

# **Equilíbrio Ácido-Básico**

Água : solvente das reações  
químicas

[www.profbio.com.br](http://www.profbio.com.br)

# Introdução

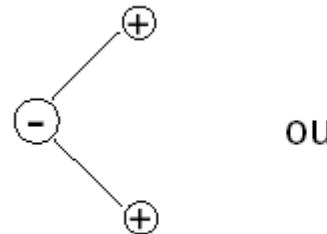
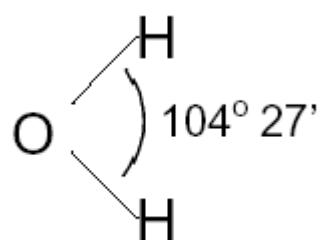
- **Polaridade molecular:** moléculas que possuem uma maior concentração de cargas numa parte da molécula. Os elétrons são compartilhados de forma desigual.
- **Apolar:** as cargas elétricas das moléculas estão distribuídas uniformemente. O compartilhamento de elétrons é equilibrado.
- **Dipolo:** moléculas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



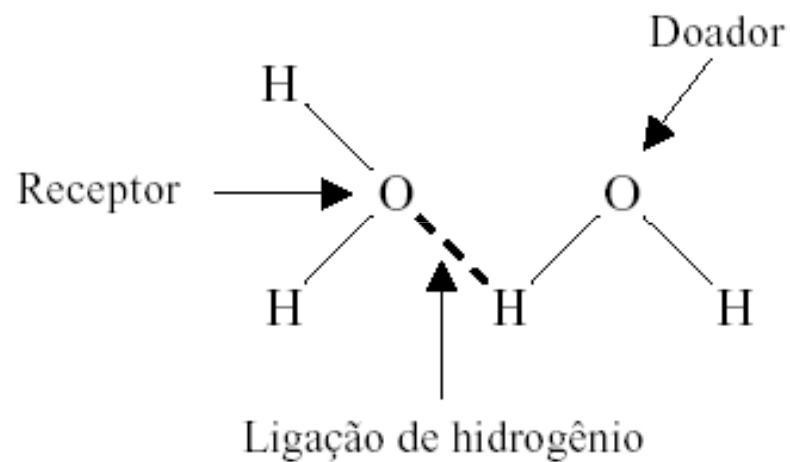
ou



# 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



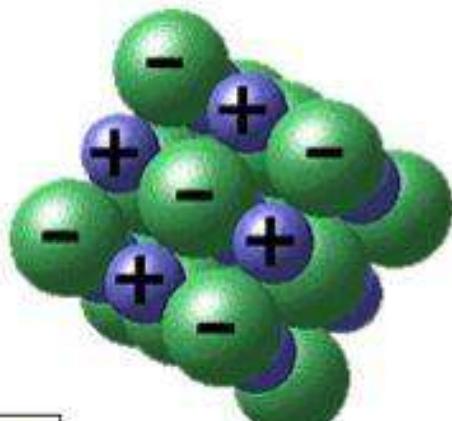
# Água como solvente

- 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

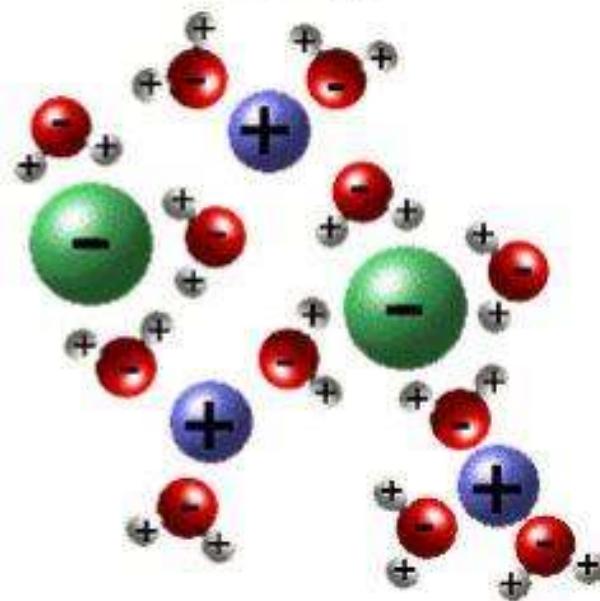
- $\text{NaCl}$  (sólido) + água (solvente):
- $\text{NaCl}$  é quebrado em íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ .
- Os íons  $\text{Na}^+$  serão atraídos pelo átomo de oxigênio da molécula da água, enquanto os íons  $\text{Cl}^-$  serão atraídos pelo hidrogênio da molécula da água.

