

Lecturas de Cátedra

# Introducción a la fisiología ácido-base

Lucas Urra Pasgall



EDITORIAL  
UNRN



**INTRODUCCIÓN A LA FISIOLÓGÍA**  
**ÁCIDO-BASE**



LECTURAS DE CÁTEDRA

**INTRODUCCIÓN A LA FISIOLÓGÍA  
ÁCIDO-BASE**

LUCAS G. A. URRAS PASGALL



**EDITORIAL  
UNRN**

Introducción a la fisiología ácido-base / Urra Pasgall, Lucas G.A.

-1a ed. - Viedma: Universidad Nacional de Río Negro, 2016.

32 p.; 22 x 15 cm

Lecturas de Cátedra

ISBN 978-987-3667-48-0

1. Fisiología Animal. 2. Fisiología Veterinaria. I. Título.

CDD 636.089



Este libro se utiliza en la carrera de Medicina Veterinaria en las asignaturas Fisiología Animal I y Fisiología Animal II de la Escuela de Veterinaria y Producción Agroindustrial de la UNRN.

© Universidad Nacional de Río Negro, 2016.

[www.editorial.unrn.edu.ar](http://www.editorial.unrn.edu.ar)

© Urra Pasgall, Lucas G.A., 2016.

Coordinación editorial: Ignacio Artola

Edición de textos: Natalia Barrio

Corrección de textos: Cecilia Soto

Diagramación y diseño: Sergio Campozano

Imagen de tapa: Poliedros, Freepik.

Disponible en: [http://www.freepik.es/vector-gratis/fondo-de-poliedros-negros\\_766182.htm#term=quimica&page=3&position=12](http://www.freepik.es/vector-gratis/fondo-de-poliedros-negros_766182.htm#term=quimica&page=3&position=12)

Queda hecho el depósito que dispone la Ley 11.723.



Usted es libre de: compartir-copiar, distribuir, ejecutar y comunicar públicamente la obra *Introducción a la fisiología ácido-base*, bajo las condiciones siguientes:

**Atribución** — Debe reconocer los créditos de la obra de la manera especificada por el autor o el licenciante (pero no de una manera que sugiera que tiene su apoyo o que apoyan el uso que hace de su obra).

**No Comercial** — No puede utilizar esta obra para fines comerciales.

**Sin Obras Derivadas** — No se puede alterar, transformar o generar una obra derivada a partir de esta obra.

Licencia Creative Commons Reconocimiento-NoComercial-SinObrasDerivadas 2.5 Argentina.

# Índice

IX		Prefacio
11		Introducción
11		Electrolitos y pH
18		Titulaciones
22		Potenciales rédox y pH
25		Relaciones biomoleculares
27		Punto isoeléctrico de las proteínas
28		Búferes, amortiguadores o paragolpes
30		Lista de referencias bibliográficas



## Prefacio

*Introducción a la fisiología ácido-base* es un abordaje inicial a los principios físico-químicos generales sobre uno de los más básicos fundamentos de la regulación homeostática en la fisiología animal.

El origen de esta obra se remonta a una inquietud personal que se gestó mientras cursaba la asignatura Física Biológica del primer año de la carrera de Medicina Veterinaria en la Facultad de Ciencias Veterinarias de la Universidad Nacional de La Pampa, en la localidad de General Pico.

En aquel 1995 había llegado a la universidad con una preparación como bachiller con orientación en Biotecnología, y podía observar que los conocimientos generales sobre fisiología animal que tenía en ese entonces excedían a los que muchos de mis compañeros –provenientes de instituciones educativas no ligadas a las ciencias exactas y naturales– poseían. Se había despertado mi interés en –algún día– poder hacer un aporte para mejorar la comprensión de los mecanismos de regulación del medio interno.

Inmediatamente luego de cursar y rendir la asignatura de Física Biológica, en el año 1996 me postulo, y soy aceptado, como ayudante alumno ad-honorem. Así, y bajo la supervisión y acompañamiento de Miguel Ángel Noia, profesor titular de la cátedra, comienzo a darle forma a lo que finalmente resultaría un apunte de circulación interna de la asignatura, bajo el nombre de «pH y equilibrio ácido-base».

Años más tarde, y como titular de las cátedras de Química y Farmacología del ya extinto Instituto Andino de Educación para las Ciencias y Tecnologías en la localidad de San Carlos de Bariloche, Río Negro, ofrecí estos materiales a los estudiantes –de las carreras terciarias de Paramédico, Instrumentista Quirúrgico, Radiólogo y Obstetra–, con la revisión y aprobación de Jorge Borisov.

También en la localidad de Cipolletti, apuntes basados en aquellos manuscritos iniciales han sido de utilidad para los estudiantes de la carrera de Técnico Superior en Bromatología en el Instituto del Valle, quienes cursaron la asignatura de Química General bajo mi titularidad.

Luego, en los albores de la carrera de Medicina Veterinaria de la Escuela de Veterinaria y Producción Agroindustrial de la Universidad Nacional de Río Negro en la localidad de Choele Choel, Isabelino Soler me convocó para participar como parte del cuerpo docente de la asignatura Química Biológica y posteriormente, en Fisiología Animal I y Fisiología Animal II, donde comencé a dictar esta temática, entre otras.

Hoy estoy a cargo de estas dos últimas asignaturas y vuelvo a percibir ese mismo sinsabor que veía reflejado en mis compañeros de estudio de grado, pero ahora en mis alumnos universitarios recién ingresados en las aulas.

Con estas motivaciones en mente, he comentado esta problemática académica y pedagógica con el director de la carrera de Veterinaria en la UNRN, Carlos Arzone. Fue él quien me sugirió consolidar los materiales acumulados en la experiencia docente y darle impulso a una publicación que sirva como apoyo y guía de estudio para los y las jóvenes estudiantes de las asignaturas de Fisiología Animal. Finalmente, y gracias al trabajo conjunto con la EDITORIAL UNRN, hoy estamos presentando esta obra.

Urta Pasgall, Lucas G. A.

### **Sobre el autor**

Médico Veterinario graduado en la UNLPam, jefe de trabajos prácticos de las asignaturas Fisiología Animal I y Fisiología Animal II de la Escuela de Veterinaria y Producción Agroindustrial de la UNRN.

## Introducción

En 1909 Sørensen estableció el término pH para expresar el potencial Hidrógeno, es decir, la concentración de iones de hidrógeno  $[H^+]$  en un medio, conociéndose así su grado de alcalinidad o de acidez. Lo definió como «el logaritmo de la inversa de la concentración de iones hidrógeno o, en otros términos, el logaritmo negativo de la concentración de  $H^+$ » (Blanco, 2006).

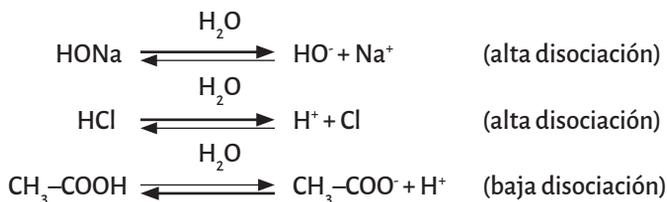
Desde el punto de vista matemático, pH es una fórmula logarítmica; desde un punto de vista físico-químico es la determinación de la concentración de protones en un sistema material; desde un enfoque biomédico su importancia es extrema ya que la vida se manifiesta entre parámetros muy estrechos de pH que varían según el organismo, dado que cada especie posee un rango de pH muy pequeño para llevar a cabo todas sus funciones metabólicas normalmente y compatibles con la vida.

