



#CONQUISTANOESTUDO ▪ SEMANA7 ▪ ETAPA2  
ENSINO MÉDIO ▪ 2ª SÉRIE

QUÍMICA

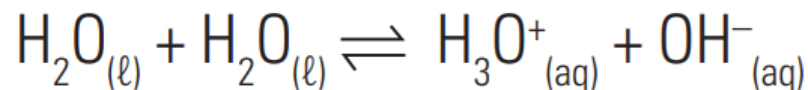
Neste Guia você vai estudar sobre o equilíbrio iônico da água.

Pág. 35 a 36 do Módulo 4

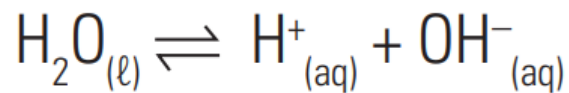
Prof. Maytson Müller

# Equilíbrio iônico da água

Tudo tem início com a AUTOIONIZAÇÃO da água:



ou simplesmente:



A água líquida se transforma reversivelmente no cátion  $\text{H}^+$  e no ânion  $\text{OH}^-$  (hidroxila).

**OBS.:**

(aq) significa aquoso, ou seja, quer dizer que o cátion  $\text{H}^+$  e o ânion  $\text{OH}^-$  (hidroxila) estão dissolvidos em água.

# Equilíbrio iônico da água

O cátion  $H^+$  é responsável pela ACIDEZ.

Ácido  
clorídrico



©Shutterstock/loke\_phatrapong

O ânion  $OH^-$  (hidroxila) é responsável pela BASICIDADE.


Hidróxido de  
sódio



©Shutterstock/Therdsak supawong

# Equilíbrio iônico da água

A expressão de constante de equilíbrio para a AUTOIONIZAÇÃO da água é:

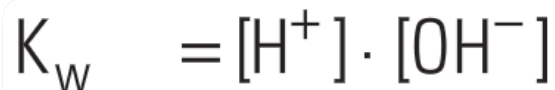

$$K_c = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$$

Porém, a concentração da água é constante, pois não existe água concentrada nem água diluída. Devido a isso, não deve aparecer na constante de equilíbrio.


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

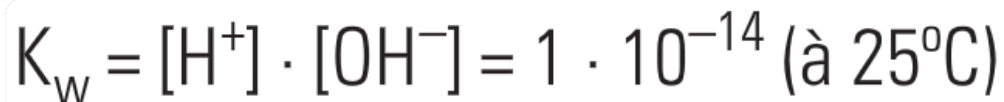
# Equilíbrio iônico da água

A constante de equilíbrio é representada como produto iônico da água e pode ser expressa por:



Onde  $w$  (water) e esse produto iônico da água a uma temperatura ambiente de  $25^\circ\text{C}$  tem valor de  $1 \cdot 10^{-14}$ .

Então:  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$



# Equilíbrio iônico da água

## Meio neutro

Em um meio neutro, é necessário que a concentração de  $\text{H}^+_{(\text{aq})}$  seja igual a concentração de  $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ .

E ambos devem valer  $1 \cdot 10^{-7}$ ,  
pois o produto é  $1 \cdot 10^{-14}$ .

**(meio neutro)**

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

$$[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$



# Equilíbrio iônico da água

## Meio ácido

Em um meio ácido, é necessário que a concentração de  $H^+_{(aq)}$  seja maior que a concentração de  $OH^-_{(aq)}$ .

Exemplos:

$$[H^+] = 1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \therefore [OH^-] = 1 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[H^+] = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \therefore [OH^-] = 1 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

**(meio ácido)**

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

$$[H^+] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$



# Equilíbrio iônico da água

## Meio básico

Em um meio básico, é necessário que a concentração de  $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$  seja maior que a concentração de  $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ .

Exemplos:

$$[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L} \therefore [\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$$

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

**(meio básico)**

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

$$[\text{H}^+] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$