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:

$$K_{eq} = [H^+].[OH^-] / [H_2O] \quad [55,5M]$$

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

$$[H^+].[OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$K_w = [H^+].[OH^-] = (1 \cdot 10^{-7}) \cdot (1 \cdot 10^{-7}) = 1 \cdot 10^{-14} \text{ íon g/L}$$

# Cálculo de pH

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

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

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

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

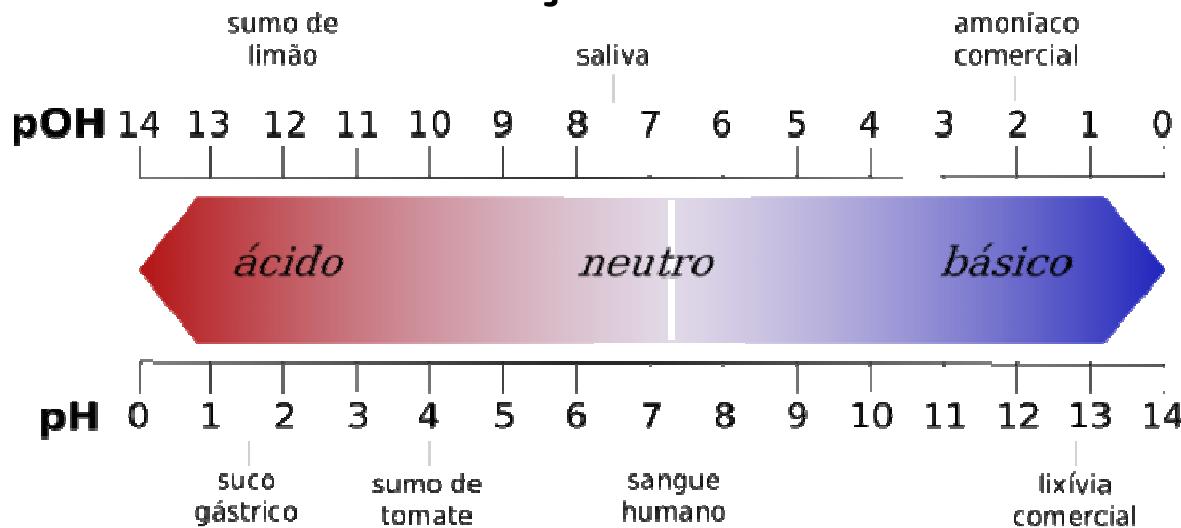
$$\text{pH} = -[0 + (-7) \cdot \log 10]$$

$$\text{pH} = 7.1 = 7$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

# 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.  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-9} \text{ M}$
  - b.  $[\text{OH}] = 10^{-9} \text{ M}$
- 2. Sabendo-se que para encontrar a [ ] de uma substância com base no valor de pH da solução, utiliza-se a fórmula  $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$ , calcule a concentração de  $\text{H}_3\text{O}^+$  em pH:
  - a. 3
  - b. 13
  - c. 8
  - d. 7

# Cálculo

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

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

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

$$\text{pH} = - (0,143 - 8 \cdot 1)$$

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

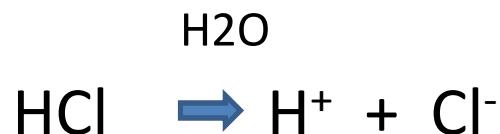
$$\text{pH} = 7,86$$

# Equilíbrio Ácido-Básico

- **Bases:** são substâncias que, quando em solução aquosa, se dissociam fornecendo íons OH<sup>-</sup>