Por ejemplo, el pH fisiológico del plasma sanguíneo de la gran mayoría de los mamíferos es de 7,4 y puede fluctuar entre 7,35 y 7,45, por lo que se aprecia que una variación en más o en menos de 0,06 respecto de la media normal, puede resultar compatible con alteraciones metabólicas significativas.

## Electrolitos y pH

Una sustancia capaz de disociarse en iones cuando está fundida, en solución, o incluso al estado sólido, que es capaz de conducir energía eléctrica, se denomina electrolito. Los estados moleculares que presentan máxima disociación en solución acuosa como el hidróxido de sodio (HONa) y el ácido clorhídrico (HCl) son denominados electrolitos fuertes. Ambos ejemplos corresponden a solutos polares que se disuelven en un solvente polar como es el agua.

En contraposición los solutos que en solución acuosa presentan una disociación parcial, es decir que solo una proporción de sus moléculas se disocian en estados iónicos, son llamados electrolitos débiles dado que presentan disociación parcial en el medio acuoso por su baja polaridad, tal como ocurre con el ácido acético ( $CH_3-COOH$ ).



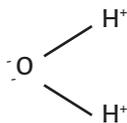
Por lo antedicho y a partir de los ejemplos gráficos precedentes de reacciones de disociación, podríamos advertir a modo de generalización, que la mayoría de los ácidos orgánicos son electrolitos débiles, mientras que todas o la mayoría de las bases inorgánicas, ácidos inorgánicos y las sales inorgánicas y orgánicas, son electrolitos fuertes.

Arrhenius ya había concluido oportunamente en la que sería una definición simple, pero en la actualidad obsoleta, para poder abordar la comprensión de la temática. Definía qué es un ácido y qué una base de esta manera: «un ácido es una sustancia que, cuando se disuelve en agua, aumenta la concentración de iones  $H^+$ , y una base es una sustancia que, cuando se disuelve en agua, aumenta la concentración de iones  $OH^-$ » (citado en Brown, Theodore y otros, 2009, p. 668).

La definición de Arrhenius no es errada, sin embargo, nuevos estudios han llevado a nuevas conclusiones y actualmente se acepta la definición de Bronsted y Lowry, quienes establecen que: «un ácido es una sustancia (molécula o ión) que dona un protón a otra sustancia, y una base es una sustancia que acepta un protón» (citado en Brown, Theodore y otros, 2009, p. 669).

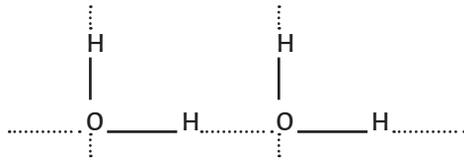
La constancia del medio interno de un organismo viviente debe presentarse dentro de límites relativamente estrechos, si se desea conservar la salud. Esto implica una distribución del agua corporal total en forma adecuada, al igual que el pH y varios electrolitos como  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $H_2PO_4^-$  y otros.

Las moléculas de agua presentan una ligera tendencia a disociarse para ofrecer al medio pequeñas cantidades de iones  $H^+$  y  $HO^-$ . Esta molécula es un tetraedro irregular, los átomos de hidrógeno forman un ángulo de  $104,5^\circ$ , lo cual le otorga una configuración asimétrica.



Como consecuencia de la estructura de tetraedro, la molécula de agua presenta diferencias en cuanto a la distribución de las cargas; el átomo de oxígeno tiene una densidad eléctrica negativa y los de hidrógeno, una densidad eléctrica positiva, en correspondencia con sus electronegatividades.

Esta característica hace que el agua se comporte molecularmente como un dipolo. Gracias a ello la molécula de agua en estado líquido puede mostrar a  $3,98^\circ C$ , conformación polimérica estabilizada por uniones puente de hidrógeno intermoleculares. Es entonces cuando el agua líquida presenta su máxima densidad.



Como se mencionó, la molécula de agua presenta una tendencia limitada a disociarse en  $\text{H}^+ + \text{HO}^-$ . Esto sucede en una reacción reversible pero sumamente pequeña, del orden de una molécula disociada por cada  $1,8 \cdot 10^9$  moléculas de agua. Este comportamiento se expresa por medio de la constante de disociación del agua:  $K_w$ .

$$K_w = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HO}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Para calcular la constante de disociación del agua debemos partir de un mol de agua. Un mol de agua pesa 18 g [ $\text{A O} \rightarrow 16 + \text{A H} \rightarrow 1 \cdot 2 = 2$ ] = 18 g para 1 mol de agua. Si un mol de agua pesa 18 g y un litro de agua pesa 1.000 g, un litro de agua contiene 55,56 moles, y si por cada  $1,8 \cdot 10^9$  moléculas de agua, encontramos solo una disociada, entonces podemos decir que solo encontramos  $1,8 \cdot 10^{-9}$  protones por cada 55,56 moles de agua pura, de modo que si multiplicamos  $1,8 \cdot 10^{-9} \cdot 55,56$  moles, obtendremos la constante de disociación del agua, que es igual a  $1 \cdot 10^{-7}$  mol/l, para los  $\text{H}^+$ , y es también, por ende, el valor de  $1 \cdot 10^{-7}$  mol/l, para los  $\text{HO}^-$ .

Si remplazamos los valores de la fórmula anterior:

$$K_w = \frac{1 \cdot 10^{-7} \cdot 1 \cdot 10^{-7}}{55,56}$$

$$K_w = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ mol/l}$$

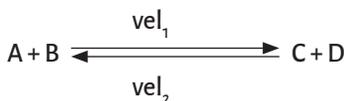
Dado que  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HO}^-$ ; y si  $[\text{H}^+] = [\text{HO}^-]$ , entonces si  $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-7}$  y la  $[\text{HO}^-] = 1 \cdot 10^{-7}$  se tiene que

$$K_w = [K] \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{HO}^-]$$

$$K_w = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ mol/l} \cdot 55,56 \text{ mol/l}$$

$$K_w = 1 \cdot 10^{-14} (\text{mol/l})^2$$

Esto también puede explicarse mediante la aplicación de la ley de acción de las masas, donde:



Así



Estas velocidades dependen del equilibrio y de la constante de la reacción en sí; y de si las sustancias actuantes son complejas, es decir, tienen más de un electrón:

$$\text{vel}_1 = K1 \cdot [\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b$$

$$\text{vel}_2 = K2 \cdot [\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d$$

Son los exponentes a, b, c y d, la valencia de ionización respectiva de los compuestos A, B, C y D, y K1 y K2 constantes, y si trabajamos con los mismos compuestos:

$$r = K1 \cdot [\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b$$

$$r = K2 \cdot [\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d$$

Donde «r» es reacción, y toda esta reacción establece un equilibrio dinámico; la  $\text{vel}_1$  es igual a la  $\text{vel}_2$ , por lo que se pueden transponer términos, y

$$\text{vel}_1 = \text{vel}_2$$

Entonces:

$$K1 \cdot [\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b = K2 \cdot [\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d$$

Por lo tanto:

$$\frac{K1}{K2} = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b} = K$$

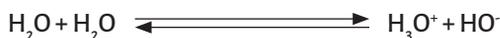
Es K la constante de disociación.

