

Hidratação do  $\text{CO}_2$  e a formação de íons de hidrogênio e bicarbonato: o evento central do balanço ácido-base em biologia

**Prof. Dr. Tiago R. Figueira**  
**Bioquímica e Biofísica - EEFERP/USP**

# Objetivo

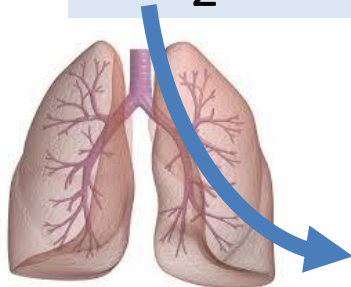
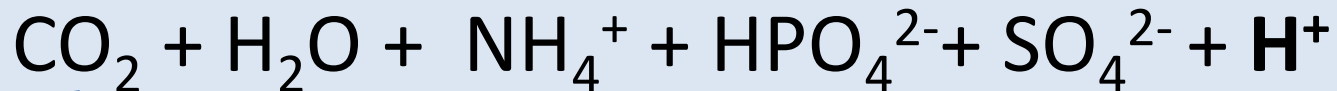
1. Compreender que a combinação de  $\text{CO}_2$  e água gera  $\text{H}^+$  e  $\text{HCO}_3^-$  (bicarbonato)
2. Compreender que outras substâncias tem comportamento similar em meio aquoso
3. Compreender como tais substâncias ajudam a manter a relativa constância do pH no organismo

# O $\text{CO}_2$ é um produto constante do catabolismo de nutrientes energéticos

Carboidratos, lipídios e aminoácidos

Energia

Catabolismo  
contínuo



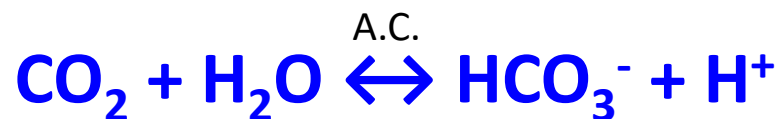
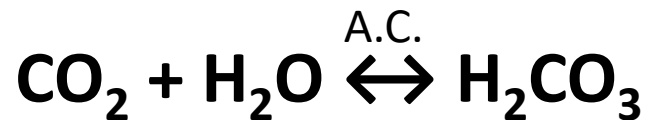
Atmosfera  
13-20 mol/dia

# O meio interno aquoso tem sempre CO<sub>2</sub> dissolvido

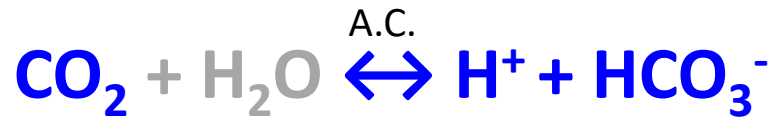
A “disponibilidade” do CO<sub>2</sub> é expressa em PRESSÃO (*p*CO<sub>2</sub>)

No sangue arterial, *p*CO<sub>2</sub> = 40 mmHg

Considerando a sua solubilidade, temos: 1,2 mM



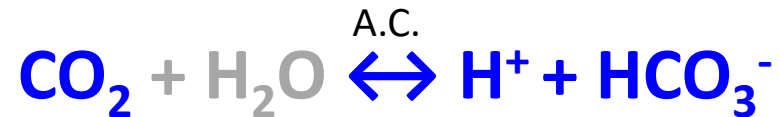
CO<sub>2</sub> se comporta como um doador de H<sup>+</sup> em meio aquoso, um ácido, fraco!



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]} \approx 7,9 \cdot 10^{-7} \text{ M} \quad -\text{Log } K_{\text{eq}} = 6,1$$

- CO<sub>2</sub> e HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> são, respectivamente, ácido e base
- Devido a protonação e desprotonação reversível, um se interconverte no outro
  - Por isso são um par ácido-base conjugada

Outras substâncias têm comportamento similar  
ao par ácido-base conjugada  $\text{CO}_2\text{-HCO}_3^-$



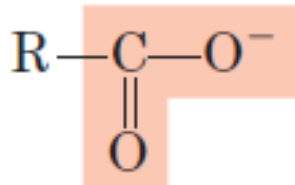
Reação genérica para expressar a desprotonação e  
protonação de par ácido-base conjugada

