

Capítulo 8

Parte 2/4

8.4 LOS AMORTIGUADORES FISIOLÓGICOS

Los sistemas buffers que hay en la sangre y en el extracelular ya fueron señalados en la Tabla 8.III. Los analizaremos uno por uno:

- a) Bicarbonato
- b) Hemoglobina
- c) Proteínas
- d) Fosfato

a) Bicarbonato El sistema $\text{HCO}_3^- / \text{H}_2\text{CO}_3$ tiene un pK de 6,1, por lo que, al pH sanguíneo de 7,40, estaría lejos de la zona de máxima capacidad buffer y sería poco útil como amortiguador químico. Sin embargo, opera con gran eficiencia para lograr que el CO_2 sea transportado y liberado en los pulmones. Veamos como esto contribuye a mantener constante la $[\text{H}^+]$ en sangre. La ecuación de Henderson-Hasselbalch para este sistema es:

$$\text{pH} = 6,1 + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

Nuevamente, como en el caso del fosfato, se puede medir la SUMA de B + A, el bicarbonato más el ácido carbónico. ¿Cómo se hace esto? Se toma una muestra de, por ejemplo, plasma y se le agrega un **exceso de ácido**, de modo que la reacción



proceda TOTALMENTE hacia la izquierda, convirtiendo TODO el bicarbonato y el ácido carbónico en CO_2 . El CO_2 total (TCO_2) se puede medir, de modo que:

$$\text{TCO}_2 = [\text{CO}_2 \text{ disuelto}] + [\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{HCO}_3^-]$$

INDICE – Parte 2	Pág
8.4 LOS AMORTIGUADORES FISIOLÓGICOS	1
a) Bicarbonato	1
b) Hemoglobina	6
c) Proteínas plasmáticas	9
d) Fosfatos	9
8.5 TODOS LOS SISTEMAS AMORTIGUADORES ACTUAN SIMULTANEAMENTE: PRINCIPIO ISOHIDRICO.	10

EN ESTE MOMENTO USTED DEBE RESOLVER EL PROBLEMA 1 QUE SE ENCUENTRA AL FINAL DEL CAPITULO

Al pH sanguíneo de 7,40, la proporción de B/A es de 20, de modo que hay una concentración de bicarbonato que es 20 veces superior a la de ácido carbónico. Por eso, no hay inconveniente es despreciar, para estos cálculos, la concentración de H₂CO₃, de modo que:

$$\text{TCO}_2 = [\text{CO}_2 \text{ disuelto}] + [\text{HCO}_3^-]$$

El DIOXIDO DE CARBONO DISUELTO se puede calcular (Cap. 7) conociendo la PCO₂ y el coeficiente de solubilidad del CO₂. Este, recordemos, la cantidad de CO₂ que entra en solución, a una temperatura dada, por cada unidad de presión. Supongamos que se trata de sangre arterial:

- Temperatura: 37 °C
- PCO₂ = 40 mm Hg
-] Coeficiente de solubilidad:

- a) corregido para 0 °C: 0,57 mL/mL de agua = 570 mL/ L de agua
- b) para 37 °C: 570 . 310/273 = 647 mL/L de agua

Para poder calcular el CO₂ disuelto en mmol/L y no, como se hizo en el Cap. 7, en volúmenes por ciento, hay que expresar el coeficiente de solubilidad (α) en mmol de CO₂/ L de agua. Entonces:

$$P \cdot V = R \cdot T \cdot n$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ Atm} \cdot 0,647 \text{ L}}{0,082 \text{ L} \cdot \text{Atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 310 \text{ } ^\circ\text{K}} = 0,0254 \text{ mol de CO}_2$$

Eso quiere decir que, cuando hay 1 Atm de presión de CO₂ y 37 °C de temperatura, se disuelven 25,4 mmol de CO₂ por litro de AGUA. Por lo tanto, para una PCO₂ determinada:

$$[\text{CO}_2] \text{ disuelto} = \frac{[\text{PCO}_2]}{\text{PAtm}}$$

Como generalmente se trabaja en mm Hg de presión parcial del gas,

es más cómodo usar el coeficiente ya dividido por 760, de modo que el coeficiente de solubilidad del CO₂ queda como:

$$\alpha = \frac{25,4}{760} = 0,03 \text{ mmol CO}_2/\text{L por cada mm Hg de PCO}_2$$

de este modo, el cálculo del CO₂ disuelto queda reducido a:

$$[\text{CO}_2 \text{ disuelto}] = \alpha \cdot \text{PCO}_2 = 0,03 \cdot \text{PCO}_2$$

y para una PCO₂ de 40 mm Hg, la presión parcial del CO₂ en la sangre arterial:

$$[\text{CO}_2 \text{ disuelto}] = 0,03 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{mm Hg}^{-1} \cdot 40 \text{ mm Hg} = 1,2 \text{ mmol/L}$$

