



UNIVERSIDAD NACIONAL DE CHIMBORAZO

FACULTAD DE CIENCIAS DE LA SALUD
CARRERA DE MEDICINA
BIOQUÍMICA I

UNIDAD I. BIOQUÍMICA Y MEDICINA - EQUILIBRIOS

1.6. Equilibrio Acido Básico

1.6.1. Constante de equilibrio

1.6.2. Ácidos y Bases, Potencial de hidrógeno (pH), Ecuación de Henderson – Hasselbach, Buffers o tampones, Fuerza del ácido y su estructura molecular, Valores de pKa, propiedades del medio

1.6.3. Acidosis y Alcalosis

1.6. EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE

La *homeostasis* es el mantenimiento de la composición del ambiente interno del organismo.

Este sistema de regulación contempla los siguientes aspectos:

- Distribución del agua
- Mantenimiento del pH y equilibrio ácido-base
- Concentración adecuada de electrolitos

Diariamente el organismo genera productos de desecho, si no se elimina eficazmente o no se los neutraliza, se acumulan y producen lesiones celulares.

Las enzimas en el metabolismo deben trabajar a concentraciones óptimas de H^+ , por lo que es necesario que el organismo mantenga el pH de los líquidos intra y extra celulares dentro de márgenes estrictos.

El sistema de *regulación ácido-básica* o del *pH corporal*, resguarda al organismo contra cambios del pH, que se deben especialmente a la formación permanente de varios ácidos productos del metabolismo celular.

Los mecanismos de regulación de equilibrio ácido-base son de varios tipos, e incluyen la acción de los amortiguadores, el intercambio iónico, mecanismos respiratorios y mecanismos renales.

El pH del líquido extracelular debe permanecer de manera muy constante entre 7.35 y 7.45. (Laguna, Piña, 2007), lo que equivale a una concentración de H^+ de 45 a 35 mmol/l .

Alteraciones de 0.05 son imperceptibles y rápidamente corregibles, pero a rangos mayores o menores en la escala resultaría un cambio que marque el umbral entre la vida y la muerte.

CONCEPTOS GENERALES

Un *ácido* es una sustancia o compuesto que al disolverse en el agua, aumenta la concentración de hidrogeniones (H^+), es decir que puede ceder protones y que forma sales al combinarse con las bases.

Una *base* es una sustancia o compuesto que tiene la capacidad de captar hidrogeniones o ceder hidroxilos (OH^-) y dar lugar a la formación de sales.

Las reacciones de *ácidos* y *bases* tienen definidas sus constantes de equilibrio.

Se puede determinar si un ácido o base es *fuerte* o *débil* a través del valor de la constante de equilibrio; cuanto más fuerte es un ácido más abundante es la donación de protones, así mismo cuanto más fuerte es una base mayor será la absorción de protones.

La fortaleza de un ácido o de la base depende de su capacidad para ceder o aceptar protones.

Cuanto más fuerte es el ácido más débil es su base conjugada. En el equilibrio se resume:

Para un ácido es:

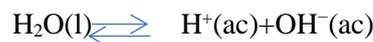


Para una base es:



La *pKa* es la constante de disociación de un ácido, es decir la constante de equilibrio de la reacción anterior.

El agua actúa como solvente natural de las células, por lo cual existe un aporte de H^+ y OH^- que pueden competir con la reacción de acidez o basicidad que se analice. Esto es debido a la reacción de autoionización del agua:



El agua actúa como electrolito débil, su constante de equilibrio K_{eq} es:

$$K_{eq} = [H_3O^+] [OH^-]$$

El agua pura, no se considera en la expresión, y la constante de equilibrio depende de los iones formados. Así:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$$

Constante de autoionización del agua:

$$K_w = 1 \times 10^{-14}$$

Por lo tanto, en el agua pura (destilada), en que no existe afectación del equilibrio inicial de autoionización, hay:

$$[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$$

DEFINICIÓN DE pH, pOH y pK:

El *pH* es el *logaritmo negativo* (-logaritmo) decimal de la concentración de *hidrogeniones* $[H^+]$.

El *pOH* es el *logaritmo negativo* (-logaritmo) decimal de la concentración de $[OH^-]$.

