

# Sistemas tampão

Henning Ulrich

# Potencial hidrogeniônico (pH)

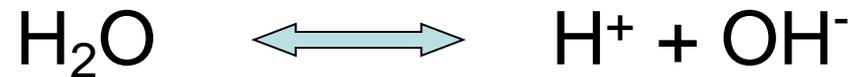
A  $[H^+]$  de uma solução é quantificada em unidades de pH

O pH é definido como o logaritmo negativo da  $[H^+]$

$$pH = -\log [H^+]$$

A escala de pH varia de 1 até 14, uma vez que qualquer  $[H^+]$  está compreendida na faixa de  $10^0$  a  $10^{-14}$  M.

# pH ?



Quantidades iguais de  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = 1 \times 10^{-7}$

SORENSEN (1909)

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

pH ( $\text{H}_2\text{O}$ )

$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7}$$

$$\text{pH} = 7,0$$

pH (**sangue**)

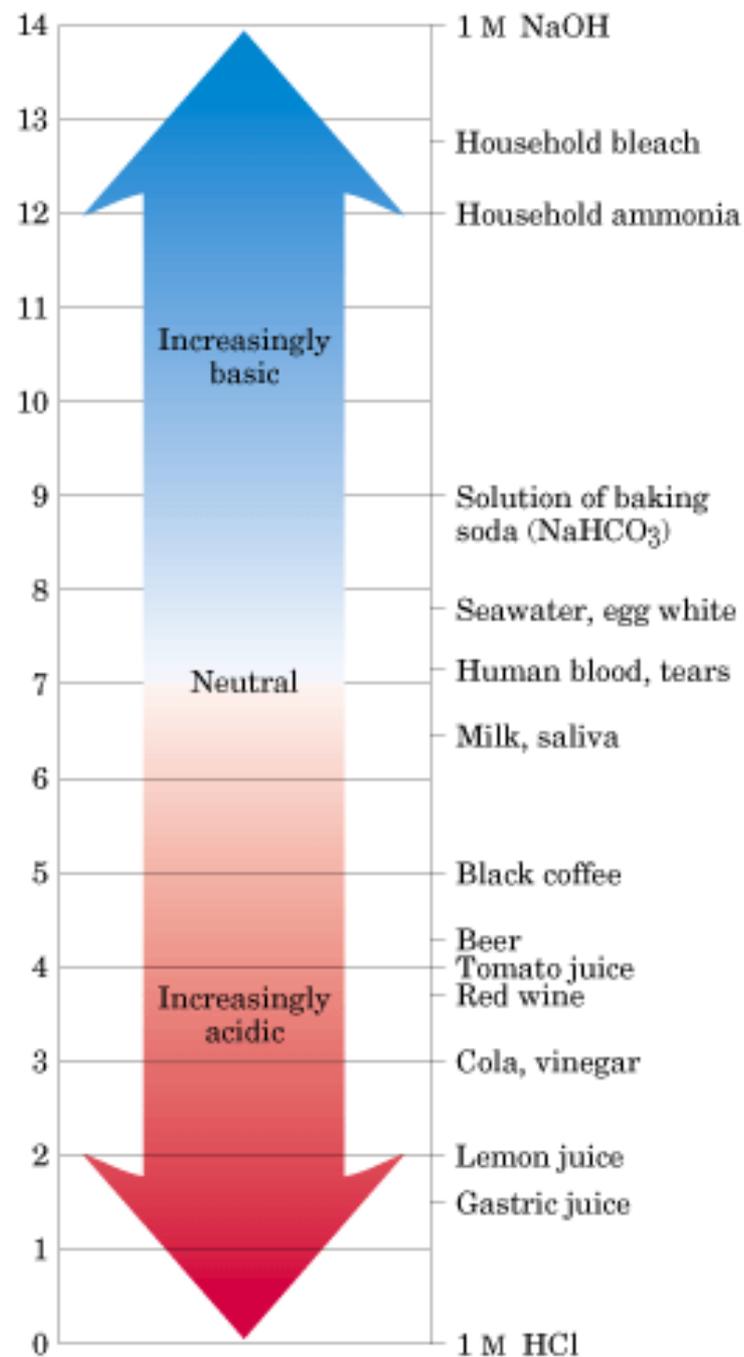
$$[\text{H}^+] = 40 \times 10^{-9}$$

$$\text{pH} = 7,4$$

# A escala de pH

$[H^+]$ (M)	pH	$[OH^-]$ (M)	pOH*
$10^0$ (1)	0	$10^{-14}$	14
$10^{-1}$	1	$10^{-13}$	13
$10^{-2}$	2	$10^{-12}$	12
$10^{-3}$	3	$10^{-11}$	11
$10^{-4}$	4	$10^{-10}$	10
$10^{-5}$	5	$10^{-9}$	9
$10^{-6}$	6	$10^{-8}$	8
$10^{-7}$	7	$10^{-7}$	7
$10^{-8}$	8	$10^{-6}$	6
$10^{-9}$	9	$10^{-5}$	5
$10^{-10}$	10	$10^{-4}$	4
$10^{-11}$	11	$10^{-3}$	3
$10^{-12}$	12	$10^{-2}$	2