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

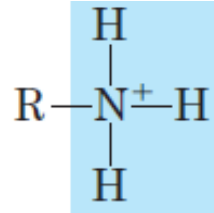
$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = K_{\text{a}}$$

$$-\text{Log } K_{\text{a}} = \text{p}K_{\text{a}}$$

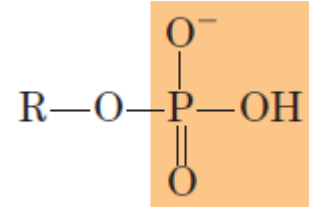
# Grupos químicos protonáveis/desprotonáveis estão presentes em muitas biomoléculas



**Carboxil**



**Amino**

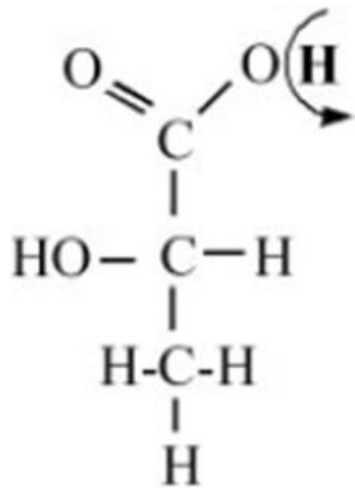


**Fosforil**

- Assim, a carga elétrica e as possíveis interações físico-químicas de uma molécula que tem grupos químicos ionizáveis depende do pH do meio.

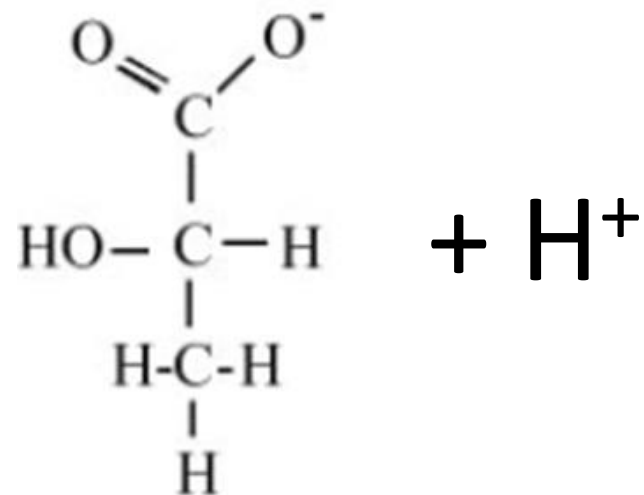
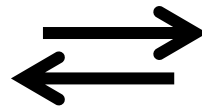
- Em quantidade abundante, tais moléculas podem atuar como “tampões de H<sup>+</sup>”

