

Sistemas tampão

Henning Ulrich

Potencial hidrogeniônico (pH)

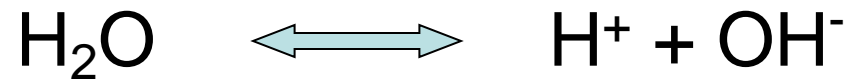
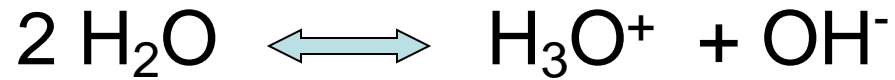
A $[H^+]$ de uma solução é quantificada em unidades de pH

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

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

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 (H_2O)

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

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

pH (**sangue**)

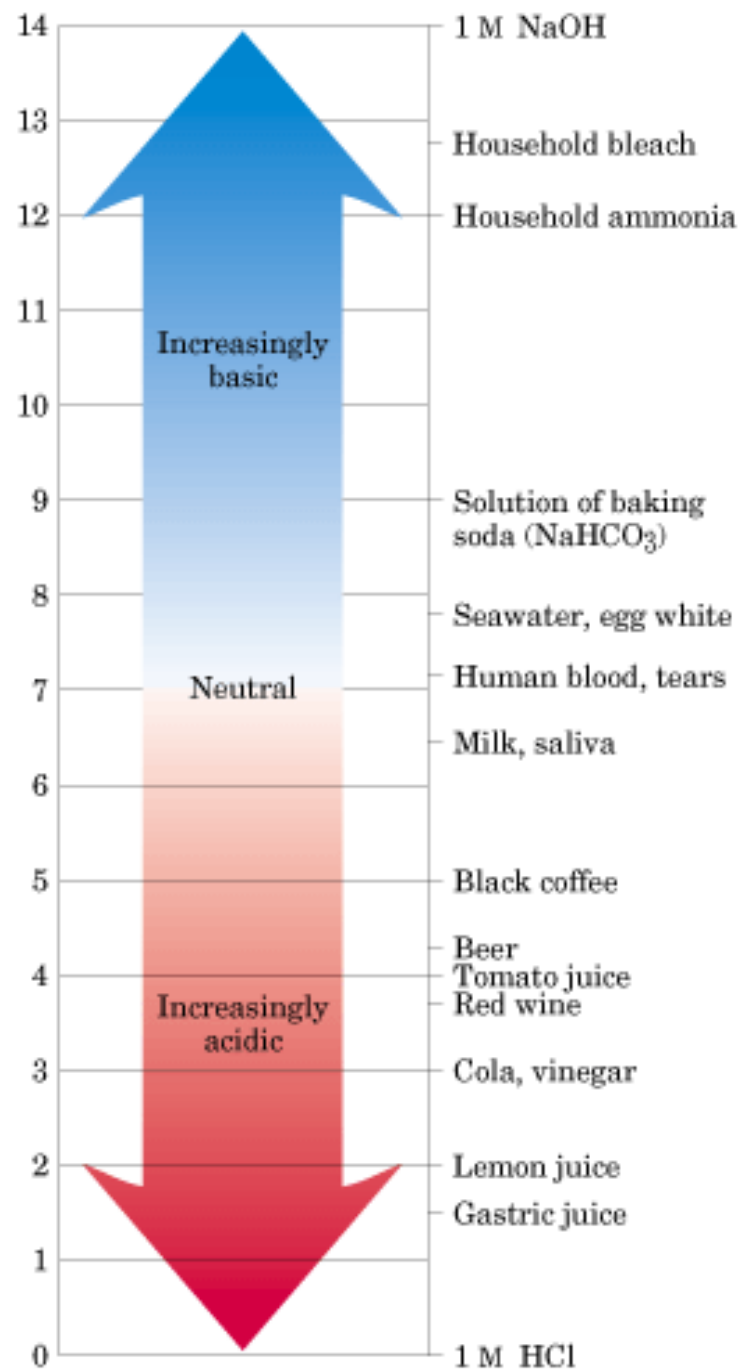
$$[\text{H}^+] = 40 \times 10^{-9}$$

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

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

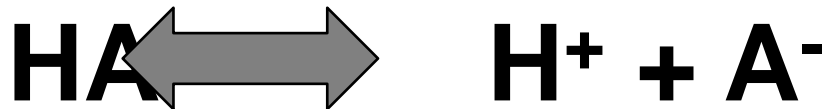
*The expression pOH is sometimes used to describe the basicity, or OH^- concentration, of a solution; pOH is defined by the expression $pOH = -\log [OH^-]$, which is analogous to the expression for pH. Note that in all cases, $pH + pOH = 14$.