$10^{-13}$	13	$10^{-1}$	1
$10^{-14}$	14	$10^0$ (1)	0

\*The expression pOH is sometimes used to describe the basicity, or  $OH^-$  concentration, of a solution; pOH is defined by the expression  $pOH = -\log [OH^-]$ , which is analogous to the expression for pH. Note that in all cases,  $pH + pOH = 14$ .



**Como os organismos  
conseguem manter o pH?**

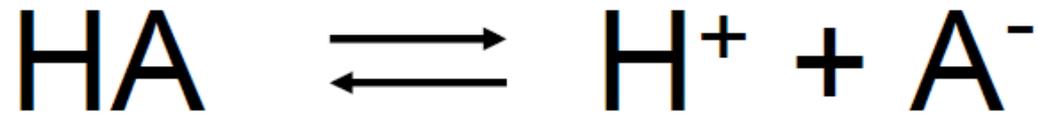
# Ácidos e Bases

- Conceito de Bronsted-Lowry
  - Ácidos são doadores de prótons
  - Bases são receptores de prótons





# Constante de dissociação dos ácidos (Ka)



Ácido

Base conjugada

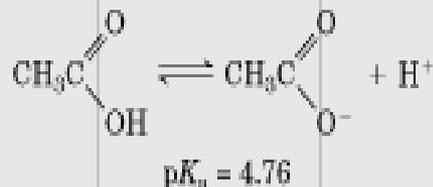
$$K_{eq} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = K_a$$

$$pK_a = -\log K_a = \log \frac{1}{K_a}$$

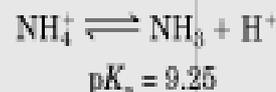
# Quanto menor o $K_a$ ou maior o $pK_a$ , mais fraco é o ácido

## Monoprotic acids

Acetic acid  
( $K_a = 1.74 \times 10^{-5} \text{ M}$ )

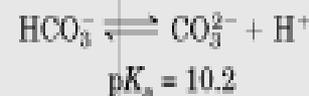
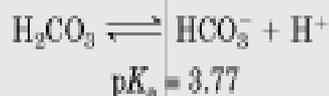


Ammonium  
( $K_a = 5.62 \times 10^{-10} \text{ M}$ )

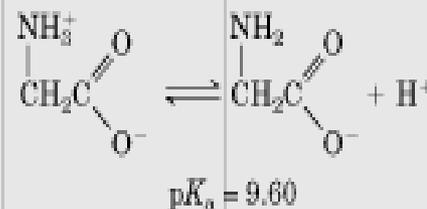
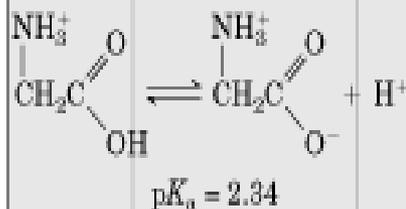


