO DE TITULAÇÃO (ácido forte com base forte)

mol	HCl(aq) + NaOH(aq) --> NaCl(aq) + H ₂ O(l)			
antes	0,01			
adição		0,00800		
após	0,00200		0,00800	0,00800

$$[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 0,0143 \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = 1,85$$

j) adição de 45,0 ml de NaOH 0,2 mol/L 45

$$\begin{array}{lcl} \text{- mol de NaOH adicionado} = & 0,00900 & \begin{array}{l} \text{V adicionado} = 0,045 \\ \text{V total} = 0,145 \end{array} \end{array}$$

REAÇÃO DE TITULAÇÃO (ácido forte com base forte)

mol	HCl(aq) + NaOH(aq) -->	NaCl(aq) + H ₂ O(l)
antes	0,01	
adição	0,00900	
após	0,00100	0,00900 0,00900

$$[HCl] = [H^+] = 0,0069 \text{ mol/l}$$

$$pH = 2,16$$

k) adição de 50,0 ml de NaOH 0,2 mol/L

50

$$V \text{ adicionado} = 0,050$$

$$\text{- mol de NaOH adicionado} = 0,01000$$

$$V_{\text{total}} = 0,150$$

REAÇÃO DE TITULAÇÃO (ácido forte com base forte)

mol	HCl(aq) + NaOH(aq) -->	NaCl(aq) + H ₂ O(l)
antes	0,01	
adição	0,01000	
após	0,00000	0,01000 0,01000

ponto de equivalência, como o sal formado não sofre hidrólise pH = 7,0

pH da água pura

l) adição de 55,0 ml de NaOH 0,2 mol/L = 0,055

$$V \text{ NaOH excesso} = 0,005$$

$$V_{\text{total}} = 0,155$$

$$\text{mol de NaOH em excesso} = 0,0010$$

$$[NaOH] \text{ em excesso} = [HO^-] \text{ em excesso} = 0,006452$$

$$pOH = 2,190$$

$$pH = 11,810$$

CONSTRUIR O GRÁFICO

10) Calcular os valores apropriados e construir uma curva de titulação de 100 mL de ácido acético ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$) 0,10 mol/l com NaOH 0,20 mol/L

$$\text{- mol de CH}_3\text{COOH a ser titulado} = 0,01$$

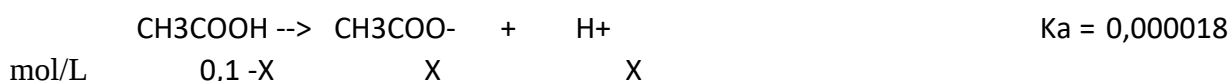
$$\text{- volume de NaOH para atingir o ponto de equivalência}$$

$$M_1V_1 = M_2V_2 \quad V_1 = 0,050 \text{ ml de NaOH}$$

calcular o pH nos seguintes volumes de NaOH adicionados

	V(mL) NaOH	pH	
a	0		antes de iniciar
b	5		
c	10		
d	15		
e	20		
f	25		meia titulação
g	30		
h	35		
i	40		
j	45		
k	50		ponto de equivalencia
l	55		após ponto equivalencia

a) antes de iniciar a titulação



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad [\text{H}^+] = \text{RAIZ } K_a * 0,1 = 0,001342 \quad \text{mol/L}$$

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

b) adição de 5,0 ml de NaOH 0,2 mol/L

5

$$\begin{array}{ll} \text{- mol de NaOH adicionado} = & 0,00100 \\ & V \text{ adicionado} = 0,005 \\ & V \text{ total} = 0,105 \end{array}$$

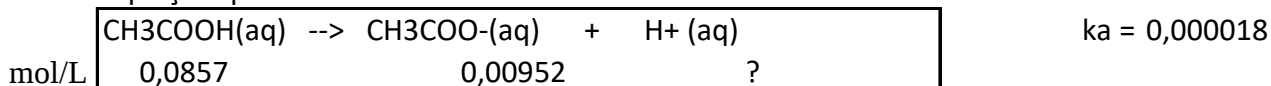
REAÇÃO DE TITULAÇÃO (ácido forte com base forte)

mol	$\text{CH}_3\text{COOH(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{NaCH}_3\text{COO(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$			
antes	0,01			
adição		0,00100		
após	0,00900		0,00100	0,00100