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

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

El *pK* (constante de equilibrio de cualquier reacción) es:

$$pK = -\log_{10} (K)$$

$$\text{Si } K = [H^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{pK}_w = 14$$

Entonces, una **solución ácida** es aquella cuyo pH es menor que 7 y el pOH mayor a 7.

Una **solución básica** es aquella cuyo pH es mayor a 7 y el pOH por debajo de 7.

Una **solución neutra** es aquella cuyo pH es igual a 7.

(Fundamentos de Química, Grado en Física) Equilibrio ácido-base Enero–Mayo, 2011 6 / 49) Constates de equilibrio en reacciones de ácidos y bases <http://www.qfa.uam.es/labqui/presentaciones/Tema8.pdf>

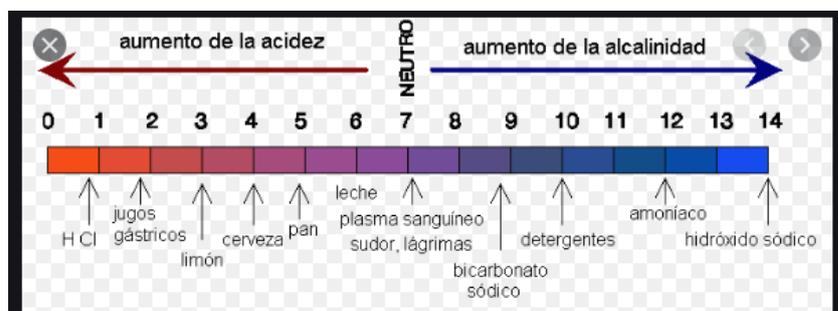


Figura 1: Escala de variabilidad del pH recuperado de <https://images.app.goo.gl/3mrHFdyPiLcP3bsU9>

El pH que se considera normal en la sangre arterial es entre 7,35 y 7,45

El pH que se considera normal en la sangre venosa es entre 7,25 y 7,35

Promedio 7,40

El pH intracelular es ligeramente más bajo: alrededor de 7,2. Es precisamente por estas cifras que se puede afirmar que el pH global es ligeramente alcalino.

REGULACIÓN DEL pH CORPORAL

1.- REGULACIÓN DEL pH POR EL SISTEMA DE AMORTIGUADORES, BUFFERS O TAMPONES

Los **amortiguadores, buffers o tampones** son todas las sustancias capaces de fijar o liberar H^+ . Se forman de la mezcla de un ácido débil y la sal de este ácido.

Muchas sustancias degradadas en el organismo como producto del metabolismo celular dan lugar a CO_2 , el cual constituye el principal producto final del metabolismo intermediario, el cual se combina con el agua y forma ácido carbónico, H_2CO_3 , en grandes cantidades que son de 20 mM al día o más, lo que equivale a 2 litros de HCl concentrado.

El ácido carbónico puede eliminarse fácilmente en forma de CO_2 , a través de la respiración, lo que contribuye a mantener el equilibrio ácido-base.

Existen otros ácidos fijos, no volátiles, que son producidos en el metabolismo, tales como el ácido úrico, el ácido fosfórico y el ácido β -hidroxibutírico; los H^+ provenientes de estos ácidos son neutralizados por el bicarbonato HCO_3^- , formándose ácido carbónico y degradándose finalmente en CO_2 y H_2O . Esta reacción causa una disminución de la cantidad de HCO_3^- disponible.

Como consecuencia disminuye la capacidad de amortiguación de la célula; esta capacidad amortiguadora es de 15 mEq por kilogramo de peso corporal. La “reserva alcalina” se refiere a la cantidad de bicarbonato disponible. (Laguna, Piña, 2007).

Para comprender el sistema de regulación de pH corporal a través de amortiguadores, es importante señalar que en los líquidos extracelulares el catión dominante es el Na^+ , el cual se equilibra desde el punto de vista eléctrico con los aniones Cl^- y HCO_3^- . El resto de aniones y cationes no tienen influencia significativa. Como ya se ha mencionado, incluso los H^+ y de la misma manera los OH^- , son rápidamente neutralizados, en función de la necesidad que existe de mantenerlos a una concentración constante, para mantener el equilibrio ácido-base. (Laguna, Piña, 2007).