## Diprotic acids

Carbonic acid  
( $K_a = 1.70 \times 10^{-4} \text{ M}$ );  
Bicarbonate  
( $K_a = 6.31 \times 10^{-11} \text{ M}$ )

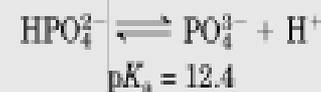
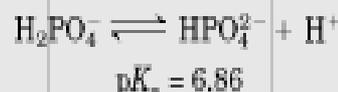


Glycine, carboxyl  
( $K_a = 4.57 \times 10^{-3} \text{ M}$ );  
Glycine, amino  
( $K_a = 2.51 \times 10^{-10} \text{ M}$ )



## Triprotic acids

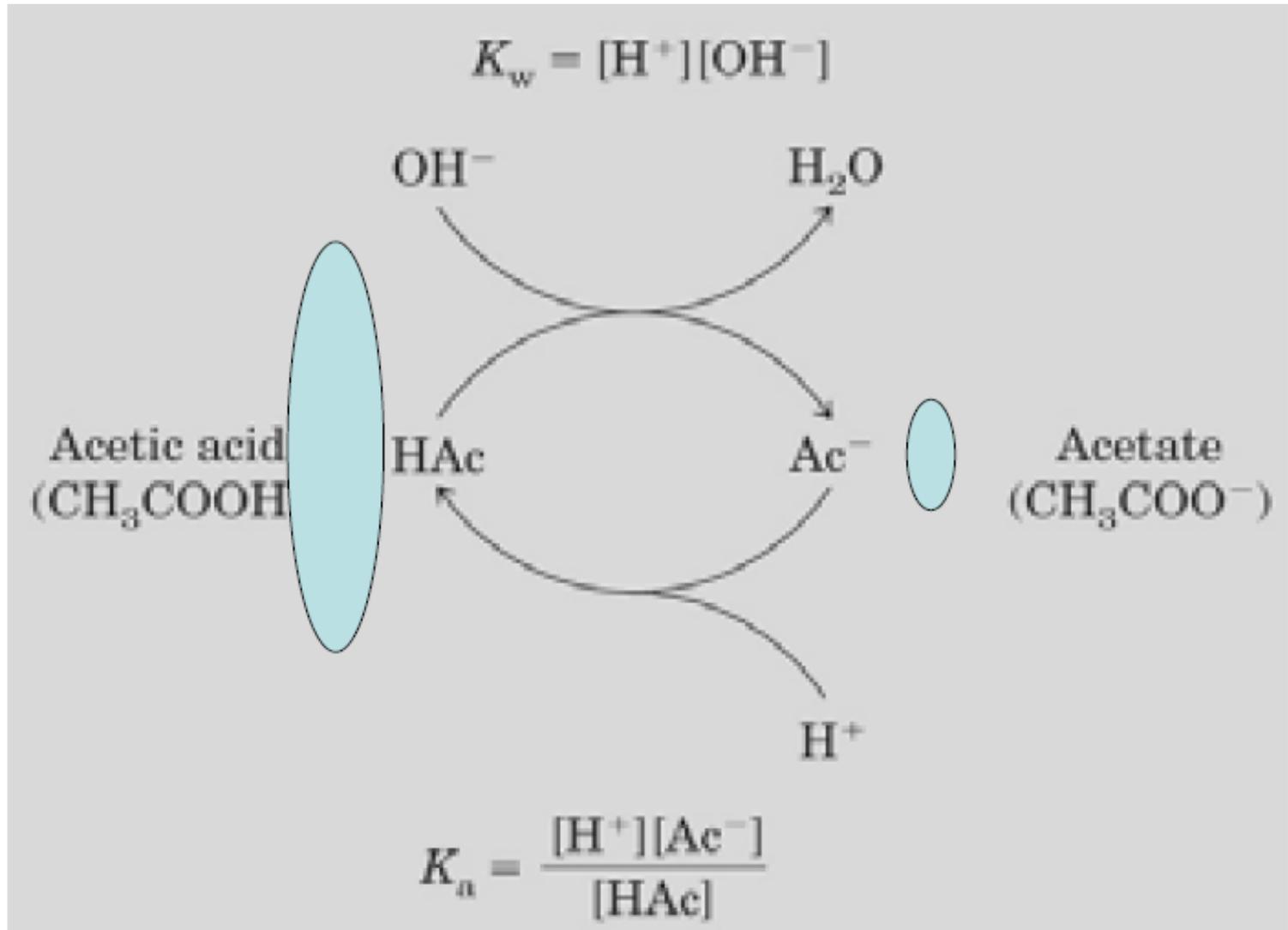
Phosphoric acid  
( $K_a = 7.25 \times 10^{-3} \text{ M}$ );  
Dihydrogen phosphate  
( $K_a = 1.38 \times 10^{-7} \text{ M}$ );  
Monohydrogen phosphate  
( $K_a = 3.98 \times 10^{-13} \text{ M}$ )



