



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

EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



TUTOR: Dr. Ribamar Silva

PETIANO: Rafael de Melo Clemêncio



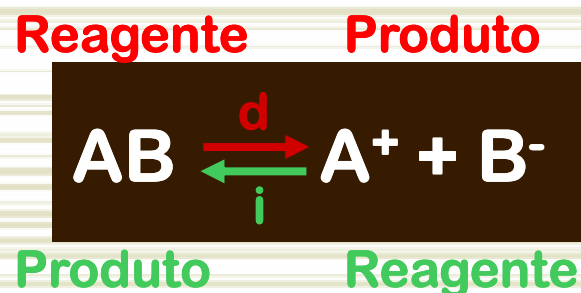
EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



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:

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

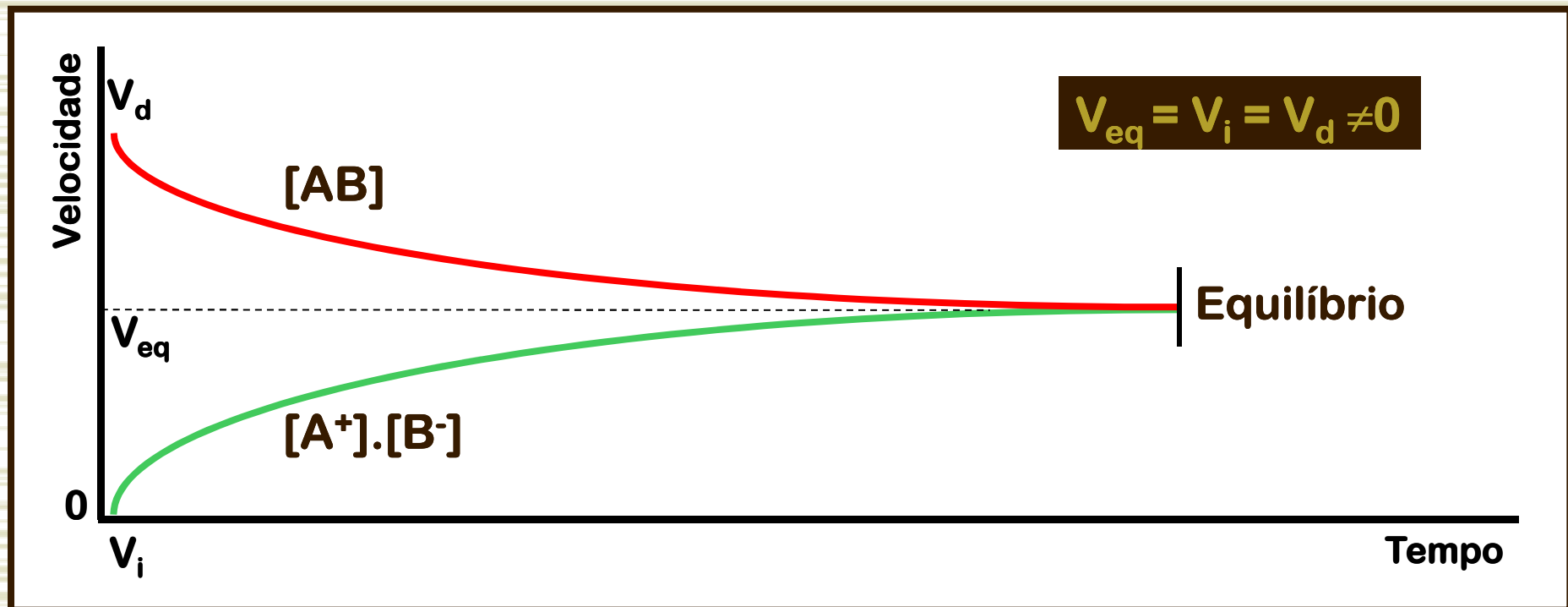
$$V_i = K_i \cdot [\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-]$$



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

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 (α)

- ♦ 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 (α)

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	$(1 - \alpha)$	α	α
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 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 .