Entre los amortiguadores de interés clínico son los de plasma y eritrocitos. A excepción de amortiguador de hemoglobina y de proteínas del suero, todos están presentes en plasma y hematíes, aunque la distribución cuantitativa es diferente.

Los tampones del líquido extracelular proporcionan menos de la mitad de la capacidad de amortiguación sistémica y son:

- Bicarbonato – ácido carbónico
- Hemoglobina del glóbulo rojo, que es cuantitativamente uno de los amortiguadores más importantes de la sangre.
- Proteínas plasmáticas y celulares
- Fosfatos intra y extracelulares (PO_4^{3-})

$\text{H Hb} = \text{H}^+ + \text{Hb}^-$
$\text{H Prot} = \text{H}^+ + \text{COO}^-$
$\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
$\text{H}_2\text{PO}_4^- = \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
$\text{HPO}_4^{2-} = \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
$\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$

CUADRO 1.- SISTEMA DE REGULACIÓN DEL pH A TRAVÉS DE AMORTIGUADORES.
(Laguna, Piña, 2007)

El **sistema amortiguador más importante** y efectivo del organismo es el integrado por $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$

Compuestos químicos (metabolismo): $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$

Esto se da porque en el organismo la cantidad de H_2CO_3 es casi ilimitada, tomando en cuenta que el mismo proviene de la hidratación del CO_2 que se forma como resultado del metabolismo celular. La condición de que uno de los pares de este sistema, el H_2CO_3 se forme a partir de un gas (CO_2), hace más adaptable el sistema amortiguador a diferentes eventos que alteren el pH. En el caso de este sistema de amortiguación, si se agrega hidrogeniones (H^+) a la solución se forma más ácido carbónico (ya que el bicarbonato capta hidrogeniones), el cual se degrada en agua y CO_2 , siendo este último excretado por los pulmones; si se agrega OH^- , se disocia el gas carbónico y los H^+ se unen al OH^- , formándose agua y bicarbonato. (Laguna, Piña, 2007).

Ecuación Henderson Haselbalch

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

[A-] : Concentración de la base débil
[HA]: Concentración del ácido conjugado

Ejemplo en el equilibrio



Figura 2. Metabolismo: Recuperado de <https://images.app.goo.gl/CcBWrUKLtnxby7Gw8>

$$pH = 6.10 + \log \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

donde:

- 6.10 corresponde a la constante de disociación pK, que es la tendencia que tienen los ácidos, en este caso el gas carbónico a ionizarse.
- [HCO₃⁻] concentración de bicarbonato
[H₂CO₃] concentración de ácido carbónico.

En la clínica se puede medir pH y pCO₂, bicarbonato a partir del CO₂ total.

$$pH = 6.10 + \log \frac{[HCO_3^-]}{0.0301 pCO_2}$$

(DuBose, 2012)

donde:

- 0.0301 es el coeficiente de solubilidad del CO₂
- La relación entre el numerador y el denominador es 20.

Los aniones totales de las sales amortiguadoras combinables con H⁺, son el primer nivel de protección contra una alteración por exceso de acidez. Para calcular la suma de todos los amortiguadores corporales intra y extracelulares y hasta de los huesos, se lo realiza en base al pH de la sangre, el valor de CO₂ total de la sangre completa o del plasma, y el hematocrito. (Laguna, Piña, 2007).

Como ya se conoce, los hidrogeniones (H⁺) se originan del metabolismo.

Los ácidos se disocian (PO₄H⁻, PO₄²⁻, SO₄H⁻, SO₄²⁻) y los hidrogeniones son rápidamente neutralizados y excretados por los riñones. Existen ácidos que se acumulan como el ácido pirúvico y el ácido láctico, produciendo alteraciones fisiológicas.

Las sales acidificantes como el cloruro de amonio (NH₄Cl) o el CaCl₂ adicionan HCl al organismo disminuyendo el pH (Laguna, Piña, 2007). Las frutas suministran sales, que dan aniones (bases débiles) que absorben protones y dan como resultado NaHCO₃, KHCO₃ y CO₂. Los pulmones excretan CO₂

Si se agrega un ácido fuerte a una solución que contienen el tampón bicarbonato /ácido carbónico el H^+ reaccionará con el bicarbonato HCO_3^- , para formar H_2CO_3 , que al ser un ácido débil solo causará un ligero aumento de la concentración de H^+ .