# Exemplo do ácido láctico e lactato como biomolécula com o comportamento de par acido-base conjugada



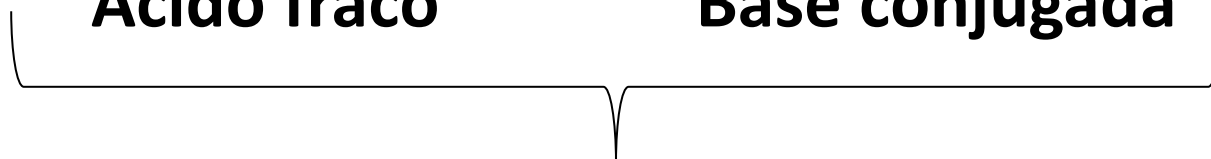
Ácido Láctico

Ácido fraco



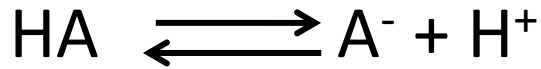
Ânion Lactato

Base conjugada

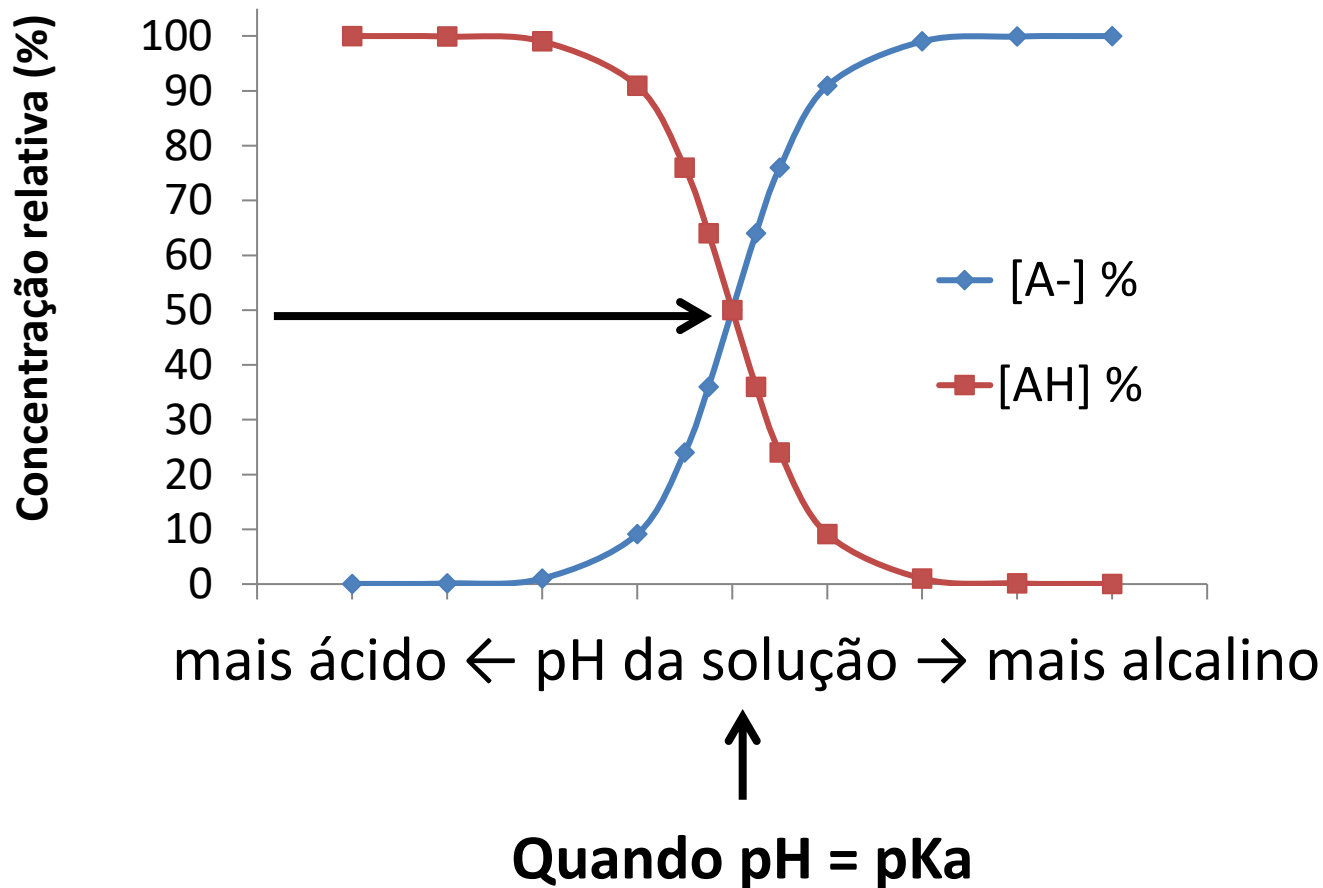




# O estado de ionização do par ácido-base conjugada depende do pH

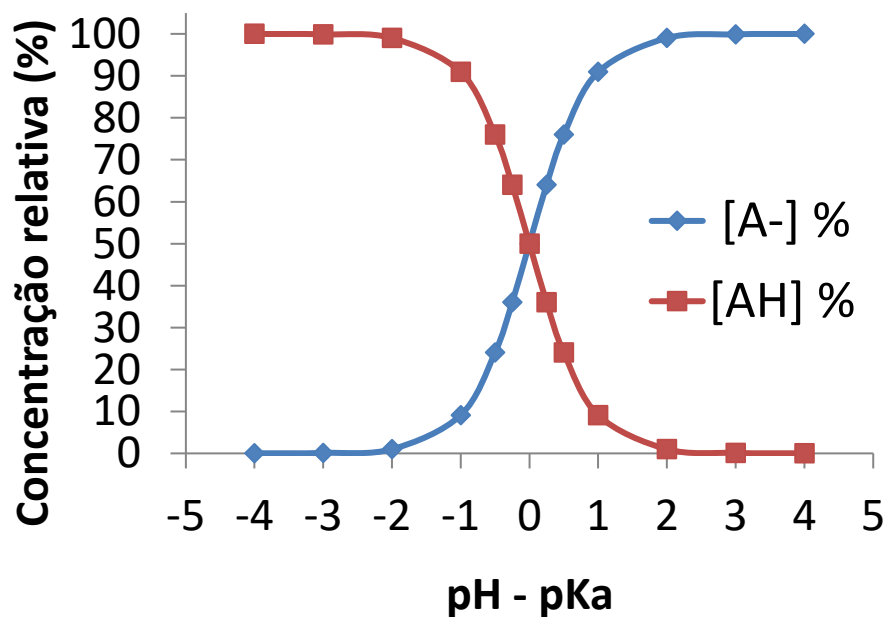
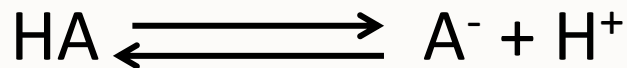


$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = K_{\text{a}}$$



Notem a influência do pH sobre a ionização e carga elétrica

