



# Resumão do Hondinha

## Equilíbrio químico: Cálculos de pH e pOH

“O cálculo do pH pode ser feito por meio da expressão  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ ”.

Prof. Ricardo Honda

<http://www.professorhonda.com.br>

### Cálculo de pH

O termo pH (potencial hidrogeniônico) foi introduzido, em 1909, pelo bioquímico dinamarquês Soren Peter Lauritz Sorensen (1868-1939), com o objetivo de facilitar seus trabalhos no controle de qualidade de cervejas.

O cálculo do pH pode ser feito por meio das expressões:

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

De maneira semelhante, podemos determinar o pOH (potencial hidroxiliônico) de uma solução:

$$\text{pOH} = \text{colog} [\text{OH}^-] \text{ ou } \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \text{ ou } \text{pOH} = \log \frac{1}{[\text{OH}^-]}$$

Veja os exemplos:

<p><b>1</b> <math>[\text{H}^+] = 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}</math>  <math>\text{pH} = -\log [\text{H}^+]</math>  <math>\text{pH} = -\log 10^{-6}</math>  <math>\text{pH} = -(-6) \underbrace{\log 10}_1</math>  <b>pH = 6</b>            Assim:  <math>[\text{H}^+] = 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}</math>  <math>\text{pH} = 6</math></p>	<p><b>2</b> <math>[\text{OH}^-] = 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}</math>  <math>\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]</math>  <math>\text{pOH} = -\log 10^{-5}</math>  <math>\text{pOH} = -(-5) \underbrace{\log 10}_1</math>  <b>pOH = 5</b>            Assim:  <math>[\text{OH}^-] = 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}</math>  <math>\text{pOH} = 5</math></p>
---	---

Na água e nas soluções neutras, a 25 °C, temos:

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

$$\text{pH} = \text{pOH} = 7 \text{ e } \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

A escala de pH normalmente apresenta valores que variam de zero a 14.

### Determinação da $[\text{H}^+]$ e da $[\text{OH}^-]$ nas soluções

#### Soluções de ácidos e bases fortes

##### Soluções ácidas

Nesse tipo de solução, o íon predominante característico é o  $\text{H}^+$ . Assim, devemos conhecer sua concentração em mol/L para em seguida determinar o pH da solução.

<p><b>Ácidos fortes</b>            (considerar <math>\alpha = 100\%</math>)  <b>Solução de HCl 0,1 mol/L</b>  <math>\text{HCl} \longrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-</math>  <math>0,1 \text{ mol/L} \longrightarrow 0,1 \text{ mol/L}</math>  <math>[\text{H}^+] = 0,1 \text{ mol/L} = 10^{-1} \text{ mol/L}</math>  <math>\text{pH} = 1</math></p>	<p><b>Outros ácidos (<math>\alpha &lt; 100\%</math>)</b>  <b>Solução de <math>\text{H}_3\text{CCOOH}</math> 0,1 mol/L</b>  <math>\alpha = 1\%</math>  <math>\text{H}_3\text{CCOOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_3\text{CCOO}^-</math>  <math>0,1 \text{ mol/L} \longrightarrow 0,1 \text{ mol/L} \xrightarrow{\text{se}} \alpha = 100\%</math>  <math>x \longrightarrow \alpha = 1\%</math>  <math>x = 0,001 \text{ mol/L}</math>  <math>[\text{H}^+] = 0,001 \text{ mol/L} = 10^{-3} \text{ mol/L}</math>  <math>\text{pH} = 3</math></p>
---	--