- **Ácidos:** são substâncias definidas como doadoras de prótons – íons H<sup>+</sup> quando em solução aquosa. Estes íons por sua vez reagem com a água formando o íon H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> 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 <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	Cloreto
Ácido Acético	CH <sub>3</sub> COOH	H <sup>+</sup>	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Acetato
Amônia	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	H <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>	Amoníaco
Ácido Fosfórico	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Fosfato I
Fosfato I	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	H <sup>+</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>=</sup>	Fosfato II
Fosfato II	HPO <sub>4</sub> <sup>=</sup>	H <sup>+</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>≡</sup>	Fosfato III
Aminoácido (cátion)	R<sup>COOH</sup> NH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	H <sup>+</sup>	R<sup>COO</sup> NH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	Aminoácido (hibrion)
Aminoácido (hibrion)	R<sup>COO</sup> NH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	H <sup>+</sup>	R<sup>COO</sup> NH <sub>2</sub>	Aminoácido (anion)
Fórmula Geral de ácido	H <sub>n</sub> A	nH <sup>+</sup>	A <sup>n(-)</sup>	Fórmula geral de base

# Ácido e base

- Ácido forte + base forte  $\longleftrightarrow$  sal + água

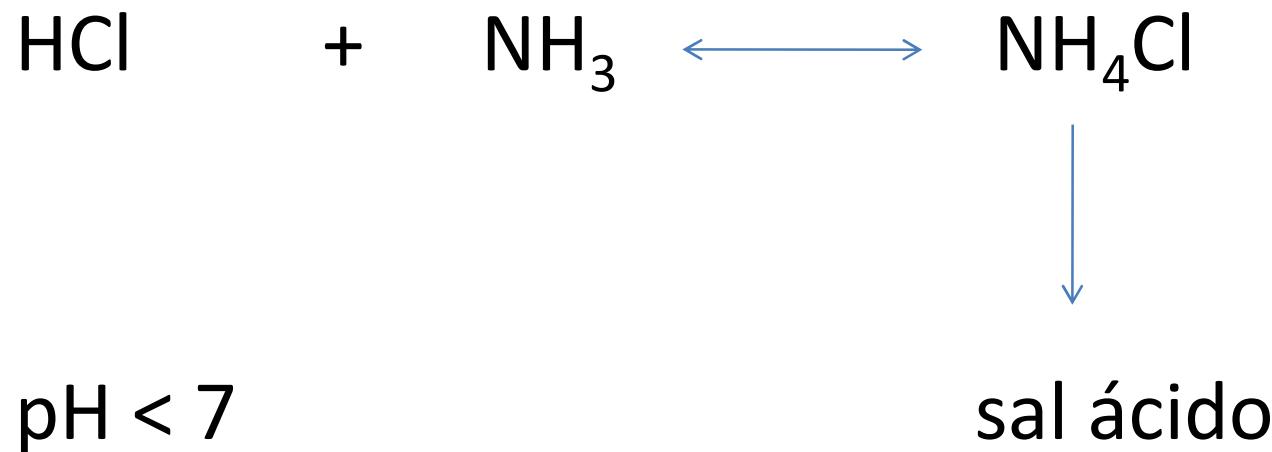


Dissocia 100%

pH = 7

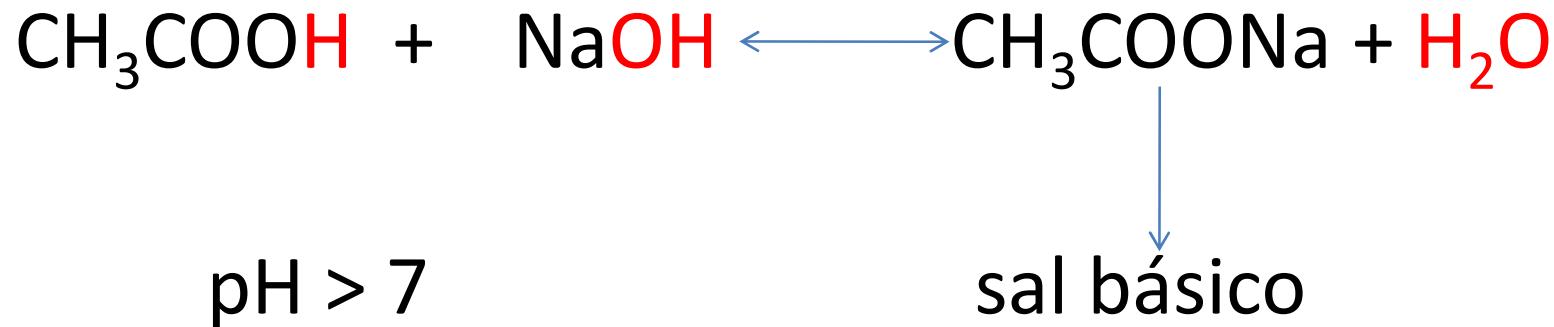
# Ácido e base

- Ácido forte + base fraca  $\longleftrightarrow$  Sal



# Ácido e base

- Ácido Fraco + Base forte  $\longleftrightarrow$  sal + água



# 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  $pK_a$ :

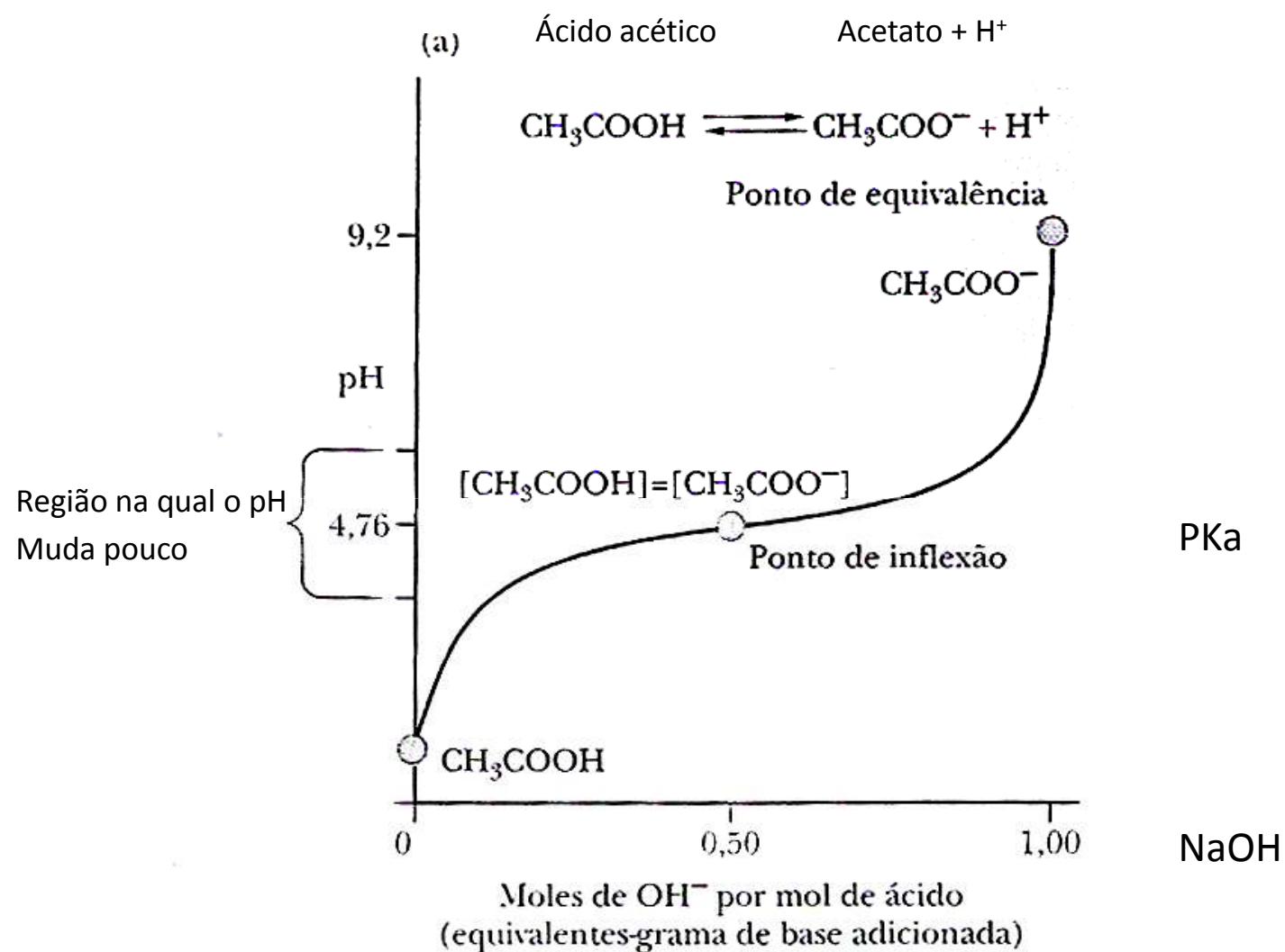
$$pK_a = - \log K_a$$

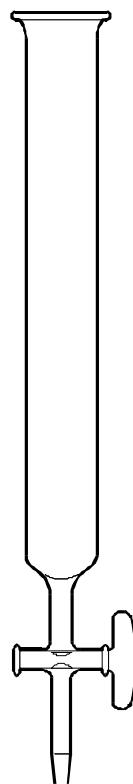
- Quanto menor o valor de  $pK_a$ , mais forte será o ácido.