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

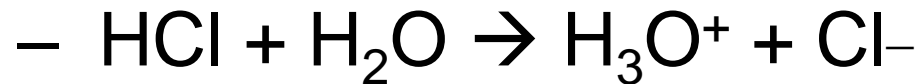
Ácidos e Bases

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

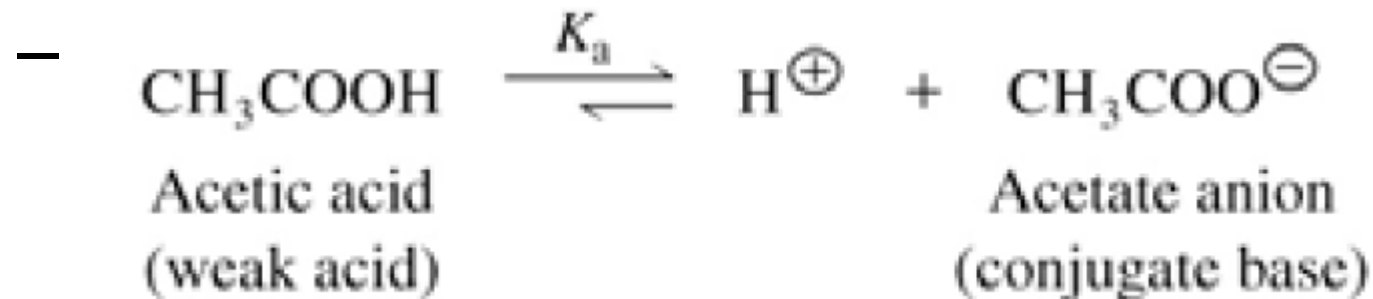


Ácidos fortes e fracos

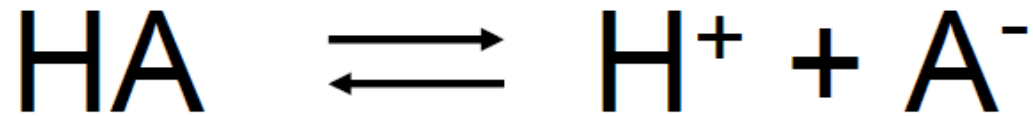
- **Ácidos fortes** se dissociam completamente em água



- **Ácidos fracos** não dissociam completamente



Constante de dissociação dos ácidos (Ka)



Ácido

Base conjugada

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

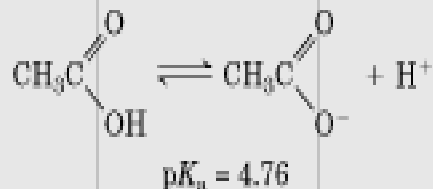
$$pK_a = -\log K_a = \log \frac{1}{K_a}$$

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

Monoprotic acids

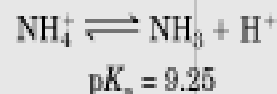
Acetic acid

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



Ammonium

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



Diprotic acids

Carbonic acid

($K_a = 1.70 \times 10^{-4} \text{ M}$);

Bicarbonate

($K_a = 6.31 \times 10^{-11} \text{ M}$)

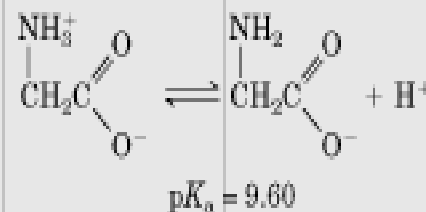
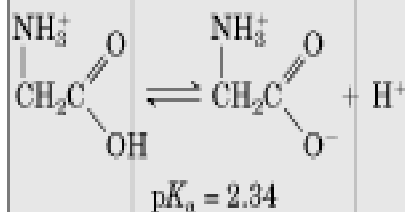


Glycine, carboxyl

($K_a = 4.57 \times 10^{-3} \text{ M}$);

