



UNIVERSIDADE FEDERAL DO ACRE  
PROGRAMA DE EDUCAÇÃO TUTORIAL – PET/Agronomia

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



TUTOR: Dr. Ribamar Silva

PETIANO: Rafael de Melo Clemêncio



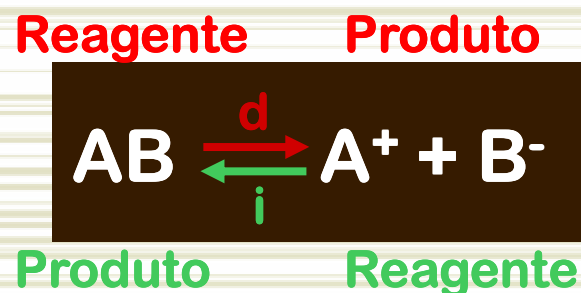
# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



## Equilíbrio Iônico:

Estabelecido entre uma substância e seus íons;

Reação reversível



[Reagentes] e [Produtos] → Constantes;

V reação direta = V reação inversa ≠ zero;

Lei de Ação das Massas:

$$V_d = K_d \cdot [\text{AB}]$$

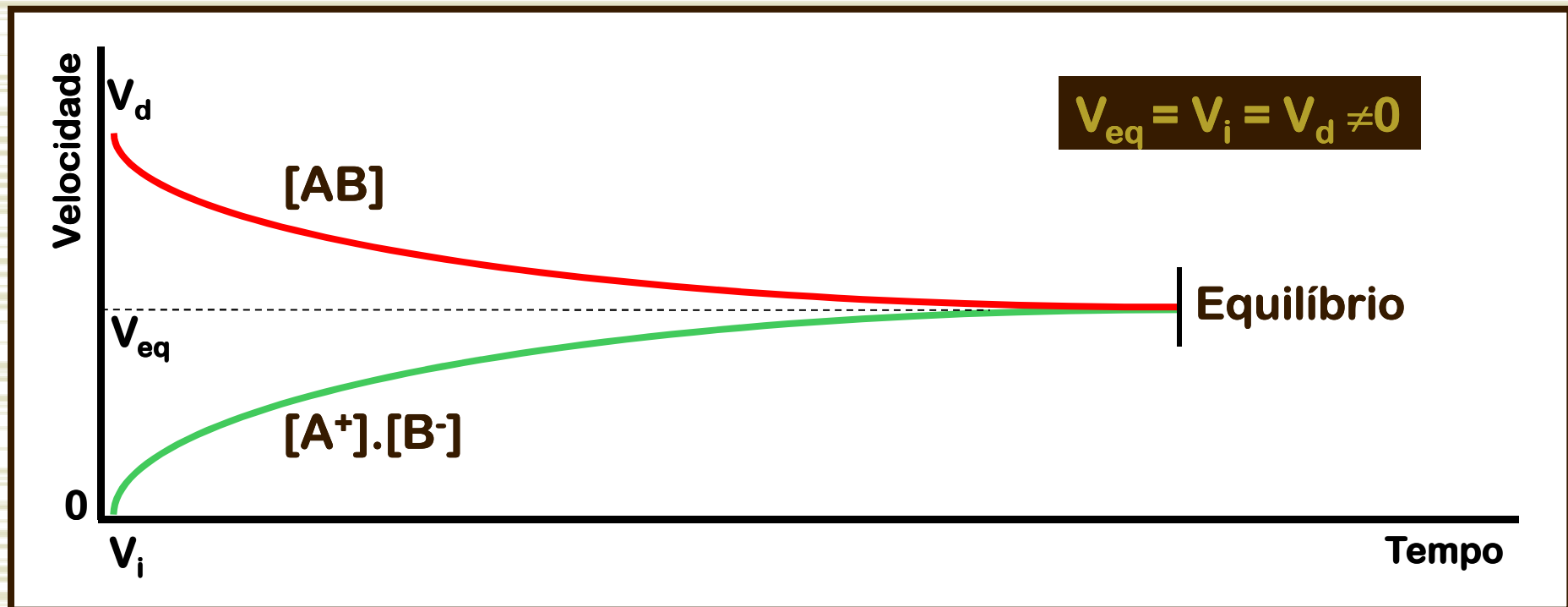
$$V_i = K_i \cdot [\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-]$$



$$K = \frac{[\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-]}{[\text{AB}]}$$

