

# EQUILÍBRIO IÔNICO

## EQUILÍBRIO IÔNICO

### Titulação

- 1) Definição
- 2) pH no final
- 3) pH durante a titulação
- 4) Adição de ácido ou base a uma solução tampão

PROFESSOR: THÉ

LIÇÃO: 112

### Titulação

#### DEFINIÇÃO



Solução de uma BASE

Solução de uma ÁCIDO + INDICADOR

Deixar escoar de uma bureta uma solução que reage:

Com outra solução que se encontra geralmente num erlenmeyer

Até a completa reação estequiométrica.

#### pH no ponto final

a) Escrever a reação química devidamente balanceada.

b) Calcular o número de mols

$$n = \frac{m}{M} \quad n = m \cdot v$$

c) Calcular o número de mols do produto de sua concentração molar final

d) CUIDADO:

$$V_{\text{final}} = V_a + V_b$$

O volume final é igual à soma dos volumes iniciais.

### EXEMPLO – 1 : ÁCIDO FORTE E BASE FORTE

Qual o volume de HCl 0,2 molar necessário para neutralizar 20 mL de NaOH 0,1 molar? Qual o pH final?

#### RESOLUÇÃO

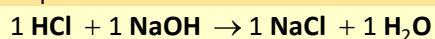
1) Número de mols de cada reagente

$$\text{HCl} \begin{cases} V = ? \\ m = 0,2 \text{ M} \end{cases}$$

$$\text{NaOH} \begin{cases} V = 20 \text{ mL} \\ m = 0,1 \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$n = m \cdot v \rightarrow n = (0,1)(20) = 2 \text{ mmol}$$

2) Estequiometria



$$1 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol}$$

$$x \quad \text{---} \quad 2 \text{ mmol} \quad \text{---} \quad y$$

$$x = 2 \text{ mmol} \quad y = 2 \text{ mmol}$$

$$\text{HCl: } n = m \cdot v \rightarrow 2 = 0,2 \cdot v \rightarrow v = 10 \text{ mL}$$

3) pH final

Ao final, no recipiente só tem o sal formando (NaCl)

$$V_{\text{final}} = V_1 + V_2$$

$$V = 20 + 10 = 30 \text{ mL}$$

$$n_{(\text{sal})} = 2 \text{ mmol}$$

$$m = \frac{n}{v} = \frac{2 \text{ mmol}}{30 \text{ mL}} = 0,067 \text{ mol/L}$$

Nesse caso o pH será 7,0 porque o  $\text{Na}^+$  e o  $\text{Cl}^-$  são íons neutros.

**EXEMPLO – 2) ÁCIDO FRACO E BASE FORTE**

Qual o pH final da neutralização de 20 mL de NaOH 0,5M com 20 mL de HAc 0,5 M ( $K(\text{HAc}) = 2 \cdot 10^{-5}$ )

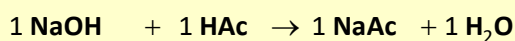
**RESOLUÇÃO****1) Calcular o número de mols de cada reagente**

$$\text{NaOH} \begin{cases} V = 20 \text{ mL} \\ m = 0,5 \end{cases}$$

$$n = m \cdot V \quad \therefore n = (0,5)(20) \rightarrow n = 10 \text{ mmol}$$

$$\text{HAc} \begin{cases} V = 20 \text{ mL} \\ m = 0,5 \end{cases}$$

$$n = m \cdot V \quad \therefore n = (0,5)(20) \rightarrow n = 10 \text{ mmol}$$

**2) Calcular o número de mols e a concentração do sal formado.**

$$1 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol}$$

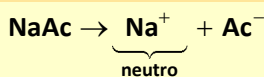
$$10 \text{ mmol} \quad \text{---} \quad 10 \text{ mmol} \quad \text{---} \quad x$$

$$x = 10 \text{ mmol}$$

$$V_{\text{final}} = V_a + V_b$$

$$V_{\text{final}} = 20 + 20 = 40 \text{ mL}$$

$$m = \frac{n}{V} \rightarrow \frac{10 \cancel{\text{ mmol}}}{40 \cancel{\text{ mL}}} = m = 0,25 \text{ mol/L}$$