Glycine, amino

($K_a = 2.51 \times 10^{-10} \text{ M}$)



Triprotic acids

Phosphoric acid

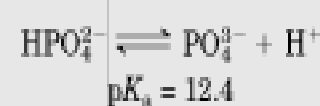
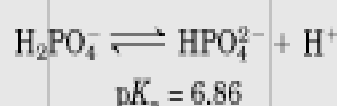
($K_a = 7.25 \times 10^{-3} \text{ M}$);

Dihydrogen phosphate

($K_a = 1.38 \times 10^{-7} \text{ M}$);

Monohydrogen phosphate

($K_a = 3.98 \times 10^{-13} \text{ M}$)

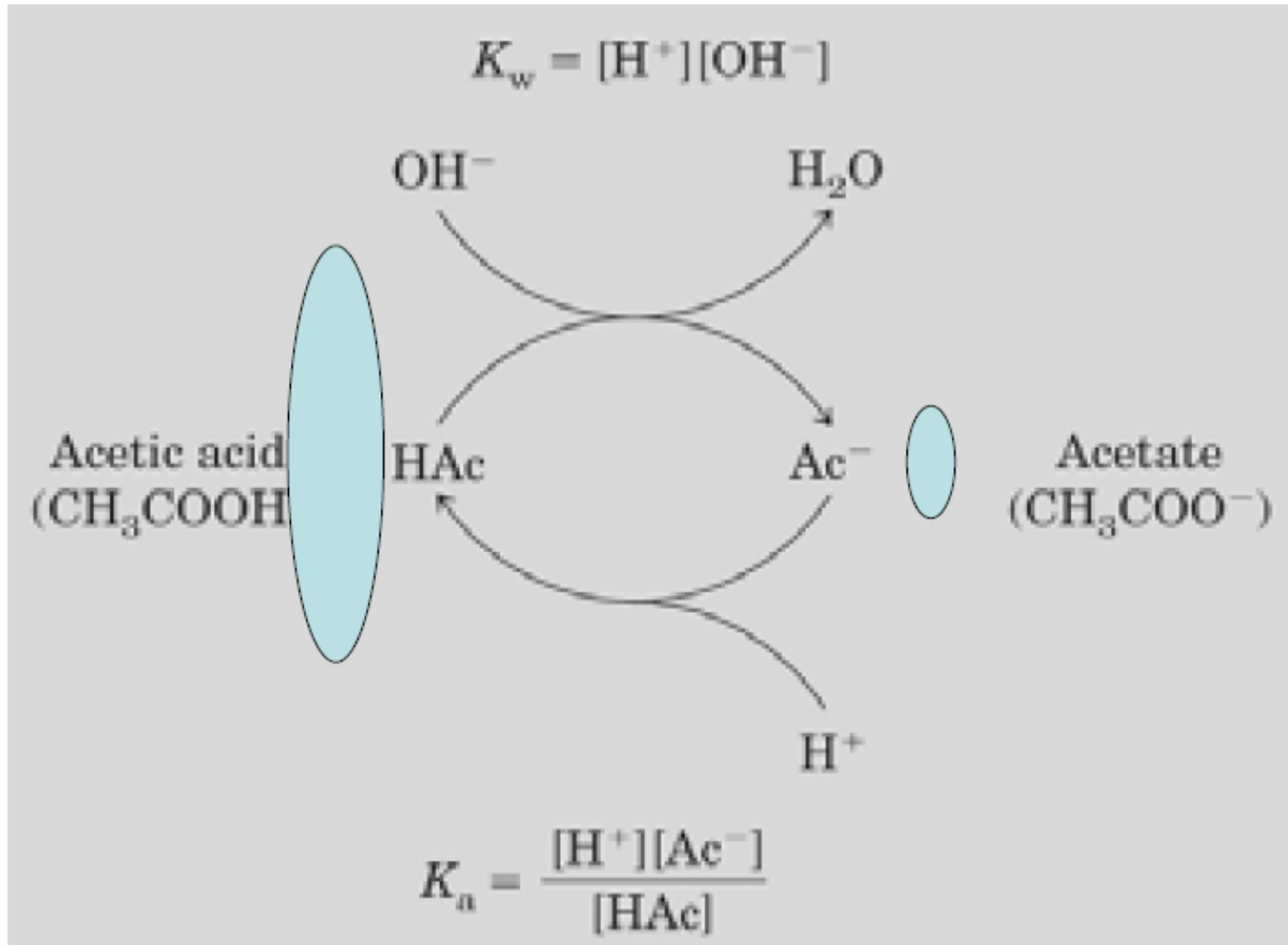


1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13

-H

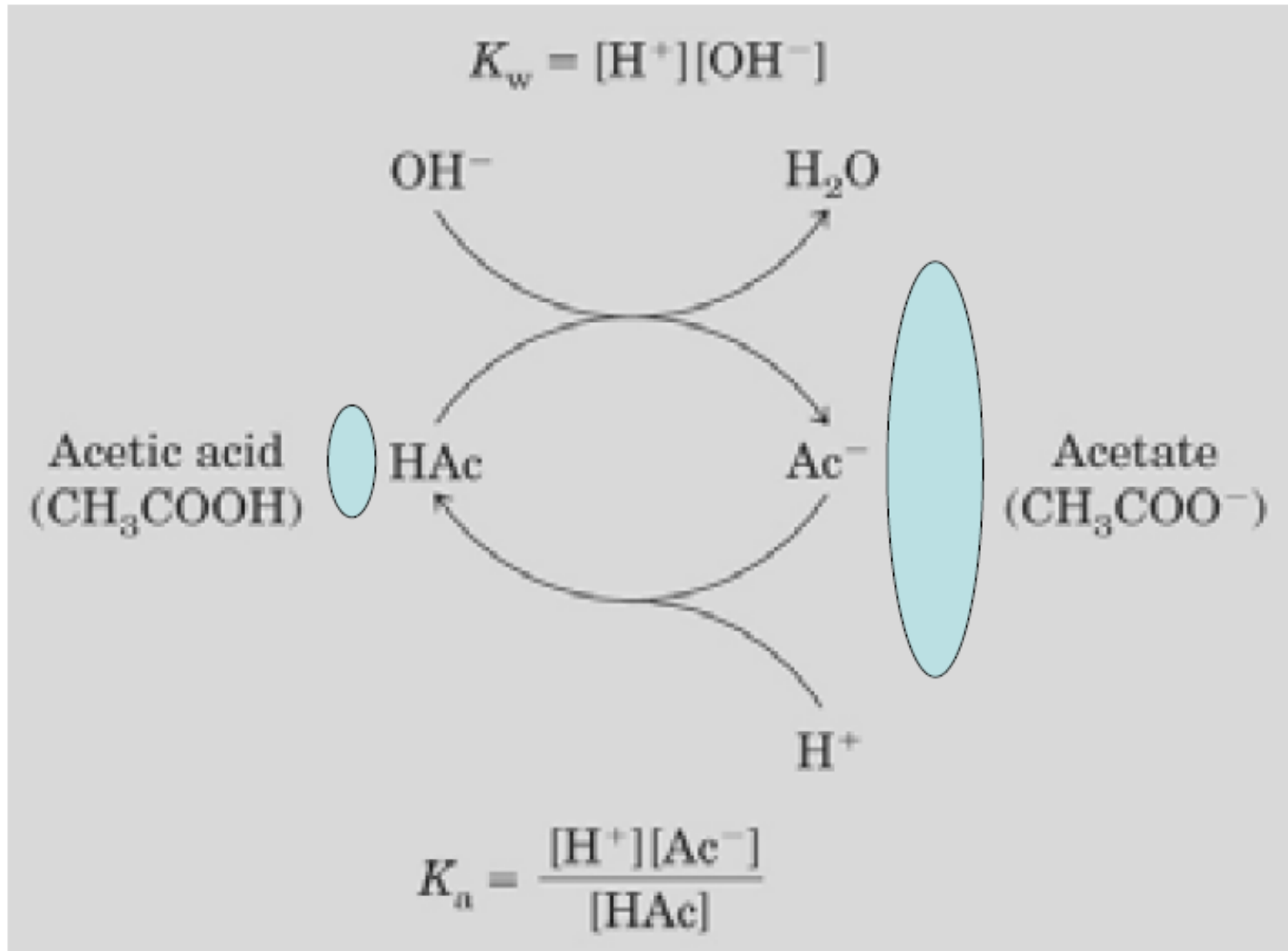
Titulação:

no início, o ácido acético está pouco ionizado

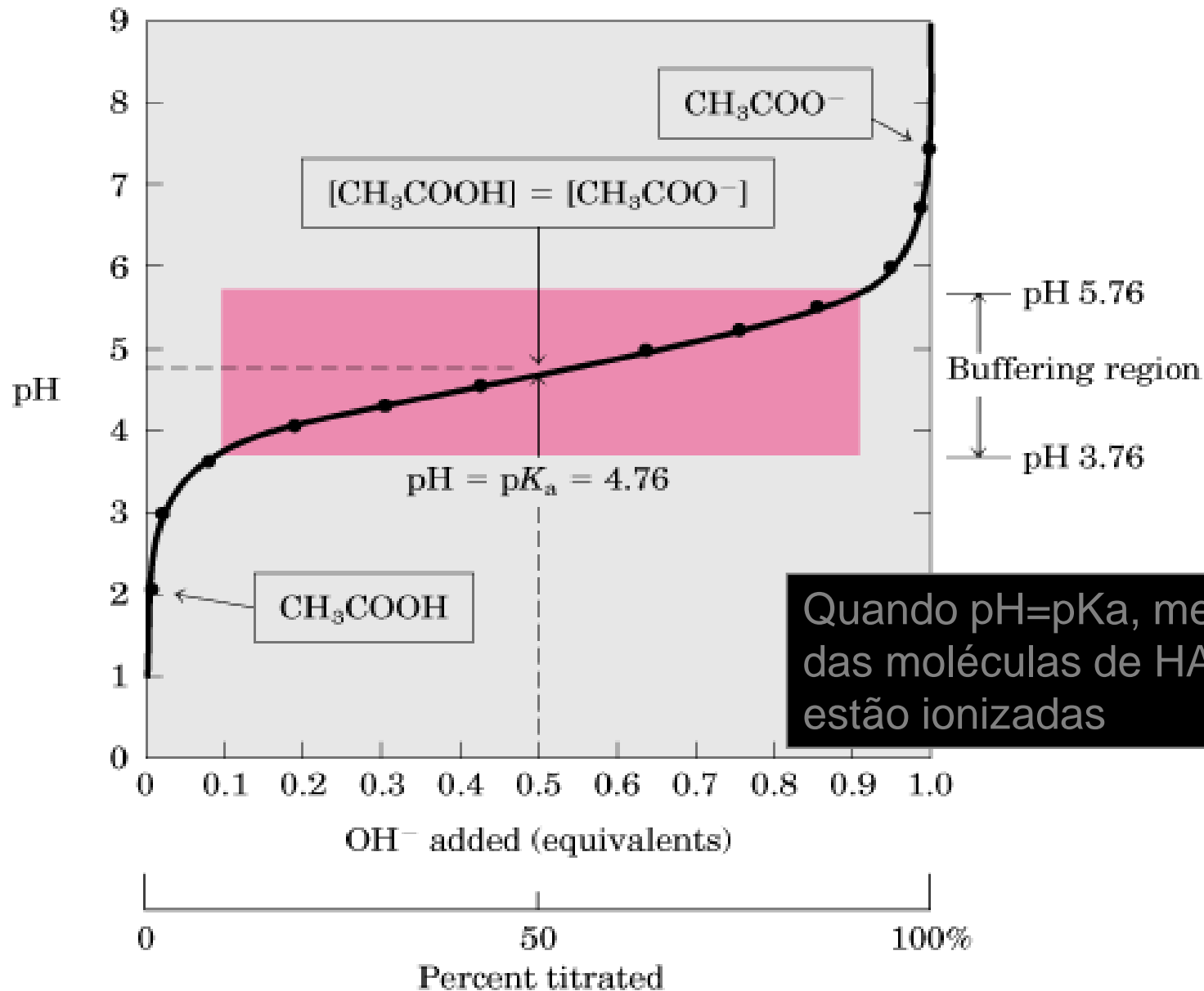


Titulação:

à medida que se adiciona base (OH⁻), a ionização aumenta...



