

Chapter 9 / Capítulo 9

Electrolyte and Internal Environment Imbalances in Emergencies (Spanish Edition)
ISBN: 978-9915-9680-0-1
DOI: 10.62486/978-9915-9680-0-1.ch09

©2025 The authors. This is an open access article distributed under the terms of the Creative Commons Attribution (CC BY) 4.0 License.

Acid-Base Balance and Buffer Systems

Equilibrio ácido-base y sistemas buffer

Marco Antonio Toro Ledezma¹ , Adalid Rimer Condo-Gutierrez² 

¹Universidad Mayor de San Simón, Cochabamba, Bolivia

²Associação da Família OGS Saúde, Equipo Multidisciplinar de Saúde, Brazil

Objetivos:

- Describir las características fisiológicas del equilibrio ácido-base
- Enumerar los sistemas amortiguadores de trastornos ácido-base

INTRODUCCIÓN

La historia y la fisiología del equilibrio ácido-base

El conocimiento sobre el equilibrio ácido-base es fundamental en la medicina. El anestesista Bjorn Ibsen y el químico Poul Astrup revolucionaron la medicina al usar un electrodo de pH recién inventado para demostrar que los pacientes morían por acidemia (un pH sanguíneo bajo) debido a una ventilación deficiente, no por una alcalosis como se creía. Este descubrimiento llevó a la creación de la medicina intensiva moderna, donde el análisis de gases en sangre se convirtió en una herramienta vital. Hoy, la evaluación del equilibrio ácido-base sigue siendo crucial, especialmente en pacientes críticos. Por ejemplo, la medición del lactato es esencial en el diagnóstico de la sepsis.

¿Qué son la acidosis y la alcalosis?

El pH normal de la sangre se mantiene en un rango estrecho de 7,35 a 7,45.

- La acidosis se define como un pH inferior a 7,35.
- La alcalosis es un pH superior a 7,45.

Aunque la concentración de iones de hidrógeno (H^+) es baja en comparación con otros iones, su equilibrio es vital, ya que afecta las reacciones químicas de muchos procesos biológicos. Por ejemplo, un pH bajo (acidosis) en los músculos durante el ejercicio intenso reduce la fuerza de contracción. Un pH bajo también activa el efecto Bohr, que desplaza la curva de disociación de la hemoglobina-oxígeno hacia la derecha, facilitando la liberación de oxígeno a los tejidos metabólicamente activos.

Mecanismos de Regulación del pH

El cuerpo produce grandes cantidades de ácidos volátiles (principalmente CO_2) y no volátiles diariamente, los cuales deben ser eliminados. La homeostasis del pH se logra a través de tres mecanismos que actúan en diferentes escalas de tiempo:

1. Sistemas amortiguadores (buffers): Actúan en segundos o minutos para neutralizar cambios de pH. Consisten en un ácido débil y su base conjugada. Aunque no eliminan el ácido, lo neutralizan hasta que otros mecanismos pueden actuar. El sistema de bicarbonato/ácido carbónico es el más importante, funcionando como un “buffer abierto” que se ajusta con la respiración.
2. Sistema respiratorio: Funciona en minutos a horas. La respiración es el principal

mecanismo para eliminar ácidos volátiles. El aumento de la presión de dióxido de carbono (PCO_2) o de la concentración de H^+ estimula el centro respiratorio, incrementando la ventilación para exhalar el exceso de CO_2 .

3. Sistema renal: Actúa en horas a días. Los riñones son los encargados de la excreción de ácidos no volátiles. Su función principal es la reabsorción de bicarbonato filtrado y la excreción de H^+ a través de la orina, principalmente unido a fosfato o amonio.

Estos tres mecanismos trabajan en conjunto para mantener el pH dentro de un rango fisiológico estrecho, un factor crítico para la supervivencia.

Los trastornos ácido-base

El estudio de los trastornos ácido-base en pacientes críticos ha evolucionado significativamente a lo largo del tiempo, pasando de enfoques parciales a modelos más completos para evitar diagnósticos erróneos y tratamientos inadecuados.

