

pH	[H <sup>+</sup> ] (M)
2	1 x 10 <sup>-2</sup>
4	1 x 10 <sup>-4</sup>
6	1 x 10 <sup>-6</sup>
8	1 x 10 <sup>-8</sup>
10	1 x 10 <sup>-10</sup>

## pH y equilibrio ácido base

Luis A. Gaviria, QF<sup>1</sup>; Beatriz Salgado, QF, MSc<sup>2</sup>

<sup>1</sup>Profesor jubilado, Fac. de Ciencias Exactas y Naturales;

<sup>2</sup>Catedrática, Facultad de Química Farmacéutica;  
Universidad de Antioquia

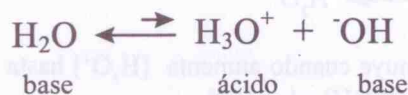
### Introducción

La homeostasis de una célula o de un organismo requiere que el pH de las soluciones biológicas esté siempre dentro de un rango constante de valores. El control del pH en los líquidos corporales y en los compartimentos subcelulares es regulado por diferentes sistemas de tampones biológicos. Los más importantes son el bicarbonato, los fosfatos y las proteínas. Los tampones consisten en un ácido débil y su base conjugada, los cuales se encuentran en equilibrio y son capaces de donar y aceptar protones hacia o del medio en los que se encuentran disueltos. La ecuación de Henderson – Hasselbalch describe la relación que existe entre pH, pK<sub>a</sub> y la concentración del conjugado ácido base de un sistema de amortiguación. Las alteraciones en el equilibrio ácido base pueden llevar a acidosis (pH en el plasma humano menor de 7.35) o a alcalosis (pH en el plasma humano mayor de 7.45).

Para poder comprender el equilibrio ácido base en su total dimensión es necesario analizar las propiedades ácido-básicas del agua, pues éstas afectan cualquier solución que se establece en el ser viviente.

### Autoionización del agua

El agua es un electrolito débil y por lo tanto experimenta una ionización parcial que podemos representar así:



Para esta ecuación la ley de equilibrio es:

$$K' = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

En el agua la concentración [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] es aproximadamente constante y la podemos pasar a multiplicar a K' :

$$K' [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$K' [\text{H}_2\text{O}] = K_w$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Esta expresión se conoce como producto iónico del agua, donde K<sub>w</sub> tiene un valor 1 x 10<sup>-14</sup>, a 25°C, el cual ha sido determinado experimentalmente. Esta ecuación indica que en el agua pura o en cualquier solución acuosa deben estar presentes el ion hidronio H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> y el ion hidroxilo OH<sup>-</sup> y el producto de sus concentraciones debe ser constante e igual a 1 x 10<sup>-14</sup>. Por lo tanto las concentraciones relativas de los iones hidronio H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> e hidroxilo OH<sup>-</sup> en solución acuosa están determinadas por la ecuación K<sub>w</sub> = [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>][OH<sup>-</sup>] y si conocemos una de ellas, inmediatamente podemos conocer la concentración del otro.

El agua químicamente pura es eléctricamente neutra, es decir la concentración de  $[H_3O^+]$  es igual a la concentración de  $[OH^-]$ . Por lo tanto podemos escribir que:

$$[H_3O^+] = [OH^-] \text{ y } 1 \times 10^{-14} = x * x$$

por tanto:

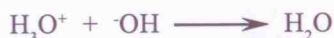
$$\sqrt{x^2} = \sqrt{1 \times 10^{-14}} \quad \therefore x = 1 \times 10^{-7}$$

Es decir, en el agua químicamente pura las concentraciones de  $H_3O^+$  y  $OH^-$  son iguales, e iguales a  $1 \times 10^{-7}$  mol/l.

¿Cómo se afectan las concentraciones en el equilibrio de los iones hidronio e hidroxilo al adición de un ácido al agua? Se puede recurrir a la ecuación química de ionización del agua y al principio de Le Chatelier para obtener la respuesta.



Al agregar iones hidronio del ácido estos tenderán a reaccionar con los iones hidroxilo del agua y en consecuencia a reducir la concentración de estos.



así pues  $[OH^-]$  disminuye cuando aumenta  $[H_3O^+]$  hasta un valor tal que  $[H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$ .

Por ejemplo si  $[H_3O^+]$  se hace  $1 \times 10^{-5}$  entonces:

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-14} / [H_3O^+] = 1 \times 10^{-14} / 1 \times 10^{-5} = 1 \times 10^{-9}$$

#### Demostración

Si el jugo de limón tiene una  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-2}$  M. Cuál es la concentración de  $[OH^-]$ ?

Solución :

Dato:  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-2}$  M

De  $K_w$  se tiene que la sustitución de  $[H_3O^+]$  da al despejar  $(OH^-)$ .

$$(H_3O^+) (OH^-) = 1 \times 10^{-14}$$

$$(1 \times 10^{-2}) (OH^-) = 1 \times 10^{-14}$$

$$(OH^-) = 1 \times 10^{-14}$$

$$1 \times 10^{-2}$$

$$(OH^-) = 1 \times 10^{-12}$$

#### Escala de pH

En lugar de expresar las concentraciones del ion hidronio en forma exponencial como hemos hecho hasta el mo-

mento, en 1909 el químico danés Sørensen propuso que se empleara el número del exponente para expresar la acidez. Por ejemplo:

$[H_3O^+]$	pH
$1 \times 10^{-2}$	2
$1 \times 10^{-4}$	4
$1 \times 10^{-8}$	8
$1 \times 10^{-13}$	13

Siempre que  $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-n}$  el  $pH = n$

Si una solución tiene una concentración de  $H_3O^+$  de  $1 \times 10^{-5}$  mol/l quiere decir que tiene un  $pH = 5$ . El significado es el mismo, pero sin duda es más fácil decir que su  $pH$  es 5. Esta escala de acidez de Sørensen se conoció luego como escala de  $pH$ . Por lo tanto, el  $pH$  se define como el logaritmo negativo de la concentración de hidrogenión, es decir:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

De esta manera podemos expresar el grado de acidez para soluciones en las cuales el coeficiente del exponencial no es 1.

#### Demostración:

Calcular el  $pH$  de solución con  $[H_3O^+] = 6.5 \times 10^{-4}$  M.

Solución :

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log 6.5 \times 10^{-4}$$

$$pH = -(-3.18) \quad pH = 3.18$$

De igual manera se definió el  $pOH$ , con la diferencia que en este caso se habla de concentración de  $OH^-$ . Es decir,  $pOH = -\log [OH^-]$

De la definición de  $pH$  se deduce que si se conoce el  $pH$  de la solución se puede conocer la concentración de  $H_3O^+$ .  $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

Ejemplo si  $pH = 3$

$$\text{entonces } [H_3O^+] = 10^{-3} \quad \therefore [H_3O^+] = 1 \times 10^{-3} \text{ mol/l,}$$

es decir

$$(H_3O^+) = \text{antilog } -3$$

$$\text{Si } pH = 4.25 \quad \therefore$$

$$[H_3O^+] = \text{antilog } -4.251$$

$$[H_3O^+] = 10^{-4.25}$$

$$[H_3O^+] = 5.62 \times 10^{-5} \text{ mol/l.}$$