

EL EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE

Las funciones metabólicas de nuestro organismo producen y consumen a diario grandes cantidades de iones de H^+ . Funciones como la degradación alimentaria, el metabolismo celular, la producción de CO_2 y su combinación con H_2O .

Sin embargo al final, las concentraciones de iones de H^+ que presentan la mayoría de líquidos del organismo es muy baja. En condiciones normales, la $\{H^+\}$ en la sangre arterial es de 35-45 nmol/l (pH: 7.45-7.35).

Llamamos **equilibrio ácido-base** al equilibrio que mantiene el organismo entre las ganancias y las pérdidas de ácidos y bases, de tal manera que la $\{H^+\}$ dentro y fuera de las células se mantiene relativamente constante.

Concepto de Ácido

Ácido es la sustancia que puede liberar o donar H^+ y **base** es la sustancia que puede combinarse o aceptar H^+ .

Un ácido (HA) en disolución acuosa responde a la siguiente ecuación de disociación:



Donde A^- es la base conjugada que se combina con el H^+ para formar el ácido (HA).

Es decir un ácido es una molécula que en disolución acuosa se disocia y produce iones de hidrógeno.

La **fuerza** del ácido se mide mediante la llamada **constante de disociación (K_a)**. En equilibrio la velocidad de disociación de un ácido para formar $H^+ + A^-$, y la velocidad de asociación del H^+ y la base A^- para formar HA son iguales.

La constante de disociación viene determinada por:

$$K_a = \frac{A^- + \{H^+\}}{HA}$$

Si K_a \square = \square ionización (mayor tendencia a ceder iones de H^+) = \square Fuerza (ac.Fuerte)

Ejemplo: ácido clorhídrico, Cl H

Si K_a \square = \square ionización (menor tendencia a ceder iones de H^+) = \square Fuerza (ac.Débil)

Ejemplo: ácido acético

La K_a en muchos casos es muy pequeña, así que se convierte la K_a a la forma logarítmica $pK_a = \log_{10} (1/K_a) = -\log_{10} K_a$

Así pues el pK_a es inverso a la fuerza del ácido y a su K_a . Un ácido fuerte tiene \square K_a y \square pK_a y un ácido débil tiene \square K_a y \square pK_a .

Equilibrio ácido-base y pH

Los riñones tienen un rol primordial en la regulación de $\{H^+\}$ o del pH. El estudio clínico del pH de un individuo se realiza mediante la extracción de sangre arterial. La acidosis vendrá determinada cuando el pH arterial esté por debajo de **7.38** y la alcalosis cuando esté por encima de **7.42**.

El control del pH en sangre es importante por su influencia sobre la formación proteica, catabolismo enzimático y correcta función del SNC. Las situaciones o enfermedades que alteran el equilibrio ácido-base desviando el pH en sangre por debajo de 7 o por encima de 7.8 deben ser corregidas rápidamente ya que ponen en peligro la vida del individuo.

Para el mantenimiento de ese equilibrio, tal y como veremos más adelante, existen 3 mecanismos:

- Amortiguadores o sistemas tampón.
- Acción de los pulmones, con la mayor o menor eliminación de CO₂
- Acción del riñón reteniendo o eliminando sustancias ácidas o alcalinas según sea conveniente.

En clínica lo habitual es utilizar el pH en lugar de {H⁺}. Pero debemos saber que el pH está inversamente relacionado con {H⁺}. $\text{pH} = \log_{10} (1/\{\text{H}^+\}) = -\log_{10} \text{H}^+$, Expresando la H⁺ en mol/l.

La concentración de iones de H⁺ en una solución neutra es 0.0000001 mol/l, se expresa también en equivalentes/litro siendo 10⁻⁷ eq/l. Expresado a su vez en su forma logarítmica $\log_{10} 10^{-7} = -7 \log_{10}$, $\log_{10} 10 = 1$. así que $\log_{10} 10^{-7} = -7$, si decimos que el inverso de {H⁺} es el pH, tenemos que el inverso de -7 es 7, como pH de una solución neutra.

Volvemos a recordar que si {H⁺} □ □ □ **acidez** = □ **pH**
{H⁺} □ □ □ **alcalinidad** = □ **pH**

De ahí determinaremos la definición de pH, como relación de acidez de una solución con la concentración de iones de hidrógeno, siendo este el logaritmo negativo de base 10 de {H⁺}.