- Primeros descubrimientos: La comprensión del equilibrio ácido-base comenzó con Arrhenius en 1884, quien definió a los ácidos por su capacidad de producir iones de hidrógeno. En 1909, Sørensen introdujo el término pH.
- Modelo de Henderson-Hasselbalch: En 1908, Henderson describió la relación entre el dióxido de carbono (CO_2) y el bicarbonato (HCO_3^-), lo que llevó a la ecuación de Henderson-Hasselbalch que asocia el pH, la pCO_2 y el HCO_3^- .
- Exceso de Base: En la década de 1900, Siggaard-Andersen propuso el concepto de exceso de base, que fue posteriormente formalizado matemáticamente por Van Slyke. Este concepto ayudó a diagnosticar la acidosis metabólica.
- Modelo de Stewart: Entre 1970 y 1980, Stewart propuso un enfoque más avanzado que separaba el componente metabólico del respiratorio. Este modelo se centra en la diferencia de iones fuertes (DIF), incluyendo iones como sodio, potasio, calcio, magnesio, cloro y lactato.
- Índice cloro/sodio: Más recientemente, en el año 2000, Durward y su equipo introdujeron el índice cloro/sodio como una herramienta útil para diagnosticar la acidosis metabólica hiperclorémica.

Estos avances han permitido a los médicos pasar de diagnósticos simples a un enfoque integral y preciso, crucial para el manejo de pacientes en estado crítico con múltiples desórdenes ácido-base.

¿Qué son los ácidos y las bases?

Las Definiciones de Ácidos y Bases han variado a lo largo de la historia.

- Arrhenius: A finales del siglo XIX, Svante Arrhenius definió los **ácidos** como compuestos que liberan iones de hidrógeno (H^+) en una solución acuosa. Por otro lado, las bases eran compuestos que liberaban iones hidroxilo (OH^-).
- Brønsted y Lowry: En 1923, Johannes Brønsted y Thomas Lowry propusieron una definición más amplia. Un **ácido** es cualquier sustancia que puede donar un ion de hidrógeno (un protón), mientras que una base es cualquier sustancia que puede aceptar un ion de hidrógeno. Esta teoría explica por qué algunas sustancias sin iones OH^- pueden actuar como bases.

Los ácidos son sustancias que, al disolverse en agua, aumentan la concentración de iones de hidrógeno (H^+). Los jugos de frutas y el refresco de cola son ejemplos comunes de soluciones ácidas. Por otro lado, las bases (o alcalinas) son sustancias que reducen la concentración de H^+ , generalmente al liberar iones hidroxilo (OH^-) que se combinan con los iones de hidrógeno.

Ejemplos de bases son el bicarbonato de sodio y el jabón.

El agua pura se autoioniza de forma natural, produciendo una pequeña y equitativa cantidad de iones de hidrógeno (H^+) e iones de hidroxilo (OH^-). La concentración de estos iones en el agua pura es de 1×10^{-7} M (moles por litro), lo que define un pH neutro.

La escala de pH

La escala de pH se utiliza para medir la acidez o basicidad de una solución. Fue inventado por el bioquímico Søren Sørensen en 1909, y se basa en el logaritmo negativo de la concentración de iones de hidrógeno, es decir $pH = -\log_{10} [H^+]$, donde:

- Un pH de 7,0 se considera neutro.
- Un pH menor a 7,0 indica una solución ácida (mayor concentración de H^+).
- Un pH mayor a 7,0 indica una solución básica o alcalina (menor concentración de H^+).

La escala es logarítmica, por lo que cada cambio de una unidad de pH representa un cambio de diez veces en la concentración de H^+ . Las soluciones con un pH muy bajo (como el ácido del estómago) o muy alto son perjudiciales para la vida, aunque algunos organismos como el estómago humano tienen mecanismos especiales para soportarlas.

Los ácidos fuertes se ionizan completamente en el agua, mientras que los ácidos débiles se disocian muy poco. Las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases se denominan anfóteros, como el agua (H_2O).