1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13

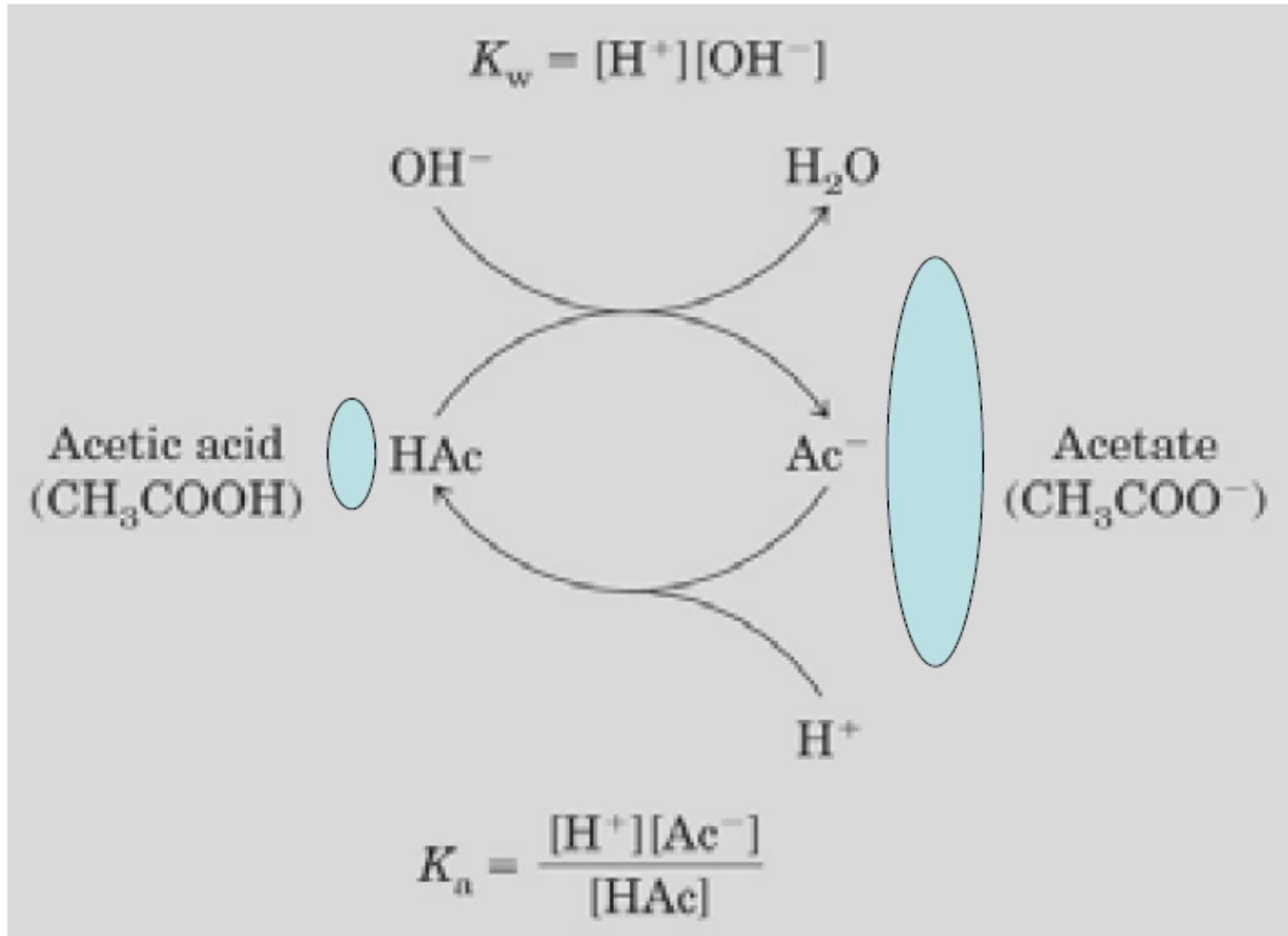
## Titulação:

no início, o ácido acético está pouco ionizado

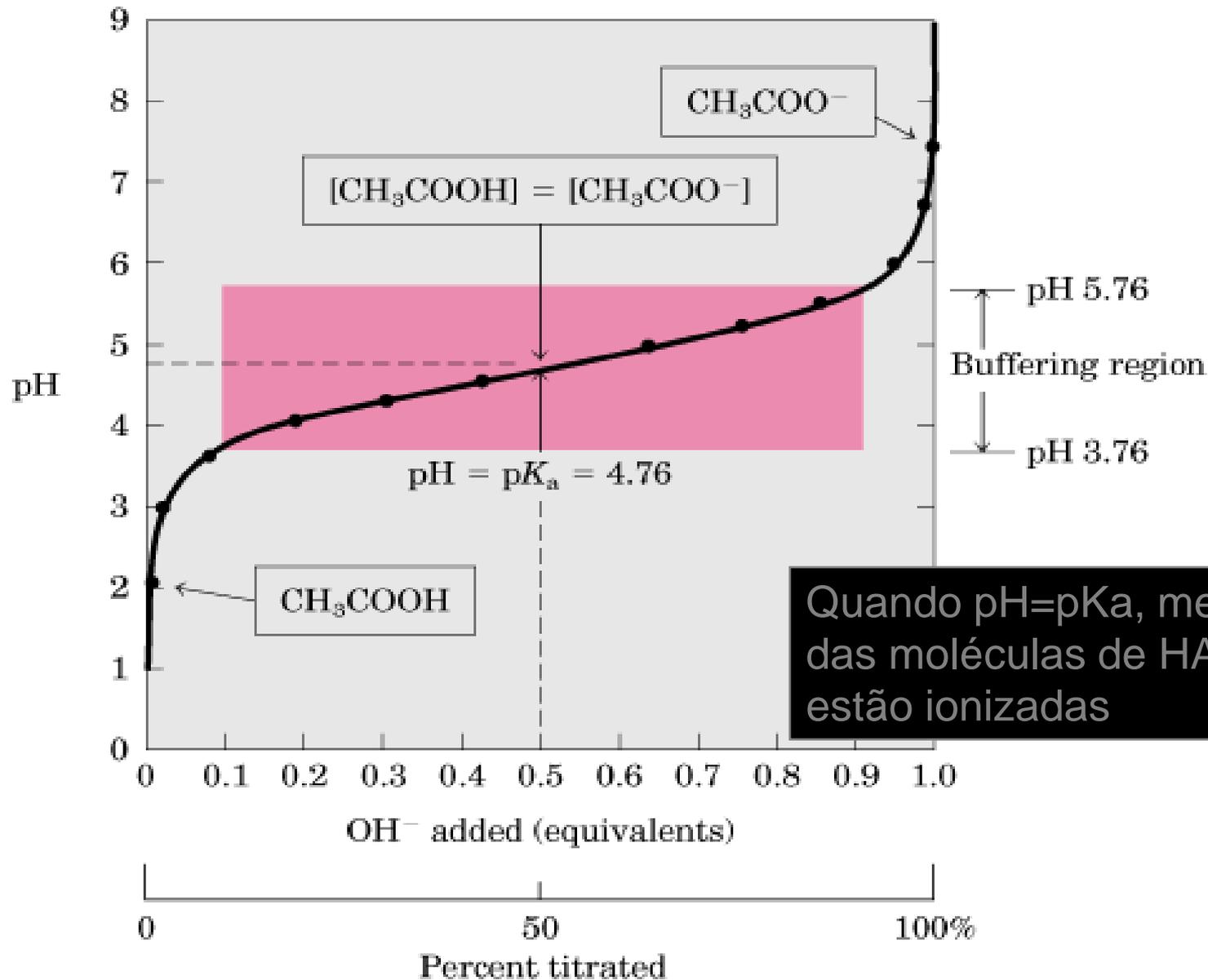


## Titulação:

à medida que se adiciona base (OH<sup>-</sup>), a ionização aumenta...



# Curva de titulação do ácido acético

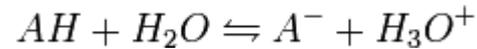


# Solução tampão

- Mistura de um ácido e sua base conjugada, que mantém o pH quando da adição de pequenas quantidades de ácido ou base.

# Equação de Henderson-Hasselbalch

Supondo uma dissociação de parcial de um ácido, o equilíbrio é:



e constante de dissociação associada será:

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$$