Novo equilíbrio do ácido acético após reação

$$\begin{array}{ll} [\text{CH}_3\text{COO}^-] = & 0,00952 \quad \text{mol/L} \\ [\text{CH}_3\text{COOH}] = & 0,0857 \quad \text{mol/L} \end{array}$$

Equação química:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad [\text{H}^+] = K_a [\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,000162 \quad \text{mol/L}$$

[CH₃COOH][CH₃COO⁻]

pH = 3,79

c) adição de 10,0 ml de NaOH 0,2 mol/L

10

V adicionado= 0,010

- mol de NaOH adicionado = 0,00200

V ttoal = 0,110

REAÇÃO DE TITULAÇÃO (ácido forte com base forte)

mol	CH ₃ COOH(aq) + NaOH(aq) → NaCH ₃ COO(aq) + H ₂ O(l)			
antes	0,01			
adição		0,00200		
após	0,00800		0,00200	0,00200

Novo equilíbrio do ácido acético após reação

[CH₃COO⁻] = 0,01818 mol/L[CH₃COOH] = 0,0727 mol/L

Equação química:

mol/L	CH ₃ COOH(aq) → CH ₃ COO ⁻ (aq) + H ⁺ (aq)			
	0,0727	0,01818	?	

K_a = 0,000018

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$[H^+] = K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = 0,000072 \text{ mol/L}$$

pH = 4,14

d) adição de 15,0 ml de NaOH 0,2 mol/L

15

V adicionado= 0,015

- mol de NaOH adicionado = 0,00300

V ttoal = 0,115

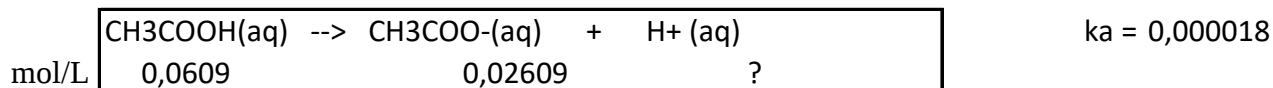
REAÇÃO DE TITULAÇÃO (ácido forte com base forte)

mol	CH ₃ COOH(aq) + NaOH(aq) → NaCH ₃ COO(aq) + H ₂ O(l)			
antes	0,01			
adição		0,00300		
após	0,00700		0,00300	0,00300

Novo equilíbrio do ácido acético após reação

[CH₃COO⁻] = 0,02609 mol/L[CH₃COOH] = 0,0609 mol/L

Equação química:



$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \quad [H^+] = K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = 0,000042 \text{ mol/L}$$

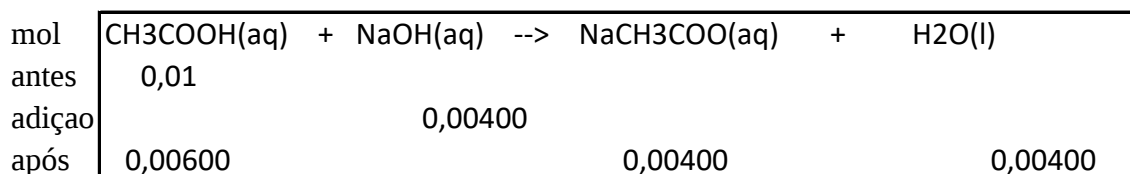
pH = 4,38

e) adição de 20,0 ml de NaOH 0,2 mol/L 20

- mol de NaOH adicionado = 0,00400

V adicionado = 0,020
V total = 0,120

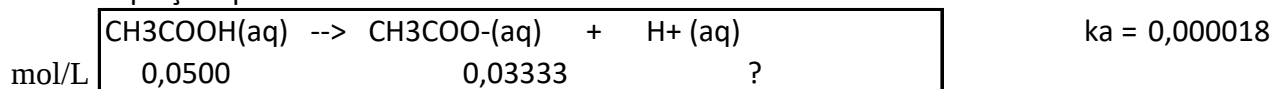
REAÇÃO DE TITULAÇÃO (ácido forte com base forte)



Novo equilíbrio do ácido acético após reação

[CH₃COO⁻] = 0,03333 mol/L
[CH₃COOH] = 0,0500 mol/L

Equação química:



$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \quad [H^+] = K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = 0,000027 \text{ mol/L}$$

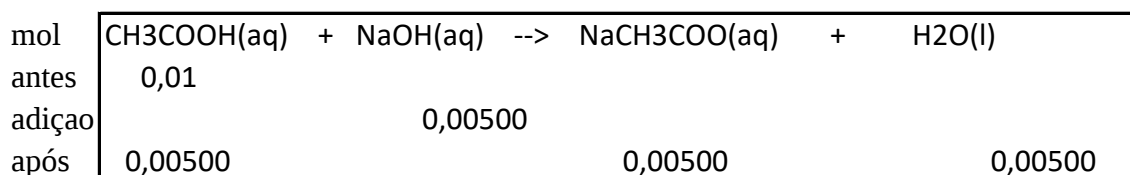
pH = 4,57

f) adição de 25,0 ml de NaOH 0,2 mol/L 25

- mol de NaOH adicionado = 0,00500

V adicionado = 0,025
V total = 0,125

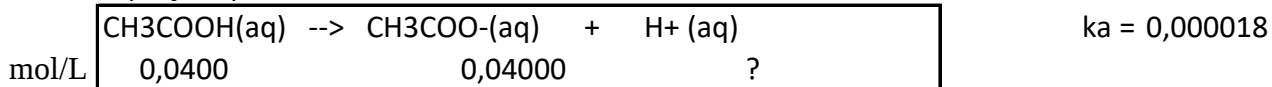
REAÇÃO DE TITULAÇÃO (ácido forte com base forte)



Novo equilíbrio do ácido acético após reação

$$\begin{aligned}
 [\text{CH}_3\text{COO}^-] &= 0,04000 \text{ mol/L} \\
 [\text{CH}_3\text{COOH}] &= 0,0400 \text{ mol/L}
 \end{aligned}$$

Equação química:



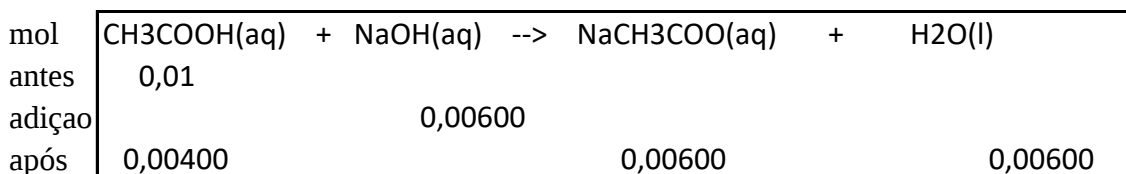
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \qquad [\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 0,000018 \text{ mol/L}$$

$\text{pH} = 4,74$

g) adição de 30,0 ml de NaOH 0,2 mol/L 30

	V adicionado= 0,030
- mol de NaOH adicionado = 0,00600	V total = 0,130

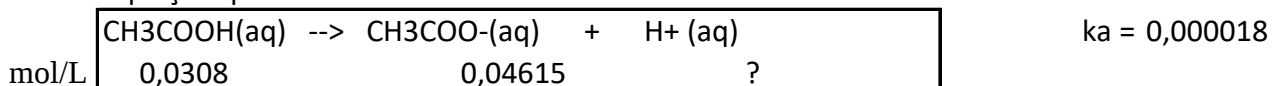
REAÇÃO DE TITULAÇÃO (ácido forte com base forte)



Novo equilíbrio do ácido acético após reação

$$\begin{aligned}
 [\text{CH}_3\text{COO}^-] &= 0,04615 \text{ mol/L} \\
 [\text{CH}_3\text{COOH}] &= 0,0308 \text{ mol/L}
 \end{aligned}$$

Equação química:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \qquad [\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 0,000012 \text{ mol/L}$$

$\text{pH} = 4,92$

h) adição de 35,0 ml de NaOH 0,2 mol/L 35

	V adicionado= 0,035
- mol de NaOH adicionado = 0,00700	V total = 0,135

REAÇÃO DE TITULAÇÃO (ácido forte com base forte)

mol	CH ₃ COOH(aq) + NaOH(aq) --> NaCH ₃ COO(aq) + H ₂ O(l)			
antes	0,01			
adição		0,00700		
após	0,00300		0,00700	0,00700

Novo equilíbrio do ácido acético após adição

$$\begin{aligned}
 [\text{CH}_3\text{COO}^-] &= 0,05185 \text{ mol/L} \\
 [\text{CH}_3\text{COOH}] &= 0,0222 \text{ mol/L}
 \end{aligned}$$

Equação química:

mol/L	CH ₃ COOH(aq) --> CH ₃ COO ⁻ (aq) + H ⁺ (aq)			ka = 0,000018
	0,0222	0,05185	?	