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

## Equilíbrio Iônico:



# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

Equilíbrio Iônico:



Constante de Ionização de Ácidos –  $K_a$

💧 Ácidos com apenas uma etapa de ionização:



Quanto  $> K_a >$  força do Ácido

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



## Equilíbrio Iônico:

### Constante de Ionização de Ácidos - $K_a$

◆ Ácidos com mais de uma etapa de ionização:



$$K_a = K_1 \cdot K_2$$

$$K_1 > K_2$$

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



## Equilíbrio Iônico:

### Constante de Ionização das Bases - $K_b$



**Quanto  $> K_b >$  força da base (+ Forte)**

💧 Qual a base mais forte?



**Resp.: Base B tem maior  $K_b$**

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



## Equilíbrio Iônico:

### Grau de Ionização Alfa ( $\alpha$ )

- ♦ O grau de ionização  $\rightarrow$  porcentagem ionizada  $\rightarrow$  quantidade de mols.

**Ex:** Em um béquer contendo água dissolvem-se 2 mols de um ácido qualquer. Quando o equilíbrio se estabelece, verifica-se que houve a ionização de 0,3 mol do ácido. Pergunta-se: Qual o grau de ionização desse ácido?

2 mols — 100 %

0,3 mol — x %



$x = \alpha = 15\%$  ionizado

85 % não ionizado

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

*Equilíbrio Iônico:*



*Grau de Ionização Alfa ( $\alpha$ )*

**De outro modo:**

$$\alpha = \frac{i}{n} \cdot 100 \quad \Rightarrow \quad \alpha = \frac{0,3}{2,0} \cdot 100 = 15\%$$



# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



## Equilíbrio Iônico:

### Lei da Diluição de Ostwald

#### Legenda

$$V = 1 \text{ litro}$$

$$M = \text{mol/L}$$

$$\frac{1}{V} = M$$

Reação	$AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$		
Início	1 mol	0	0
Equilíbrio	$(1 - \alpha)$	$\alpha$	$\alpha$
Relações	$\frac{1}{v} \cdot (1 - \alpha)$	$\frac{1}{v} \cdot \alpha$	$\frac{1}{v} \cdot \alpha$
	$M \cdot (1 - \alpha)$	$M \cdot \alpha$	$M \cdot \alpha$

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



Equilíbrio Iônico:

Lei da Diluição de Ostwald

$$[AB] = M \cdot (1 - \alpha)$$

$$[A^+] = M \cdot \alpha$$

$$[B^-] = M \cdot \alpha$$

$$K = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]} \longrightarrow K = \frac{[M\alpha] \cdot [M\alpha]}{[M(1-\alpha)]}$$

$$(1 - \alpha) \cong 1$$

$$K = M \cdot \alpha^2 \longrightarrow K = \frac{1}{v} \cdot \alpha^2$$

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

## Equilíbrio Iônico:



## Exercícios

- 1) Prepara-se uma solução de  $\text{HNO}_2$  e, após atingido o equilíbrio iônico, verifica-se que as concentrações das espécies envolvidas são:  $[\text{H}^+] = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ ;  $[\text{NO}_2^-] = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$  e  $[\text{HNO}_2] = 0,1 \text{ mol/L}$ . Monte a equação e calcule a  $K_a$ .



$$K_a = \frac{[\text{H}^+].[\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

$$K_a = \frac{(6,5 \cdot 10^{-3}).(6,5 \cdot 10^{-3})}{0,1} = 4,2 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