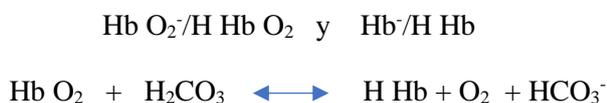


Si se agrega un base a la solución el tampón bicarbonato /ácido carbónico el OH^- reaccionará con el H^+ del ácido carbónico para formar bicarbonato y agua, el cambio de pH en este caso también es mínimo



El tampón bicarbonato/ácido carbónico es altamente eficaz porque el CO_2 fácilmente puede ser eliminado vía respiratoria y el HCO_3^- eliminado o preservado por el mecanismo de compensación renal. Así sistema renal y respiratorio aumentan la eficacia del tampón a medida de las necesidades.

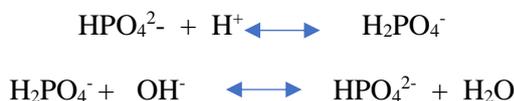
El sistema amortiguador de **Hemoglobina (Hb)** constituye el segundo tampón sanguíneo en importancia por la alta concentración 15 g/dl promedio, cada molécula Hb contiene 38 residuos de histidina que pueden captar H^+ . La Hb puede actuar como ácido o como sal



El sistema amortiguador **proteínas plasmáticas**, actúa como tampón porque sus grupos amino y carboxilo pueden unirse al H^+



El sistema amortiguador **fosfatos**, actúa como tampón como fosfatos orgánicos e inorgánicos, de menor importancia



2.- REGULACIÓN DEL pH POR EL MECANISMO DE INTERCAMBIO DE IONES

Este sistema se ejemplifica claramente por el intercambio de iones entre el glóbulo rojo y el plasma.

Cuando aumenta el CO_2 en el plasma y se combina con el agua, originando ácido carbónico H_2CO_3 , aumenta la acidez; la anhidrasa carbónica de los glóbulos rojos cataliza la unión entre el CO_2 y el H_2O , por lo cual el ácido carbónico se acumula y se disocia en H^+ y HCO_3^- por su efecto amortiguador las proteínas captan los H^+ , mientras el HCO_3^- se difunde hacia el exterior del glóbulo rojo, intercambiándose por una cantidad igual de Cl^- que ingresan y mantienen la neutralidad eléctrica.

Las moléculas de HCO_3^- que salen al plasma aumentan la alcalinidad del mismo y contrarrestan la mayor acidez causada por el ascenso de H_2CO_3 , originada a su vez por el alza inicial de la tensión de CO_2 en el plasma.

En el músculo y los huesos se da un intercambio importante de H^+ de los líquidos por los cationes Na^+ , K^+ y Ca^{2+} . En ocasiones, más de la cuarta parte de la acción amortiguadora del organismo depende de la liberación de cationes óseos y musculares a cambio del ingreso de H^+ ; en otras circunstancias, a cambio del Na^+ que penetra a las células del hueso y los músculos, salen hidrogeniones H^+ para combinarse con los abundantes iones de HCO_3^- extracelulares; el H_2CO_3 generado se elimina como CO_2 . En forma opuesta,

cuando existe un exceso de H^+ , éste es introducido a las células a cambio de Na^+ , el cual sale de ellas y es equilibrado con el HCO_3^- que proviene del $H_2CO_3^-$.

Este mecanismo de intercambio de iones es cuantitativamente significativo, ya que la mitad de la carga de ácido y aproximadamente la cuarta parte de la de bicarbonato, se neutralizan mediante este sistema. (Laguna, Piña, 2007).

3.- MECANISMOS RESPIRATORIOS DE REGULACIÓN DEL pH

En la regulación del pH a partir de la respiración, participan factores fisiológicos como son los volúmenes y frecuencia de la respiración, lo que influye en el transporte de oxígeno en la sangre, el efecto amortiguador de la hemoglobina y la excreción de ácido carbónico, en forma de CO_2 , a través de los pulmones.