Soluciones amortiguadoras (buffers)

Los organismos vivos, incluyendo a los humanos, necesitan mantener su pH dentro de un rango muy estrecho para funcionar correctamente. Por ejemplo, el pH de la sangre humana debe estar alrededor de 7,4. Para lograr esto, el cuerpo utiliza soluciones amortiguadoras, que son mezclas de un ácido y su base conjugada que resisten los cambios drásticos de pH.

Las soluciones amortiguadoras, o buffers, son soluciones que resisten cambios bruscos en el pH. Están formadas por un ácido débil y su sal (su base conjugada). Cuando se añaden pequeñas cantidades de un ácido o una base, la solución amortiguadora neutraliza el cambio, manteniendo el pH estable.

Un ejemplo clave de un sistema amortiguador en la sangre es el del ácido carbónico (H_2CO_3) y el ion bicarbonato (HCO_3^-). Este sistema ayuda a regular el pH al absorber el exceso de iones de hidrógeno cuando se vuelven demasiado ácidos o al liberarlos cuando el pH sube demasiado. Sin estos amortiguadores, las fluctuaciones de pH serían mortales.

Las funciones de los buffers son de vital importancia para la supervivencia del organismo. Por ejemplo, en la sangre humana, el sistema amortiguador ácido carbónico (H_2CO_3) / bicarbonato (HCO_3^-) mantiene el pH en un rango de 7,4.

Esta capacidad de las soluciones amortiguadoras para mantener el pH dentro de un rango es crucial para los procesos biológicos y químicos.

La evaluación del equilibrio ácido-base sigue siendo fundamental en el manejo de pacientes críticos.

Para el cálculo del pH de una solución amortiguadora se emplea la ecuación de Henderson-Hasselbalch, que relaciona el pH con la concentración del ácido débil y su base conjugada.

¿Qué es la acidosis y cuál es su relevancia?

Definiciones clave

- El pH normal de la sangre es de 7,35 a 7,45; esto se relaciona con una concentración de iones de hidrógeno $[H^+]$ de 35 a 45 n mol/L.
- Una acidosis se define como un pH inferior a 7,35.
- Un pH superior a 7,45 es una alcalosis.

Aunque el $[H^+]$ (en n mol/L) tiene una concentración de 1/1 000 000 de otros iones comunes (Na^+ -135 mmol/L, Cl^- -105 mmol/L), adquiere una importancia fundamental ya que las reacciones químicas de muchos procesos biológicos, habilitadas por proteínas enzimáticas, dependen en gran medida del pH.

Por ejemplo, durante el ejercicio intenso, el ácido láctico se acumula en el músculo esquelético. Este ácido es fuerte, con una pK_1 de 3,8, y se disocia rápidamente en iones lactato e H^+ , lo que provoca una reducción del pH intracelular. Esto disminuye la concentración de Ca^{2+} libre en el sarcómero, disponible para reaccionar con la troponina, y reduce el número de interacciones actina-miosina. Esto, a su vez, reduce la fuerza de contracción muscular. En estudios de laboratorio se observa una disminución similar en la contractilidad del músculo cardíaco; sin embargo, esto no se replica en todos los estudios clínicos y se cree que se debe a que el aumento de catecolaminas observado en estados acidóticos enmascara este efecto.

El contenido de O_2 de la sangre (CaO_2) se puede cuantificar como:

$$CaO_2 = 1,34 \times Hb \times SaO_2 + (0,025 \times PO_2) \text{ ml/L} - 1(200 \text{ ml} - 1 \text{ de sangre})$$

Equilibrio entre la producción y el aclaramiento ácido-base

El cuerpo produce aproximadamente 13 moles de ácido al día -1. Este se compone de ácidos volátiles provenientes de la producción de CO_2 (13 000 mmol al día -1 o 0,5 kg para quienes desean compensar las emisiones de carbono) y ácidos no volátiles (80 mmol al día -1). Los ácidos no volátiles se subclasifican en ácidos orgánicos (lactato, ácidos grasos libres y β -hidroxibutirato) y ácidos inorgánicos (ácido sulfúrico y fosfórico).