Ácido	HA	A-	ka	Pka
Ácido pirúrvico	$\text{CH}_3\text{COCOOH}$	$\text{CH}_3\text{COCOO}^-$	$3,16 \times 10^{-3}$	2,50
Ácido fórmico	$\text{HCOOH}$	$\text{HCOO}^-$	$1,44 \times 10^{-4}$	3,75
Íon amônio	$\text{NH}_4^+$	$\text{NH}_3$	$5,6 \times 10^{-10}$	9,25
Ácido carbônico	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{HCO}_3^-$	$4,3 \times 10^{-7}$	6,37
Ácido acético	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	$1,76 \times 10^{-5}$	4,76
Ácido fosfórico	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7,25 \times 10^{-3}$	2,14

# Curva de titulação

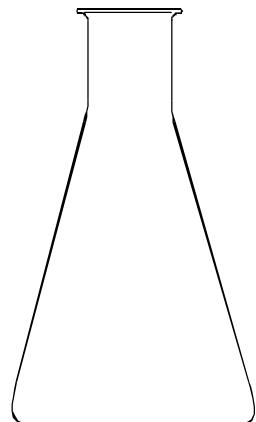
- A titulação é um experimento que consiste em adicionar volumes medidos de base sobre quantidades medidas de ácido.
- O ponto da titulação no qual o ácido estará neutralizado é chamado de **ponto de equivalência**
- O ponto da titulação no qual o ácido estará 50% na forma ionizada e 50% na forma não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

$$M_a \cdot V_a = M_b \cdot V_b$$

Ex:

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

Titulado= 10 mL de solução com HAc

$$M_a \cdot V_a = M_b \cdot V_b$$

$$M_a \cdot 0,010 = 0,0098 \cdot 0,1 \quad M_a = 0,098 \text{M/L}$$

$$N_a = N_b$$

$$N = M \cdot x$$

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

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-arroxeados
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

	<b>Ácidofraco /base fraca</b>	<b>Sal</b>
<b>T. Acetato</b>	$\text{CH}_3\text{-COOH} +$	$\text{CH}_3\text{COONa}$
<b>T. Bicarbonato</b>	$\text{H}_2\text{CO}_3 +$	$\text{NaHCO}_3$
<b>T. Fosfato</b>	$\text{H}_2\text{PO}_4^- +$	$\text{NaHPO}_4$
<b>T. Amônia</b>	$\text{NH}_4\text{OH} +$	$\text{NH}_4\text{Cl}$

