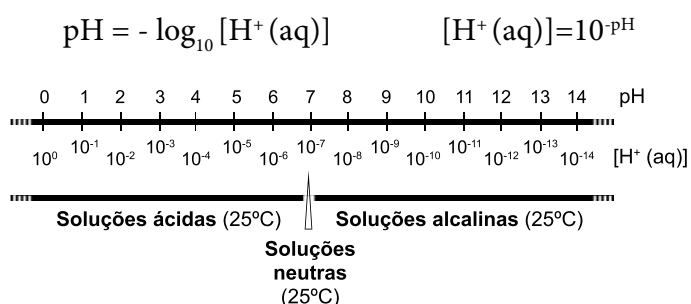


## pH

Carlos Corrêa

Corrêa, C. (2013), Revista de Ciência Elementar, 1(01):0028

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



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

Solução	pH
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  $0,1 \text{ mol. dm}^{-3}$ ), a acidez é tanto maior quanto maior for  $[H^+(aq)]$ .

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

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

se  $[H^+(aq)] = 1 \text{ mol. dm}^{-3} = 10^0 \text{ mol. dm}^{-3}$ , vem  $pH = 0$ . Se  $[HO^-(aq)] = 1$  vem  $[H^+(aq)] = 10^{-14} \text{ mol. dm}^{-3}$  e  $pH = 14$ . O pH é medido utilizando eléctrodos de vidro, que deixam de dar resultados aceitáveis quando  $[H^+(aq)]$  e  $[HO^-(aq)]$  se tornam superiores a  $0,1 \text{ mol. dm}^{-3}$  (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**.

**Autor**

Carlos Corrêa

Departamento de Química e Bioquímica da Faculdade de  
Ciências da Universidade do Porto

**Editor**

Jorge Gonçalves

Departamento de Química e Bioquímica da Faculdade de  
Ciências da Universidade do Porto

