

pH

Carlos Corrêa
Universidade do Porto
ccorrea@fc.up.pt

CITAÇÃO

Corrêa, C. (2013)
pH,
Rev. Ciência Elem., V1(01):030.
doi.org/10.24927/rce2013.030

EDITOR

José Ferreira Gomes,
Universidade do Porto

RECEBIDO EM

20 de maio de 2010

ACEITE EM

17 de dezembro de 2010

PUBLICADO EM

17 de dezembro de 2010

COPYRIGHT

© Casa das Ciências 2019.
Este artigo é de acesso livre,
distribuído sob licença Creative
Commons com a designação
[CC-BY-NC-SA 4.0](https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/), que permite
a utilização e a partilha para fins
não comerciais, desde que citado
o autor e a fonte original do artigo.

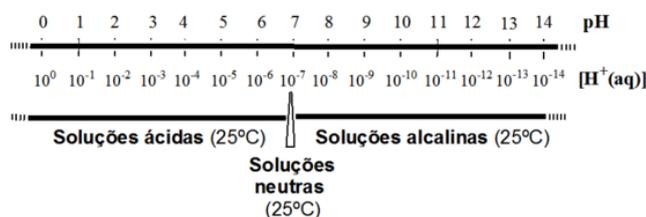
rce.casadasciencias.org



Tanto em Química como na vida corrente é muitas vezes necessário exprimir quantitativamente a acidez e a basicidade de soluções de um modo fácil, de preferência por um simples número.

Assim, em 1909 o bioquímico dinamarquês Sorensen, para medir a acidez de soluções aquosas diluídas, introduziu uma grandeza denominada pH, que quantifica a maior ou menor quantidade de $H^+(aq)$ existente por litro de solução, através da relação

$$pH = -\log_{10} [H^+(aq)] \quad [H^+(aq)] = 10^{-pH}$$



A escala de pH foi introduzida para simplificar a escrita de concentrações expressas por números muito pequenos. Assim, em vez de $[H^+(aq)] = 0,000025 \text{ mol.dm}^{-3}$ ou $2,5 \times 10^{-5} \text{ mol.dm}^{-3}$, é mais prático escrever $pH = 4,60$.

A 25 °C, soluções com $pH < 7$ dizem-se ácidas e soluções com $pH > 7$ dizem-se alcalinas ou básicas; as soluções neutras, a 25 °C, têm $pH = 7,0$.

Solução	pH
Suco gástrico	~ 1,3 - 2,5
Vinagre	~ 2 - 3
Sumo de tomate	~ 4
Urina	~ 4,7 - 7,4
Café	~ 5,0
Chuva normal	~ 5,6
Leite	~ 6,6
Saliva	~ 6,8 - 7,3
Bílis	~ 7,6 - 8,5
Água do Mar	~ 8
Suco pancreático	~ 9
Amónia	~ 11

Tabela I - Exemplo de soluções aquosas ácidas e alcalinas (25 °C)

Em soluções aquosas diluídas (até cerca de $0,1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$), a acidez é tanto maior quanto maior for $[\text{H}^+(\text{aq})]$.

Para soluções mais concentradas, em que a abundância de moléculas de água para solvatar os iões H^+ é mais escassa, os iões H^+ encontram-se menos ligados a moléculas de água e a acidez do meio (capacidade para doar protões) é superior e não pode ser medida pelo pH. Por esta razão é vulgar apresentar-se a escala de pH compreendida entre 0 e 14, pois dada a relação

$$[\text{H}^+(\text{aq})] \times [\text{HO}^-(\text{aq})] = 10^{-14} (25^\circ\text{C})$$

se $[\text{H}^+(\text{aq})] = 1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3} = 100 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$, vem $\text{pH} = 0$. Se $[\text{HO}^-(\text{aq})] = 1$ vem $[\text{H}^+(\text{aq})] = 10^{-14} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ e $\text{pH} = 14$.

O pH é medido utilizando elétrodos de vidro, que deixam de dar resultados aceitáveis quando $[\text{H}^+(\text{aq})]$ e $[\text{HO}^-(\text{aq})]$ se tornam superiores a $0,1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ (pH fora do intervalo 1 - 13).

Na definição rigorosa de pH, em vez de concentração, utiliza-se a **atividade**, a_{H^+}

A atividade é uma grandeza termodinâmica que se torna igual à concentração em soluções bastante diluídas. A acidez e a alcalinidade de soluções de ácidos e de bases muito concentrados é medida por outras funções de acidez, com as **Funções de Acidez de Hammett**.