Despejando  $[H_3O^+]$  da constante de dissociação:

$$[H_3O^+] = \frac{K_a[AH]}{[A^-]}$$

Tomando logaritmos em ambos os lados e aplicando a propriedade dos logaritmos para um produto se chega a:

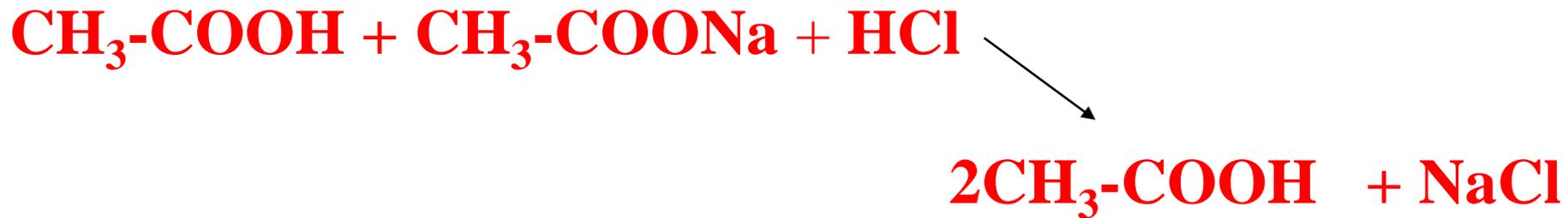
$$-\log_{10}([H_3O^+]) = -\log_{10}(K_a) - \log_{10}\left(\frac{[AH]}{[A^-]}\right)$$

E invertendo os quocientes:

$$pH = pK_a + \log_{10}\left(\frac{[A^-]}{[AH]}\right)$$

# Mecanismos de Ação dos Tampões

## 1. Adição de ácido



## 2. Adição de base



# Exemplos de Tampões



# CAPACIDADE DE TAMPÃO E pH

- ✓ Características de um tampão:

*CAPACIDADE*

*pH*

# Poder Tamponante

**pH do tampão → Concentrações do sal e do ácido**

Relação Sal/Ácido = 0,1       $\text{pH} = \text{pKa} + \log 0,1$

$$\text{pH} = \text{pKa} - 1$$

Relação Sal/Ácido = 10/1       $\text{pH} = \text{pKa} + \log 10$

$$\text{pH} = \text{pKa} + 1$$

**Poder tamponante de um sistema tampão pode ser definido pela quantidade de ácido forte que é necessário adicionar para fazer variar o pH de uma unidade**

# Sistemas Primários Reguladores do pH

- ❖ Os sistemas químicos de tampões ácido - base dos líquidos corporais;
- ❖ O centro respiratório, que regula a remoção de CO<sub>2</sub> do líquido extracelular;
- ❖ Os rins, que agem reabsorvendo o bicarbonato filtrado ou eliminando o H<sup>+</sup> pelo sistema tampão fosfato ou na forma de NH<sub>4</sub><sup>+</sup>.

# Os Sistemas Tampões do Organismo

**Os principais sistemas tampões presentes no organismo, que permitem a manutenção da homeostasia, são:**

**sistema bicarbonato**

**sistema fosfato**

**proteínas**

**sistema da amônia**

# SANGUE COMO UMA SOLUÇÃO-TAMPÃO

- ✓ Sistema tampão usado para controlar o pH no sangue.



## SISTEMA TAMPÃO ÁCIDO CARBÔNICO-BICARBONATO



- ✓  $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$  : são um par ácido base conjugado.

# SANGUE COMO UMA SOLUÇÃO-TAMPÃO

- ✓ Equilíbrios importantes no sistema tampão ácido carbônico-bicarbonato:



**CO<sub>2</sub>**: um gás que fornece um mecanismo para o corpo se ajustar aos equilíbrios.

- ✓ A remoção de CO<sub>2</sub> por exalação desloca o equilíbrio para a direita, consumindo íons H<sup>+</sup>.