# Uma equação exponencial (de Henderson-Hasselbalch) calcula o estado de ionização



$$\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = 10^{(\text{pH} - \text{pKa})}$$

pKa é uma constante que representa a “identidade” do par

$$[\text{A}^-] = [\text{HA}] * 10^{(\text{pH} - \text{pKa})}$$

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

# O par ácido-base conjugada pode atuar como tampão de H<sup>+</sup>

Definição de tampão de pH: são moléculas que podem, reversivelmente, receber ou doar H<sup>+</sup>, impedindo ou atenuando a variação do pH de uma solução

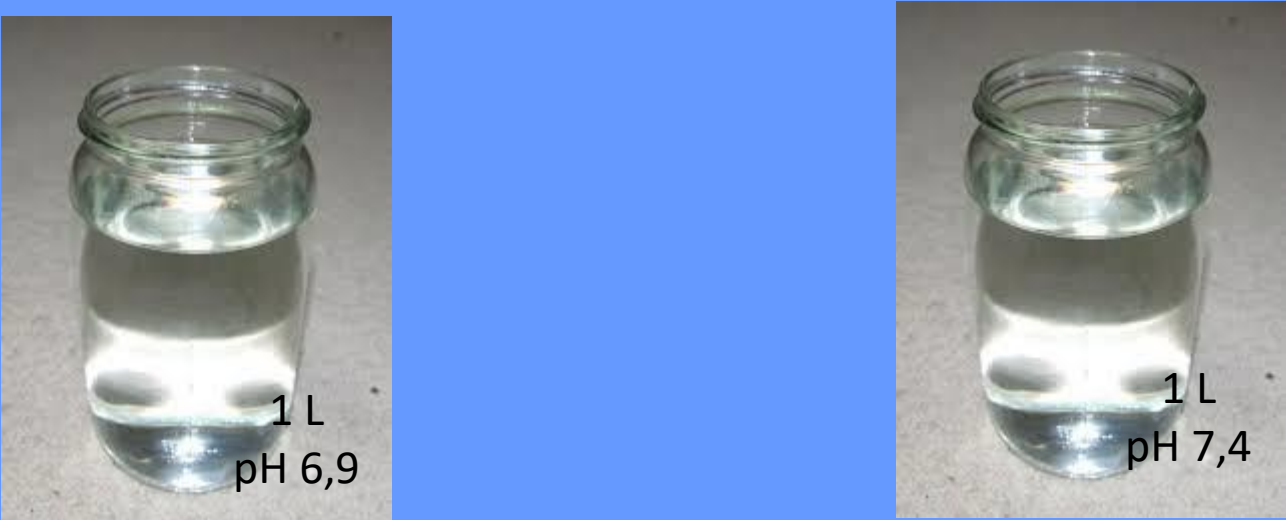
# Tampão de $H^+$ : atenua/impede a alteração na $[H^+]$