El BICARBONATO se puede calcular ahora, conociendo el CO₂ disuelto y TCO₂, como:

$$[\text{HCO}_3^-] = [\text{TCO}_2] - [\text{CO}_2 \text{ disuelto}]$$

Supongamos que una muestra de sangre arterial de un paciente se **mide**:

TCO₂ = 26 mmol/L ; PCO₂ = 42 mm Hg y se calcula:

[CO₂ disuelto] = 0,03 · 42 = 1,26 mmol/L y se calcula:

$$[\text{HCO}_3^-] = \frac{26 \text{ mmol} - 1,26 \text{ mmol}}{1 \text{ L}} = 24,74 \text{ mmol/L}$$

Alternativamente, y esto es lo que se hace en la mayoría de los laboratorios, se puede calcular la concentración de bicarbonato en una muestra de plasma usando una ecuación de Henderson-Hasselbalch MODIFICADA. Si recordamos



eliminamos, por comodidad, al ácido carbónico, el equilibrio entre reactante y productos queda como:

$$K = \frac{[\text{HCO}_3^-] + [\text{H}^+]}{[\text{CO}_2] + [\text{H}_2\text{O}]}$$

y como la concentración de agua en soluciones diluidas puede tomarse como constante, la ecuación de Henderson-Hasselbalch queda como:

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{0,03 \cdot \text{PCO}_2}$$

el cambio introducido en la ecuación es que se usa, en reemplazo del ácido carbónico, el dióxido de carbono disuelto.

Entonces, a partir de esta ecuación, se obtiene:

$$[\text{HCO}_3^-] = 0,03 \cdot \text{PCO}_2 \cdot 10^{\text{pH}-\text{pK}}$$

$$[\text{HCO}_3^-] = 0,03 \cdot 40 \cdot 10^{7,4-6,1} = 23,9 = 24 \text{ mmol/L}$$

En la **Fig. 8.9** están representados los valores de $[\text{HCO}_3^-]$ calculados de este modo. En la abscisa están los valores de pH y en ordenadas la concentración de bicarbonato. La curva fue trazada colocando, en la ecuación anterior, un valor fijo de PCO_2 de 40 mm Hg y dando valores crecientes al pH. Es una ISOBARA (igual presión) que nos permite calcular, si no queremos usar la calculadora, la concentración de HCO_3^- para cada valor de pH, a una PCO_2 constante de 40 mm Hg. Supongamos que tenemos una muestra de **sangre arterial** con los siguientes valores:

$$\text{PaCO}_2 = 40 \text{ mm Hg} ; \text{pH} = 7,34$$

¿Cuál es la $[\text{HCO}_3^-]$? La respuesta es 21 mmol/L, calculada por la ecuación:

$$[\text{HCO}_3^-] = 0,03 \cdot \text{PCO}_2 \cdot 10^{\text{pH}-\text{pK}}$$

$$[\text{HCO}_3^-] = 0,03 \cdot 40 \cdot 10^{7,34-6,1} = 20,85 \text{ mmol/L}$$

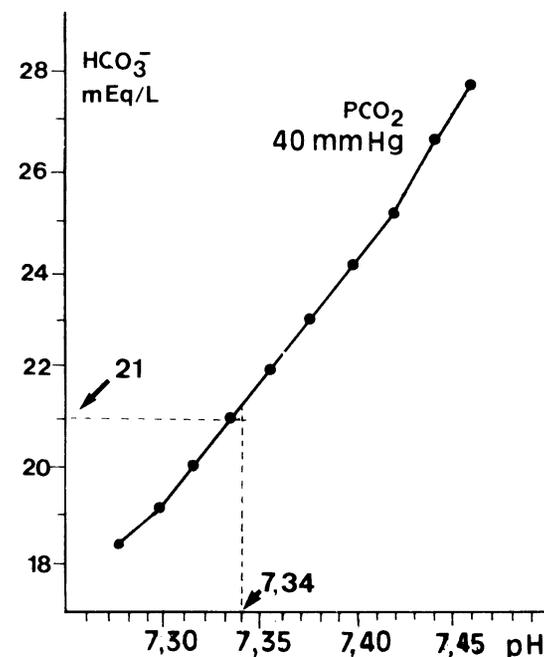


Fig. 8.9 CURVA DE LA RELACION pH -- HCO_3^- OBTENIDA A PARTIR DE LA ECUACIÓN DE HENDERSON – HASSBALCH. PARA UNA pCO_2 CONSTANTE, CONOCIDO EL pH SE PUEDE CONOCER LA CONCENTRACIÓN DE HCO_3^-

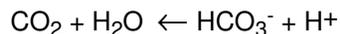
En la **Fig. 8.10** se ha representado los valores obtenidos de la ecuación, pero a diferentes PCO_2 . Es una **familia de curvas** cuya utilidad ha disminuido mucho desde la popularización de las calculadoras, pero todavía se usan en los laboratorios de análisis clínicos.

EN ESTE MOMENTO USTED DEBE RESOLVER EL PROBLEMA 2

Volvamos ahora a la pregunta: ¿SI EL HCO_3^- / H_2CO_3 ES UN MAL BUFFER PORQUE SU pK ESTA LEJOS DEL pH SANGUINEO, COMO ES QUE ACTUA? Si el HCO_3^- / H_2CO_3 estuviera, en solución, pero en un ambiente **cerrado**, como el que muestra la **Fig. 8.11**, la observación sobre su relativa ineficacia sería cierta. Al agregar H^+ , la base conjugada disminuye, el ácido débil aumenta y el pH baja. también se puede razonar, usando la ecuación:

$$pH = pK + \log \frac{[HCO_3^-]}{0,03 \cdot PCO_2}$$

qué, en este caso, como ocurría con el fosfato, disminuyó B (representado aquí por el HCO_3^- , el ácido débil) aumentó A (representada aquí por la PCO_2 , equivalente al bicarbonato, la base conjugada) y el pH disminuye. Como estamos lejos del pK , el pH cambia mucho. Pero, como se ve en la misma figura, la sangre, y aquí está la diferencia, es un sistema **abierto** y cualquier aumento de la pCO_2 determina un aumento del flujo de CO_2 a través de la membrana alvéolo-capilar y el exceso de CO_2 sale del sistema con el aire espirado. Al agregar H^+ al sistema, ocurre que la reacción se desplaza a la izquierda



disminuyendo la $[HCO_3^-]$ y aumentando el CO_2 . pero esto no se refleja en un aumento de la PCO_2 y el cociente $HCO_3^- / \alpha PCO_2$ no cambia tanto, manteniéndose el pH . ¿Nos llegaremos a quedar sin HCO_3^- ? No, al menos en condiciones fisiológicas. Piénsese que metabólicamente se producen 13000 mmol de CO_2 al día, y que, además, y como veremos, hay una producción renal de HCO_3^- , de modo que hay como reemplazarlo.

