

MEDICINA VETERINARIA Y ZOOTECNIA

PRIMER CUATRIMESTRE

ENSAYO

EQUILIBRIO ACIDO - BASE

LIC. SERGIO CHONG VELAZQUEZ

ALUMNO. BRAYAN FABIAN BARRIOS GUZMAN

25 DE SEPTIEMBRE DE 2022

Equilibrio ácido- base

El mantenimiento del pH del medio interno, dentro de unos límites estrechos, es de vital importancia para los seres vivos. Es una de las constantes que el organismo trata de mantener con más tenacidad, por ser fundamental en la actividad cotidianas y en nuestra funciones vitales.

Diariamente el metabolismo intermedio va a generar una gran cantidad de ácidos, pese a lo cual, la concentración de hidrogeniones $[H^+]$ libres en los distintos compartimentos corporales va a permanecer fija dentro de unos límites estrechos.

Ello es debido a la acción de los amortiguadores fisiológicos que van a actuar de forma inmediata impidiendo grandes cambios en la concentración de hidrogeniones, y a los mecanismos de regulación pulmonar y renal, que son en última instancia los responsables del mantenimiento del pH.

Protón

Núcleo electropositivo del átomo de hidrógeno ordinario. Partícula elemental y estable. Cuando se disuelve el hidrógeno en agua se ioniza en H^+ (hidrogeniones) y un electrón. Los núcleos de todos los elementos contienen un número de protones señalado por el número atómico del elemento.

Ácido y Base

Siguiendo la definición de Bronsted, un ácido es aquella sustancia capaz de ceder iones H^+ y una base es aquella capaz de captar iones H^+ . Existen dos clases de ácidos importantes en fisiología: Ácido carbónico (H_2CO_3) y Ácidos no Carbónicos. Hacer esta distinción es importante debido a las diferentes tasas de producción y rutas de eliminación de estos ácidos.

Los ácidos y bases se pueden clasificar en fuertes y débiles. Son ácidos y bases fuertes aquellos para los que, en concentraciones ordinarias, prácticamente todas sus moléculas están disociadas. Los ácidos y bases débiles tienen constantes de ionización pequeñas, de forma que cuando se disuelven con concentraciones ordinarias de agua gran parte de sus moléculas se mantienen sin disociar.

Acidez de una solución

Depende de su concentración en H⁺ con independencia de la sustancia disociada que lo libera.

Constante de Disociación

La constante de disociación ácida K se puede definir como una relación entre las concentraciones de ácido disociado y sin disociar.

$$K_c = \frac{[A] \cdot [B]}{[AB]}$$

En los ácidos fuertes K adquiere mayor valor, dado que las concentraciones de A y B serán altas y la concentración AB (ácido sin disociar) será baja. Si el valor de K para un ácido es bajo, esto significa que es un ácido débil, se disocia escasamente, por lo tanto, las concentraciones de A y B serán bajas, y la concentración de AB será elevada.

Por lo tanto, podemos decir que la constante de disociación ácida K , es una medida cuantitativa de la fuerza de un ácido.

Una sustancia disociable en solución libera electrolitos, alcanza siempre un nivel en el que se estabiliza una fracción disociada y otra sin disociar. En ese momento la velocidad de disociación y la de reconstrucción son idénticas.

Ley de Acción de Masas

La ley de acción de masas postula que la velocidad de una reacción es proporcional al producto de las concentraciones de sus reactantes. Conforme se va agotando la sustancia disminuye velocidad de disociación hasta igualar a la reconstrucción.

Por ejemplo: el agua puede disociarse en hidrógeno e ion hidroxilo:



pH

Logaritmo inverso de la concentración de hidrogeniones, expresa la cantidad de H⁺ de una solución. Expresar cifras tan bajas de concentración (nanogramos) es incómodo por lo que la

obtención de su logaritmo negativo proporciona cifras de más fácil comprensión y por tanto más fácil manejo.