En la homeostasis normal existe un impulso para eliminar el ácido de los tejidos activos tan pronto como se produce, y esto se logra a través de tres mecanismos principales cuyo efecto varía en la escala temporal:

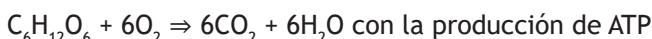
- Neutralización mediante sistemas tampón (segundos a minutos).
- Exhalación por el sistema respiratorio (minutos a horas).
- Aclaramiento por el sistema renal (horas a días).

Sistemas de amortiguación

Un tampón es un sistema que resiste cambios de pH. Consiste en una solución de un ácido débil y su base conjugada. Aunque los tampones no añaden ni eliminan ácido, actúan para neutralizar los efectos nocivos de un aumento de $[H^+]$, mientras que otros mecanismos actúan.



El ácido predominante producido es el ácido carbónico, un subproducto de la respiración aeróbica en la descomposición de los carbohidratos dentro de las mitocondrias.



Aunque aproximadamente el 10 % del CO_2 se transporta a los pulmones disuelto en el plasma, la mayoría se transporta como HCO_3^- (aproximadamente el 60 %) o compuestos carbamino (aproximadamente el 30 %).



Cuando el CO_2 se combina con agua, forma ácido carbónico. Esta reacción es lenta, con un tiempo de equilibrio de varios minutos, pero la enzima catalítica anhidrasa carbónica (ca) lo reduce a una fracción de segundo. Esta enzima, aunque no está presente en el plasma, está

distribuida por todo el organismo, en particular en los glóbulos rojos, la nefrona y el tracto gastrointestinal. El CO₂ disuelto se desplaza rápidamente hacia los glóbulos rojos y reacciona con H₂O, produciendo ácido carbónico, que, debido a su bajo p₁K₁, se disocia rápidamente.

El sistema bicarbonato/ácido carbónico (H₂CO₃ ⇌ HCO₃⁻ + H⁺)

El pKa de esta reacción es de 6,1; el pH en el que la relación de HCO₃⁰ a H₂CO₃ es de 1:1. Este es el pH en el que el sistema tiene la mayor capacidad para resistir un cambio causado por un ácido o una base adicional. De la curva de titulación del tampón, se observa que este valor está muy por debajo del pH fisiológico; a pH 7,4, la relación de HCO₃⁰ a H₂CO₃ es de 5000 : 1. Teóricamente, este es el punto más débil del tampón, que se encuentra en la parte plana de la curva sigmoidal.

El sistema de bicarbonato es importante por dos razones. En primer lugar, es el amortiguador más abundante en el organismo; en segundo lugar, actúa como un sistema amortiguador abierto.

El amortiguador clásico describe un sistema cerrado, en el que el ácido y su base conjugada dependen únicamente el uno del otro, sin verse afectados por otras reacciones. Sin embargo, el amortiguador de bicarbonato actúa como parte de un equilibrio abierto. El sistema respiratorio puede eliminar el CO₂ del cuerpo, ajustando el equilibrio hacia el ácido carbónico, eliminando una mayor cantidad de H₂.



Consideremos ahora un sistema abierto. Si se produjera un cambio de 2 mmol L⁻¹ en CO₂, se produciría una disminución correspondiente en HCO₃⁻. Sin embargo, en realidad, el sistema respiratorio se acomodaría y el CO₂ adicional se exhalaría, reduciéndolo a cerca de 1,2 mmol L⁻¹; por lo tanto, la relación [HCO₃⁻]/[CO₂] sería de 22/1,2 y el pH sería de 7,36.

Compuestos de carbamino

Los compuestos carbamino se producen mediante la combinación de CO₂ con los grupos amino terminales de las proteínas. Esta reacción ocurre tanto con proteínas intracelulares como extracelulares, siendo la más significativa la hemoglobina. Tanto la hemoglobina como la oxihemoglobina pueden combinarse con CO₂. La Hb₁ es menos ácida que la oxiHb₁ y puede combinarse con más H₁ (con una afinidad 3,5 veces mayor). Este es el efecto Haldane.

