

EQUILÍBRIO IÔNICO

EQUILÍBRIO IÔNICO

Adição de ácido ou base a uma solução tampão

PROFESSOR: THÉ

LIÇÃO: 111

Os próximos três exemplos mostram o que ocorre com o pH de um tampão quando se adiciona um pouco de ácido ou um pouco de base

EXEMPLO – 1

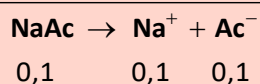
Qual o pH final de uma solução tampão formada por $\text{HAc}(0,1\text{M})$ e $\text{NaAc}(0,1\text{M})$ quando 100 mL dessa solução recebe 1 mL de $\text{HCl}(0,1\text{M})$.

$$K(\text{HAc} = 2 \cdot 10^{-5})$$

RESOLUÇÃO

1) Calcular o pH do tampão antes da adição do ácido

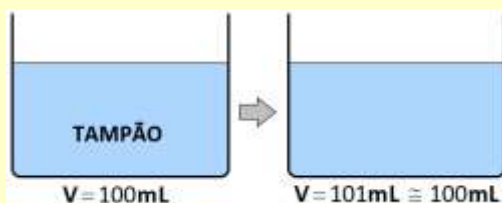
$\text{HAc} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Ac}^-$			
I	0,1	0	0
R	-x	+x	+x
F	$(0,1 - x)$	x	$(x + 0,1)$



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

$$2 \cdot 10^{-5} = \frac{(x)(0,1)}{(0,1)} \rightarrow x = 2 \cdot 10^{-5} \therefore \text{pH} = 4,7$$

2) Cálculo das quantidades misturadas



Note que o volume sofre pouquíssima variação. Para simplificar podemos considerar o volume final igual a 100mL

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

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

$$\text{Ac}^- \begin{cases} V = 100\text{mL} \\ m = 0,1 \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$n = m \cdot V \therefore n = (0,1)(100) \rightarrow n = 10 \text{ mmol}$$

3) Reação que ocorre

$\text{HAc} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Ac}^-$			
I	10	0,1	10
R	+0,1	-0,1	-0,1
F	10,1	-	9,9

OBS.: No início, já existe uma quantidade de H^+ ($10^{-4,7}$), porém estamos interessados na reação que teoricamente vai ocorrer com o acetato.

Concentrações finais:

$$\text{HAc} \left\{ m = \frac{10,1}{101} \right\} = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$\text{Ac}^- \left\{ m = \frac{9,9}{101} \right\} = 0,098 \text{ mol/L}$$

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

$$2 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+](0,098)}{(0,1)}$$

$$[\text{H}^+] = 2,04 \cdot 10^{-5} \rightarrow \text{pH} = 4,69$$

EXEMPLO – 2

Qual o pH final de uma solução formada por 100 mL do tampão da questão anterior quando a ele se adiciona 1,0 mL de NaOH (0,1M)

RESOLUÇÃO**1) Dados já conhecidos**

- ▷ N° de mols

$$\begin{cases} \text{HAc} = 10 \text{ mmol} \\ \text{Ac}^- = 10 \text{ mmol} \end{cases}$$
- ▷ $K(\text{HAc}) = 2 \cdot 10^{-5}$
- ▷ pH do tampão inicial = 4,7
- ▷ Volume final = 100 + 1 = 101 mL

2) Número de mols de 1 mL de NaOH (0,1 M)

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

3) Reação Química

	HAc	+ NaOH	\rightleftharpoons	NaAc	+ H ₂ O
I	10	0,1		10	-
R	-0,1	-0,1		0,1	0,1
F	9,9	0		10,1	-

4) Concentrações finais

$$\text{HAc} \rightarrow m = \frac{n}{V} = \frac{9,9}{101} = 0,098 \text{ mol/L}$$

$$\text{Ac}^- \rightarrow m = \frac{n}{V} = \frac{10,1}{101} = 0,1 \text{ mol/L}$$

5) Novo pH do tampão

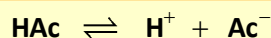
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

$$2 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+](0,1)}{(0,098)} \quad \therefore [\text{H}^+] = 1,96 \cdot 10^{-5} \rightarrow \text{pH} = 4,71$$

EXEMPLO – 3

Que massa de NaOH (sólido) deve ser adicionada a 1,0L de ácido acético (HAc) 0,5M para se obter uma solução de pH=4.

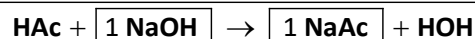
$$\text{NaOH} = 40 \text{ g/mol} \quad K_a(\text{HAc}) = 2 \cdot 10^{-5}$$

RESOLUÇÃO**1) Ionização do ácido****Considerações**

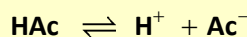
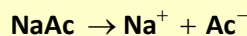
Como o ácido é fraco ($\alpha \leq 5\%$) considera-se que todas as moléculas estão na forma associada (HAc).

