

Equilíbrio Ácido-Básico

Água : solvente das reações
químicas

www.profbio.com.br

Introdução

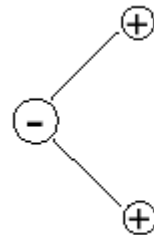
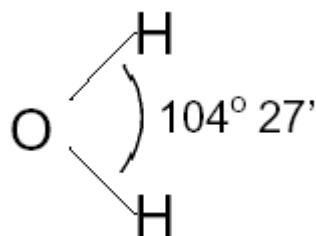
- **Polaridade molecular:** moléculas que possuem uma maior concentração de cargas numa parte da molécula. Os elétrons são compartilhados de forma desigual.
- **Apolar:** as cargas elétricas das moléculas estão distribuídas uniformemente. O compartilhamento de elétrons é equilibrado.
- **Dipolo:** moléculas que contém extremidades positivas e negativas.

Conceitos

- **Hidrofílico:** substância que possui afinidade pela água. Ex: compostos polares
- **Hidrofóbico:** substância que não possui afinidade pela água. Ex: compostos apolares
- **Anfipático:** substância que possui porção hidrofílica e hidrofóbica. Ex: ácido graxo

Água

- Formada por dois átomos de H unidos por ligações covalentes à um átomo de O.
- O **O** é mais eletronegativo (atrai mais elétrons), tornando desta forma a molécula da água polar.



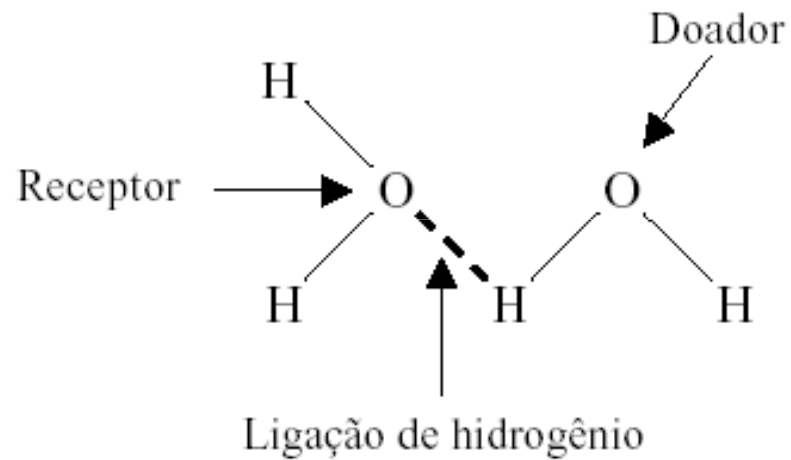
ou



Água

- As moléculas de água são ligadas entre si por pontes de hidrogênio.
- A carga residual positiva do hidrogênio, quando ligado ao oxigênio, permite a interação deste com um par de elétrons não compartilhado de outro elemento eletronegativo, devido a interações eletrostáticas.

Pontes de hidrogênio



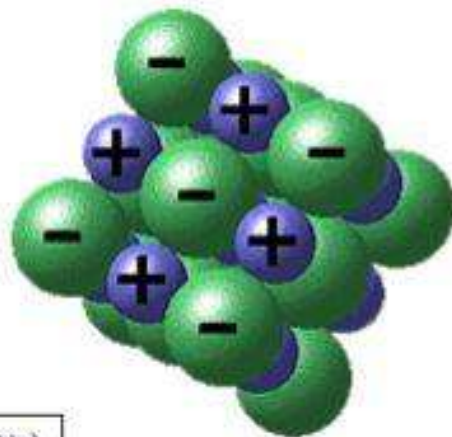
Água como solvente

- Princípio da atração eletrostática entre cargas opostas.
- Extremidade negativa do dipolo da água atrai íons positivos ou a extremidade positiva de outro dipolo
- Essa atração faz com que as moléculas (alcóois, aminas e ácido carboxílico) se dissolvam.