K es el producto de masas de la reacción, dividido el producto de las masas reaccionantes.

Todo este proceso depende, igualmente, del grado de disociación en que se encuentra el electrolito, siendo «α», dicho grado de disociación.

$$\alpha = \frac{\% \text{ de moléculas disociadas}}{100\% \text{ de las moléculas}}$$

Si aplicamos la ley de acción de las masas para el caso del agua:



Por lo tanto

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Y como en 55,56 moles se disocia solo una molécula de agua,  $[\text{H}_2\text{O}]^2$  se considera constante, así:

$$\begin{aligned} [\text{H}_2\text{O}]^2 = K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-], \text{ de modo que } K_w = 1 \cdot 10^{-14}, \text{ ya que } [\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-7}, \\ \text{y la } [\text{HO}^-] = 1 \cdot 10^{-7}, \text{ por lo que la } [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-7}, \text{ y la } [\text{HO}^-] = 1 \cdot 10^{-7}, \text{ entonces:} \\ K_w = 1 \cdot 10^{-7} \cdot 1 \cdot 10^{-7} \\ K_w = 1 \cdot 10^{-14} \end{aligned}$$

De manera que si:

$$\begin{aligned} 1 \cdot 10^{-14} = K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-], \text{ entonces:} \\ 1 \cdot 10^{-14} = [\text{HO}^-]^2 \text{ y } 1 \cdot 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2, \text{ por lo que:} \\ \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = \sqrt{[\text{HO}^-]^2} \text{ y } \sqrt{1 \cdot 10^{-14}} = \sqrt{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}, \text{ de modo que } [\text{HO}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ y} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-7}, \\ \text{así resulta que } K_w = 1 \cdot 10^{-7} \cdot 1 \cdot 10^{-7}, \text{ que es el punto neutro.} \end{aligned}$$

Un dato muy importante a tener en cuenta es que este equilibrio dinámico se logra a los 25°C. Si llevamos este dato a las bases fisiológicas del organismo y a la temperatura corporal de 37°C, la concentración de hidrogeniones es algo mayor de  $1 \cdot 10^{-7}$ , por lo que deducimos que K es constante cuando la temperatura del sistema también lo es y, al variar esta última, K también lo hace, pero el equilibrio en sí puede presentarse a cualquier temperatura, en las cuales K adoptará diferentes valores.

Como ya hemos visto anteriormente, Sørensen definió al pH como el logaritmo decimal negativo de la concentración de protones, donde  $p = -\log$   
Así:

$$\begin{aligned} \text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{o bien} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ \text{pH} = \log 1/[\text{H}^+] \quad \text{o bien} \quad \text{pH} = \log 1/[\text{H}_3\text{O}^+] \\ \text{pOH} = -\log [\text{HO}^-] \quad \text{o bien} \quad \text{pOH} = \log 1/[\text{HO}^-] \end{aligned}$$

Y al aplicar estas ecuaciones para el caso de la disociación del agua:

$$\begin{aligned} \text{pH} = -\log 1 \cdot 10^{-7} \quad \text{pOH} = -\log 1 \cdot 10^{-7} \\ \text{pH} = -(-7) \log 10 \quad \text{pOH} = -(-7) \log 10 \\ \text{pH} = 7 \quad \text{pOH} = 7 \end{aligned}$$

Como estos valores corresponden al punto neutro del agua, se toma el resultado «7» como el de la neutralidad para el pH y, por ende, para el pOH.

Si retomamos el concepto de base y de ácido, debemos establecer que no pueden existir iguales valores de pH y de pOH en un mismo medio de no

ser este valor «7», correspondiente a la neutralidad. Esta afirmación queda fundamentada por medio de la constante de disociación del agua, donde:

$$K_w = [H^+] \cdot [HO^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Por lo tanto,

$$\log [H^+] + \log [HO^-] = \log 1 \cdot 10^{-14}$$

De modo que

$$pH + pOH = 14$$

De lo que se deduce que si el  $pH = 3$ , el  $pOH = 11$ , es decir, se presenta una relación inversamente proporcional, ya que al aumentar la concentración de protones en el medio, el  $pH$  disminuye, y si estas concentraciones caen, el  $pH$  aumenta, en oposición a lo que sucede respecto del  $pOH$ .

Los ácidos son donadores de protones y las basesceptoras de estos, sin embargo, existe una distinción entre los ácidos fuertes como el  $HCl$  y el  $H_2SO_4$ , que se disocian completamente en solución acuosa; y los ácidos débiles, como el ácido acético que se disocia parcialmente en solución acuosa y puede comportarse como un amortiguador.

La misma clasificación se realiza entonces para las bases en donde encontramos bases débiles como el  $(HO)_2Ca$  y bases fuertes, como el  $HONa$  y el  $HOK$ .

La concentración de protones o de oxhidrilos puede determinarse por medio del antilogaritmo decimal del  $pH$  o del  $pOH$  negativizados, respectivamente. Así:

$$[H^+] = \text{antilog} -pH \quad \text{y} \quad [HO^-] = \text{antilog} -pOH$$

También estaríamos en condiciones de establecer la concentración normal ( $N$ ) de los protones si previamente conociésemos la constante de disociación del ácido y su concentración normal, de manera que:

$$[H^+] = \sqrt{N \cdot K_a} \quad \text{o bien} \quad [H^+] = N \cdot \alpha$$

En tanto que, como se mencionó anteriormente,  $\alpha$  es el grado de disociación y puede ser calculado también de la siguiente manera:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{N}}$$

Este procedimiento puede entonces ser aplicado para calcular la concentración de oxhidrilos, si conocemos previamente la constante de disociación de la base y su concentración normal:

$$[\text{HO}^-] = \sqrt{N \cdot K_{\text{ba}}} \quad \text{o bien} \quad [\text{HO}^-] = N \cdot \alpha$$

Una vez conocidos los valores antes mencionados, el pH también puede ser calculado de la siguiente forma:

$$\text{pH} = -\log \sqrt{N \cdot K_{\text{ac}}} \quad \text{o bien} \quad \text{pH} = -\log N \cdot \alpha$$

lo mismo para el pOH:

$$\text{pOH} = -\log \sqrt{N \cdot K_{\text{ba}}} \quad \text{o bien} \quad \text{pOH} = -\log N \cdot \alpha$$

Como podemos observar, al aplicar las fórmulas anteriores y en la medida en que la concentración de protones aumenta, el pH disminuye y aumenta el pOH en forma proporcional; al contrario, al disminuir la concentración de protones, el pH aumenta y disminuye el pOH proporcionalmente, por lo que si el pH de un medio es menor de 7, se afirma que es ácido, pero si es mayor de 7 se dice que es básico o alcalino.

Si el pOH es menor que 7 se dice que el medio es básico o alcalino, y si es mayor de 7, el medio es ácido; si el pH o el pOH es de 7, el medio es neutro; si se parte de este valor neutral para ambos –recordando que  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ – podemos establecer que los rangos de valores que adopta el pH y el pOH van entonces de 0 a 14.