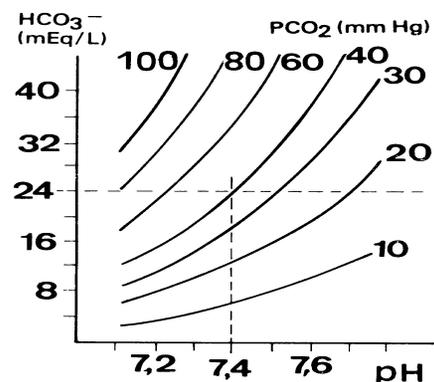


Fig. 8.10 IGUAL QUE LA Fig. 8.9 PERO PARA MUESTRAS DE DISTINTO PCO_2

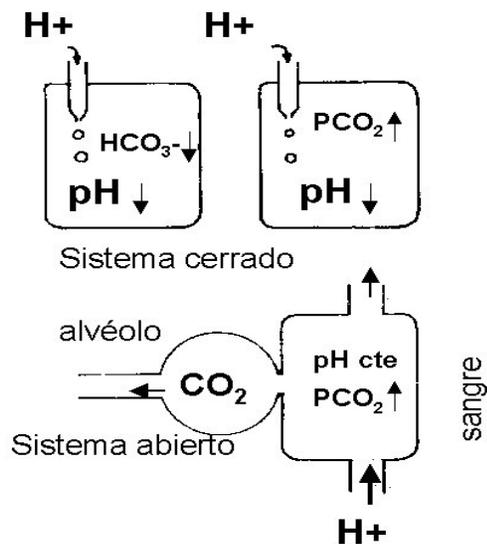


Fig. 8.11 COMPORTAMIENTO DEL BUFFER $HCO_3^-/0,03 PCO_2$ CUANDO ACTUA COMO UN SISTEMA CERRADO Y COMO UN SISTEMA ABIERTO

¿Qué ocurre si en vez de llegar una carga ácida, se recibe una carga básica? Ahora B, la $[\text{HCO}_3^-]$, tiende a aumentar y A, el producto de α , por la PCO_2 , a disminuir. Sin embargo, la PCO_2 tenderá a mantenerse constante al disminuir levemente el flujo de CO_2 de la sangre al aire alveolar. Otra vez, el cociente B/A cambia menos de lo esperado y el pH se mantiene.

La pregunta es: ¿Y si hay una insuficiencia respiratoria? Pues allí sí, el sistema bicarbonato/ácido carbónico se convierte en lo que químicamente es a ese pH: un buffer relativamente ineficaz.

b) La hemoglobina (Hb)

La hemoglobina actúa, a través de su parte proteica, como un buen sistema amortiguador de los cambios de pH de la sangre y eso se puede verificar haciendo una CURVA DE TITULACION. Eso significa tomar una solución de Hb, irle agregando cantidades conocidas de HCl o de NaOH y medir, al mismo tiempo, el pH. Esto está representado en la Fig. 8.12, que es nada más que la parte central, recta, de una curva de ácido o base agregada vs cambio de pH, como la ya vista en la Fig. 8.4b). Aquí hay dos curvas: la inferior (1) es la titulación de HbO_2 y la superior (2) a la titulación de Hb. ¿Cómo se hace esto? Primero se toma una solución de Hb y se la somete a una PO_2 de 100 mm Hg o más: toda la Hb está como HbO_2 . Hecha la titulación, se repite la experiencia pero con una solución de hemoglobina que ha sido puesta en contacto con O_2 a una PO_2 de cero, donde la totalidad de la hemoglobina está como Hb. Obtendremos la línea 2. ¿Qué podemos deducir de estas dos curvas?

a) Que la capacidad buffer es la misma para la Hb y para la HbO_2 ya que la pendiente es la misma.

b) Que hay un cambio en el "pH espontáneo" de la sangre, en el pH que tenía la sangre **antes** del agregado del ácido o la base. Vayamos al punto 0 de las abscisas y caminemos horizontalmente hasta encontrar la curva inferior (HbO_2). El pH es de 7,40. (punto B en la Fig. 8.13) La misma condición, (ningún agregado de ácido o base), pero en la curva 2 (Hb), corresponde a un pH es de 7,68 (punto A). ¿Que quiere decir esto? Que la oxihemoglobina, al perder el O_2 y quedar como Hb, ha tomado parte de los H^+ que estaban libres en el agua de la solución, por lo que la concentración de H^+ en la solución ha bajado