Siendo estos mecanismos de regulación interdependientes, la regulación respiratoria del pH está ligada al par amortiguador [HCO_3^-/ H_2CO_3] en el plasma y eritrocitos. Mientras la concentración de HCO_3^- es más estable, la concentración de H_2CO_3 depende de la presión parcial de CO_2 (pCO_2), originado en el metabolismo celular y de la cantidad de CO_2 que se expulsa en los pulmones.

El pH y la pCO_2 de la sangre afectan la amplitud y frecuencia de la respiración; cuando estas últimas aumentan influyen en la cantidad de CO_2 eliminado del plasma en los pulmones. Una mayor concentración de H_2CO_3 en sangre, refleja un aumento de la pCO_2 , y una disminución del pH sanguíneo; estos dos elementos estimulan el sistema nervioso central, lo que aumenta la respiración en su frecuencia y volumen, expulsando más cantidad de CO_2 . Así se eleva el pH, disminuye la pCO_2 y al desaparecer el estímulo, disminuye la frecuencia y movimientos respiratorios.

El objetivo es mantener el pH en límites permisibles y restablecer la relación [HCO_3^-/ H_2CO_3], que como ya se ha mencionado debe ser 20 a 1 mM o su relación lógica 26 a 1.2 mM

Por el contrario, si se eleva el pH plasmático por acúmulo de HCO_3^- , disminuirán la frecuencia y volumen respiratorio, limitando la expulsión de CO_2 , lo que conlleva a la elevación de la pCO_2 en el plasma y aumenta la concentración de H_2CO_3 . Con esto se corrige el pH original, se mantiene la relación en el sistema, pero sin reducir la concentración de HCO_3^- . Este arreglo es temporal y depende de la disponibilidad de CO_2 capturado como H_2CO_3 . En conclusión, ambos elementos del par [HCO_3^-/ H_2CO_3], se elevan lo que permite conservar la relación de 20 a 1 mM, pero sus valores normales se deben restablecer mediante mecanismos renales. (Laguna, Piña, 2007).

4.- MECANISMOS RENALES DE REGULACIÓN DEL pH

Los ácidos fijos, es decir los H^+ que se producen en el metabolismo son cerca de 100 mEq diarios; el riñón los elimina al mismo tiempo que reabsorbe HCO_3^- , recobrando la reserva alcalina para preservar la capacidad amortiguadora del organismo. (Laguna, Piña, 2007)

Es decir que los riñones regulan la concentración de HCO_3^- plasmático mediante tres acciones:

- 1) Reabsorción de HCO_3^- filtrado,
- 2) formación de ácido valorable y
- 3) eliminación de NH_4^+ por la orina.

Los riñones excretan 4000 mmol de HCO_3^- diariamente, para recuperarlo, los túbulos renales deben secretar, por tanto, 4000 mmol de H^+ . El 80 a 90% del HCO_3^- se reabsorbe en el túbulo proximal.

La nefrona distal reabsorbe el porcentaje restante, secretando H^+ para mantener el pH del organismo.

Los hidrogeniones excretados evitan que se produzca una acumulación de H^+ , así como la reducción del pH (acidosis).

En la orina esta cantidad de protones se refleja como ácido valorable (orina ácida) y NH_4^+ (DuBose, 2012). En estos casos, se excreta fosfato monovalente alcalino (HPO_4^{2-}), perdiéndose solo un Na^+ para mantener el equilibrio eléctrico. Se eliminan así los H^+ , sin pérdidas excesivas de Na^+ extracelular y con disminución muy discreta del HCO_3^- . (Laguna, Piña, 2007).

En el caso contrario, cuando el pH del plasma se desvía hacia la alcalinidad, se elimina menos hidrogeniones a nivel renal y el fosfato se excreta como fosfato ácido divalente (HPO_4^{2-}), con lo cual se requiere perder dos Na^+ . Cada hidrogenión retenido a cambio de Na^+ eliminado, se une al HCO_3^- , formándose H_2CO_3 , el cual finalmente se transforma en $H_2O + CO_2$; reduciéndose así la reserva alcalina, es decir el HCO_3^- del plasma. (Laguna, Piña, 2007).

TRASTORNOS ACIDOBÁSICOS SIMPLES

El pH extracelular debe mantenerse entre 7.35 y 7.45. El pH es el logaritmo negativo de base 10 de la concentración de hidrogeniones (H^+). (Murray, 2013).