Sobre esta base se puede afirmar que:

ácido:  $[\text{H}^+] > 1 \cdot 10^{-7}$ ;  $1 \cdot 10^{-n} > 1 \cdot 10^{-7}$ ;  $n < 7$

neutro:  $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-7}$ ;  $1 \cdot 10^{-n} = 1 \cdot 10^{-7}$ ;  $n = 7$

básico:  $[\text{H}^+] < 1 \cdot 10^{-7}$ ;  $1 \cdot 10^{-n} < 1 \cdot 10^{-7}$ ;  $n > 7$

ácido:  $[\text{HO}^-] < 1 \cdot 10^{-7}$ ;  $1 \cdot 10^{-n} < 1 \cdot 10^{-7}$ ;  $n > 7$

neutro:  $[\text{HO}^-] = 1 \cdot 10^{-7}$ ;  $1 \cdot 10^{-n} = 1 \cdot 10^{-7}$ ;  $n = 7$

básico:  $[\text{HO}^-] > 1 \cdot 10^{-7}$ ;  $1 \cdot 10^{-n} > 1 \cdot 10^{-7}$ ;  $n < 7$

#### Valores de pH y de pOH en función de la concentración de protones y de oxhidrilos, respectivamente

$[\text{H}^+]$	pH	$[\text{HO}^-]$	pOH
$1 \cdot 10^0$	0	$1 \cdot 10^{-14}$	14
$1 \cdot 10^{-1}$	1	$1 \cdot 10^{-13}$	13
$1 \cdot 10^{-2}$	2	$1 \cdot 10^{-12}$	12
$1 \cdot 10^{-3}$	3	$1 \cdot 10^{-11}$	11
$1 \cdot 10^{-4}$	4	$1 \cdot 10^{-10}$	10
$1 \cdot 10^{-5}$	5	$1 \cdot 10^{-9}$	9
$1 \cdot 10^{-6}$	6	$1 \cdot 10^{-8}$	8
$1 \cdot 10^{-7}$	7	$1 \cdot 10^{-7}$	7
$1 \cdot 10^{-8}$	8	$1 \cdot 10^{-6}$	6

[H <sup>+</sup> ]	pH	[HO <sup>-</sup> ]	pOH
1·10 <sup>-9</sup>	9	1·10 <sup>-5</sup>	5
1·10 <sup>-10</sup>	10	1·10 <sup>-4</sup>	4
1·10 <sup>-11</sup>	11	1·10 <sup>-3</sup>	3
1·10 <sup>-12</sup>	12	1·10 <sup>-2</sup>	2
1·10 <sup>-13</sup>	13	1·10 <sup>-1</sup>	1
1·10 <sup>-14</sup>	14	1·10 <sup>0</sup>	0

### Ejemplos

Preparo una solución de HCl 0,027 % P/V y deseo conocer su pH.

$$PM \text{ HCl} = [A \text{ H} = 1 + A \text{ Cl} = 35] = 36 \text{ --- } 36\text{g --- } 1 \text{ mol}$$

1 Eq = 1 mol/valencia de disociación → 36g/1 = 36g --- 1 Eq/g

$$36\text{g}_{\text{HCl}} \text{ ----- } 1000 \text{ ml}_{\text{sc}} \text{ ----- } 1 \text{ N}$$

$$\text{Solución de HCl } 0,027\% \text{ P/V} \longrightarrow 0,027\text{g} \text{ ----- } 100 \text{ ml}_{\text{sc}}$$

$$0,27\text{g} = X \text{ ----- } 1000 \text{ ml}_{\text{sc}}$$

$$36\text{g} \text{ ----- } 1000 \text{ ml}_{\text{sc}} \text{ ----- } 1 \text{ N}$$

$$0,27 \text{ g} \text{ ----- } 1000 \text{ ml}_{\text{sc}} \text{ ----- } X = 0,0075 \text{ N}$$

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

$$\text{pH} = -\log 0,0075$$

$$\text{pH} = -(-2,12)$$

$$\text{pH} = 2,12$$

### Titulaciones

Análiticamente, la titulación es la determinación de la concentración de una solución o de una de las sustancias que la conforman. Se obtiene por medio de la cantidad mínima de esa solución, capaz de producir un efecto máximo al reaccionar con una cantidad establecida de un reactivo valorado. El punto final o máximo de la reacción se determina con un indicador que, por lo general, es colorimétrico.

La orina es un líquido de excreción que posee, en condiciones fisiológicas normales, pH ácido en los carnívoros y pH alcalino en los herbívoros, va de 5 a 7 y de 7 a 8, respectivamente, con tendencia a la acidez en el hombre, según la dieta.

Si nos basamos en el ejemplo de la orina, debemos considerar que se trata de una solución de diversos electrolitos. Y si su valor de pH es ácido, algunos de los electrolitos en solución corresponden al H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, que determina la

acidez titulable de la orina. A esta titulación se arriba mediante «la cantidad de álcali que debe agregarse a la orina para regresar su pH a 7.4, o sea el pH del filtrado glomerular» (Ganong, 1992, p. 655).

Si tenemos una solución que contiene un ácido fuerte, podemos titularla con una solución de base fuerte, como el HONa al que encontraríamos en una solución de concentración conocida.

El pH de una solución inicial es muy bajo si el ácido es fuerte y se encuentra esencialmente puro, por ejemplo de pH = 1; y en la medida en que agreguemos cantidades crecientes de la solución de la base fuerte, el pH irá en aumento.

Todo esto puede llevarse a la práctica de la siguiente manera: supongamos que tenemos un volumen determinado de una solución de HCl a una concentración de 0,1 N, siendo su pH = 1. A esta solución le agregamos volúmenes crecientes de HONa 0,1 N.

El HCl reaccionará con el HONa agregado, y de esta reacción en solución, se obtendrá NaCl + H<sub>2</sub>O como productos; los números equivalentes de la base se equilibrarán con los números equivalentes del ácido.

Si decimos que:

$$N = \text{mEq}/V$$

entonces:

$$\text{mEq} = N \cdot V$$

V es el volumen en mililitros; N, la concentración normal y mEq, los miliequivalentes.

Al conocer la normalidad de las dos soluciones y el volumen de ambas, que para este caso puede ser de 100 ml para la solución de HCl y 10 ml para la solución de HONa, puede decirse que:

$$\text{mEq HCl} = 100 \text{ ml} \cdot 0,1 \text{ N} = 10 \text{ mEq HCl} \quad (\text{a})$$

$$\text{mEq HONa} = 10 \text{ ml} \cdot 0,1 \text{ N} = 1 \text{ mEq HONa} \quad (\text{b})$$

De este modo, al agregarle a los 100 ml de la solución de HCl los 10 ml de la solución HONa, puede observarse que 1 mEq de HONa reaccionó con 1 mEq de HCl, produciéndose como producto de la reacción 1 mEq de NaCl y sin reaccionar, 9 mEq de HCl, y el NaCl es una sal neutra.



Como la reacción produce 9 mEq HCl sin reaccionar en un volumen total de 110 ml, puede determinarse la normalidad de la nueva solución:

$$N = \text{mEq}/V \quad \therefore \quad N = 9 \text{ mEq}/110 \text{ ml} = 0,08181 \text{ N}$$

Y, al conocer la concentración normal, puede determinarse el pH de la solución así obtenida:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] \\ \text{pH} &= -\log 0,08181 \\ \text{pH} &= 1,08 \end{aligned}$$

Así es como puede observarse que el pH inicial de la solución se vio modificado en un aumento de 0,08 tan solo por agregar 10 ml de la solución de HONa 0,1 N.