Curva de titulação do ácido acético

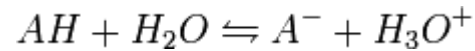


Solução tampão

- 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:

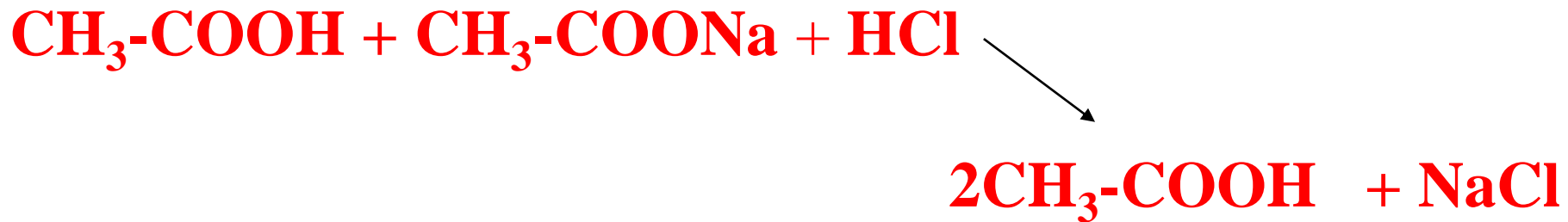
$$-\log_{10}([H_3O^+]) = -\log_{10}(K_a) - \log_{10}\left(\frac{[AH]}{[A^-]}\right)$$

E invertendo os quocientes:

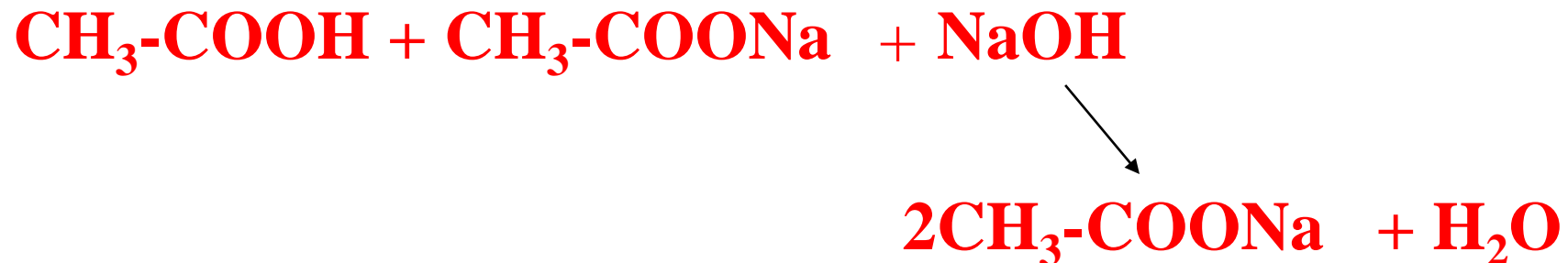
$$pH = pK_a + \log_{10}\left(\frac{[A^-]}{[AH]}\right)$$

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 CO₂ do líquido extracelular;
- ❖ Os rins, que agem reabsorvendo o bicarbonato filtrado ou eliminando o H⁺ pelo sistema tampão fosfato ou na forma de NH₄⁺.

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:



CO₂: um gás que fornece um mecanismo para o corpo se ajustar aos equilíbrios.

- ✓ A remoção de CO₂ por exalação desloca o equilíbrio para a direita, consumindo íons H⁺.