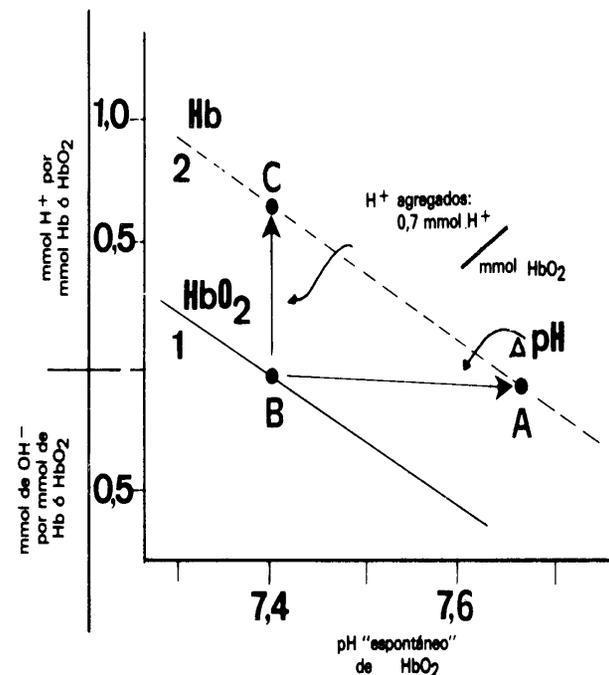


FIG. 8.12 CURVA DE TITULACION DE LA HEMOGLOBINA. LA CURVA 1 CORRESPONDE A LA OXIHEMOGLOBINA (HbO_2) Y LA CURVA 2 A LA DEOXIHEMOGLOBINA (Hb). EL PASAJE DE UNA A OTRA PERMITE QUE SE INCORPOREN 0,7 MILIMOLES DE O_2 POR MILIMOL DE Hb SIN QUE EL pH CAMBIE (FLECHA DE A HASTA C). LA FLECHA DE A HASTA B INDICA EL CAMBIO DE pH POR LA PERDIDA DE O_2 .

hidrogeniones que la HbO₂, y el pH ha aumentado. Es **como si** el lugar que estaba ocupado por el O₂ pudiera ser ahora ocupado por el H⁺.

c) A la HbO₂ se le puede agregar una cierta cantidad de ácido sin que el pH cambie, siempre que, al mismo tiempo, la HbO₂ se convierta en Hb. Vayamos, en la misma figura 8.13, nuevamente al punto B. Agreguemos ácido y, al mismo tiempo, quitámosle a la Hb su oxígeno. A través de la línea vertical llegamos al punto C. ¿Qué ocurrió? Que se pudieron agregar 0,7 mmol de H⁺ a un milimol de HbO₂ sin que el pH de la solución cambie.

Podemos pasar ahora, de los recipientes, a la sangre circulando (**Fig.8.13**). La hemoglobina de la **sangre arterial** está, en un 97%, como HbO₂ y tiene un pH de 7,40. Es el punto A de la curva de titulación. Al llegar a los capilares y a los tejidos, la hemoglobina pierde O₂, la saturación de la Hb por el O₂ baja al 70%, la concentración de HbO₂ disminuye, la concentración de Hb aumenta. Al mismo tiempo, los tejidos aportan H⁺ y el pH baja a 7,36. Si la hemoglobina hubiera permanecido como HbO₂, hubiéramos "caminado", por la curva 1, desde A hasta B y sólo hubiera sido necesario, para lograr ese cambio de pH, que entraran, a la sangre, un poco más de 0,1 mmol de H⁺ por cada milimol de HbO₂. Como la saturación de la hemoglobina con el O₂ es, en la sangre venosa, del 70%, ya no caminamos sólo por 1 hacia A, sino que también lo, hacemos en dirección a la curva 2, hasta el punto C. El resultado es que, para el mismo cambio de pH de 7,4 a 7,36, ahora ha sido necesario que entraran a la sangre más de 0,5 mmol de H⁺ por cada milimol de hemoglobina, lo que es un aumento de más de 5 veces en la cantidad de H⁺ captada.

Hagamos el camino inverso: al llegar a los pulmones, aumenta la HbO₂ y, a la vez, aumenta el pH y vamos de C a A. Los H⁺ son liberados de la Hb, quedan libres en agua plasmática, la reacción



procede hacia la izquierda y se produce CO₂ que sale al exterior con el aire espirado. Se puede explicar este fenómeno, como lo hemos

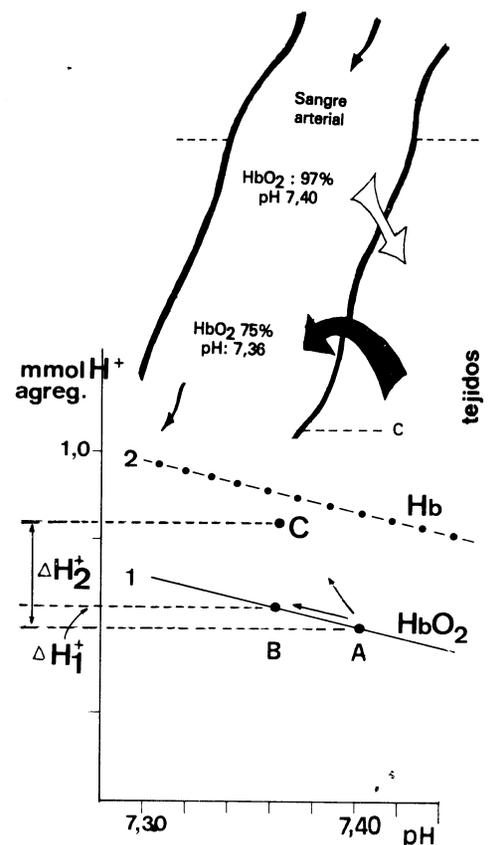
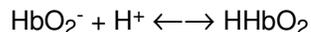