Si a los 110 ml de la nueva solución lograda le agregamos 10 ml más de la solución de HONa 0,1 N, tendremos 1 mEq NaCl más por la reacción entre 1 mEq de HONa con 1 mEq de HCl, con un total de 8 mEq de HCl en 120 ml de solución, así puede determinarse su pH:

$$\begin{aligned} N &= 8 \text{ mEq}/120 \text{ ml} = 0,06666 \text{ N} \\ \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] \\ \text{pH} &= -\log 0,06666 \\ \text{pH} &= 1,17 \end{aligned}$$

De esta manera podemos apreciar que la misma cantidad de mEq de la solución «b», reacciona con la misma cantidad de mEq de la solución «a», estableciéndose el siguiente equilibrio:

$$V_a \cdot N_a = V_b \cdot N_b$$

Como se agregaron 10 ml de la solución de HONa, el pH de la solución inicial varió de acuerdo a su incorporación y aumentó el volumen final de la solución obtenida; puede realizarse un gráfico correspondiente a la titulación de un ácido fuerte con una base fuerte.

Del mismo modo, puede procederse para la titulación de una solución de ácido débil, con una solución de base fuerte. A partir de los valores presentados en las tablas 1 y 2, y con el conocimiento de las concentraciones de las soluciones de HONa, pueden determinarse las concentraciones de los dos ácidos.

Como se ha apreciado, para poder comprender las titulaciones debe tenerse en cuenta que un ácido reacciona con una base, se forma sal y agua como producto de la reacción, tal como ocurre entre el HCl y el HONa, y dicha reacción recibe el nombre de neutralización, desde el punto de vista del equilibrio iónico ya que alcanza paulatinamente los valores de pH hasta llegar a 7.

Como el HCl y el HONa son electrolitos fuertes, si tenemos a ambos en soluciones separadas, las concentraciones de sus iones serán altas al disociarse totalmente, y si consideramos que los miliequivalentes de los dos electrolitos son exactamente iguales, al mezclar dichas soluciones en iguales volúmenes se obtendrá como resultado la formación de NaCl + H<sub>2</sub>O, se tratará de una solución de pH neutro.

TABLA 1. Titulación de un ácido fuerte con una solución de base fuerte

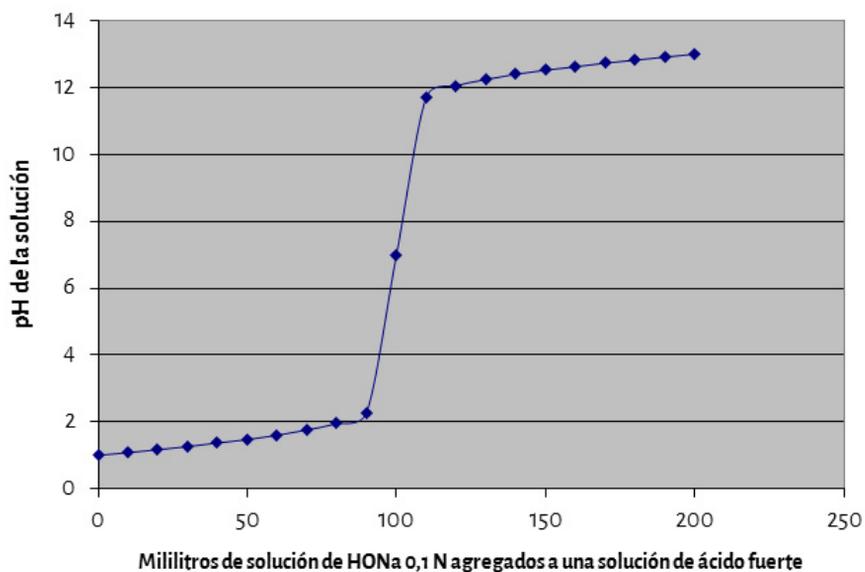
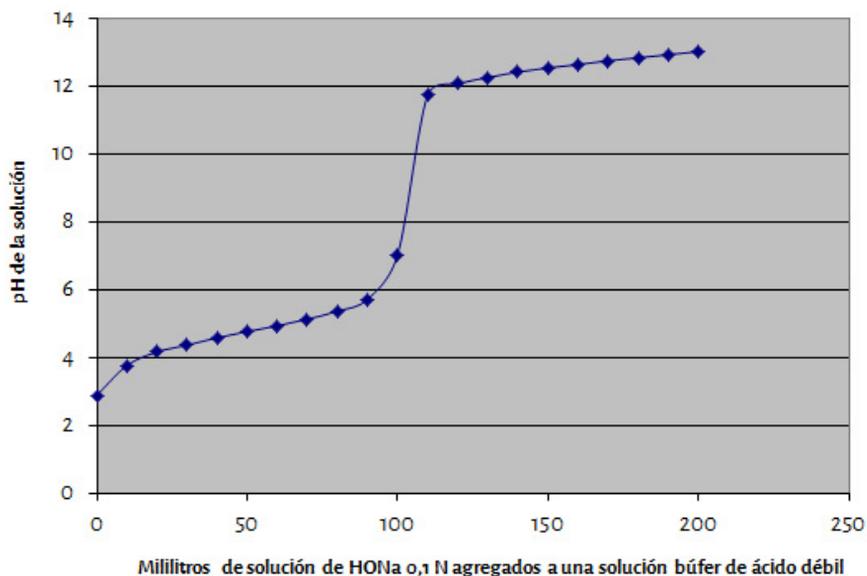
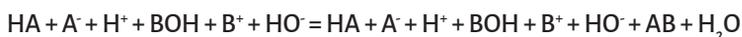


TABLA 2. Titulación de un ácido débil con una solución de base fuerte



Podemos citar el ejemplo de una solución que presente, en lugar de electrolitos fuertes, ácidos y/o bases débiles, las que no se disociarán totalmente, de manera que al final de la reacción aparecerán moléculas no disociadas:



De esto último podemos observar:

1. Formación de moléculas de agua por unión de  $\text{H}^+$  y  $\text{HO}^-$  ya existentes, y de otros provenientes de un balance en la disociación del ácido y de la base.
2. Una gran disminución de la concentración de  $\text{H}^+$  y  $\text{HO}^-$  por lo comentado en el punto anterior.
3. Aumento concomitante en las concentraciones de A y de B: [AB]. Por este motivo, al mezclar ambas soluciones, el pH de la mezcla o solución resultante se acerca a la neutralidad, aunque el pH no necesariamente debe ser igual a 7.

Si las concentraciones estequiométricas de ácidos y bases fuertes son las mismas, al juntarse, el pH de la nueva solución debe ser siempre igual a 7.

Si las concentraciones estequiométricas de ácidos y bases débiles son las mismas, al juntarse, el pH de la nueva solución debe acercarse a la neutralidad, pero no siempre ser igual a 7.

## Potenciales rédox y pH

Antiguamente se definía como «oxidación al proceso por el cual una sustancia se combinaba con oxígeno y reducción en el caso que el compuesto eliminara oxígeno» (Angelini y otros, 1995, p. 219). Esta definición no se acepta en la actualidad, aunque ya nos dice que el poder oxidante de una sustancia está dado, en muchos casos, por su riqueza en oxígeno.