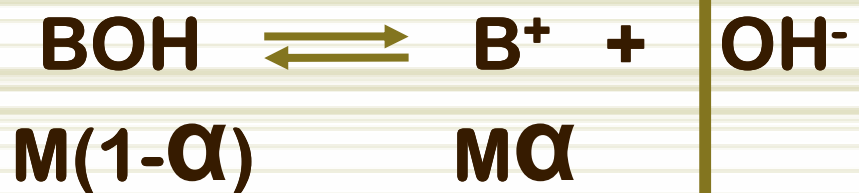
# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

## Equilíbrio Iônico:



## Exercícios

- 2) O grau de dissociação de uma determinada base BOH em solução 0,05 mol/L é de 4 %. Qual a concentração de íons hidroxila (OH<sup>-</sup>) nessa solução?



$$[\text{OH}^-] = \text{M} \cdot \alpha \xrightarrow{\text{M}\alpha} [\text{OH}^-] = 0,05 \times 0,04 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

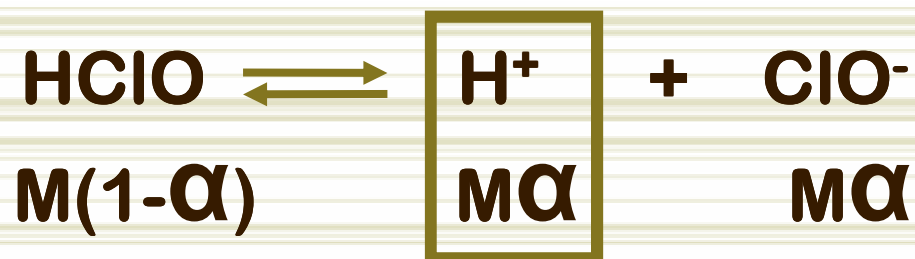
# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

## Equilíbrio Iônico:



## Exercícios

- 3) Calcule a concentração de íons  $H^+$  numa solução de HClO 0,5 mol/L sabendo que o ácido se encontra 2 % ionizado.



$$[H^+] = M \cdot \alpha \longrightarrow [H^+] = 0,5 \times 0,02 = 0,01 \text{ mol/L}$$

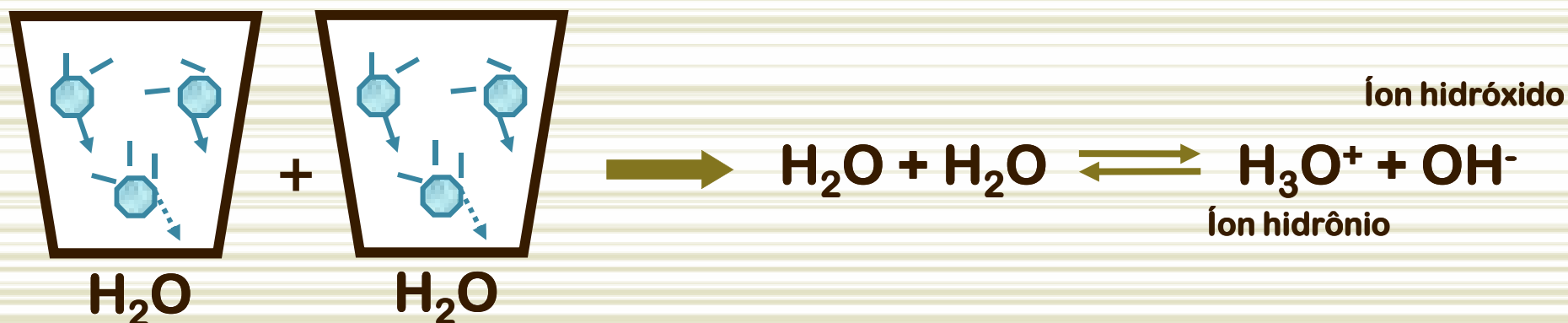
# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



## Equilíbrio Iônico:

### Equilíbrio Iônico da Água

- ◆ Moléculas → energia cinética → movimento → ruptura → ionização da água.