Água como solvente

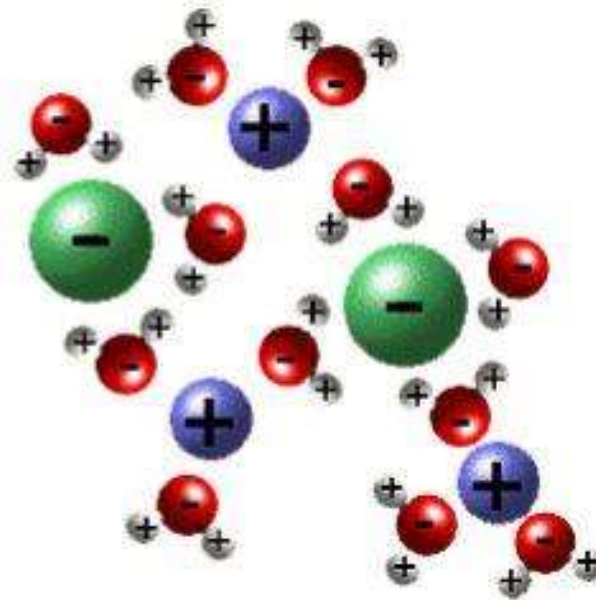
- NaCl (soluto)+ água(solvente):
- NaCl é quebrado em íons Na^+ e Cl^- .
- Os íons Na^+ serão atraídos pelo átomo de oxigênio da molécula da água, enquanto os íons Cl^- serão atraídos pelo hidrogênio da molécula da água.

Estrutura do cristal de NaCl



sódio (Na)
cloro (Cl)

NaCl em água



Água como solvente

- As interações entre moléculas apolares e a água são fracas.
- O dipolo permanente da água pode induzir um dipolo temporário nas moléculas apolares pela distorção da nuvem eletrônica, mas é insuficiente para promover uma interação. Essas substâncias são chamadas de **hidrofóbicas**.

Equilíbrio ácido-básico

Dissociação da água

- O grau de dissociação da água em íons H^+ e OH^- é pequeno, mas importante para influenciar as propriedades dos solutos.

Grau de dissociação da água:

$$K_{eq} = [\text{H}^+].[\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] \quad [55,5\text{M}]$$

$$1,8 \times 10^{-16} = [\text{H}^+].[\text{OH}^-] / 55,5$$

$$[\text{H}^+].[\text{OH}^-] = 1.10^{-14}$$

$$K_w = [\text{H}^+].[\text{OH}^-] = (1.10^{-7}).(1.10^{-7}) = 1.10^{-14} \text{ íon g/L}$$

Cálculo de pH

- Na água, à temperatura ambiente, a concentração de $H^+ = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

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

$$pH = -\log [1 \cdot 10^{-7}]$$

$$pH = -[\log 1 + (-7) \cdot \log 10]$$

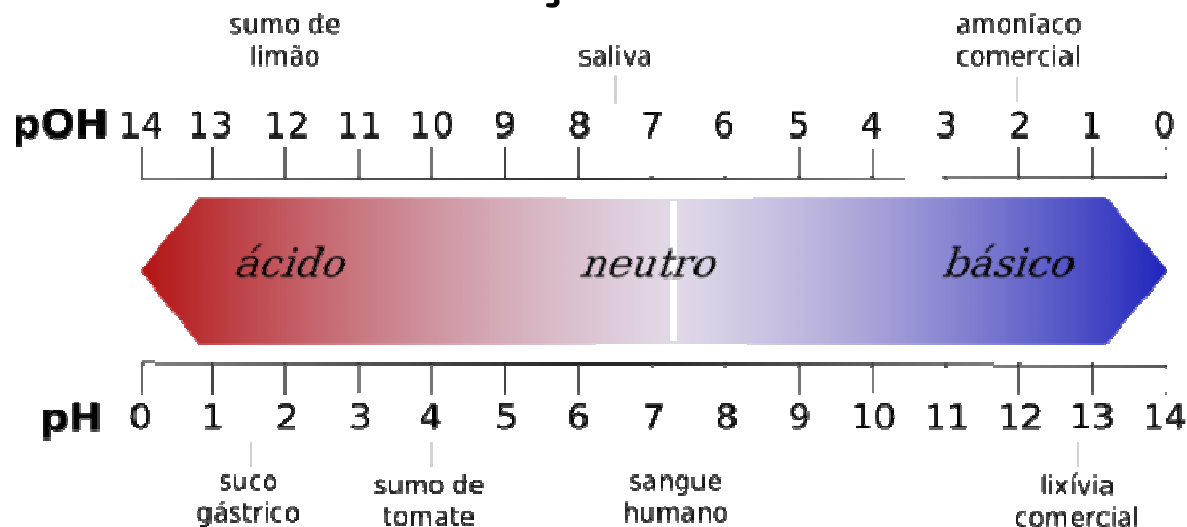
$$pH = -[0 + (-7) \cdot \log 10]$$

$$pH = 7.1 = 7$$

$$pH + pOH = 14$$

pH - potencial hidrogeniônico

- Valor que indica o índice de acidez, alcalinidade e neutralidade do meio.
- Está diretamente relacionado com a quantidade de íons H^+ em uma solução.