Las alteraciones clínicas más frecuentes son los *trastornos acidobásicos simples*, que son la acidosis o alcalosis metabólicas y la acidosis o alcalosis respiratorias. En estos casos la compensación no es completa, por lo cual el pH está alterado. Existen situaciones clínicas más complejas que producen *trastornos acidobásicos mixtos*. (DuBose, 2012)

Basados en la ecuación de Henderson-Hasselbach para el equilibrio ácido-base en función del par amortiguador [HCO_3^-/ H_2CO_3]:

$$pH = 6.10 + \log \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

$$pH = 6.10 + \log \frac{[HCO_3^-]}{0.0301pCO_2}$$

La relación entre el numerador y denominador es 20 a 1 M, en los casos de alteraciones acidobásicas se dan los siguientes casos:

- Si la pCO_2 aumenta, disminuye la relación por debajo de 20 y hay acidosis.
- Si la pCO_2 disminuye, aumenta la relación por encima de 20 y hay alcalosis.

En estos casos se da *acidosis y alcalosis respiratorias*, causadas por una alteración en la respiración y trastorno de la excreción de CO_2 en los pulmones. (Laguna, Piña, 2007).

En la clínica, para diagnosticar una posible alteración del pH se mide el pH de la sangre arterial y el contenido de CO_2 en sangre venosa y la presión de CO_2 en sangre arterial (pCO_2). (Murray, 2013).

Las alteraciones del equilibrio ácido-base respiratorias primarias (cambios primarios de la pCO_2 dan lugar a respuestas de compensación de tipo metabólico (cambios secundarios de HCO_3^-); asimismo, los trastornos metabólicos primarios ocasionan mecanismos de compensación respiratorias. (DuBose, 2012).

Casos	Resultados	Causas	Compensación
Acidosis Metabólica	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Carencia primaria de HCO_3^- ➤ Niveles de HCO_3^- y H_2CO_3 disminuidos ➤ pH sangre disminuido ➤ Aumento de acidez. 	<p>A) Aumento producción ácidos</p> <ul style="list-style-type: none"> - Cetoacidosis - Acidosis láctica - Envenenamientos por salicilatos, metanol, etc <p>B) Insuficiencia renal</p> <p>C) Disfunción de túbulos renales:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Acidosis tubular renal. - Hipoaldosterismo. Diuréticos. <p>D) Pérdida de bases</p> <p>E) Diarreas</p>	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Actuación del par amortiguador. ➤ Hiperventilación ➤ Aumento eliminación ácido ➤ Retención base
Alcalosis Metabólica	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Exceso primario de HCO_3^- ➤ Niveles de HCO_3^- y H_2CO_3 y pCO_2 aumentados ➤ pH sangre aumentando ➤ Disminución de acidez 	<p>A) Drenaje gástrico.</p> <p>B) Tratamiento con diuréticos.</p> <p>C) Síndrome Cushing</p> <p>D) Hiperaldosterismo primario</p> <p>E) Síndrome de Bartter</p> <p>F) Deplección de potasio</p> <p>G) Ingesta aumentada de bases</p>	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Actuación del par amortiguador. ➤ Hipoventilación ➤ Descenso en la reabsorción renal de HCO_3^- y formación de NH_3
Acidosis Respiratoria	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Exceso primario de H_2CO_3 ➤ Disminución en la eliminación de CO_2 ➤ pH sangre disminuido ➤ Aumento de acidez y NH_3 	<p>A) Bronconeumonías</p> <p>B) Efisema pulmonar</p> <p>C) Fibrosis pulmonar</p> <p>D) Disminución circulación CO_2</p> <ul style="list-style-type: none"> - Enfermedad cardíaca - Respiración aire contenido elevado de CO_2. 	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Actuación del par amortiguador ➤ Hiperventilación ➤ Aumento formación NH_3 y reabsorción de HCO_3^-
Alcalosis Respiratoria	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Carencia primaria de H_2CO_3 ➤ Niveles de HCO_3^- y H_2CO_3 y pCO_2 disminuidos ➤ pH sangre aumentando ➤ Disminución de acidez. 	<p>A) Hipoxía</p> <ul style="list-style-type: none"> - Neumonía, asma, edema pulmonar - Fibrosis pulmonar, cardiopatías cianóticas <p>B) Estimulación del centro respiratorio</p> <ul style="list-style-type: none"> - Ansiedad - Fiebre - Encefalopatía <p>C) Ejercicio</p> <p>D) Infección por Gram –</p> <p>E) Cirrosis hepática</p> <p>F) Embarazo</p> <p>G) Ventilación mecánica excesiva</p>	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Actuación del par amortiguador. ➤ Disminución NH_3, reabsorción HCO_3^-.