Capacidade de tamponamento pode ser mensurada

1 mL  
HCl 10 M

$H_2O$  pura

Plasma sanguíneo



1 L  
pH 6,9

1 L  
pH 7,4

pH 6,9 → 2,0

pH 7,4 → 7,2

# Conhecer o pKa é útil em várias rotinas de laboratório e clínicas\*

**Somente pares ácidos-bases conjugadas que têm pKa próximo ao *pH alvo* serão efetivamente tampões de pH em uma determinada solução**

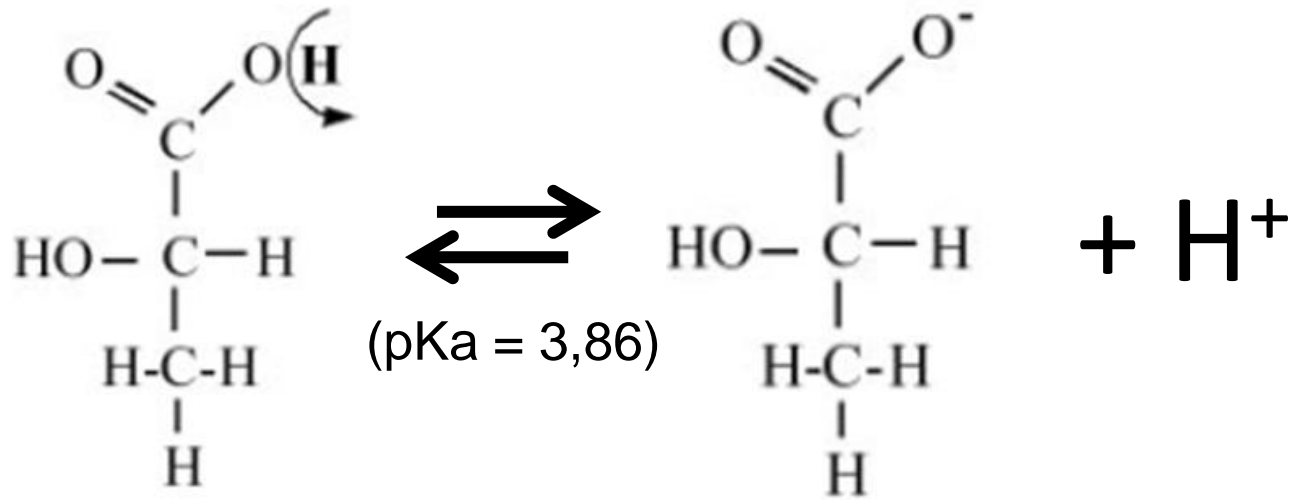
Saber sobre a forma predominante (protonada vs. desprotonada) de um par ácido-base conjugado em um meio aquoso com um determinado pH

- É importante saber sobre a carga elétrica

# Exemplo da aplicação do pKa e da equação de Henderson-Hasselbalch para solucionar uma questão

É ácido láctico ou ânion lactato que temos no organismo?

# Protonação do ânion lactato e dissociação do ácido láctico no meio interno com pH de 7,4



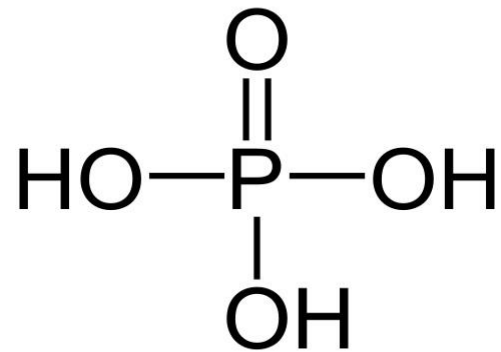
Ácido Láctico

Ânion Lactato  
(Base Conjugada)

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = 10^{(\text{pH} - \text{pKa})}$$

# Alguns ácidos fracos podem dissociar mais do que um $H^+$



O ácido fosfórico ( $H_3PO_4$ ) é triprótico, pode ionizar  $3H^+$

Terá também 3 valores de  $pK_a$