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

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

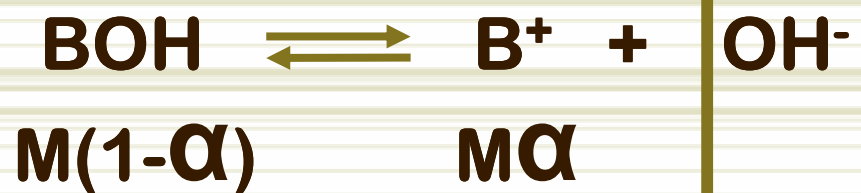
EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

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⁻) nessa solução?



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

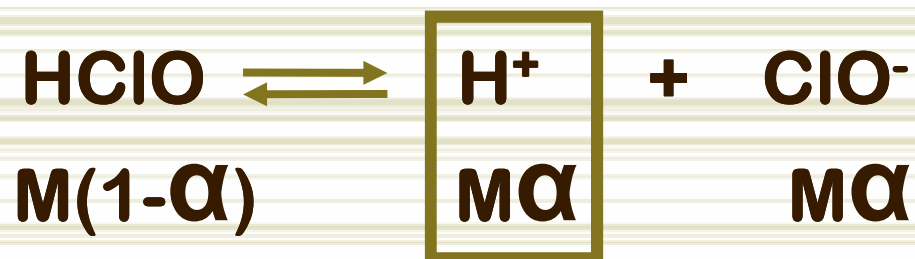
EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

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.



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

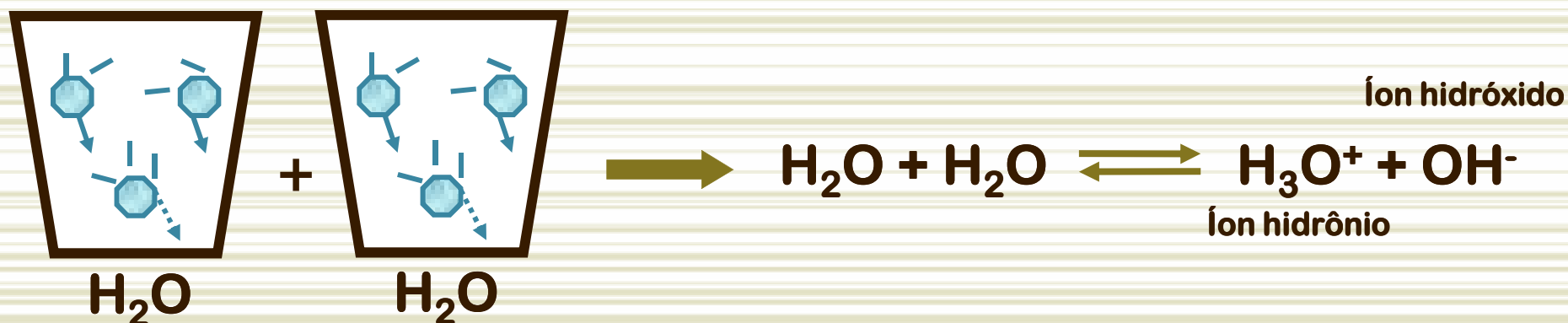
EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



Equilíbrio Iônico:

Equilíbrio Iônico da Água

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

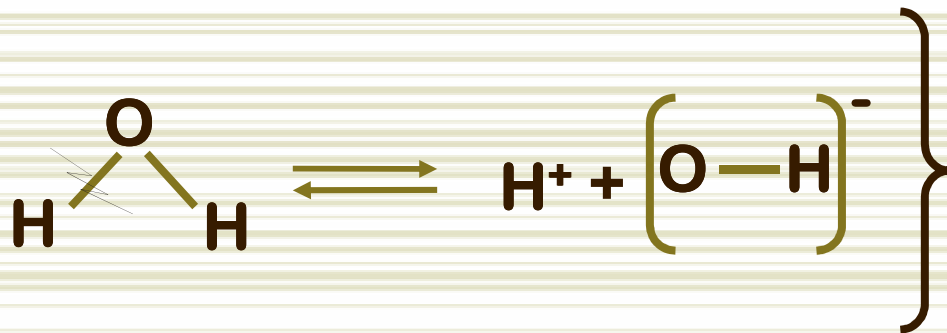


EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

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:

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

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

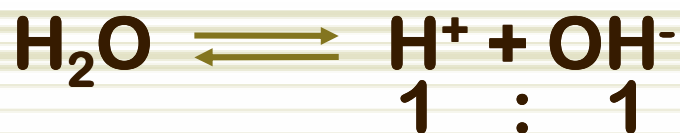
EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



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 ⁺] (mol/L)	[OH ⁻] (mol/L)	K _w (mol/L) ²
0	0,34.10 ⁻⁷	0,34.10 ⁻⁷	0,11.10 ⁻¹⁴
25	1,00.10 ⁻⁷	1,00.10 ⁻⁷	1,00.10 ⁻¹⁴
40	1,73.10 ⁻⁷	1,73.10 ⁻⁷	3,02.10 ⁻¹⁴
100	7,16.10 ⁻⁷	7,16.10 ⁻⁷	51,32.10 ⁻¹⁴

Fonte: FILHO, 1993.

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

EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH

Equilíbrio Iônico:



Meios Ácidos, Neutros e Básicos

Solução ácida



Solução neutra



Solução básica



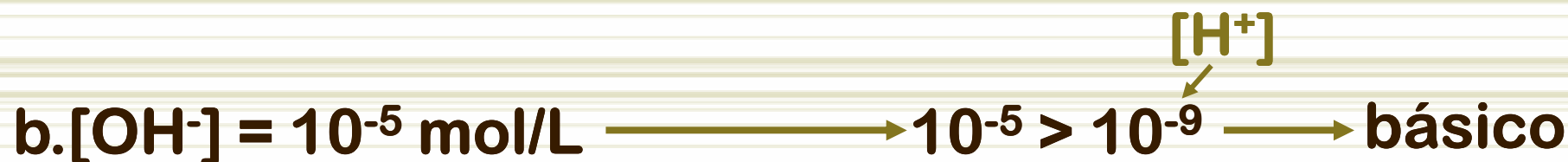
EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



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°C . $K_W = 1,0 \cdot 10^{-14} (\text{mol/L})^2$.
- a. Determine a concentração molar dos íons 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 (NaHCO_3), origina uma solução em que a concentração de íons $\text{OH}^- = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$, a 25°C . Demonstre que $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$.

(Dados: a 25°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:

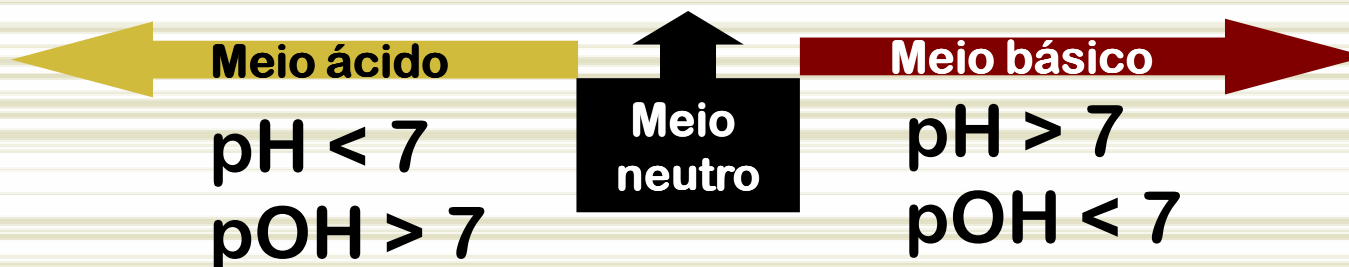
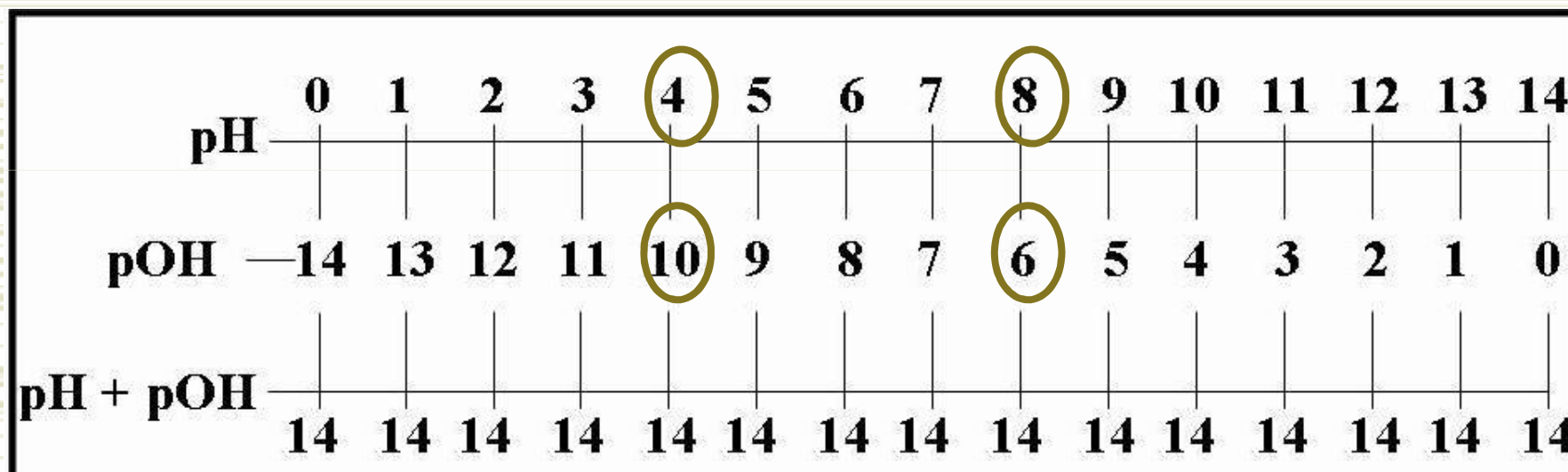
$$pH + pOH = 14$$

EQUILÍBRIO IÔNICO, pH e pOH



pH e pOH:

Assim, temos:



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 H_2SO_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

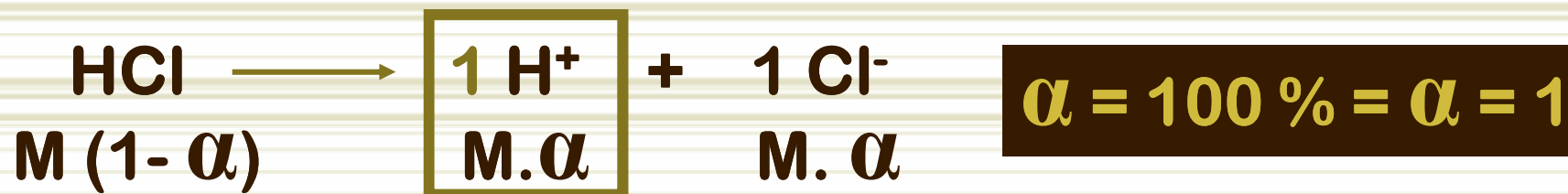


pH e pOH:

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

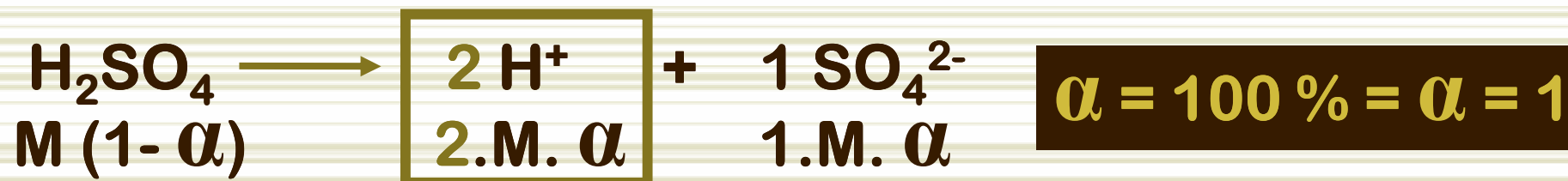


pH e pOH:

Exercício

Respostas:

b. 50 ml de solução de H_2SO_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