Tabla No. 1: Casos, resultados, causas, compensación.

CASOS	pH
Acidosis	6,85 - 7,35
Alcalosis	7,45 - 7,95
Valores menores de 6,9 o mayores de 7,8 pueden producir la muerte de la persona.	

Tabla No. 2: Casos – relación pH

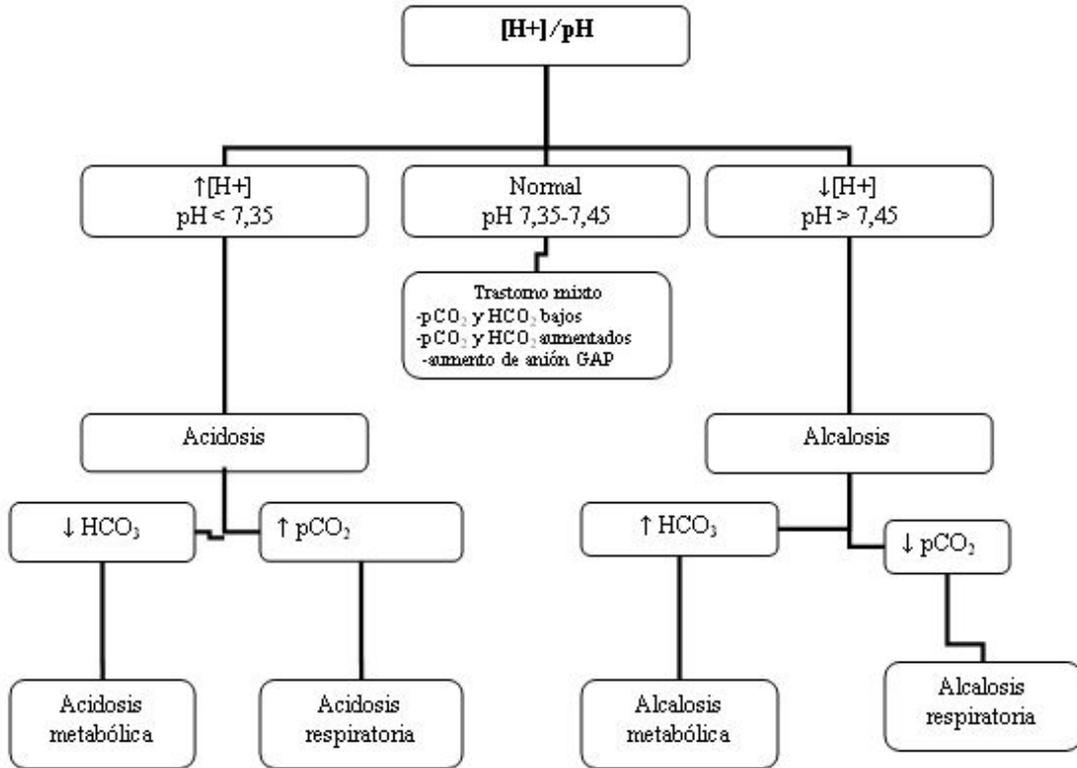


Figura 3. Características de las Alteraciones ácido-Base y sus respuestas Compensadoras. (Saíenz, 2006)

ASPECTOS PRÁCTICOS

El pH sanguíneo se mide mediante la gasometría arterial, a través de la obtención de una muestra de sangre para obtener el resultado pH de la sangre, o bicarbonato, y la pCO₂.

El pH sanguíneo permanece estable 3 horas en muestras conservadas a 4 °C, conforme transcurre el tiempo disminuye, la glucólisis y la respiración dependen del metabolismo celular, por ello es necesario centrifugar rápidamente la muestra para separar el suero o el plasma. Se aconseja medir el pH dentro de los 30 primeros minutos tras la extracción de la muestra.

pH de sangre Venosa o arterial tienen el mismo interés clínico porque la variación es en 0.001 unidades de pH.