**3) Hidrólise do sal e pH**

	$\text{Ac}^-$	$+ \text{HOH}$	$\rightleftharpoons$	$\text{HAc}$	$+ \text{OH}^-$
I	0,25	-		0	0
R	-x	-		+x	+x
F	0,25-x	-		x	x

$$K_b = \frac{[\text{HAc}][\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-]}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-5}} = 0,5 \cdot 10^{-9} = 5 \cdot 10^{-10}$$

$$5 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,25 - x}$$

$$x^2 = 1,25 \cdot 10^{-10}$$

$$x = 1,1 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = -(\log 1,1 \cdot 10^{-5}) \quad \begin{cases} \text{pOH} = 4,96 \\ \text{pH} = 9,04 \end{cases}$$

OBS.: Ao fim da titulação o pH da solução está acima de 7,0.

**EXEMPLO – 3) ÁCIDO FORTE + BASE FRACA**

Qual o pH final da neutralização de 60 mL de HCl 0,2M com 40 mL de  $\text{NH}_4\text{OH}$  0,3 M ( $K(\text{NH}_4\text{OH}) = 2 \cdot 10^{-5}$ )

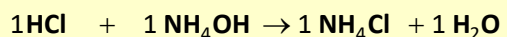
**RESOLUÇÃO****1) Calcular o número de mols de cada reagente**

$$\text{HCl} \begin{cases} V = 60 \text{ mL} \\ m = 0,2 \end{cases}$$

$$n = m \cdot V \quad \therefore n = (0,2)(60) = 12 \text{ mmol}$$

$$\text{NH}_4\text{OH} \begin{cases} V = 40 \text{ mL} \\ M = 0,3 \text{ M} \end{cases}$$

$$n = m \cdot V \quad \therefore n = (0,3)(40) = 12 \text{ mmol}$$

**2) Calcular o número de mols do sal formado e sua concentração molar**

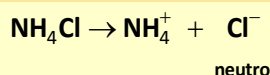
$$1 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol} \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol}$$

$$12 \text{ mmol} \quad \text{---} \quad 12 \text{ mmol} \quad \text{---} \quad x$$

$$x = 12 \text{ mmol}$$

$$V_{\text{final}} = (60) + (40) = 100 \text{ mL}$$

$$m = \frac{n}{V} \rightarrow \frac{12 \cancel{\text{ mmol}}}{100 \cancel{\text{ mL}}} \therefore m = 0,12 \text{ mol/L}$$

**3) Hidrólise do sal**

	$\text{NH}_4^+$	$\rightleftharpoons$	$\text{NH}_3$	$+ \text{H}^+$
I	0,12		0	0
R	-x		+x	+x
F	0,12-x		x	x

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-5}} = 0,5 \cdot 10^{-9}$$

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4\text{Cl}]}$$

$$0,5 \cdot 10^{-9} = \frac{x^2}{0,12 - x}$$

$$0,06 \cdot 10^{-9} = x^2$$

$$x = 0,24 \cdot 10^{-4,5}$$

$$\text{pH} = -(\log 0,24 \cdot 10^{-4,5})$$

$$0,5 \cdot 10^{-9} = \frac{x^{-2}}{0,12 - x}$$

$$0,06 \cdot 10^{-9} = x^2$$

$$x = 0,24 \cdot 10^{-4,5}$$

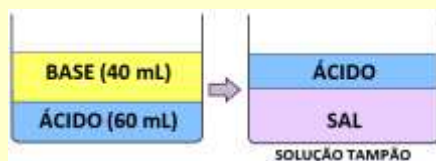
$$\text{pH} = -(\log 0,24 \cdot 10^{-4,5})$$

$$\text{pH} = -(-0,62 - 4,5) \therefore \text{pH} = 5,1$$

**NOTA:** Ao fim da titulação o pH da solução está abaixo de 7,0.

Os dois próximos exemplos são apresentados em situações nas quais as quantidades de ácidos e bases não são estequiométricas. Então forma-se um pouco de ácido ou um pouco de base.