Exercícios:

- 1. Qual o pH de uma solução com:
 - a. $[H_3O^+] = 10^{-9} M$
 - b. $[OH] = 10^{-9} M$
- 2. Sabendo-se que para encontrar a $[H^+]$ de uma substância com base no valor de pH da solução, utiliza-se a fórmula $[H^+] = 10^{-pH}$, calcule a concentração de H_3O^+ em pH:
 - a. 3
 - b. 13
 - c. 8
 - d. 7

Cálculo

3. Qual o pH de uma solução com $1,39 \times 10^{-8}$.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad [\text{H}^+] = 1,39 \cdot 10^{-8}$$

$$\text{pH} = - [\log 1,39 + (-8) \cdot \log 10]$$

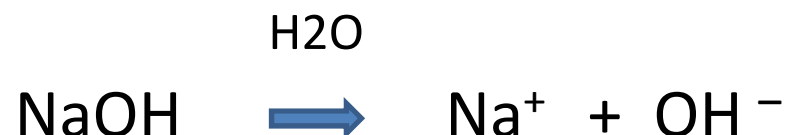
$$\text{pH} = - (0,143 - 8.1)$$

$$\text{pH} = - (- 7,857)$$

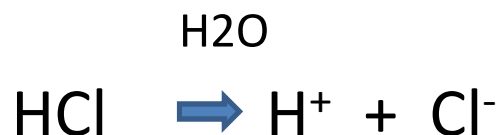
$$\text{pH} = 7,86$$

Equilíbrio Ácido-Básico

- **Bases:** são substâncias que, quando em solução aquosa, se dissociam fornecendo íons OH^-



- **Ácidos:** são substâncias definidas como doadoras de prótons – íons H^+ quando em solução aquosa. Estes íons por sua vez reagem com a água formando o íon H_3O^+ também chamado de Hidrônio.



Ácidos

- Podem ser classificados quanto ao grau de força (dissociação em água) como:
 - **Forte**: Grau de ionização acima de 50%
 - **Semi-forte**: Grau de ionização entre 30% a 50%
 - **Fraco**: Grau de ionização de 10% a 30%
 - **Semi-fraco**: Grau de ionização de 4% a 10%
 - **Superfraco**: Grau de ionização de 1% a 4%
 - **Insignificante**: Grau de ionização até 1%


Quadro 9.1
Ácidos e Bases

Nome	Ácido \rightleftharpoons Próton + Base			Nome
Ácido clorídrico	HCl	H ⁺	Cl ⁻	Cloreto
Ácido Acético	CH ₃ COOH	H ⁺	CH ₃ COO ⁻	Acetato
Amônia	NH ₄ ⁺	H ⁺	NH ₃	Amoníaco
Ácido Fosfórico	H ₃ PO ₄	H ⁺	H ₂ PO ₄ ⁻	Fosfato I
Fosfato I	H ₂ PO ₄ ⁻	H ⁺	HPO ₄ ⁼	Fosfato II
Fosfato II	HPO ₄ ⁼	H ⁺	PO ₄ ⁼	Fosfato III
Aminoácido (cátion)	R< $\begin{matrix} \text{COOH} \\ \text{NH}_3^+ \end{matrix}$	H ⁺	R< $\begin{matrix} \text{COO}^- \\ \text{NH}_3^+ \end{matrix}$	Aminoácido (híbrion)
Aminoácido (híbrion)	R< $\begin{matrix} \text{COO}^- \\ \text{NH}_3^+ \end{matrix}$	H ⁺	R< $\begin{matrix} \text{COO}^- \\ \text{NH}_2 \end{matrix}$	Aminoácido (anion)
Fórmula Geral de ácido	H _n A	nH ⁺	A ⁿ⁽⁻⁾	Fórmula geral de base