Cuanto más fuerte es un ácido, más próximo a 0 es el valor del pH.

Cuanto más fuerte es una base, más próximo a 14 es el valor del pH.

Tipos de ácidos metabólicos

La principal causa de alteración del pH, son los ácidos formados en los procesos metabólicos.

Ácidos volátiles

El CO₂ es el producto final de la oxidación de los hidratos de carbono, grasas y aminoácidos.

El CO₂ eliminado por las células aumenta cuando existe una respiración limitada y es causa rápida de acidosis.

El CO₂ durante la respiración reacciona con agua para formar ácido carbónico y bicarbonato.

Ácidos fijos o no volátiles.

Tales como el ácido sulfúrico y ácido fosfórico. El ácido sulfúrico es el resultado de la oxidación de aminoácidos metionina y cisteína con el Azufre. El ácido fosfórico es producto metabólico de los fosfolípidos, ácidos nucleicos, fosfoproteínas y fosfoglicéridos.

Ácidos orgánicos

Resultado del metabolismo de los carbohidratos y las grasas. (Ácido láctico, ácido acetoacético y ácido B-OH butírico). Normalmente estos ácidos se oxidan ulteriormente a CO₂ y agua, por lo tanto no suelen afectar al pH de los líquidos corporales. Pero en ciertas ocasiones sí actúa. Por ejemplo, el incremento de la acidosis

láctica en la hipovolemia (**Shock circulatorio**). En la **diabetes mellitus** no tratada, puede acumularse ácido acetoacético y ácido B-OH butírico, debido a un aumento del catabolismo de los lípidos.

El pH en los líquidos del organismo y sistemas en el equilibrio ácido-base.

El pH en los diferentes líquidos del organismo oscila desde 1.6 en el jugo gástrico hasta 7.7 en la saliva o de 8 en el jugo pancreático. Sus {H+} presentan oscilaciones. Así los jugos intersticiales tienen pH de 7.2 a 7.5, la orina de 4.7 a 8 y la saliva de 7 a 8. Sin embargo la sangre debe mantener su pH estable. 7.45 en la arterial y 7.35 en la venosa. Cualquier trastorno que disminuya el pH por debajo de 7.35 producirá acidosis y cualquier proceso que lo eleve de 7.45 alcalosis.

(muerte) 7 □ acidosis □□ 7.35 □ 7.45 □□ alcalosis □ 7.8 (muerte)

La mayor acidez de la sangre venosa viene dada por la mayor cantidad de CO2 que se combina con el agua, transformándose en parte en ácido carbónico, como consecuencia aumenta {H+} y por tanto disminuye el pH.

Sistema de amortiguadores fisiológicos

El equilibrio del pH se mantiene por los tampones o amortiguadores químicos. Llamamos tampón del pH a aquel que reduce la influencia que la acción del ácido o base ejerce sobre su equilibrio, pero no la evitam, formando parejas de ácido débil y la sal del mismo ácido o la base conjugada, o una base débil y su ácido conjugado.

Ejemplos:

Ácido débil		base conjugada
CO3 H2	□	CO3 H- + H+
(Ac. Carbónico)		(bicarbonato)
NH4+	□	NH3+ H+
		(amoníaco)

La ecuación de **Hendersson-Hasselbalch** relaciona el pH con el cociente de las concentraciones del ácido y su base conjugada. En terminos generales la expresión de equilibrio para el par de compuestos químicos que forman el tampón vendrá determinada por dicha ecuación.

$$\{H+\} = K_a \times \frac{(HA)}{(A-)}$$

Aplicamos el logaritmo negativo a ambos lados;

$$-\log \{H+\} = -\log K_a + \frac{(A-)}{(HA)}$$

Sustituimos el pH por -log {H+} y el pKa por -log Ka

$$PH = pKa + \log \frac{(A-)}{(HA)}$$

Esta ecuación nos expresa como el pH viene relacionado por el pKa del ácido y la relación entre base conjugada (A-) y ácido (HA).

Ácido carbónico y bicarbonato sódico

La pareja más importante y abundante. Cuando están en una proporción de 1/20 el pH se mantiene alrededor de 7.4.

Reacciona según la ecuación $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$

Fosfato

De poca importancia en el plasma

$\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+$

Hemoglobina

Cuando se oxigena ($\text{Hb} \rightleftharpoons \text{Hb}^- + \text{H}^+$) se comporta como un ácido más fuerte.