Para poder tener una mejor comprensión del comportamiento oxidante o reductor de una sustancia o molécula en relación al pH, debemos contemplar qué es un ácido de Lewis y qué es una base de Lewis. Tenemos que: «un ácido de Lewis es un aceptor de pares de electrones y una base de Lewis es un donador de pares de electrones» (Brown, Theodore y otros, 2009, pág. 704).

Entonces las reacciones de óxido-reducción se dan por un mecanismo de ganancia o pérdida de electrones. Por lo tanto, cuando un elemento se combina con oxígeno lo hace a causa de su pérdida de electrones en referencia a la diferencia de electronegatividad entre los elementos reaccionantes. Esta actividad ocurre frente a la presencia de un elemento tan electronegativo como el oxígeno, mientras que el oxígeno puede ser separado de un compuesto por el hidrógeno, a causa de que este cede al oxígeno los electrones necesarios.

Por lo antedicho, en un sentido amplio, puede afirmarse que la oxidación es sinónimo de pérdida de electrones; y la reducción, de su ganancia. Es por ello que a estos también se los denomina equivalentes de reducción. Por ejemplo, en la reacción del hidrógeno con el cloro, la mayor electronegatividad del cloro hace que sea verdaderamente electronegativo frente al hidrógeno en el enlace polar que los mantiene unidos. Si se sostiene, en consecuencia, que el cloro se encuentra en un estado de oxidación de  $-1$  por atraer un electrón del hidrógeno, el hidrógeno se encuentra en un estado de oxidación de  $+1$  al ceder un electrón al cloro, por lo que el cloro se ha reducido y el hidrógeno se ha oxidado.

Cuando se trabaja en reacciones de óxido-reducción, es necesario incluir en las ecuaciones los iones  $H^+$  o los  $HO^-$ , según el pH al cual se efectúe la reacción, tal como ocurre en el siguiente ejemplo:

Par	Medio ácido	Medio alcalino
Fe (0)-Fe (II)	$2H^+ + Fe \rightleftharpoons Fe^{2+} + H_2$	$2HO^- + Fe \rightleftharpoons Fe(OH)_2 + 2e^-$
Fe (II)-Fe (III)	$H^+ + Fe^{2+} \rightleftharpoons Fe^{3+} + H$	$Fe(OH)_2 + HO^- \rightleftharpoons Fe(OH)_3 + e^-$

Que una reacción química se lleve a cabo es una consecuencia de la tendencia de los sistemas químicos de alcanzar el estado de equilibrio. Sin embargo, el establecimiento de dicho equilibrio depende del tipo de reacción en particular, gobernada termodinámicamente por la tendencia que posee la energía libre a decrecer hasta que, al alcanzar el estado de equilibrio, iguale los productos de la reacción.

Las alteraciones en el valor de la energía libre en los sistemas de óxido-reducción están vinculadas con la tendencia del reductor a perder electrones, y la del oxidante, a ganarlos. Dicha energía puede medirse en forma de fuerza electromotriz y expresarse mediante medidas de potenciales.

Las mediciones se efectúan a partir de comparaciones de los llamados potenciales normales de oxidación ( $E^0$ ), que corresponden a las hemirreacciones a una temperatura de  $25^\circ C$  ( $298^\circ K$ ), en la que todos los metales se consideran como sólidos (a excepción de Hg, Cs, Fr y Ga), todos los gases intervienen a una atmósfera de presión (760 mm Hg) y todos los iones se encuentran en actividad unitaria.

Como patrón se toma a la siguiente reacción:



Esta reacción tiene un potencial cero a los  $25^\circ C$ , es decir que  $E^0_{298} = 0 \text{ mV}$ , donde mV representa milivoltios.

Como ejemplos podemos citar a los siguientes:

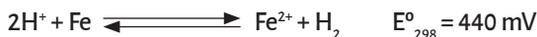
### 1. Potenciales normales de oxidación en soluciones ácidas:

Par	Ecuación	$E^{\circ}_{298}$ (mV)
O (-I) / O (0)	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	-682 mV
O (-II) / O (0)	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \frac{1}{2}\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	-815 mV

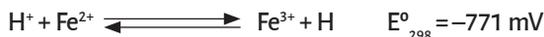
### 2. Potenciales normales de oxidación en soluciones alcalinas:

Par	Ecuación	$E^{\circ}_{298}$ (mV)
O (-I) / O (0)	$2\text{HO}^- + \text{HO}^- \rightleftharpoons \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$	76 mV
O (-II) / O (0)	$4\text{HO}^- \rightleftharpoons \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^-$	-401 mV

Así, puesto que para



se deduce que el hierro será oxidado fácilmente por el ión  $\text{H}^+$ , y liberará  $\text{H}_2$  de las soluciones acuosas de ácidos protónicos. Sin embargo, puesto que para



se deduce que el Fe (II) no puede ser oxidado por el ión  $\text{H}^+$  a Fe (III), dado que está favorecida la reacción contraria.

Las alteraciones de las concentraciones efectivas (actividad de un ión, presión de un gas), afectan profundamente al potencial de oxidación de un sistema, y por ello los potenciales de oxidación deben corregirse teniendo en cuenta estos cambios antes de que puedan ser aplicados a las condiciones experimentales o fisiológicas, como ocurre con el potencial de óxido-reducción colónico o ruminal para que se lleve a cabo el proceso fermentativo.

Las correlaciones de este tipo se realizan mediante la ecuación de Nernst<sup>1</sup>:

$$E = E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

En la que:  $E$  = potencial del electrodo  
 $E^{\circ}$  = potencial de reducción estándar del electrodo  
 $R$  = constante universal de los gases

1 La ecuación puede encontrarse en Angelini y otros, 1995, p. 569.

T = temperatura absoluta  
 F = constante de Faraday  
 n = número de electrones transferidos en la hemirreacción balanceada  
 Q = cociente de actividad para la reacción (productos/reactivos iniciales)

## Relaciones biomoleculares

Muchos compuestos bioquímicos presentan grupos funcionales que son ácidos o bases débiles y sus interacciones son fundamentales en la influencia del pH intracelular, como así también en los líquidos extracelulares. Dado que los valores numéricos de K para los ácidos débiles son exponentes negativos, es conveniente expresar a K como pK, donde:

$$pK = -\log K$$

De lo que puede deducirse que  $K = [H^+]$ , si se recuerda la ecuación para pH, siempre y cuando la concentración del ión hidrógeno sea numéricamente igual a la constante de disociación del ácido ( $K_{ac}$ ):

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

Si se aplican logaritmos en base diez en ambos lados de la igualdad y se multiplica por -1, la expresión será la siguiente:

$$K = [H^+]$$

$$-\log K = -\log [H^+]$$

y si definimos a pK como  $-\log K$ , y al pH como  $-\log [H^+]$ , se tiene que

$$pK = pH$$

siempre y cuando el ácido tenga la misma concentración en su estado disociado.