Ácido e base

- Ácido forte + base forte \longleftrightarrow sal + água

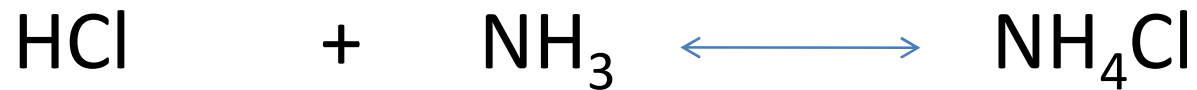



Dissocia 100%

pH = 7

Ácido e base

- **Ácido forte + base fraca \longleftrightarrow Sal**



pH < 7

sal ácido

Ácido e base

- Ácido Fraco + Base forte \longleftrightarrow sal + água



pH > 7

↓
sal básico

Constante de dissociação ou ionização

- Valor numérico utilizado para indicar a força de um ácido, ou seja, a quantidade de H^+ que ele libera quando em solução aquosa



$$K_a = \frac{[H^+].[A^-]}{[HA]} \quad [\text{ mol/L ou M}]$$

- Quanto maior o seu valor, mais forte é o ácido

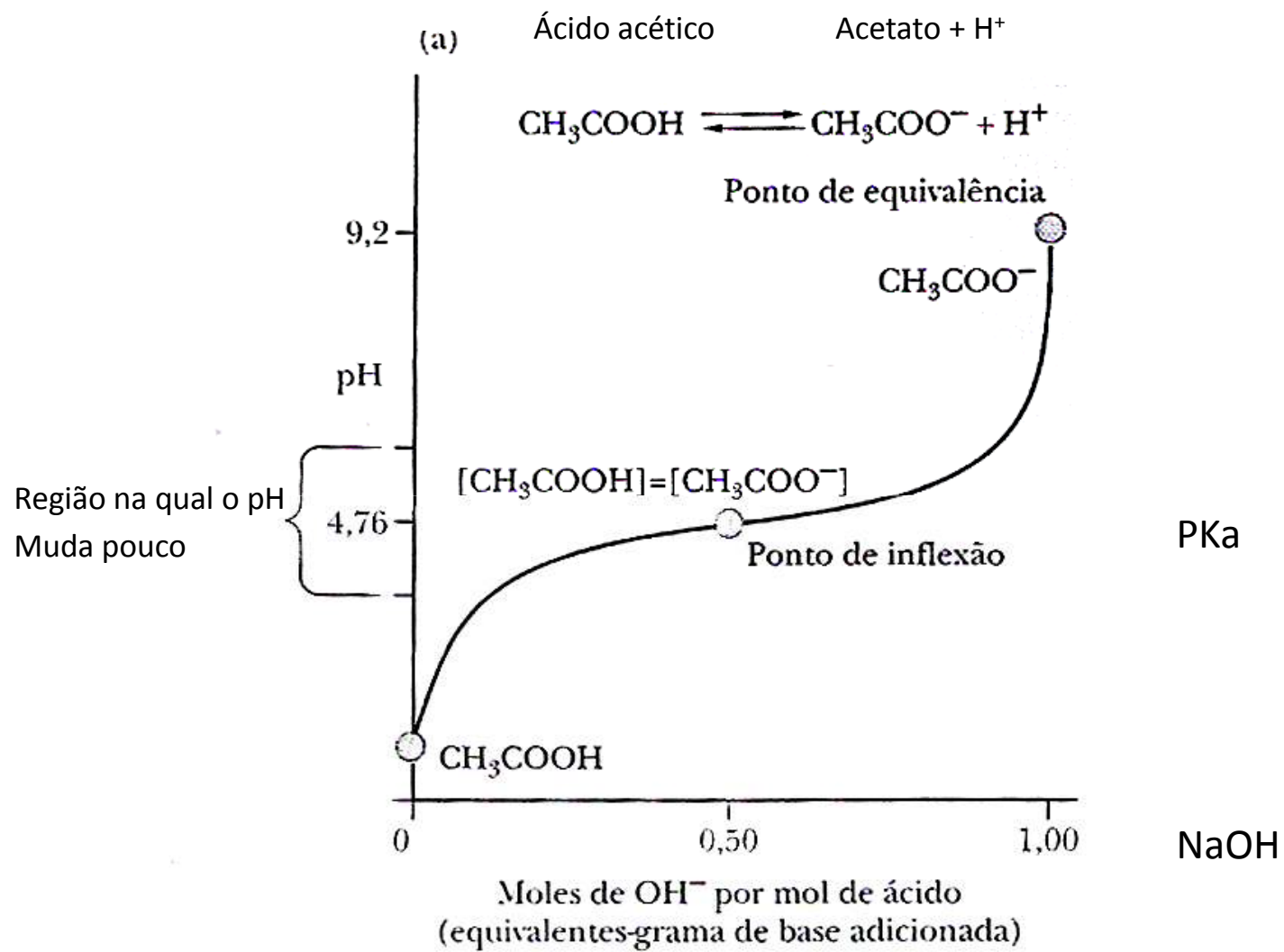
Constante de dissociação ou ionização

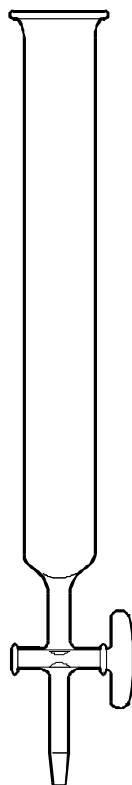
- A acidez pode também ser expressa pelo **pK_a**:
$$\text{pK}_a = -\log K_a$$
- Quanto menor o valor de $\text{P}k_a$, mais forte será o ácido.

Ácido	HA	A-	ka	Pka
Ácido pirúrvico	CH ₃ COCOOH	CH ₃ COCOO-	3,16 x 10 ⁻³	2,50
Ácido fórmico	HCOOH	HCOO-	1,44 x 10 ⁻⁴	3,75
Íon amônio	NH ₄ ⁺	NH ₃	5,6 x 10 ⁻¹⁰	9,25
Ácido carbônico	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	4,3 x 10 ⁻⁷	6,37
Ácido acético	CH ₃ COOH	CH ₃ COO-	1,76 x 10 ⁻⁵	4,76
Ácido fosfórico	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	7,25 x 10 ⁻³	2,14