El pH de la orina refleja la capacidad renal para mantener la concentración normal de H⁺ en el plasma y en líquidos extracelulares, se mide en muestras frescas o conservadas en frío (no congeladas). El pH en orina se incrementa por la pérdida de CO₂ y porque la acción bacteriana hace que a partir de urea se forme NH₃.

VALORES	ARTERIAL	ACIDOSIS	ALCALOSIS	ACIDOSIS	ALCALOSIS
pH	7,35-7,45	< 7,35	> 7,45	< 7,35	> 7,45
PaO2	70-100	70-100	70-100	70-100	70-100
PaCO2	35-45	>45	< 35	35-45	35-45
HCO3-	21-26	21-26	21-26	< 21	> 26

Figura 4. Resultados prácticos acidosis – alcalosis: **Recuperado de** <https://i.pinimg.com/564x/1c/7c/f2/1c7cf298e75dfdf1db002d6c6b510205.jpg>

CUESTIONARIO 2 PARA RESOLVER /Trabajo autónomo

1. Explicar la importancia biomédica del Sistema de amortiguador H_2CO_3/ HCO_3^-
2. Describir los mecanismos secundarios compensatorios de tipo renal que se generan ante alteraciones del equilibrio ácido-base metabólico.
3. Describir los mecanismos compensatorios de tipo respiratorio que se generan ante alteraciones del equilibrio ácido-base respiratorio.
4. Investigar y explicar cómo se realiza la gasometría
5. Para un valor de pH de 4, calcular concentración de H^+ , OH^- y pOH
6. Para un valor de pH de 12, calcular concentración de H^+ , OH^- y pOH
7. Para una concentración de H^+ de 1×10^{-3} calcular pH, pOH y concentración de OH^-
8. Con los datos del análisis en la muestra de sangre arterial de un paciente de 32 años de edad de sexo masculino $[H_2CO_3] = 1 \text{ mM/l}$ y $[HCO_3^-] = 26 \text{ mM/l}$. Calcule el pH, interprete un posible trastorno.
9. Con los datos del análisis en la muestra de sangre arterial de una paciente de 28 años de edad de sexo femenino $[H_2CO_3] = 1.3 \text{ mM/l}$ y $[HCO_3^-] = 20 \text{ mM/l}$. Calcule el pH, interprete un posible trastorno.
10. En una muestra de sangre recién extraída de un paciente de sexo femenino 40 años de edad, se determina experimentalmente el H en suero y es de 7.44, el contenido de $CO_2 = 26.7$ Calcular pCO_2 , HCO_3^- y H_2CO_3

OTRAS ACTIVIDADES PARA DESARROLLAR

Revisar el Módulo facilitado por la docente y ampliar la revisión teórica en la Bioquímica de Harper 29ª edición, SECCIÓN I CAPÍTULO 2 y otros libros de soporte bibliográfico, para analizar el resumen

BIBLIOGRAFÍA:

- Murray, R., (2013). Bioquímica de Harper Ilustrada 29ª ed, México, DF: Editorial Manual Moderno.

- Saíenz, B.,(2006).Alteraciones del equilibrio ácido-base, Rev Cubana Cir v.45 n.1 Ciudad de la Habana, versión On-line ISSN 1561-2945. Recuperado de http://scielo.sld.cu/scielo.php?pid=S0034-74932006000100011&script=sci_arttext&tlng=pt#cargo
- DuBose T D. Jr., (2012). Acidosis y alcalosis. Capítulo 47. En D. L. Longo, A. S. Fauci, y otros. Harrison Principios de Medicina interna (p. 363-373). México: Mc Graw Hill, interamericana editores, S.A. de C.V.
- Laguna, J., Piña, E., (2007). Bioquímica de Laguna, Sexta Edición. México: Editorial El Manual Moderno, S.A. de C.V.
- Fundamentos de Química, Grado en Física. Equilibrio ácido-base Enero–Mayo, 2011 6 / 49) Constates de equilibrio en reacciones de ácidos y bases. Disponible en <http://www.qfa.uam.es/labqui/presentaciones/Tema8.pdf>