Reação do ácido com a base

O ácido reage com a base formando acetato de sódio.



Note que 1 mol de NaOH forma 1 mol de acetato de sódio, um sal que se dissocia completamente, liberando o acetato que passa então a fazer parte do equilíbrio do ácido.

**2) Número de mols de HAc**

$$\text{HAc} \begin{cases} V = 1,0 \text{ L} \\ m = 0,5 \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$n = m \cdot V \quad \therefore n = (0,5)(1,0) \rightarrow n = 0,5 \text{ mol}$$

3) Concentração $[\text{H}^+]$ desejada

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

4) Equilíbrio

	HAc	\rightleftharpoons	H ⁺ + Ac ⁻	$K_a = 2 \cdot 10^{-5}$
I	0,5		-	0
R	-x		-	x
F	0,5-x		10^{-4}	x

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

$$2 \cdot 10^{-5} = \frac{(10^{-4})[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

$$\frac{2 \cdot 10^{-5}}{10^{-4}} = \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

$$[\text{Ac}^-] = 2 \cdot 10^{-1} [\text{HAc}] \rightarrow [\text{Ac}^-] = 0,2 [\text{HAc}]$$

Para se obter pH=4 a concentração de acetato deve ser 20% da concentração de ácido acético.

Como o volume é de um litro então a relação entre o número de mols é a mesma que a da concentração

5) Cálculo do número de acetato no equilíbrio (que é igual ao do acetato de sódio)

$$\boxed{[Ac^-]} = 0,2 \boxed{[HAc]}$$

$$x = 0,2 (0,5 - x)$$

$$x = 0,1 - 0,2x$$

$$x + 0,2x = 0,1$$

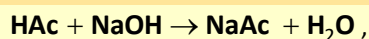
$$1,2x = 0,1$$

$$x = \frac{0,1}{1,2} = \boxed{0,083 \text{ mol}}$$

6) Substituindo x por 0,083

	HAc	\rightleftharpoons	H ⁺	+	Ac ⁻	Ka = 2.10 ⁻⁵
I	0,5		-		0	
R	-0,083		-		0,083	
F	$\frac{0,5 - 0,083}{0,417}$				0,083	

7) O acetato (Ac⁻) vem do NaAc que vem da reação:



Logo,

$$\boxed{NaAc} \longrightarrow \boxed{Ac^-}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \longrightarrow 1 \text{ mol} \\ x \longrightarrow 0,083 \text{ mol} \end{array} \right.$$

$$\boxed{x = 0,083 \text{ mol}}$$

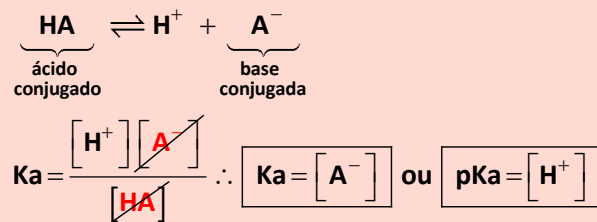
8) Massa de NaOH

$$\boxed{n = \frac{m}{M}} \quad (M = 40 \text{ g/mol})$$

$$0,083 = \frac{m}{40} \quad \therefore \quad \boxed{m = 3,32 \text{ g}}$$

RESUMO

Um tampão em geral é mais eficaz em um pH no qual a concentração do sal (base conjugada) é igual à concentração do ácido (ácido conjugado)

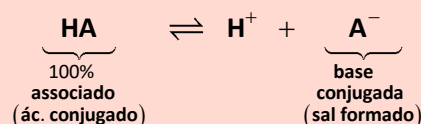


É possível, contudo, determinar várias quantidades do sal e do ácido para se obter uma solução tampão com um

pH específico.

Para resolução de problemas desse tipo, deve-se ter em mente:

1) O ácido do tampão é sempre fraco, então considera-se que suas moléculas estão completamente associadas (não-dissociadas)



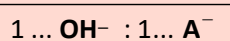
2) A concentração [H⁺] é obtida pelo pH sugerido no problema

$$\boxed{[H^+] = 10^{-pH}}$$

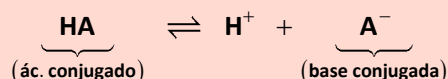
3) O sal formado está na proporção estequiométrica da reação do ácido com a base.



Proporção estequiométrica dessa reação.



4) Estabelecer a proporção entre ácido conjugada e a base conjugada no equilíbrio do ácido.



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