Curva de titulação

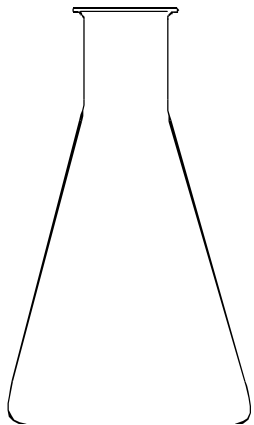
- A titulação é um experimento que consiste em adicionar volumes medidos de base sobre quantidades medidas de ácido.
- O ponto da titulação no qual o ácido estará neutralizado é chamado de **ponto de equivalência**
- O ponto da titulação no qual o ácido estará 50% na forma ionizada e 50% na forma não – ionizada é chamado de PKa





Titulante : solução de concentração
conhecida

Durante a titulação introduz-se um eletrodo de pH no titulado, o que permite medir o pH ao longo da titulação e traçar a curva de titulação.



Titulado : solução de concentração
desconhecida, mas volume
rigorosamente medido.

Titulação

$$M_a.V_a = M_b.V_b$$

Ex:

Titulante = 9,8 ml de solução com NaOH 0,1M/L

Titulado= 10 mL de solução com HAc

$$M_a.V_a = M_b.V_b$$

$$M_a.0,010 = 0,0098.0.1 \quad M_a = 0,098M/L$$

$$N_a = N_b$$

$$N = M.x$$

$$0,098 = 0,1 \text{ ou seja}$$

A normalidade do ácido tem que ser igual a normalidade da base.

Titulação

- Ácido forte x Base forte: Ponto de equivalência em pH neutro.
- Ácido forte x Base fraca: ponto de equivalência em pH ácido.
- Ácido fraca x base forte: ponto de equivalência em pH alcalino