# SANGUE COMO UMA SOLUÇÃO-TAMPÃO

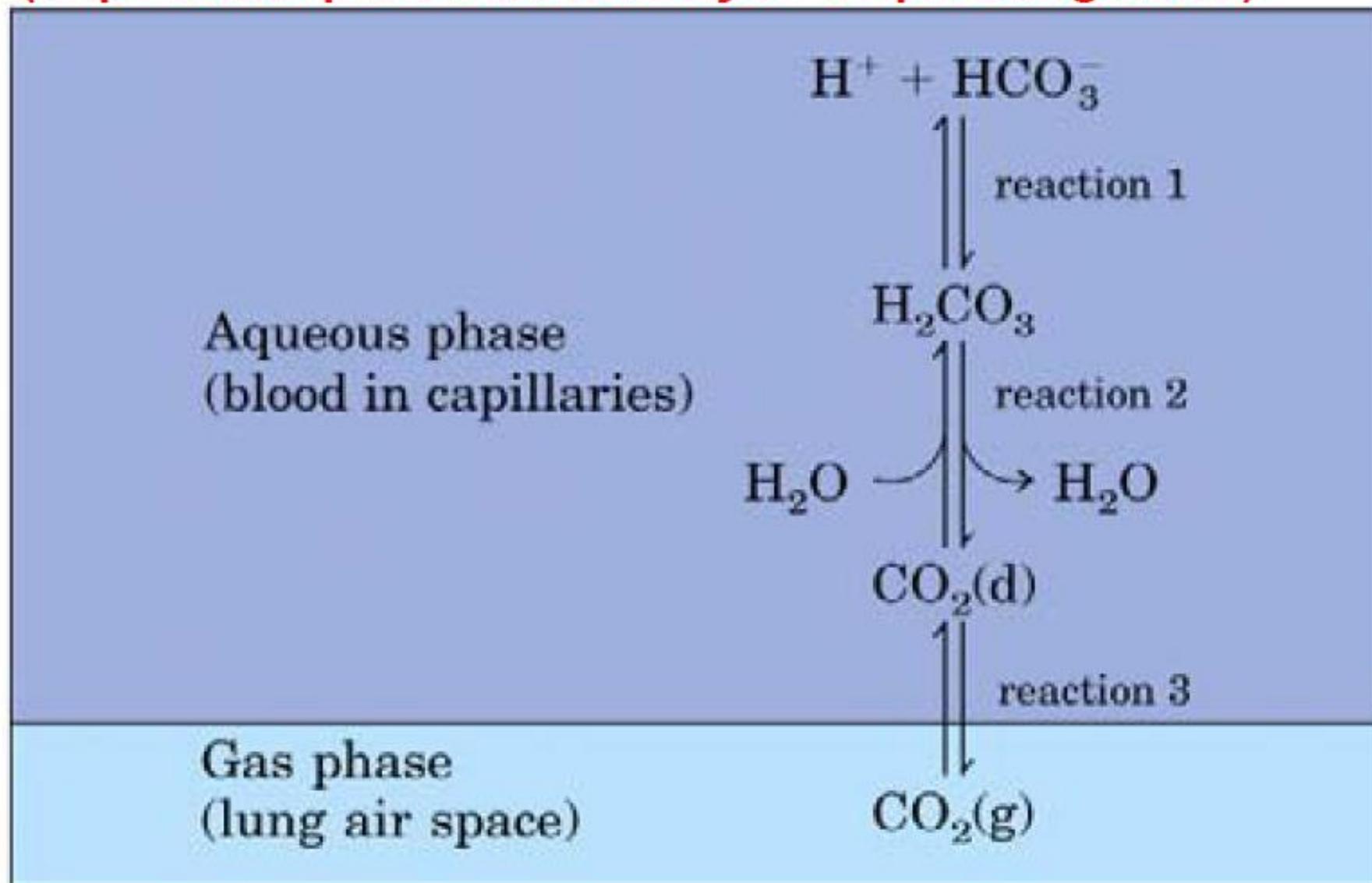
- ✓ Para que o tampão tenha pH de 7,4, a razão [base] / [ácido] deve ser igual a um valor de 20.
- ✓ No plasma sangüíneo normal as concentrações de  $\text{HCO}_3^-$  e  $\text{H}_2\text{CO}_3$  são aproximadamente de 0,024 mol / L e 0,0012 mol /L, respectivamente.
- ✓ O tampão tem alta capacidade para neutralizar ácido adicional, mas apenas uma baixa capacidade para neutralizar base adicional.

# SANGUE COMO UMA SOLUÇÃO-TAMPÃO

✓ Os principais órgãos que regulam o pH do sistema tampão ácido carbônico-bicarbonato são pulmões e rins. Alguns dos receptores no cérebro são sensíveis às concentrações de  $H^+$  e  $CO_2$  nos fluidos corpóreos. Quando a concentração de  $CO_2$  aumenta, os equilíbrios deslocam-se para a esquerda, o que leva à formação de mais  $H^+$ . Os receptores disparam um reflexo para respirar mais rápido e mais profundamente, aumentando a velocidade de eliminação de  $CO_2$  dos pulmões e deslocando o equilíbrio de volta para a direita. Os rins absorvem ou liberam  $H^+$  e  $HCO_3^-$ ; muito do excesso de ácido deixa o corpo na urina, que normalmente tem pH de 5,0 a 7,0.

## Tampão $\text{CO}_2\text{-H}_2\text{CO}_3\text{-HCO}_3^-$

(Importante para a manutenção do pH sanguíneo)



# A capacidade tamponante depende de 3 equilíbrios



**Manter o pH é importante  
para a conformação de  
proteínas e atividade de  
enzimas**