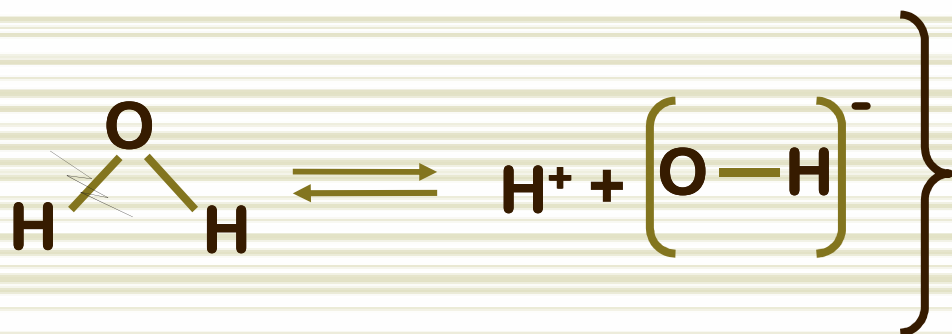


# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



Equilíbrio Iônico:

Equilíbrio Iônico da Água



Representação da ionização de uma molécula de água

Simplificando:



# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

## Equilíbrio Iônico:



Temos:



$$K_i = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$K_i = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_i \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$



# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

*Equilíbrio Iônico:*



Produto Iônico da Água:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

Experimentalmente  $K_w = 1,0 \times 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$

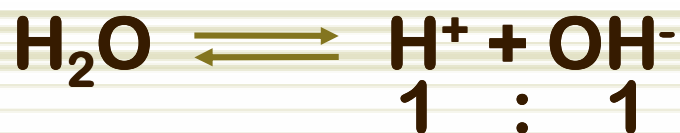
# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



## Equilíbrio Iônico:

💧 Considerando: Produto iônico da água ( $K_w$ ) a 25°C

Pergunta-se:  $[H^+] = ?$  íon g/L e  $[OH^-] = ?$  íon g/L



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

$$[H^+] = [OH^-]$$

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

$$[H^+] = 10^{-7} \text{ íon g/L} \longrightarrow [OH^-] = 10^{-7} \text{ íon g/L}$$

$$[H^+] = 10^{-7} \text{ mol/L} \longrightarrow [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



## Equilíbrio Iônico:

- O produto iônico da água varia com a variação da temperatura. Pode-se observar isso na tabela abaixo:

Temperatura (°C)	[H <sup>+</sup> ] (mol/L)	[OH <sup>-</sup> ] (mol/L)	K <sub>w</sub> (mol/L) <sup>2</sup>
0	0,34.10 <sup>-7</sup>	0,34.10 <sup>-7</sup>	0,11.10 <sup>-14</sup>
25	1,00.10 <sup>-7</sup>	1,00.10 <sup>-7</sup>	1,00.10 <sup>-14</sup>
40	1,73.10 <sup>-7</sup>	1,73.10 <sup>-7</sup>	3,02.10 <sup>-14</sup>
100	7,16.10 <sup>-7</sup>	7,16.10 <sup>-7</sup>	51,32.10 <sup>-14</sup>

Fonte: FILHO, 1993.

- [H<sup>+</sup>] = Acidez e [OH<sup>-</sup>] = Alcalinidade
- A água é neutra: [H<sup>+</sup>] e [OH<sup>-</sup>] = 1,0.10<sup>-7</sup> mol/L.