SANGUE COMO UMA SOLUÇÃO-TAMPÃO

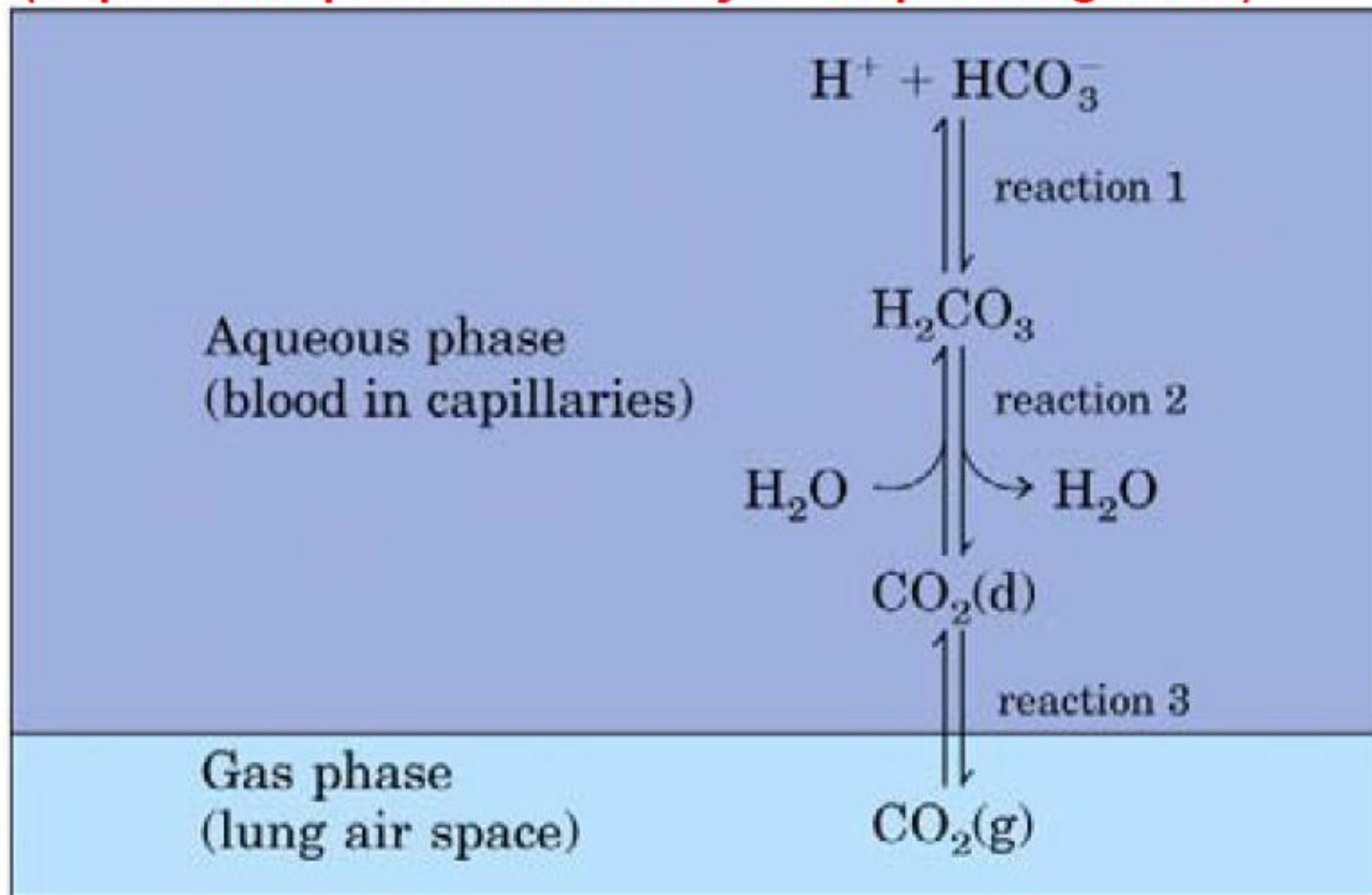
- ✓ Para que o tampão tenha pH de 7,4, a razão [base] / [ácido] deve ser igual a um valor de 20.
- ✓ No plasma sangüíneo normal as concentrações de HCO_3^- e H_2CO_3 são aproximadamente de 0,024 mol / L e 0,0012 mol /L, respectivamente.
- ✓ O tampão tem alta capacidade para neutralizar ácido adicional, mas apenas uma baixa capacidade para neutralizar base adicional.

SANGUE COMO UMA SOLUÇÃO-TAMPÃO

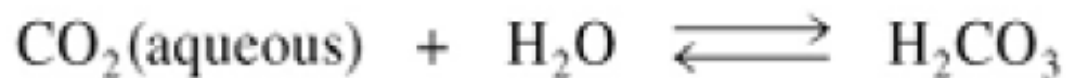
✓ Os principais órgãos que regulam o pH do sistema tampão ácido carbônico-bicarbonato são pulmões e rins. Alguns dos receptores no cérebro são sensíveis às concentrações de H^+ e CO_2 nos fluidos corpóreos. Quando a concentração de CO_2 aumenta, os equilíbrios deslocam-se para a esquerda, o que leva 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**