Indicador	Cor - pH baixo	Intervalo de pH de mudança de cor (aproximado)	Cor - pH alto
Violeta de Metilo	amarelo	0.0-1.6	azul-púrpura
Azul de Tornassol	vermelho	1.0-6.9	azul-arroxeadado
Azul de Timol (primeira transição)	vermelho	1.2-2.8	amarelo
Amarelo de Metilo	vermelho	2.9-4.0	amarelo
Azul de Bromofenol	amarelo	3.0-4.6	violeta
Vermelho do Congo	azul	3.0-5.2	vermelho
Laranja de Metilo	vermelho	3.1-4.4	amarelo
Púrpura de Bromocresol	amarelo	5.2-6.8	violeta
Azul de Bromotimol	amarelo	6.0-7.6	azul
Vermelho de Metila	vermelho	4,4-6,2	amarelo
Vermelho de Fenol	amarelo	6.6-8.0	vermelho
Azul de Timol (segunda transição)	amarelo	8.0-9.6	azul
Fenolftaleína	incolor	8.2-10.0	rosa-carmim
Timolftaleína	incolor	9.4-10.6	azul
Amarelo de Alizarina R	amarelo	10.1-12.0	vermelho
Carmim de Indigo	azul	11.4-13.0	amarelo

Tampão

- São as substâncias que limitam as variações do pH perante adições de pequenas quantidades de um ácido ou base forte.
- Formadas por um ácido fraco e sua base conjugada - sal



Tampão

- A capacidade de um tampão é dada pela quantidade de ácido ou base que um tampão pode neutralizar antes que o pH comece a variar a um grau apreciável.
- Depende da quantidade de ácido e base da qual o tampão é feito.

Tampão

	Ácidofraco /base fraca	Sal
T.Acetato	$\text{CH}_3\text{-COOH} +$	CH_3COONa
T. Bicarbonato	$\text{H}_2\text{CO}_3 +$	NaHCO_3
T. Fosfato	$\text{H}_2\text{PO}_4^- +$	NaHPO_4
T. Amônia	$\text{NH}_4\text{OH} +$	NH_4Cl

Tampão Ácido acético + Acetato de Na

- **Acetato de Na** em solução aquosa dissocia-se em $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$



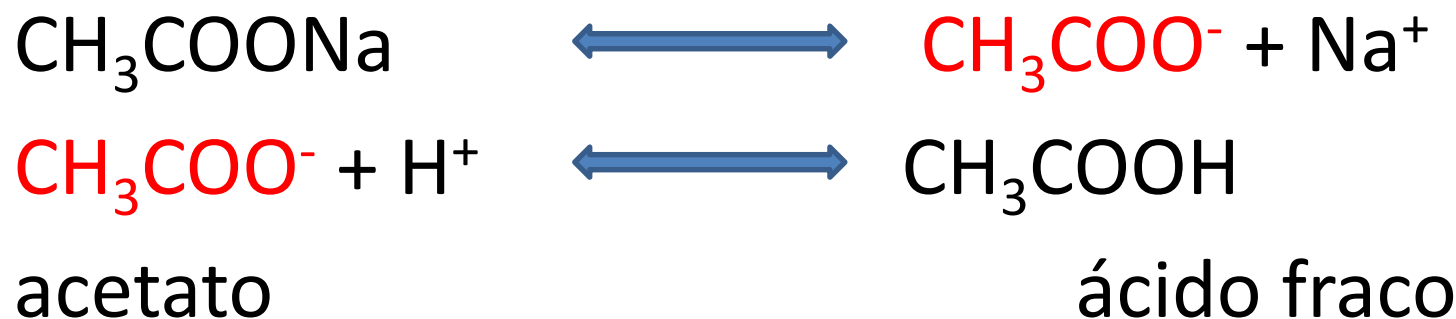
Maior concentração de acetato é proveniente do sal

- O **ácido acético** pouco dissociará em $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$



Tampão Ácido acético + Acetato de Na

- Adição de ácido: elevação da concentração de íons H^+ que será neutralizada pela base conjugada do tampão produzindo ácido acético.



Tampão Ácido acético + Acetato de Na

- Adição de base: elevação da concentração de íons OH^- que será neutralizada pela ação do ácido acético do tampão.



Tampão

- Equação de Henderson- Hasselbach

Qual o pH resultante da mistura de 0,32 moles de acetato de Na com 0,25 moles de ácido acético? $P_k = 4,7$

$$\text{pH} = \text{pka} + \log \frac{\text{sal}_{(\text{acceptor})}}{\text{ácido}_{(\text{doador})}}$$

$$\text{pH} = 4,7 + \log 0,32/0,25$$

$$\text{pH} = 4,81$$

Sistema Tampão Fisiológico

Tampão bicarbonato

- pH sanguíneo: varia entre 7,35 e 7,45
- Equilíbrio ácido-básico controlado pelos sistemas renal, respiratório e sanguíneo, via sistema tampão.
- Alterações no pH sanguíneo : acidose e alcalose.