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



## Equilíbrio Iônico:

## Meios Ácidos, Neutros e Básicos

Solução ácida



Solução neutra



Solução básica



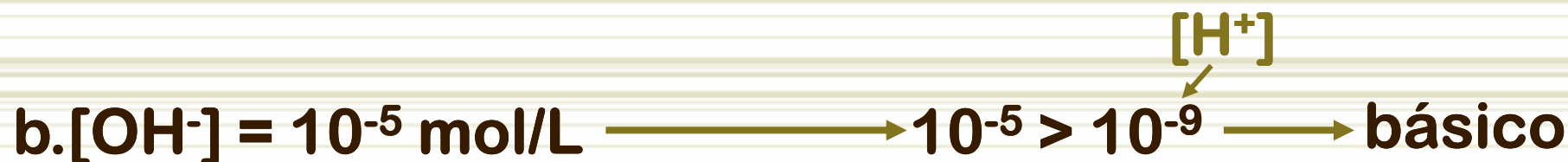
# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



## Equilíbrio Iônico:

### Exemplo

1) Identifique se o meio é ácido, neutro ou básico.



# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



## Equilíbrio Iônico:

### Exercício

- 1) Considere que o suco de laranja apresente  $[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ , a  $25^\circ\text{C}$ .  $K_W = 1,0 \cdot 10^{-14} (\text{mol/L})^2$ .
- a. Determine a concentração molar dos íons  $\text{OH}^-$  presentes nesse suco.

$$K_W = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$$1,0 \cdot 10^{-14} = 1,0 \cdot 10^{-4} \cdot [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,0 \cdot 10^{-4}}$$

$$[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-10}$$

$$[OH^-] = 10^{-10} \text{ mol/L}$$

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

## Equilíbrio Iônico:



## Exercício

- b. Demonstre que o suco de laranja é uma solução ácida.

$$[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$[H^+] > [OH^-]$ , logo o suco de laranja é ácido.

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

## Equilíbrio Iônico:



## Exercício

2) Um comprimido antiácido, que contém bicarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ ), origina uma solução em que a concentração de íons  $\text{OH}^- = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ , a  $25^\circ\text{C}$ . Demonstre que  $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ .

(Dados: a  $25^\circ\text{C}$ ,  $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14} (\text{mol/L})^2$ )

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$1,0 \cdot 10^{-14} = [\text{H}^+] \cdot 1,0 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,0 \cdot 10^{-5}}$$



$$[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$



# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

Equilíbrio Iônico:



Exercício

$$\begin{array}{ccc} [\text{OH}^-] & & [\text{H}^+] \\ \downarrow & & \downarrow \\ 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} & > & 1,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L} \end{array}$$

Logo:  $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

## Equilíbrio Iônico:



## Exercício

3) A análise de uma amostra de água demonstrou que a 25°C, a  $[H^+]$  é  $2,0 \cdot 10^{-7}$  mol/L. Qual a concentração de íons  $OH^-$  nessa água?

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$$1,0 \cdot 10^{-14} = 2,0 \cdot 10^{-7} \cdot [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{2,0 \cdot 10^{-7}}$$

$$[OH^-] = 0,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L ou } 5,0 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

## pH e pOH:



A escala de pH (Potencial Hidrogeniônico) e pOH (Potencial Hidroxiliônico) \_\_\_\_\_

- Essa escala foi desenvolvida por um bioquímico dinamarquês conhecido como Sørensen.
- Ele definiu o termo pH pela expressão:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{e consequentemente} \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

pH e pOH:



A escala de pH (Potencial Hidrogeniônico) e pOH (Potencial Hidroxiliônico) \_\_\_\_\_

💧 O mesmo vale para pOH:

$pOH = -\log [OH^-]$  e conseqüentemente  $[OH^-] = 10^{-pOH}$

💧 Relação entre pH e pOH:

$$pH + pOH = 14$$

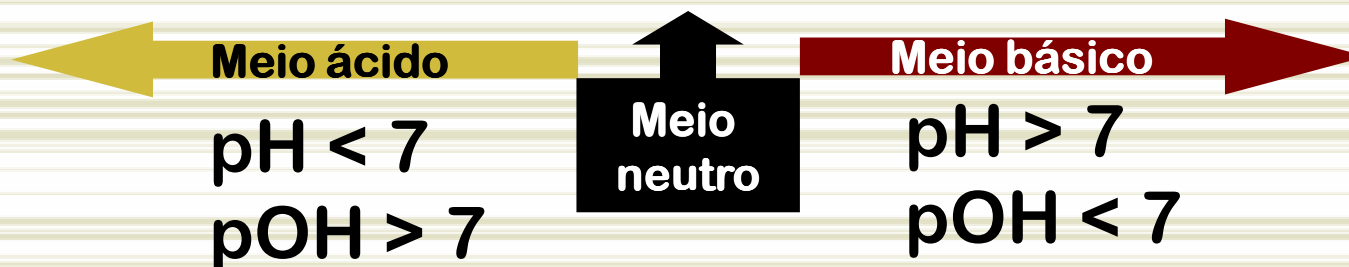
# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



pH e pOH:

Assim, temos:

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
pOH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0
pH + pOH	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14



# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



pH e pOH:

**Exercício**

1) Calcule o pH de um meio cuja concentração Hidrogeniônica é de 0,01mol/L.

$$[H^+] = 0,01 = 10^{-2}$$

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

$$pH = -\log 10^{-2}$$

$$pH = -(-2 \cdot \text{Log } 10) = -(-2) = 2$$

De outro modo:

$$[H^+] = 10^{-2} \text{ e } [H^+] = 10^{-pH}$$

$$-pH = -2 \longrightarrow pH = 2$$

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

pH e pOH:



**Exercício**

2) Qual o pOH de uma solução cuja concentração hidroxiliônica é de 0,1 mol/L?

$$[\text{OH}^-] = 0,1 = 10^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log 10^{-1}$$

$$\text{pOH} = 1$$

De outro modo:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-1} \text{ e } [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$
$$- \text{pOH} = -1 \longrightarrow \text{pOH} = 1$$

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



pH e pOH:

Exercício

3) Calcule a  $[H^+]$  e a  $[OH^-]$  de uma solução que possui  $pH = 5$ .

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

$$[H^+] = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$pH + pOH = 14$$

$$5 + pOH = 14$$

$$pOH = 9$$

$$[OH^-] = 10^{-9} \text{ mol/L}$$



# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

pH e pOH:



**Exercício**

**4) Determine o pH das seguintes soluções:**

**a. 500 ml de solução de HCl  $0,001 \text{ mol.L}^{-1}$ .**

**b. 50 ml de solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $0,00005 \text{ mol.L}^{-1}$ .**

**c. 1 L de solução de HCN  $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$  que se encontra 5 % ionizado.**

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

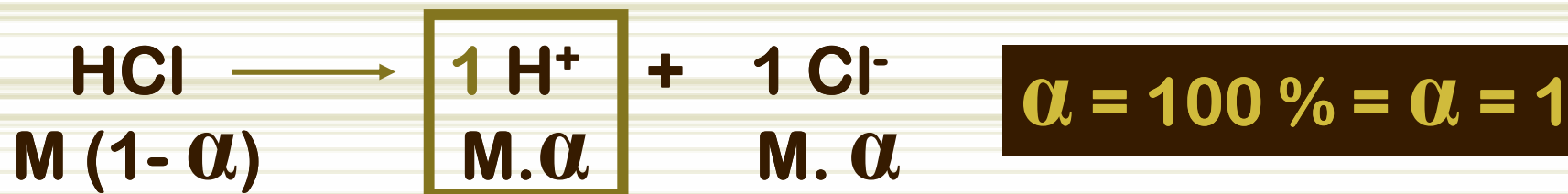


pH e pOH:

Exercícios

Respostas:

a. 500 ml de solução de HCl  $0,001 \text{ mol.L}^{-1}$ .



$$[\text{H}^+] = \text{M} \cdot \alpha = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Sendo  $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$ , Temos  $[\text{H}^+] = 10^{-3}$  e  $\text{pH} = 3$