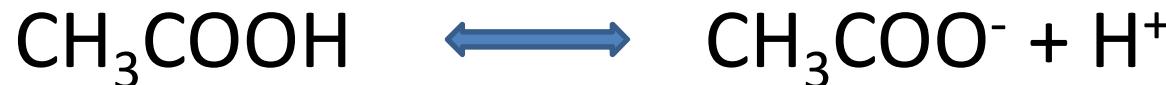
# Tampão Ácido acético + Acetato de Na

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



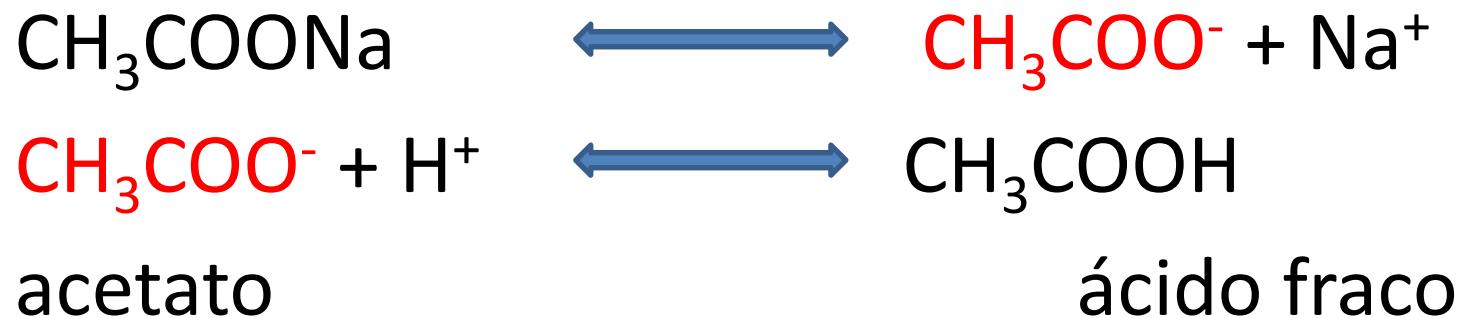
Maior concentração de acetato é proveniente do sal

- 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  $\text{OH}^-$  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? Pk = 4,7

$$\mathbf{pH = pka + log \frac{sal(aceptor)}{ácido (doador)}}$$

$$\mathbf{pH = 4,7 + log \frac{0,32}{0,25}}$$

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

# **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

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

Anidrase carbônica

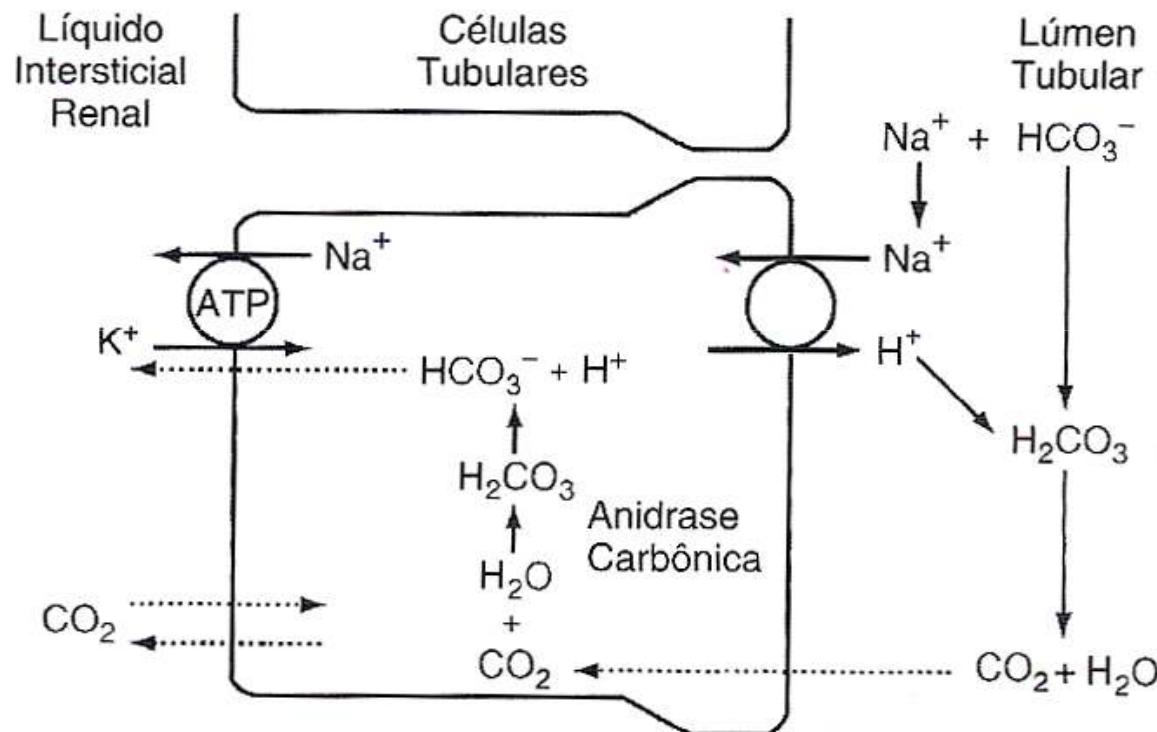


- Aumento da concentração de íons  $\text{H}^+$  gera aumento da concentração de  $\text{CO}_2$  que será eliminado pelo sistema respiratório através da hiperventilação.