En cambio, un ácido débil en solución se comporta de la siguiente manera:



y su constante de equilibrio es la siguiente:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

Por lo que

$$[HA] \cdot K = [H^+] \cdot [A^-]$$

Y al tratarse de una igualdad:

$$[H^+] \cdot [A^-] = K \cdot [HA]$$

Si de esta ecuación despejamos la  $[H^+]$  y luego aplicamos logaritmos en base diez en ambos términos, obtenemos la siguiente expresión:

$$\log [H^+] = \log K + \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$

Y al multiplicar por  $-1$ :

$$-\log [H^+] = -\log K - \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$

Y si  $pH = -\log [H^+]$  y  $pK = -\log K$ :

$$pH = pK - \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$

Puede eliminarse el signo negativo si se invierte el último término, de manera que se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbalch (citada en Murray, R. K. y otros, 2005, p. 23):

$$pH = pK + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Esta ecuación es útil para estudiar el comportamiento amortiguador de las soluciones de ácidos débiles y sus sales cuando se agregan o eliminan protones del medio.

## Punto isoeléctrico de las proteínas

Según el pH del medio, sus características estructurales químicas, a causa de la presencia de mínimamente un grupo amino terminal libre ( $-NH_2$ ) y una función carboxílica terminal libre ( $-COOH$ ), un aminoácido puede presentar carga neta positiva, negativa o neutra.

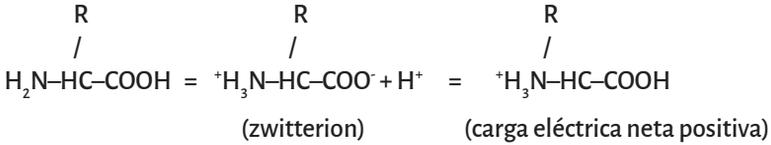
De esto se desprende que los aminoácidos tienen por lo menos dos grupos ionizables en medio acuoso: el carboxilato ( $-COO^-$ ), que cede protones al medio, y el amino electropositivo ( $-NH_3^+$ ), que capta protones del medio.

En un medio ácido los aminoácidos tienden a comportarse como bases, dado que, como hemos visto anteriormente, aceptan protones; mientras que

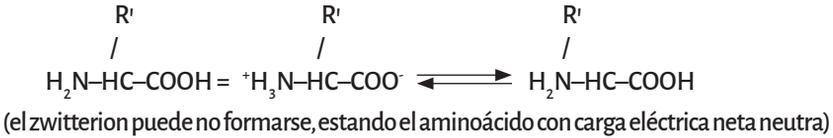
en un medio básico se comportan como ácidos y le ceden protones a este. Esta propiedad de comportamiento dual se denomina anfotérica.

Por lo antedicho, al exponerlos a una corriente eléctrica, el ión híbrido, así formado –esto es que posee dos cargas eléctricas opuestas en una misma molécula, (+) en el grupo amino y (-) en el carboxilato–, al ceder o aceptar los protones cuando varía el pH, tiene la particularidad de poder migrar en una corrida electroforética a uno de los polos; al positivo (ánodo) o al negativo (cátodo), según la carga que adopte. Si toma carga eléctrica neta positiva migrará al cátodo, mientras que si adopta carga eléctrica neta negativa migrará hacia el ánodo. Sin embargo, cada aminoácido presenta un punto isoeléctrico (Pi), por lo que no migra a ninguno de los polos dado que no forma el ion híbrido, bipolar o zwitterion o, en el caso de formarse y a causa de poseer dos cargas eléctricas opuestas iguales, no migrará en una corrida electroforética.

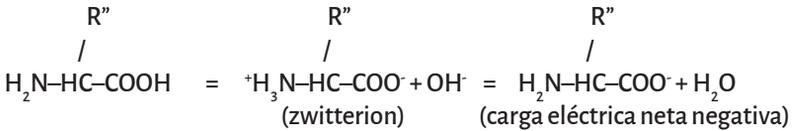
Comportamiento de un aminoácido en pH menor a su Pi:



Comportamiento de un aminoácido en pH igual a su Pi:



Comportamiento de un aminoácido en pH mayor a su Pi:



El pH correspondiente al punto isoeléctrico de una molécula es el valor del pH medio entre los valores de pK a uno y otro lado de la especie isoeléctrica:



partiendo de la siguiente ecuación:

$$P_i = \frac{pK1 + pK2}{2}$$

y para el caso particular de la alanina, donde el  $pK1 = 2,35$  y el  $pK2 = 9,69$ ; al reemplazar los valores en la fórmula, se obtiene que el  $P_i = 6,02$ . Esto nos informa que a este valor de pH del medio en el que se encuentre la alanina, esta presentará o no, estructura de zwitterion y no migrará en una corrida electroforética.

Si el medio presenta  $pH = 1$ , la alanina migrará al polo negativo, mientras que si el  $pH = 8$ , migrará al polo positivo, gracias al comportamiento anfotérico de los aminoácidos.

## Búferes, amortiguadores o paragolpes

A las soluciones que pueden mantener al pH en determinados valores relativamente estáticos, se las denomina soluciones búferes, amortiguadoras o paragolpes.

Se las emplea frecuentemente como soluciones estándar de pH conocido, formadas por un ácido débil con su sal de base fuerte, o bien, por una base débil en presencia de su sal de ácido fuerte. Estas soluciones resisten a los cambios de pH cuando pequeñas cantidades de ácidos o bases se agregan al medio.

Como ejemplos de soluciones búferes podemos mencionar a los conjuntos  $HCO_3^-/H_2CO_3$ , cuyo pK es de 6,1; al mecanismo  $PO_4^{3-}/H_3PO_4$  con pK de 6,8 y al mecanismo proteína/proteinato (debido al carácter anfotérico de los aminoácidos y, por ende, de las proteínas) con un pK de 7,1.

El búfer ideal es aquel que presenta su valor de pK más próximo al pH de la solución en estudio, por ejemplo, el plasma sanguíneo tiene un pH de 7,35 a 7,45 y, desde el punto de vista químico para el caso de los amortiguadores plasmáticos, el mejor de todos ellos es el mecanismo proteína/proteinato, pero desde el punto de vista fisiológico, el más efectivo es el mecanismo del bicarbonato/ácido carbónico, ya que es el que más abunda en el organismo, aunque su valor de pK no se aproxime al ideal plasmático.

Las soluciones búferes han de prepararse con sustancias químicamente puras, con agua destilada recientemente hervida para liberarla del  $CO_2$ , el que en una reacción espontánea y reversible con el agua, haría variar el pH del medio por la siguiente actividad:



Esta agua debe conservarse en recipientes de vidrio neutro, al abrigo del aire para impedir el contacto con el  $\text{CO}_2$  atmosférico que acidificaría el medio al formar ácido carbónico.

La ecuación de Henderson-Hasselbalch es de utilidad para determinar el pH de estas soluciones búferes, sobre todo para averiguar el poder amortiguador de la solución que se define como la cantidad de un ácido fuerte que debe agregársele a una solución tal, para lograr variar al pH de dicha solución en una unidad.

Si se tiene presente la ecuación de Henderson-Hasselbalch puede decirse que el pH de una solución amortiguadora depende del ácido débil que la integra, de modo que para cantidades equimolares de sal y de ácido, el pH es justamente el valor de pK para este ácido.

El pH del sistema amortiguador está ligado a la proporción relativa entre la sal y el ácido, pero no de las concentraciones absolutas de estos componentes. Si el sistema búfer mantiene al pH en la acidez, al agregar más solvente (agua), el pH de la solución no variará si las cantidades del solvente añadido no fueran muy altas pero, si por lo contrario, el volumen de solvente agregado fuese muy alto, se favorecería la formación de la sal en el sistema sal/ácido, por lo que el pH de la solución tendería a elevarse hasta llegar a la neutralidad en la medida en que el volumen de solvente aumente.