FIG. 8.13 LA SANGRE ARTERIAL, AL LLEGAR A LOS TEJIDOS, SE ACIDIFICA Y PIERDE O₂ CONVIRTIÉNDOSE EN VENOSA (PUNTO C) SI LA Hb HUBIERA PERMANECIDO CON LA MISMA SATURACIÓN DE O₂ (PUNTO B) LA CANTIDAD DE O₂ QUE SE HUBIERA PODIDO INCORPORAR SERIA MENOR. ΔH₊₁: CANTIDAD DE H⁺ QUE HAY QUE AGREGAR PARA CAMBIAR EL pH SIN MODIFICAR LA SATURACIÓN DE Hb; ΔH₊₂ CANTIDAD DE O₂ QUE HAY QUE AGREGAR PARA EL MISMO CAMBIO DE pH, PERO LIBERÁNDOSE, AL MISMO TIEMPO, PARTE DEL O₂

hecho otras veces en términos de AFINIDAD, ahora de la hemoglobina por el H⁺? Si, claro: como la Hb toma MAS su afinidad es mayor. El problema es que para ver con claridad este cambio de afinidad es mejor redibujar la Fig. 8.13, y hacerla como se muestra en la Fig. 8.14. Puesto de esta manera, nos daremos cuenta que este fenómeno ya los hemos descrito, pero con el nombre de EFECTO BOHR.

- El par ácido-base conjugado en la hemoglobina

¿Se puede hablar, como en otros amortiguadores, de un par ácido-base conjugado en la hemoglobina? Analicemos, por ejemplo, la reacción, a **PO₂ constante**:



en la que se agregó ácido, pero no se modificó la PO₂. La HbO₂⁻ tiene un protón menos que la HHbO₂ y es, en consecuencia, la base conjugada, mientras que la HHbO₂ es el ácido débil.

La ecuación de Henderson-Hasselbalch puede, entonces, ser escrita de este modo:

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido débil}]} = \text{pK} + \log \frac{[\text{HbO}_2^-]}{[\text{HHbO}_2]}$$

Dado que hay cambios **simultáneos** de pH y de PO₂, la reacción completa sería:



y la ecuación sería:

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{[\text{HbO}_2^-]}{[\text{HHb}]}$$

Por todas las variables en juego, ésta es una ecuación de poco valor práctico, si se la compara, por ejemplo, con la ecuación de Henderson-Hasselbalch del bicarbonato.

- La hemoglobina es un buffer por su parte proteica

La capacidad de la hemoglobina para actuar como amortiguador se lo debe a los grupos IMIDAZOL de la HISTIDINA, un aminoácido de la Hb.

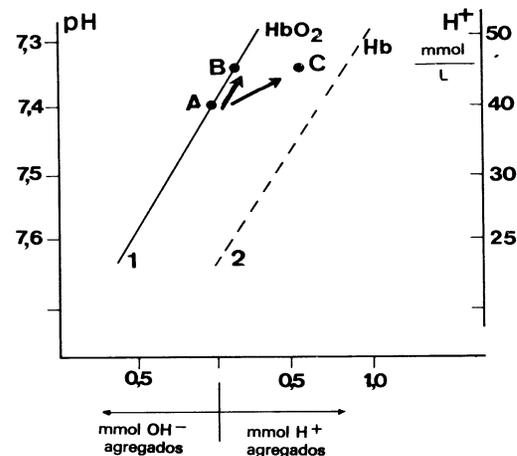


FIG. 8.14 LA MISMA CURVA DE LA FIG. 8.13, PERO ROTADA 90°, MOSTRANDO QUE EL FENÓMENO SE DEBE A UN CAMBIO DE AFINIDAD DE LA Hb POR EL H⁺