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

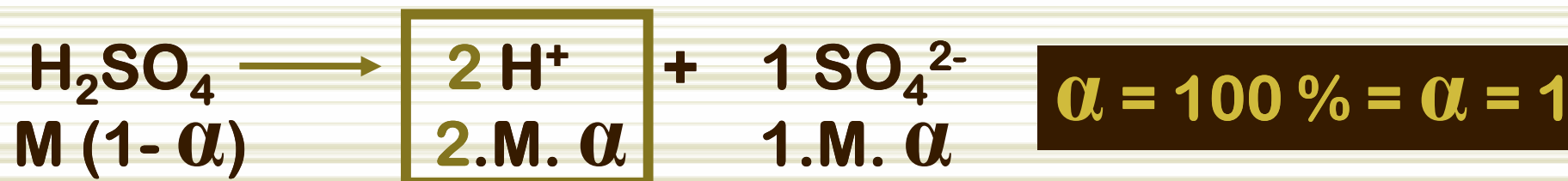


pH e pOH:

Exercício

Respostas:

b. 50 ml de solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $0,00005 \text{ mol.L}^{-1}$ .



$$[\text{H}^+] = 2.M.\alpha \longrightarrow [\text{H}^+] = 2 \times (5 \cdot 10^{-5}) \times 1 = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Sendo  $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$ , Temos  $[\text{H}^+] = 10^{-4}$  e  $\text{pH} = 4$

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

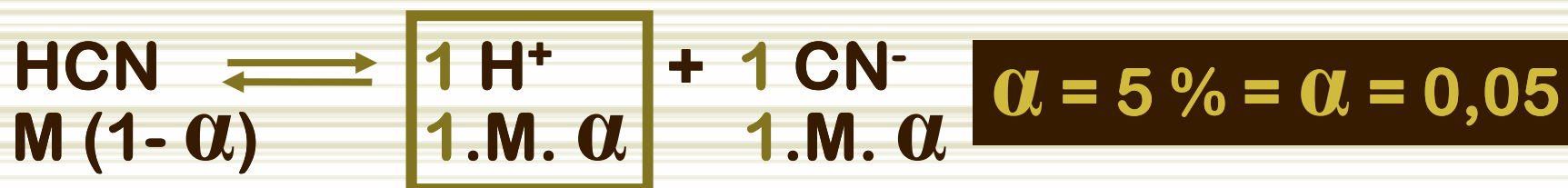


pH e pOH:

Exercícios

Respostas:

c. 1 L de solução de HCN  $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$  que se encontra 5 % ionizado. Dado:  $\log 5 = 0,7$



$$[\text{H}^+] = \text{M} \cdot \alpha$$

$$[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-2} \times (5,0 \cdot 10^{-2}) = 5,0 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 4 - \log 5 = 4 - 0,70 \longrightarrow \text{pH} = 3,3$$

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

pH e pOH:



Exercício

5) Dissolve-se 0,04 g de NaOH em água de modo a formar 500 ml de solução. Qual o pH dessa mistura?  
(Dados:  $MM_1 = 40 \text{ g/mol}$ ;  $\log 2 = 0,3$ )

$$M = \frac{m_1}{MM_1 \cdot V} = \frac{0,04}{40 \cdot 0,5} = \frac{0,04}{20} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$



$$\alpha = 100\% = \alpha = 1$$

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

pH e pOH:



**Exercício**

$$M = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = M \cdot \alpha = 2 \cdot 10^{-3} \times 1 = 2 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = 3 - \log 2$$

$$\text{pOH} = 3 - 0,3 = 2,7$$

$$\text{pH} = 14 - 2,7 = 11,3$$

# EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

## Considerações Finais:



- 🔹 Mede o grau de acidez, neutralidade ou alcalinidade de um meio;
- 🔹 pH baixo → desenvolvimento de fungos;
- 🔹 pH alto → desenvolvimento de bactérias;
- 🔹 Conservação de alimentos;
- 🔹 Correção do solo;
- 🔹 Solubilidade de compostos/elementos químicos.



O PET AGRADECE A  
ATENÇÃO DE TODOS...

Rafael M. Clemêncio