Efecto del control ácido-base sobre la respiración

El dióxido de carbono se libera y se exhala en los pulmones. Por la ley de acción de masas, la depuración de H⁺ coincide con la de CO₂. La presión parcial de CO₂ o la concentración de H⁺ en la sangre tiene un efecto indirecto en el centro respiratorio del tronco encefálico a través de señales procedentes de la zona quimiosensible de la superficie ventral del bulbo raquídeo. Esta se encuentra dentro de la barrera hematoencefálica (BHE). El H⁺ no puede atravesar la BHE en condiciones normales, pero el CO₂ sí.

Paradójicamente, el efecto del CO₂ en la respiración probablemente se deba a alteraciones en la concentración de H₂. El efecto amortiguador del LCR es menor que en el plasma, por lo que el CO₂ que cruza la BHE reacciona rápidamente con el H₂O para formar H₂ y HCO₃. El H₂ provoca entonces la respuesta de la zona quimiosensible.

Existe una respuesta respiratoria lineal pronunciada a un aumento de PCO₂ en todo el rango fisiológico normal (PCO₂ 4-13 kPa). La ventilación alveolar aumenta en 1-2 L min⁻¹ por cada aumento de 0,1 kPa de PCO₂. En contraste, la respuesta a un cambio en el rango normal de pH 7,3-7,5 es solo una décima parte de grande. La adaptación respiratoria es un proceso constante, no solo en enfermedades. Cualquier actividad metabólica, como el ejercicio, se asocia con un aumento en la producción de CO₂, y esto aumenta la ventilación.

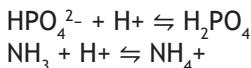
Regulación renal del control ácido-base

Los riñones son responsables de la excreción de ácidos no volátiles. Estos se producen mediante el metabolismo de los aminoácidos. Una ingesta dietética normal de 70 g/día -1 produce 190 mmol de ácidos: ácido clorhídrico (HCl), procedente de la descomposición de arginina, lisina e histidina; ácido sulfúrico (H₂SO₄), procedente de la metionina y la cistina. La mayor parte de este ácido se utiliza en la descomposición y el reciclaje de aniones orgánicos (glutamato, aspartato y lactato), y los 40-80 mmol/día -1 restantes deben ser excretados por los riñones.

Cuantitativamente, de mayor importancia para el cuerpo es la reabsorción de HCO₃⁻. Cada día se filtran más de 4000 mmol en el lumen glomerular, de los cuales el 80-90 % se reabsorbe en el túbulo contorneado proximal (PCT). HCO₃⁻ no se reabsorbe fácilmente a través de la membrana celular; sin embargo, las células del PCT excretan H⁺ en el lumen (a través de un cotransportador Na⁺ / H⁺) donde, bajo la acción de una anhidrasa carbónica unida a la membrana, reaccionan para formar CO₂ y H₂O. El CO₂, impulsado por un gradiente de concentración, cruza fácilmente a la célula a través de acuaporinas donde la reacción se invierte. H⁺ se recicla en el lumen, mientras que HCO₃⁻ es movido por un cotransportador Na⁺ / HCO₃⁻ en el líquido intersticial y regresa a la sangre.

El HCO₃⁻ restante pasa a través del asa de Henle al túbulo contorneado distal (TCD), donde se reabsorbe la mayor parte. Aquí, la excreción celular de H₃ es impulsada por la H₃ / K₃ -ATPasa y un intercambio Na₃ / H₃ dependiente de la aldosterona.

El organismo puede modificar el pH de la orina de 8 a 4,5. Sin embargo, incluso con la acidificación máxima (0,003 mmol L⁻¹ H⁺), solo una pequeña proporción del H⁺ puede eliminarse en su forma libre; el resto se elimina fijado a los ácidos titulables (ácido fosfórico). ≈80 %, ácido úrico ≈20 % y ácido cítrico) o al amonio.