#### EXEMPLO – 4



Misturam-se 60mL de ácido acético 0,1 M com 40 mL de NaOH 0,1M. Qual o pH da solução final? ( $K(\text{HAc}) = 2 \cdot 10^{-5}$ )

#### RESOLUÇÃO

##### 1) Cálculo do número de mols

$$\text{HAc} \begin{cases} V = 60 \text{ mL} \\ m = 0,1 \end{cases}$$

$$n = m \cdot V \therefore n = (0,1)(60) = 6 \text{ mmol}$$

$$\text{NaOH} \begin{cases} V = 40 \text{ mL} \\ m = 0,1 \end{cases}$$

$$n = m \cdot V \therefore n = (0,1)(40) = 4 \text{ mmol}$$

#### 2) Reação Química

	HAc	+ NaOH	→ NaAc	+ H <sub>2</sub> O
I	6	4	0	0
R	-4	-4	+4	+4
F	2	0	4	4

A solução final é um tampão

**Tampão = (Ác. fraco + sal do ác. fraco)**

#### 3) Cálculo das concentrações

HAc

$$m = \frac{n}{V} = \frac{2 \text{ mmol}}{100 \text{ mL}} = 0,02 \text{ mol/L}$$

NaAc

$$m = \frac{n}{V} = \frac{4 \text{ mmol}}{100 \text{ mL}} = 0,04 \text{ mol/L}$$

#### 4) Cálculo do pH final

	HAc	⇌ H <sup>+</sup> + Ac <sup>-</sup>	K(HAc) = 2 · 10 <sup>-5</sup>
I	0,02	0	0,04
R	-x	+x	+x
F	0,02-x	x	0,04+x

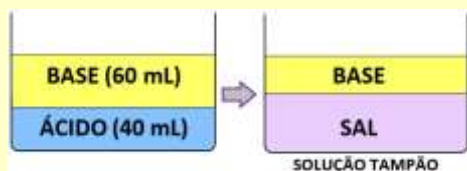
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

$$2 \cdot 10^{-5} = \frac{(x)(0,04 + x)}{(0,02 - x)}$$

$$x = 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-5} = 5$$

### EXEMPLO – 5



Misturam-se 60 mL de NaOH 0,1M com 40 mL de HAc 0,1 M. Qual o pH da mistura final?

### RESOLUÇÃO

#### 1) Número de mols

$$\text{NaOH} \begin{cases} V = 60 \text{ mL} \\ m = 0,1 \end{cases}$$

$$n = m \cdot V \quad \therefore n = (0,1)(60) \rightarrow 6 \text{ mmols}$$

$$\text{HAc} \begin{cases} V = 40 \text{ mL} \\ m = 0,1 \end{cases}$$

$$n = m \cdot V \quad \therefore n = (0,1)(40) \rightarrow 4 \text{ mmols}$$

#### 2) Reação química

	HAc	+ NaOH	→ NaAc	+ H <sub>2</sub> O
I	4	6	0	0
R	-4	-4	+4	+4
F	0	2	4	4

A solução final **não** é um tampão por que formada de uma base forte e um sal da base forte.

#### 3) Cálculo das concentrações

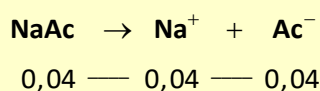
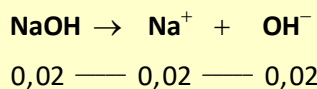
NaOH

$$m = \frac{n}{V} = \frac{2 \text{ mmol}}{100 \text{ mL}} = 0,02 \text{ mol/L}$$

NaAc

$$m = \frac{n}{V} = \frac{4 \text{ mmol}}{100 \text{ mL}} = 0,04 \text{ mol/L}$$

#### 4) Cálculo do pH final. O ânion acetato sofre hidrólise



	Ac <sup>-</sup>	+ HOH	⇌ HAc	+ OH <sup>-</sup>
I	0,04	---	0	0,02
R	-x	-x	+x	+x
F	(0,04 - x)	---	x	(0,02 + x)

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-5}} = 0,5 \cdot 10^{-9}$$

$$K_b = \frac{[\text{HAc}][\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-]}$$

$$0,5 \cdot 10^{-9} = \frac{(x)(0,02 + x)}{(0,04 - x)} \quad \therefore x = 10^{-9}$$

#### 5) Concentração de OH<sup>-</sup>

$$[\text{OH}^-] = (0,02 + x)$$

$$0,02 + 10^{-9} \cong 0,02$$

Observe que a contribuição da hidrólise (x) é desprezível.

$$\text{pOH} = -(\log 0,02) \quad \begin{cases} \text{pOH} = 1,7 \\ \text{pH} = 12,3 \end{cases}$$