

# EQUILÍBRIO IÔNICO

## EQUILÍBRIO IÔNICO

### Solução Tampão

- 1) Definição
- 2) Preparação e funcionamento
- 3) Cálculo do pH de um tampão
- 4) Relação entre a concentração do sal e do ácido do tampão x pH desejado.
- 5) Bicarbonato de sódio

PROFESSOR: THÉ

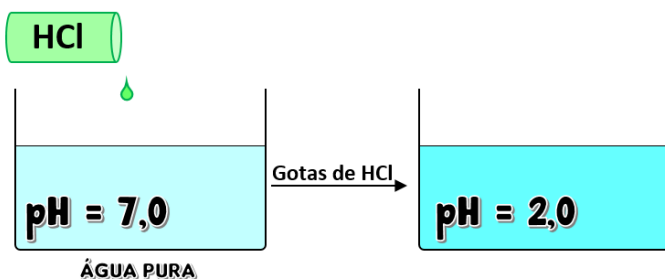
LIÇÃO: 110

### Solução tampão (Buffer, em inglês)

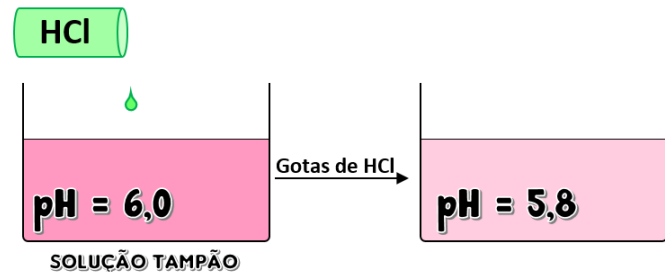
#### DEFINIÇÃO

Compare os dois sistemas abaixo: um formado de água pura mais algumas substâncias dissolvidas. Em cada um deles são adicionadas algumas gotas de ácido clorídrico.

O que ocorrerá com o pH?



ÁGUA PURA



SOLUÇÃO TAMPÃO

No sistema I o pH abaixou sensivelmente.

No sistema II o pH **quase** permaneceu constante

O sistema II é uma solução tampão

### SOLUÇÃO TAMPÃO

É uma solução que mantém o pH praticamente constante ao receber pequenas quantidades de ácidos ou bases

### PREPARAÇÃO E FUNCIONAMENTO

O que há dentro de uma solução tampão?

A solução tampão pode ser obtida de diversas maneiras

1° Ácido fraco + sal do ácido fraco

2° Base fraca + sal da base fraca

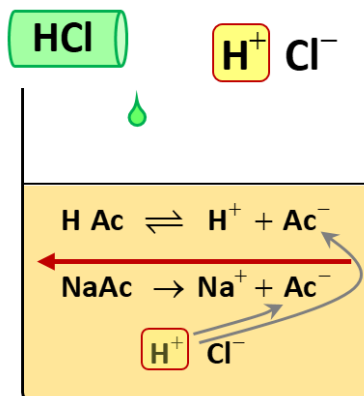
### 1° CASO: Ácido fraco + sal do ácido fraco

Exemplo { Ácido acético (HAc)  
Acetato de sódio (NaAc) }

LEMBRANDO: { O ÁCIDO FRACO É POUCO IONIZADO  
O SAL É TOTALMENTE DISSOCIADO }

### FUNCIONAMENTO DO TAMPÃO

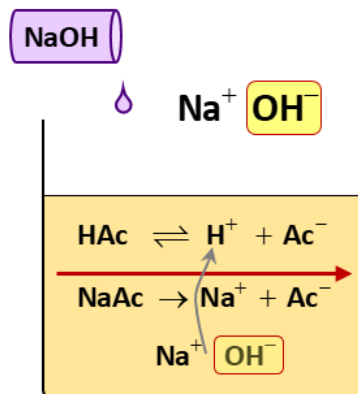
a) Adição de ácido (entrada de íons  $H^+$ )



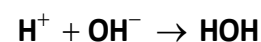
Na chegada de íons  $H^+$ , entra em ação o íon acetato  $Ac^-$ , que captura prontamente o  $H^+$  introduzido, formando HAc associado

(O equilíbrio desloca-se para a esquerda:  $HAc \leftarrow H^+ + Ac^-$ )

b) Adição da base (entrada de íons  $OH^-$ )



Na entrada de íons  $OH^-$  entra em ação o íon  $H^+$ , que captura prontamente o  $OH^-$  introduzido formando água (deslocando o equilíbrio para a direita).



### CONCLUSÃO

Na adição de ácido ( $H^+$ ): os íons  $H^+$  adicionados não aumentam a acidez da solução porque os íons  $Ac^-$  não os deixam livres.

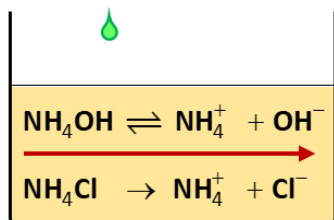
Na adição de base ( $OH^-$ ): os íons  $OH^-$  adicionados não aumentam a basicidade da solução porque íons  $H^+$  o transformam em água.

