

## EL pH Y LOS SERES VIVOS . SU REGULACIÓN .

### El agua. Neutralidad. Acidez. Basicidad.

El **agua**, el componente mayoritario de la materia viva, se encuentra **parcialmente ionizada**, si bien en muy pequeña proporción (sólo 1 de cada 551 millones de moléculas), de acuerdo con el siguiente equilibrio:



H<sup>+</sup> : hidrogeniones  
OH<sup>-</sup> : hidroxilos

Debido a este **bajo grado de ionización**, la concentración de hidrogeniones e hidroxilos, en el agua pura, es muy baja:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ moles / l}$$

En esta situación de equilibrio, el agua es **neutra**.

Sin embargo, en los líquidos biológicos, el agua contiene sustancias en disolución, que pueden alterar este equilibrio, al disociarse, bien aportando H<sup>+</sup> u OH<sup>-</sup>. En el primer caso, el líquido será **ácido**, y en el segundo **básico**. Como el exceso de H<sup>+</sup> reacciona con los OH<sup>-</sup> para formar agua, una subida en la [H<sup>+</sup>] provoca una bajada proporcional en la [OH<sup>-</sup>], y viceversa. Por tanto:

<b>Medio ácido</b>	$[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ moles / l}$	$[\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ moles / l}$
<b>Medio neutro</b>	$[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ moles / l}$	$[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ moles / l}$
<b>Medio básico</b>	$[\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ moles / l}$	$[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ moles / l}$

De este modo, en todos los casos, se mantiene constante el **producto iónico del agua**:

$$[\text{H}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ moles / l}$$

### Concepto de pH.

Los valores de la concentración de H<sup>+</sup> y OH<sup>-</sup>, que indican la acidez, basicidad o neutralidad de un determinado medio acuoso, son muy bajos, por lo que se expresan como potencias de base 10 y exponente negativo, para evitar los engorrosos decimales. No obstante, estos números siguen resultando incómodos en su manejo, por lo que en su sustitución se usa una escala logarítmica, la **escala de pH**.

$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+]$$

**MEDIO ÁCIDO** ⇒ pH < 7  
**MEDIO NEUTRO** ⇒ pH = 7  
**MEDIO BÁSICO** ⇒ pH > 7

Análogamente, aunque su uso es mucho menor, se podría definir la **escala de pOH**.

$$\text{pOH} = -\log_{10} [\text{OH}^-]$$

**MEDIO ÁCIDO** ⇒ pOH > 7  
**MEDIO NEUTRO** ⇒ pOH = 7  
**MEDIO BÁSICO** ⇒ pOH < 7

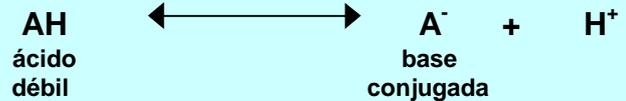
Así pues, en todos los casos se cumple que **pH + pOH = 14**

## REGULACIÓN DEL EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE

Cualquier alteración del equilibrio ácido-base en los líquidos fisiológicos puede ocasionar graves alteraciones en su funcionamiento, afectando particularmente a las proteínas enzimáticas.

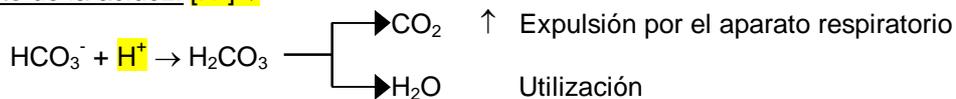
Por esta razón, en nuestro organismo, existen unos **sistemas amortiguadores o tampón**, que tienden a compensar cualquier alteración de este tipo que se pudiera producir. Se trata de unos sistemas puramente químicos (no biológicos), que consisten en una pareja compuesta por **un ácido débil** y su correspondiente **base conjugada**.

**Ácido:** compuesto que tiende a ceder  $H^+$  a la disolución (baja el pH).  
**Base:** compuesto que tiende a captar  $H^+$  de la disolución (sube el pH)

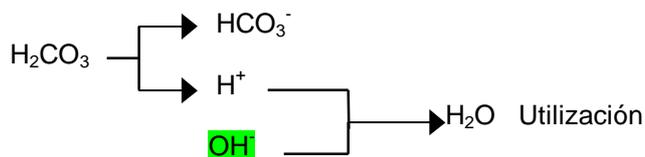


### **TAMPÓN EXTRACELULAR (TAMPÓN CARBÓNICO / CARBONATO)** $H_2CO_3 / HCO_3^-$ **ácido carbónico / ión bicarbonato**

Aumento de la acidez:  $[H^+] \uparrow$

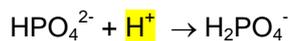


Aumento de la basicidad:  $[OH^-] \uparrow$

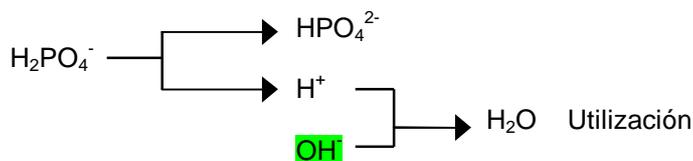


### **TAMPÓN INTRACELULAR (TAMPÓN FOSFATO)** $H_2PO_4^- / HPO_4^{2-}$ **ión fosfato monovalente / ión fosfato divalente**

Aumento de la acidez:  $[H^+] \uparrow$



Aumento de la basicidad:  $[OH^-] \uparrow$



*Y. J. Rubio . 2001*