Anión Gap

Para mantener la electroneutralidad, las cargas positivas (cationes) deben igualar a las cargas negativas (aniones); si no ocurre así, aparece un anión gap cuyo valor normal es de 8 a 16 mEq/l y que se calcula con la siguiente ecuación:

$$\text{Anión Gap} = \text{Na}^+ - (\text{Cl}^- + \text{HCO}_3^-)$$

Tendemos a la acidosis: el metabolismo diario genera 13000-15000 mmol/d de CO₂ que podría generar 13.000 mEq de H⁺ cada día y otros ácidos aportados, por ejemplo, por la dieta (aporta ácidos orgánicos, aminoácidos azufrados, residuos fosfato y sulfato) que aportan unos 70 mEq de H⁺ también cada día. En condiciones normales la concentración de H⁺ del líquido extracelular es baja (de unos 40 nEq/l). A pesar de ello, pequeñas fluctuaciones de esta van a tener repercusiones importantes sobre determinados procesos vitales. Por ello, existen unos límites relativamente estrechos entre los cuales la concentración de H⁺ es compatible con la vida.

Sistemas de compensación

Ninguno de los sistemas de amortiguación de pH que acabamos de ver es capaz de eliminar del organismo los hidrogeniones en exceso ya que van a intervenir de forma inmediata minimizando, pero no impidiendo cambios en el pH, por lo que es necesario inducir posteriores respuestas compensatorias pulmonar y renal.

Compensación respiratoria

La respiración elimina CO₂, que como hemos visto equivale a eliminar un ácido, el carbónico. La acidosis, lo mismo por un aumento de CO₂, que, por ácidos fijos, es un estímulo para la ventilación. La respuesta ventilatoria ante los cambios de pH es rápida. Está mediada por los quimiorreceptores de los corpúsculos carotídeos y aórticos y del centro respiratorio bulbar. El descenso de pH estimula a los quimiorreceptores provocando una hiperventilación, aumentando la eliminación de CO₂ y disminuyendo la pCO₂ arterial. La acción de los pulmones para compensar trastornos no dependientes de anomalías de la función respiratoria se inicia, como la de los tampones, inmediatamente, pero tarda varias horas en alcanzar la eficacia plena. También es limitada, porque la ventilación sólo puede aumentar y, sobre todo, disminuir hasta cierto punto, por lo que precisa la ayuda del riñón para la compensación completa

El aumento de pH inhibe los quimiorreceptores provocando un descenso rápido de la ventilación, una reducción de la eliminación de CO₂, y por tanto una elevación de la pCO₂ arterial. Es menos eficaz porque se acompaña de una disminución de la pO₂ que estimula el centro respiratorio.

Compensación renal

El riñón es el principal órgano implicado en la regulación del equilibrio ácido-base por dos motivos fundamentales:

- Es la principal vía de eliminación de la carga ácida metabólica normal y de los metabolitos ácidos patológicos.
- Es el órgano responsable de mantener la concentración plasmática de bicarbonato en un valor constante, gracias a su capacidad para reabsorber y generar bicarbonato de modo variable en función del pH de las células tubulares renales.

Por tanto, en una situación de acidosis se producirá un aumento en la excreción de ácidos y se reabsorberá más bicarbonato, mientras que en una situación de alcalosis ocurrirá lo contrario, es decir, se retendrá más ácido y se eliminará más bicarbonato. Por este motivo, el pH urinario va a experimentar cambios, pudiendo oscilar entre 4.5 y 8.2.

Reabsorción renal de bicarbonato

Los riñones reabsorben la mayor parte de los mEq de HCO₃⁻ que filtran diariamente. El bicarbonato es filtrado continuamente hacia la luz del túbulo renal (generalmente asociado a iones Na⁺) de modo que en el filtrado glomerular intacto la concentración de bicarbonato es prácticamente igual a la del plasma, de ahí la importancia del proceso de reabsorción de este.

Los iones bicarbonato filtrados se reabsorben por la interacción con iones hidrógeno en los túbulos. El efecto neto es una reabsorción de bicarbonato. Los iones bicarbonato que realmente pasan al líquido extracelular no son los mismos que se filtraron a los túbulos. Los iones bicarbonato se "titulan" en los túbulos frente a los iones H⁺. En condiciones normales, las cantidades de estos dos iones que penetran en los túbulos son casi iguales y se combinan entre ellos para formar CO₂ y H₂O. Cuando existe un exceso de iones bicarbonato respecto a la de iones H⁺ en la orina -alcalosis metabólica- el bicarbonato no se reabsorbe y se excreta en la orina. En la acidosis, por el contrario, existe un exceso de iones H⁺ con respecto a la de iones bicarbonato, lo que hace que la reabsorción de bicarbonato sea completa.

BIBLIOGRAFÍA

- Raúl Ortega Sánchez. (2004, 25 septiembre). Los Principios del pH.
http://www.ffis.es/volviendoalobasico/2definiciones_y_conceptos_generales.html