El fosfato se filtra hacia la luz glomerular; se reabsorbe en menor medida que el H₂O en el PCT y se concentra. El líquido tubular tiende a ser ácido como fosfato, con un pK₃ de 6,8, y desempeña una función tampón más importante que en el plasma. Una vez formado, el H₂PO₃⁻ se excreta como sal sódica. En general, entre el 5 % y el 10 % del fosfato filtrado se excreta de esta manera, lo que representa entre 30 y 40 mEq de la excreción de H₃. La presencia de ácidos titulables en el filtrado une el H₃ libre y mantiene el gradiente de concentración de H₃ a través de la membrana celular, lo que permite una mayor producción de HCO₃⁻ y su retransmisión al organismo.

El amonio es responsable del aclaramiento ácido no volátil restante a aproximadamente 40-50 mmol/día -1. NH₃ / NH₄⁺ no es un tampón útil ya que su pKa=9,2 está demasiado lejos del pH fisiológico. En cambio, existe un papel combinado del riñón y el hígado. A través del metabolismo de los aminoácidos en la proteína dietética normal, se producen aproximadamente 7000-1000 mmol NH₄⁺. Alrededor del 95 % de NH₄⁺ se combina en cantidades iguales con HCO₃⁻ para formar urea y se excreta en la orina, sin efecto ácido-base neto. La actividad del ciclo de la urea en el hígado depende de la carga de aminoácidos de la dieta.

La proporción de NH₃ (no combinado con HCO₃⁻) en la formación de urea se utiliza para afectar el equilibrio ácido-base. Los iones de amonio libres son tóxicos en concentraciones altas, por lo que se combinan con glutamato en el hígado para formar glutamina; esta absorbe un ion de NH₃ sin utilizar un ion de HCO₃⁻.

La glutamina pasa a los riñones, a las células del PCT; aquí es escindida primero por la glutaminasa mitocondrial, luego por el glutamato deshidrogenasa del citosol para liberar 2 NH₄⁺ y α-cetoglutarato; este último se convierte en glucosa dentro de la célula y se devuelve

al cuerpo. La conversión a glucosa requiere un H^+ , por lo que el efecto neto es 1 H^+ (como NH_4^+) por molécula de glutamina. El NH_{4+} se mueve hacia el líquido tubular cotransportado directamente con Na^+ o se disocia a NH_3 y H^+ . El NH_3 puede pasar a través de la membrana celular a favor de un gradiente de concentración y el H^+ es cotransportado con Na^+ .

Una vez en el líquido tubular, el NH_4 se reforma y se desplaza hacia el asa de Henlé. En el intersticio, se produce una reabsorción y concentración significativas de NH_4 . Esto contribuye a la hiperosmolaridad de la médula renal. Sin embargo, en el túbulos colector, los iones H^+ se bombean activamente hacia el líquido tubular y se recombinan con el NH_3 , desplazándose por difusión pasiva, para reformar el NH_4 y, por lo tanto, eliminarse del organismo.

El consumo y la depuración de NH_4^+ a través del ciclo de la urea o del sistema glutamato/glutamina se controlan mediante mecanismos de retroalimentación que se ven afectados por el pH. Entre uno y dos días después del desarrollo de una acidosis metabólica, se produce un aumento de la producción hepática de glutamina (a expensas de la producción de urea) y de la actividad renal de la glutaminasa, lo que permite triplicar la depuración de NH_4^+ . Por lo tanto, el hígado tiene un efecto directo sobre el equilibrio ácido-base del organismo.

BIBLIOGRAFÍA

1. Carrillo Esper R, Izquierdo E, López ME, eds. Actualidades en soluciones y equilibrio ácido-base e hidroelectrolítico. México D.F.: Distribuna; 2024.
2. Sepúlveda R. Trastornos ácido-base: fisiología, patología y clínica. Santiago de Chile: Ediciones UC; 2024.
3. Hernández PE. Medicina crítica y terapia intensiva: fisiopatología, diagnóstico y terapéutica. México D.F.: Editorial Médica Panamericana; 1994.