## 2º CASO: Base fraca e sal da base fraca

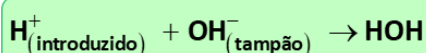
Exemplo { Hidróxido de amônio ( $\text{NH}_4\text{OH}$ )  
Cloreto de amônio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) }

a) Adição de ácido (entrada de íons  $\text{H}^+$ )

HCl

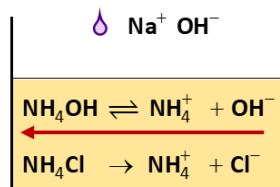


Os íons  $\text{OH}^-$  presentes reagem com os íons  $\text{H}^+$  introduzidos.

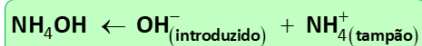


b) Adição de base (entrada de íons  $\text{OH}^-$ )

NaOH



O EQUILÍBRIO SE DESLOCA PARA ESQUERDA



É lógico que a entrada continuada de ácido (ou base) consome todos os íons do tampão, destruindo sua capacidade de manter o pH praticamente inalterado.

## CÁLCULO DO pH DE UM TAMPÃO

3) Cálculo do pH de um tampão

### EXEMPLO – 1

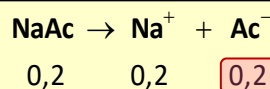
Qual o pH de uma solução tampão? Considere o tampão constituído de:

{ Ácido acético: 0,1 mol/L  
Acetato de sódio: 0,2 mol/L }

$$K_a(\text{HAc}) = 1,8 \cdot 10^{-5} ; \log 2 = 0,3 ; \log 3 = 0,48$$

## RESOLUÇÃO

	HAc	$\rightleftharpoons$	$\text{H}^+$	+	$\text{Ac}^-$
I	0,1		0		0
R	x		x		x
E	0,1-x		x		x+0,2



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

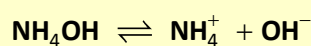
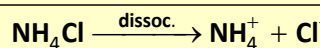
$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(x)(x+0,2)}{(0,1-x)}$$

$$x = \frac{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-1}}{2 \cdot 10^{-1}} \therefore x = 0,9 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -(\log 9 \cdot 10^{-6}) = 5,04$$

### EXEMPLO – 2

Qual o pH de uma solução tampão formada por  $\text{NH}_4\text{OH}$  0,1 M e  $\text{NH}_4\text{Cl}$  0,1 M.

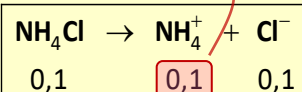


$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\log 2 = 0,3 ; \log 3 = 0,48$$

## RESOLUÇÃO

	$\text{NH}_4\text{OH}$	$\rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+$	+	$\text{OH}^-$
I	0,1		0		0
R	x		x		x
E	0,1-x		x+0,1		x



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

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(x+0,1)(x)}{(0,1-x)}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0,1)(x)}{(0,1)}$$

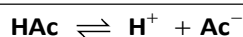
$$x = 1,8 \cdot 10^{-5} = [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -(\log 1,8 \cdot 10^{-5}) = 4,74 \therefore \text{pH} = 9,26$$

## Concentração do sal/ácido do tampão

**x**  
pH desejado

Considere o tampão **HAc — NaAc**



$\text{Ac}^-$  do sal em geral é muito maior que  $\text{Ac}^-$  do ácido.

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

Daí na maioria dos tampões:

*Misturam-se quantidades mais ou menos iguais do sal e do ácido fraco. A variação dessas quantidades pode ser ajustada para se obter um pH específico.*

### Escolha do ácido fraco (ou da base fraca) de um tampão.

Para um tampão de pH = X escolhe-se um ácido cuja a constante é próximo de  $10^{-x}$ .

$$K(\text{HA}) = 10^{-8}$$

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

$$\text{pH} = \text{p}K_a$$

$$\text{pH} = -(\log 10^{-8}) = \boxed{8}$$

### EXEMPLO – 3

Uma solução tampão é sempre preparada quando se deseja realizar alguma experiência em pH constante. Suponhamos então que se deseja uma solução tampão de pH=7, com as seguintes substâncias.

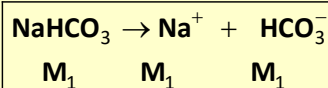
**Ácido = Ácido carbônico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ )**  $K_a = 4,4 \cdot 10^{-7}$

**Sal = Bicarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ )**

Qual deve ser a proporção das concentrações do sal e do ácido para se conseguir o tampão de pH=7.

1)  $\text{pH} = 7 \therefore [\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ mol/L}$

2) Dissociação do sal (concentração  $M_1$ )



3) Equilíbrio do ácido carbônico (concentração  $M_2$ )

	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow$	$\text{H}^+ +$	$\text{HCO}_3^-$
I	$M_2$	0	0
R	x	x	x
E	$M_2 - x$ $\cong M_2$	x	$x + M_1$ $\cong M_1$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

$$4,4 \cdot 10^{-7} = \frac{10^{-7} \cdot M_1}{M_2}$$

$$4,4 = \frac{M_1}{M_2} \quad \begin{array}{l} \text{concentração do sal} \\ \text{concentração do ácido} \end{array}$$

$$\frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} = 4,4 \therefore [\text{sal}] = 4,4 [\text{ácido}]$$

A concentração do sal na solução tampão deve ser 4,4 vezes maior que a do ácido.