Proteínas plasmáticas

Sistema respiratorio

La frecuencia respiratoria es modificada según necesidades de intercambio gaseoso y de equilibrio ácido base, con mayor o menor eliminación de CO_2

frec. Resp. **hiperventilación** **eliminación CO_2**

frec. Resp. **hipoventilación** **eliminación CO_2**

Sistema renal

De gran importancia ya que puede regular la cantidad de ácidos o bases que son excretadas por la orina o que son retenidas en la sangre.

Así el pH de la orina se modifica oscilando entre 4.6 y 8. El pH normal es de 6.

La variabilidad del pH en orina obedece a la capacidad fisiológica del riñón para intercambiar H^+ con Na^+ y K^+ . Este intercambio es gracias a los fenómenos de reabsorción o secreción de la nefrona. Se realiza en los túbulos contorneados proximales o en los túbulos distales y colectores.

Sistemas de acidificación de la orina

RECUPERACIÓN DE BICARBONATO SÓDICO:

Se produce ácido carbónico en el interior de las células tubulares y posteriormente se disocia en H^+ y bicarbonato. Los H^+ son bombardeados fuera de la célula e intercambiados por Na^+ . Así se recupera bicarbonato sódico que al reabsorberse en la sangre aumenta el pH sanguíneo.

EXCRECIÓN DE AMONÍACO

A partir de la secreción de aminoácidos con grupos $-\text{NH}_2$ desde sangre a células tubulares se forma amoníaco (NH_3). Este se combina con Cl^- y capta H^+ para formar NH_4Cl (cloruro de amoníaco) que es eliminado por la orina. A su vez Na^+ penetra en la célula tubular y se forma bicarbonato sódico.

Sistemas de alcalinización de la orina

RECUPERAR H^+ A PARTIR DE PÉRDIDA DE K^+ : ya que estos iones comparten los mecanismos de secreción en los túbulos distales. Si ambos entran en competencia, disminuye la tasa de eliminación de hidrogeniones y se evita la reabsorción de bicarbonatos. Como consecuencia la orina es alcalina y el pH sanguíneo se acidifica.

ELIMINAR BASES

Para ello los bicarbonatos y las sales de fosfatos que han sido filtrados por el glomérulo son eliminados por la orina sin ser reabsorvidos.

Alteraciones del equilibrio ácido-base

Acidosis respiratoria

Producción excesiva de ácido carbónico, que no puede ser eliminado y que se detecta por un incremento de la pCO₂ en sangre. Se da en la **insuficiencia respiratoria**.

Alcalosis respiratoria

Eliminación excesiva de ácido carbónico, que se detecta por un descenso de la pCO₂ en la sangre. Se suele observar en las crisis de **ansiedad** que se acompañan de una gran hiperventilación.

Acidosis metabólica

Incremento de sustancias ácidas en la sangre, que el riñón no puede eliminar, o por la falta de bicarbonato. Se detecta por la existencia de un bicarbonato bajo en sangre (valores normales de 25mMol/l) con un exceso de bases negativo (valores normales de +- 2) y aparece en todas aquellas situaciones que se asocian con una mala perfusión de las células. Una situación especial de acidosis metabólica es la que se produce en la **cetosis**. Estado caracterizado por la presencia en sangre de cuerpos cetónicos que se originan a partir del metabolismo de las grasas debido a la metabolización incorrecta de los hidratos de carbono que existe en la diabetes y el ayuno. Los ácidos cetónicos actúan como aniones desplazando a los bicarbonatos.

Alcalosis metabólica.

Exceso de bases en sangre o por la pérdida de ácidos. Se detecta por un incremento del bicarbonato en sangre con un exceso de bases positivo y aparece tras **vómitos masivos** (con gran pérdida de ácido clorhídrico) o después de ingerir una gran cantidad de productos alcalinos como la **leche**.

Bibliografía

- Bases fisiológicas de la Práctica Médica. Best y Taylor. Ed. Panamericana.
- Fisiología Médica. Rodney A. Rhoades/George A. Tanner. Ed. Masson
- Anatomía. Lippert. Ed. Marban
- Anatomía Humana. Testut i Latarjet.
- Fisiología Ilustrada Mc Naught-Callender. Ed. Churchill Livingstone.
- Fisiología Humana. Stuart Ira Fox. Ed McGraw.



AVDA. DIAGONAL 566, PRAL. 1ª 08021 BCN

Teléfono/Fax 93 241 12 02

www.centrokineos.com