# Tampão bicarbonato



# Tampão bicarbonato: sistema renal



- Para cada íon  $\text{H}^+$  excretado, um íon bicarbonato volta para o sangue
- Os íons bicarbonato não são reabsorvidos facilmente, por isso voltam na forma de  $\text{CO}_2$

# Acidose

- **Acidose respiratória:** diminuição do pH plasmático causada pela hipoventilação. Ex: obstrução crônica, edema pulmonar, pneumonia severa, etc.  
$$> [\text{CO}_2] > [\text{H}^+] < \text{pH}$$
- **Acidose metabólica:** diminuição do pH plasmático causada por diminuição na  $[\text{HCO}_3^-]$  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 CO<sub>2</sub>.  
Causas: concentração sérica baixa de oxigênio, febre, hipertireoidismo, etc.



# 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 $\text{HCO}_3^-$	Redução na $\text{pCO}_2$ hiperventilação
Alcalose metabólica	Aumento na concentração plasmática de $\text{HCO}_3^-$	Aumento na $\text{pCO}_2$ Hipoventilação
Acidose respiratória	Aumento na $\text{pCO}_2$	Aumento na reabsorção de $\text{HCO}_3^-$ renal com aumento na sua concentração plasmática
Alcalose respiratória	Redução na $\text{pCO}_2$	Redução na reabsorção de $\text{HCO}_3^-$ renal com redução na sua concentração plasmática

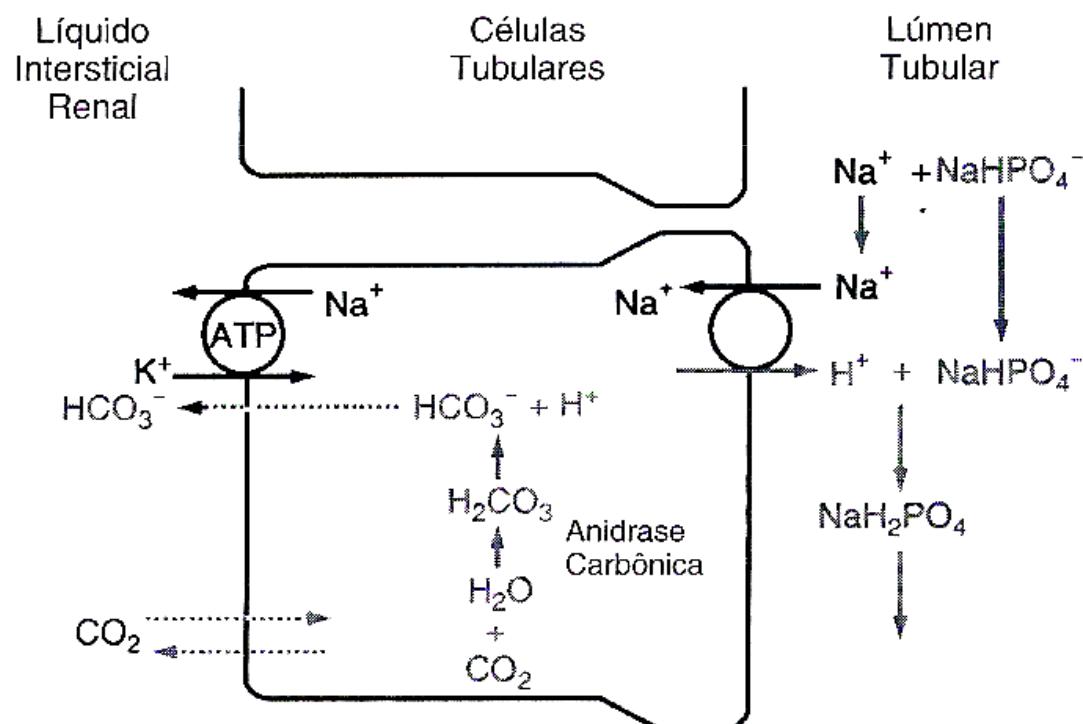
# Tampão Fosfato

- Fosfato monossódico :  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$
- Fosfato dissódico :  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$



# Tampão fosfato

- Constituído por  $\text{HPO}_4^{2-}$  (íon f. monoácido) e  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$



# 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. 6<sup>a</sup> Ed.Rio do Janeiro: Guanabara Koogan, 2008.