Tampão bicarbonato

- HCO_3^- e H_2CO_3

Anidrase carbônica

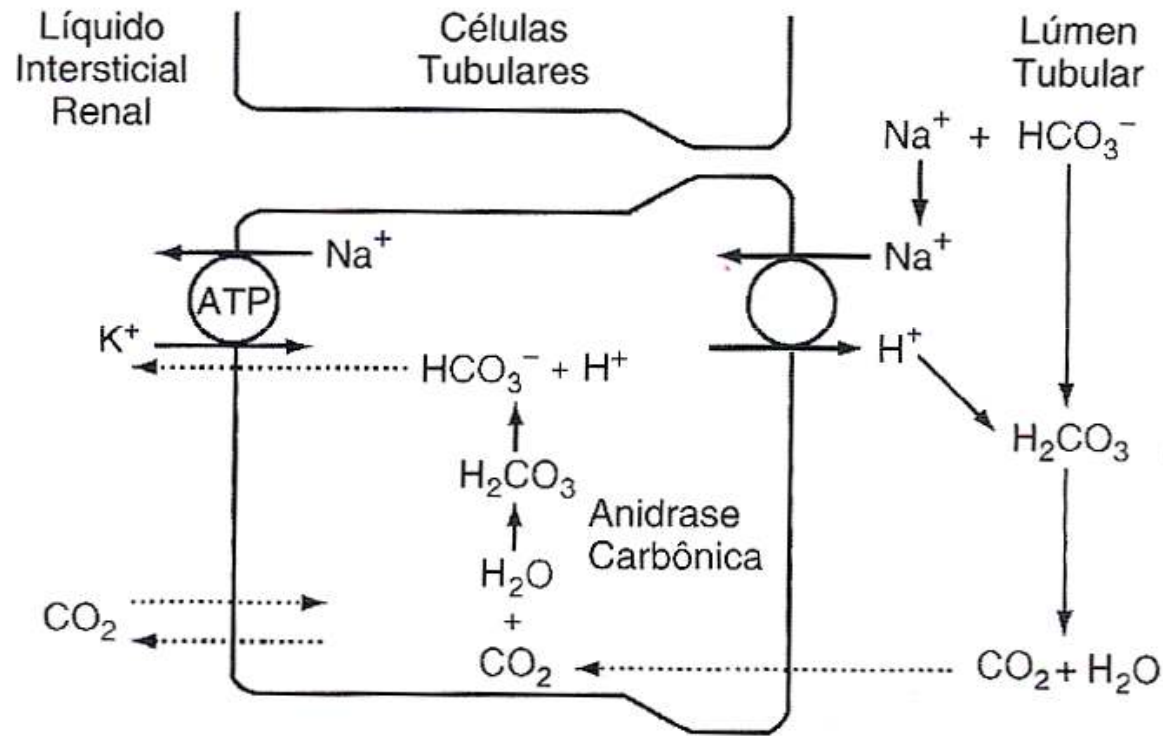


- Aumento da concentração de íons H^+ gera aumento da concentração de CO_2 que será eliminado pelo sistema respiratório através da hiperventilação.

Tampão bicarbonato



Tampão bicarbonato: sistema renal



- Para cada íon H^+ excretado, um íon bicarbonato volta para o sangue
- Os íons bicarbonato não são reabsorvidos facilmente, por isso voltam na forma de CO_2

Acidose

- **Acidose respiratória:** diminuição do pH plasmático causada pela hipoventilação. Ex: obstrução crônica, edema pulmonar, pneumonia severa, etc.
> $[CO_2]$ > $[H^+]$ < pH
- **Acidose metabólica:** diminuição do pH plasmático causada por diminuição na $[HCO_3^-]$ e aumento da quantidade de ácido no organismo que supere o sistema tampão.
- **Compensação:** Reabsorção renal de bicarbonato e hiperventilação.

Alcalose

- **Alcalose respiratória:** aumento do pH plasmático causada por uma hiperventilação gerando baixa concentração de CO₂.

Causas: concentração sérica baixa de oxigênio, febre, hipertireoidismo, etc.