Cuando se añaden ácidos o bases fuertes al sistema amortiguador, se produce una reacción química de neutralización que afecta a las proporciones de sal/ácido del medio amortiguador.

Para terminar de comprender lo ocurrido en los medios amortiguadores, podemos remitirnos al apartado Titulaciones y observar lo que sucede gráficamente cuando a un ácido débil se la añaden volúmenes crecientes de una base fuerte como el HONa, al principio, las variaciones de pH son pequeñas y amortiguadas por el medio, pero luego de agregar un volumen superior a los 90 ml totales de HONa 0,1 N, el medio búfer se neutraliza y rápidamente se precipita en alcalinidad.

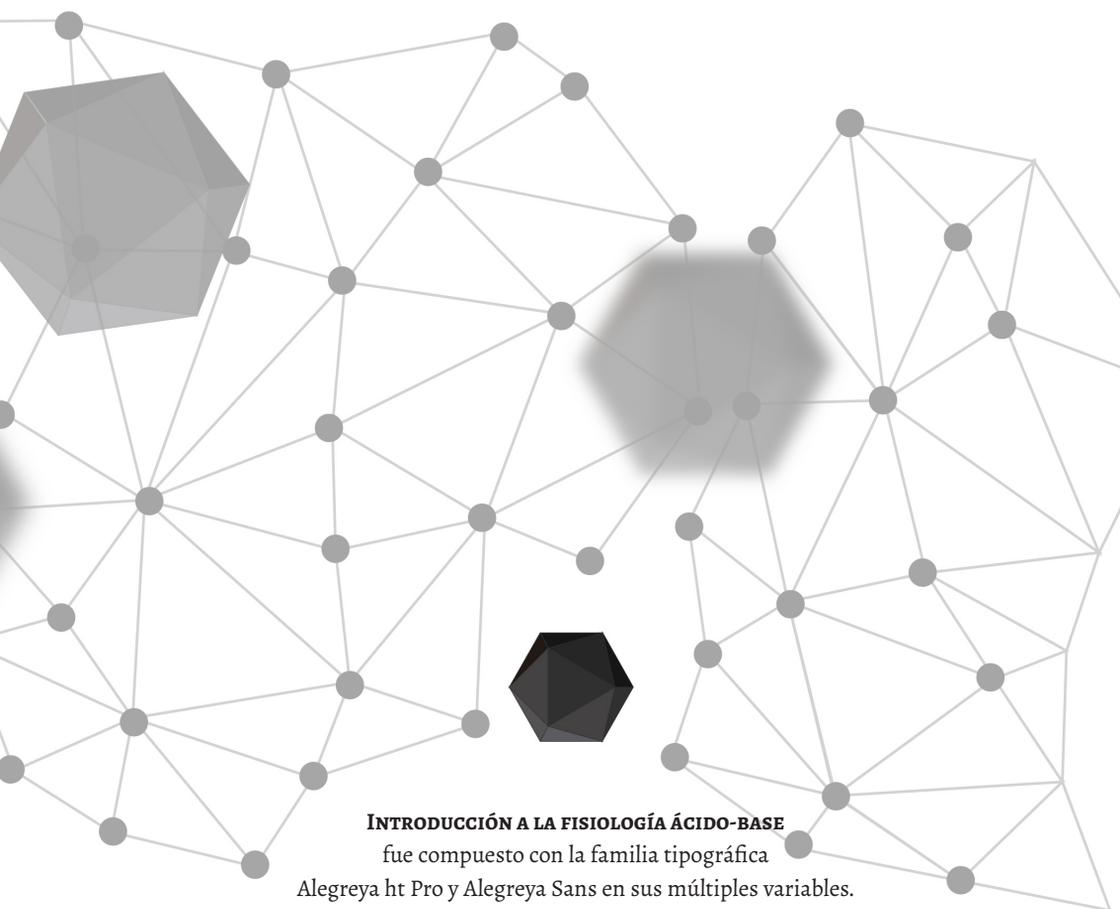
## Lista de referencias bibliográficas

- Blanco, A. (2006). *Química Biológica*. 8° edición. Buenos Aires: El Ateneo.
- Brown, T. y otros. (2009). *Química, la ciencia central*. 11° edición. México DF: Pearson Prentice Hall, Pearson Educación.
- Ganong, W. F. (1992). *Fisiología Médica*. 14° edición. México DF: El Manual Moderno SA de C. V.
- Angelini, M. C. y otros (1995). *Temas de Química General*. Buenos Aires: EUDEBA.
- Murray, R. K. y otros (2005). *Harper Bioquímica ilustrada*. 14° edición. México DF: El Manual Moderno S.A. de C. V.

## Lista de bibliografía complementaria

- Cicardo, V. (1978). *Biofísica*. 7° edición. Buenos Aires: López Libreros Editores SRL.
- Cunningham, J. y Klein, B. (2009). *Fisiología Veterinaria*. Barcelona: Elsevier-Saunders.
- Frumonto, A. (1979). *Elementos de Biofísica*. Buenos Aires: Inter-Médica.
- García Sacristán, A. y otros (1995). *Fisiología Veterinaria*. Madrid: McGraw-Hill-Interamericana de España.
- Jiménez Vargas, J. y Macarulla, J. M. (1971). *Fisicoquímica Fisiológica*. 3° edición. México DF: Interamericana SA de C. V.
- Maiztegui, A. y Sábato, J. (1986). *Elementos de Física y Química*. Buenos Aires: Kapeluz SA.
- Moeller, T. (1979). *Química Inorgánica*. Buenos Aires: Reverté SA.
- Murray, R. K. y otros (2005). *Harper Bioquímica ilustrada*. 14° edición. México DF: El Manual Moderno SA de C. V.
- Ruckebusch, Y. y otros (1991). *Fisiología de pequeñas y grandes especies*. México DF: El Manual Moderno SA de C. V. Fisiología





**INTRODUCCIÓN A LA FISIOLÓGÍA ÁCIDO-BASE**  
fue compuesto con la familia tipográfica  
Alegreya ht Pro y Alegreya Sans en sus múltiples variables.  
Se editó en diciembre de 2016  
en el Departamento de Publicaciones-Editorial  
de la Universidad Nacional de Río Negro.



## Introducción a la fisiología ácido-base

Los lectores encontrarán aquí un material que busca acercarlos al conocimiento de los mecanismos regulatorios de los equilibrios dinámicos compatibles con la vida en un animal.

Uno de los ejes primordiales abordados es la regulación dinámica del medio interno de los seres vivos y los sistemas que la gobiernan. En este aspecto, el entendimiento de las variantes de pH, su abordaje y manejo físico-químico-matemático es fundamental para poder comprender su injerencia en un organismo vivo.

A lo largo de años, se ha seleccionado, sintetizado y compilado bibliografía afín a la biología y a la medicina veterinaria que pueda acercar contenidos y conocimientos sobre las interrelaciones moleculares y su participación en la fisiología animal.

Es que antes de arribar a esta publicación, como manuscrito, *Introducción a la fisiología ácido-base* ha recorrido diversos ámbitos educativos y carreras afines a las ciencias médicas, enriqueciéndose del trabajo pedagógico con numerosos grupos de estudiantes.