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 7,71429\text{E-}06 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 5,11$$

i) adição de 40,0 ml de NaOH 0,2 mol/L

40

$$\begin{aligned}
 \text{- mol de NaOH adicionado} &= 0,00800 & V_{\text{adicionado}} &= 0,040 \\
 & & V_{\text{total}} &= 0,140
 \end{aligned}$$

REAÇÃO DE TITULAÇÃO (ácido forte com base forte)

mol	CH ₃ COOH(aq) + NaOH(aq) --> NaCH ₃ COO(aq) + H ₂ O(l)			
antes	0,01			
adição		0,00800		
após	0,00200		0,00800	0,00800

Novo equilíbrio do ácido acético após adição

$$\begin{aligned}
 [\text{CH}_3\text{COO}^-] &= 0,05714 \text{ mol/L} \\
 [\text{CH}_3\text{COOH}] &= 0,0143 \text{ mol/L}
 \end{aligned}$$

Equação química:

mol/L	CH ₃ COOH(aq) --> CH ₃ COO ⁻ (aq) + H ⁺ (aq)			ka = 0,000018
	0,0143	0,05714	?	

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 0,0000045 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 5,35$$

j) adição de 45,0 ml de NaOH 0,2 mol/L

45

- mol de NaOH adicionado = 0,00900

V adicionado= 0,045
V ttoal = 0,145

REAÇÃO DE TITULAÇÃO (ácido forte com base forte)

mol	CH ₃ COOH(aq) + NaOH(aq) --> NaCH ₃ COO(aq) + H ₂ O(l)			
antes	0,01			
adição		0,00900		
após	0,00100		0,00900	0,00900

Novo equilíbrio do ácido acético após reação

[CH₃COO⁻] = 0,06207 mol/L
[CH₃COOH] = 0,0069 mol/L

Equação química:

mol/L	CH ₃ COOH(aq) --> CH ₃ COO ⁻ (aq) + H ⁺ (aq)			ka = 0,000018
	0,0069	0,06207	?	

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \quad [H^+] = K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = 0,000002 \text{ mol/L}$$

pH = 5,70

k) adição de 50,0 ml de NaOH 0,2 mol/L 50

V adicionado= 0,050
- mol de NaOH adicionado = 0,01000
V ttoal = 0,150

REAÇÃO DE TITULAÇÃO (ácido forte com base forte)

mol	CH ₃ COOH(aq) + NaOH(aq) --> NaCH ₃ COO(aq) + H ₂ O(l)			
antes	0,01			
adição		0,01000		
após	0,00000		0,01000	0,01000

no ponto de equivalência: o ânion do sal induz hidrólise

[CH₃COONa] = [CH₃COO⁻] = 0,067 mol/L

Equação hidrólise:

mol/L	CH ₃ COO ⁻ (aq) + H ₂ O(l) --> CH ₃ COOH(aq) + HO ⁻ (aq)			kh = kw/ka 5,56E-10
	0,0667 -X	X	X	

$$K_h = \frac{[HO^-][CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} \quad [HO^-] = \sqrt{K_h \cdot [CH_3COO^-]} = 6,086E-06$$

[CH₃COO⁻]

$$\text{pOH} = 5,22$$

$$\text{pH} = 8,78$$

1) adição de 55,0 ml de NaOH 0,2 mol/L = 0,055

$$V \text{ NaOH excesso} = 0,005$$

$$V \text{ total} = 0,155$$

$$\text{mol de NaOH em excesso} = 0,0010$$

$$[\text{NaOH}] \text{ em excesso} = [\text{HO}^-] \text{ em excesso} = 0,006452$$

$$\text{pOH} = 2,190$$

$$\text{pH} = 11,810$$

CONSTRUIR O GRAFICO