< [CO₂] < [H⁺] > pH

Alcalose

- **Alcalose metabólica:** aumento do pH plasmático pela alta concentração de bicarbonato, perda de ácidos (vômitos), ingestão de substâncias alcalinas (bicarbonato de Na), diuréticos, etc.
- **Compensação:**
 - Aumento na excreção de bicarbonato com formação de urina alcalina.
 - Hipoventilação

Distúrbio ácido-base	Alteração Primária	Alteração compensatória
Acidose metabólica	Redução na concentração plasmática de HCO_3^-	Redução na pCO_2 hiperventilação
Alcalose metabólica	Aumento na concentração plasmática de HCO_3^-	Aumento na pCO_2 Hipoventilação
Acidose respiratória	Aumento na pCO_2	Aumento na reabsorção de HCO_3^- renal com aumento na sua concentração plasmática
Alcalose respiratória	Redução na pCO_2	Redução na reabsorção de HCO_3^- renal com redução na sua concentração plasmática

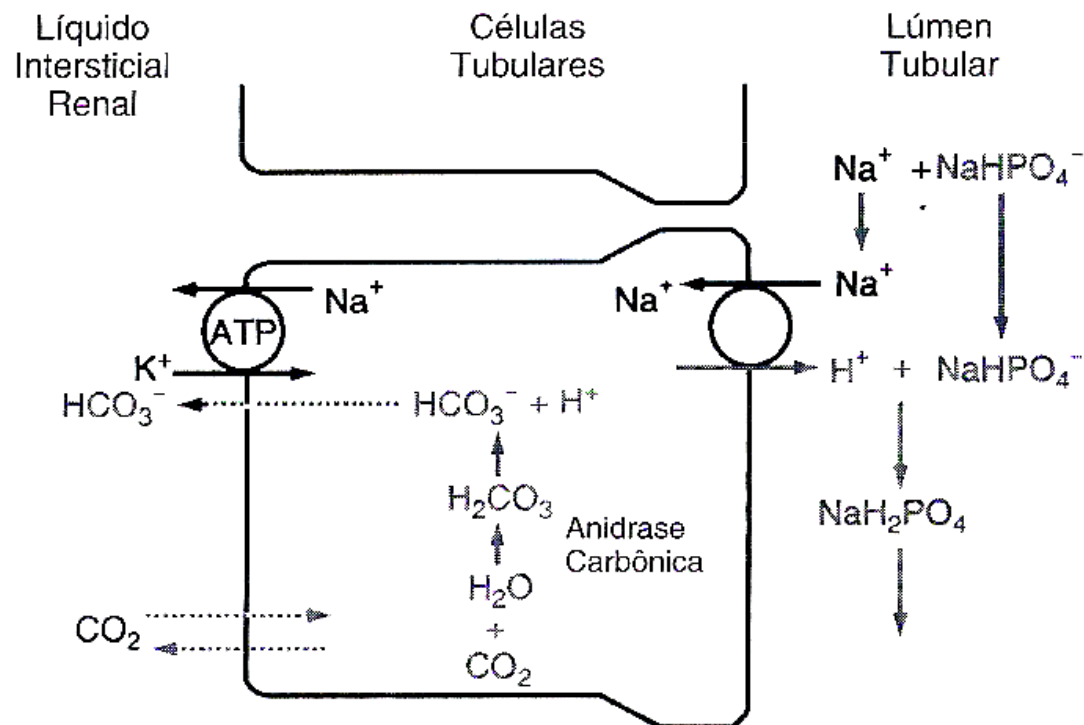
Tampão Fosfato

- Fosfato monossódico : NaH_2PO_4
- Fosfato dissódico : Na_2HPO_4



Tampão fosfato

- Constituído por HPO_4^{--} (íon f. monoácido) e H_2PO_4^-



Referência bibliográfica

- FERREIRA, Carlos Parada; JARROUGE, Márcio Georges; MARTIN, Núncio Francisco. Bioquímica Básica. 9.Ed. São Paulo:Editora MNP, 2010. 356 p.
- MOTTA, Valter T. Bioquímica. 2.Ed. Rio de Janeiro: MedBook, 2001. 488p.
- STRYER, L. Bioquímica. 6ª Ed. Rio do Janeiro: Guanabara Koogan, 2008.