

# EQUILÍBRIO IÔNICO

## EQUILÍBRIO IÔNICO

### Equilíbrio Iônico da água – 1

- 1- Autoionização água
- 2- Quantidades no equilíbrio
- 3- Produto Iônico da água
- 4- Solução Ácida, básica, neutra
- 5- Notação de Sorensen
- 6- Escala de pH (pH e pOH)

PROFESSOR: THÉ

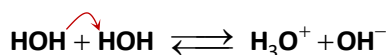
LIÇÃO: 102

### 1. Auto-ionização da Água

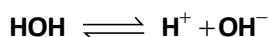
A água sozinha sofre uma ionização que se chama:

**auto-ionização da água**

As moléculas de água colidem entre si e sofrem a ionização

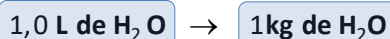


ou simplesmente,



Os íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$  quando se encontram voltam a formar água, estabelecendo-se o equilíbrio.

### 2. Quantidades no Equilíbrio (25°C)



$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{1000}{18} \cong 56 \text{ mols}$$

Concentração molar da água pura:  $[\text{H}_2\text{O}] = 56 \text{ mol/L}$

$$\text{HOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$$

I	56	0	0
R	x	x	x
E	56-x	x	x

$$x = 0,000\,000\,1 = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

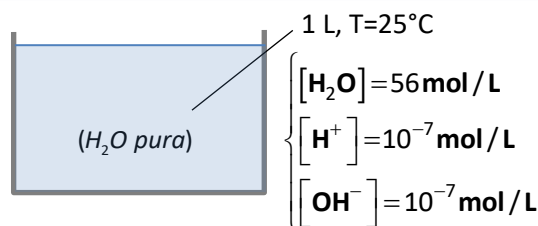
**OBS:** Valor **x**, da ionização da água é obtido experimentalmente

No Equilíbrio:

$$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$$

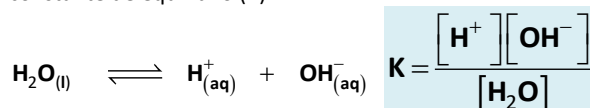
E	56-x	x	x
	↓	↓	↓
	~ 56	$10^{-7}$	$10^{-7}$

$$(56) - (0,00000001) \cong 56$$



### 3. Produto Iônico da Água (K<sub>w</sub>)

Na água pura existe um equilíbrio, logo é possível determinar sua constante de equilíbrio (K).



Nesse equilíbrio a água é **reagente** e também **solvente**.

Sendo a **concentração da água** (~ 56 mol/L) praticamente constante, engloba-se esse valor na constante de equilíbrio.

$$\underbrace{K[\text{H}_2\text{O}]}_{K_w} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \quad (\text{Produto Iônico da água})$$

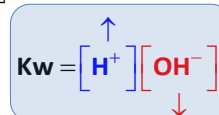
Calculando o valor de K<sub>w</sub> a 25°C:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = (10^{-7})(10^{-7}) = 10^{-14} \quad (25^\circ\text{C})$$

Sendo o K<sub>w</sub> uma constante,

variando  $[\text{H}^+]$ , varia também  $[\text{OH}^-]$ ,

mas a constante permanece constante:



### EXEMPLO 1

- a) Na cerveja a concentração hidrogeniônica é igual a  $10^{-4} \text{ mol/L}$ . Qual a concentração hidroxiliônica?

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

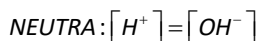
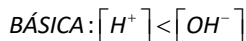
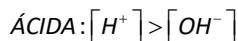
$$10^{-14} = 10^{-4} \cdot x \rightarrow \therefore x = 10^{-10} \text{ mol/L}$$

- b) No Café, a concentração hidrogeniônica é igual a  $10^{-5} \text{ mol/L}$ . Qual a concentração hidroxiliônica?

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

$$10^{-14} = 10^{-5} \cdot x \rightarrow \therefore x = 10^{-9} \text{ mol/L}$$

#### 4. Solução Ácida, Básica ou Neutra



A solução será ácida, básica ou neutra comparando-se a concentração de



#### 5. Notação de Sorensen (pH e pOH)

$$[H^+] = 10^{-8} \text{ mol/L} \rightarrow pH = 8$$

$$[H^+] = 10^{-4} \text{ mol/L} \rightarrow pH = 4$$

$$[H^+] = 10^{-2,5} \text{ mol/L} \rightarrow pH = 2,5$$

Sorensen utilizou a letra **p(pê)** para informar a potência de 10 da concentração de



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

Analogamente:  $pOH = -\log [OH^-]$

Outras definições de pH

$$pH = \text{colog} [H^+] = \log \frac{1}{[H^+]}$$

Calculando o pKw

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

$$10^{-14} = 10^{-7} \cdot 10^{-7}$$

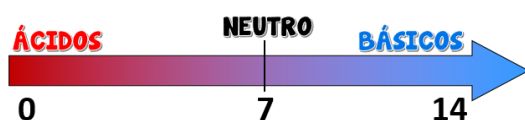
$$14 = 7 + 7$$

$$pKw = pH + pOH$$

$$pKw = 14$$

$$pH + pOH = 14 \text{ (25°C)}$$

#### 6. Escala do pH

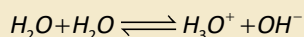


Outra forma de expressar o pH (e o pOH)

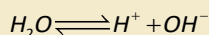
$$[H^+] = 10^{-pH} \quad [OH^-] = 10^{-pOH}$$

#### Resumo

- 1) As moléculas de água ao colidirem entre si produzem íons. Estabelece o equilíbrio entre as moléculas e seus íons.

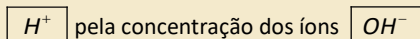


Ou simplesmente



- 2) **Produto Iônico da Água (Kw):**

É o resultado da multiplicação da concentração dos íons



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

- 3) O Kw é uma constante de equilíbrio, então ele é constante a uma dada temperatura.

$$Kw = 10^{-14} \text{ (25°C)}$$

Kw  $\Rightarrow$  obtido experimentalmente

- 4) Se a concentração de  $H^+$  variar a de  $OH^-$  também variará (sem mudar a temperatura) mas o Kw permanece constante.

$$Kw = [H^+][OH^-] \quad (\text{produto iônico da água})$$

constante

- 5) Fórmulas

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

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pH + pOH = 14$$

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

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

- 6) Escala de pOH e de pH