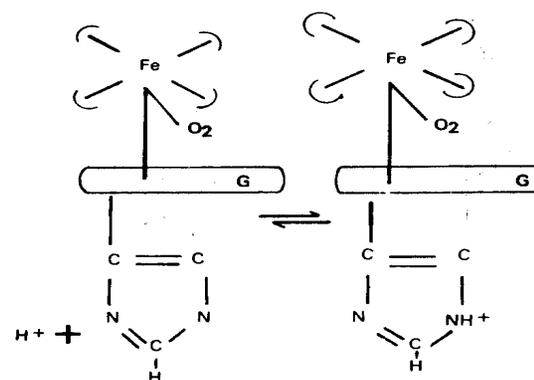
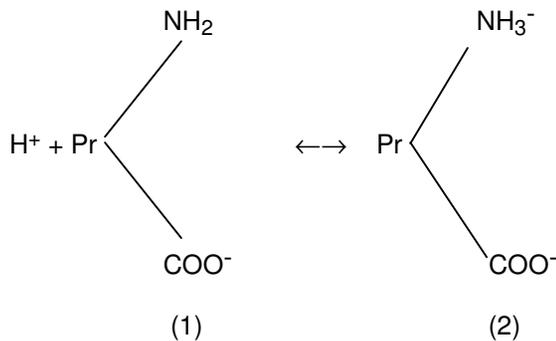


FIG 8.15 LA Hb ACTUA COMO BUFFER A TRAVES DE SUS GRUPOS IMIDAZOL DE LA HISTIDINA

La unión de los H⁺ con la Hb se hace en sitios totalmente diferentes a donde se une la Hb con el O₂ y eso está representado en la . El cambio de la afinidad de la Hb por el oxígeno por acción de los H⁺ no es, entonces, una competición directa, sino un cambio alosterico.

c) Proteínas plasmáticas

Las proteínas plasmáticas actúan, frente a una carga ácida, como un sistema amortiguador, principalmente por la reacción:



Si queremos ubicarlo como par amortiguador, la forma (1) sería la base conjugada (Pr⁻) y la forma (2) el ácido débil (HPr). La ecuación de Henderson-Hasselbalch quedaría:

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{[\text{Pr}^-]}{[\text{HPr}]}$$

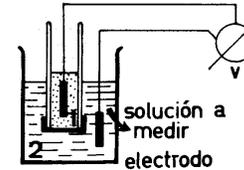
Por los distintos tipos de proteínas que hay en plasma es muy difícil dar un valor único de pK (ver Tabla 8.III). Como sistema amortiguador, las proteínas ocupan un lugar intermedio, en importancia, entre el bicarbonato y la hemoglobina.

d) Fosfatos

Los fosfatos tienen un muy escaso papel como amortiguadores EN LA SANGRE. Son importantes, sin embargo, como amortiguadores intracelulares, por la abundancia de fosfatos orgánicos en este compartimiento. Como veremos más adelante, cumplen una función muy importante como buffers de la orina.

COMO DE MIDE EL pH

Medir el pH de una solución es, quizás, el procedimiento instrumental más común y fácil de llevar a cabo en un laboratorio. Se utiliza un ELECTRODO DE pH y un voltímetro, y al conjunto se lo llama PEACHIMETRO, que se lo puede ver, muchas veces, escrito como "pHmetro". El electrodo de pH se basa en algo que ya conocemos: 2 soluciones de diferente concentración, una membrana selectiva y la ecuación de Nernst. En la figura siguiente aparece un esquema simplificado de este electrodo.



Si entre 1 y 2 hay una diferencia de concentración de H⁺ y si la membrana deja pasar sólo a los H⁺, aparecerá un flujo de H⁺ y una diferencia de potencial, llegándose a un equilibrio electroquímico en el que

$$\Delta V = \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \ln \frac{[\text{H}^+]_1}{[\text{H}^+]_2} = \frac{R \cdot T}{z \cdot F} 2,3 (\log [\text{H}^+]_1 - \log [\text{H}^+]_2)$$

El principal problema es conseguir una membrana que sea sólo permeable al H⁺, de modo que el Na⁺, el K⁺, y los otros iones de la solución a medir no interfieran y eso se logra con una membrana de VIDRIO, de características especiales. Nótese que la ΔV es función de la diferencia entre los logaritmos de las concentraciones de H⁺, y como:

$$\text{pH} = \frac{1}{[\text{H}^+]} = - \log [\text{H}^+] \text{ se puede escribir:}$$

$$V = \frac{R \cdot T}{z \cdot T} 2,3 (\text{pH}_2 - \text{pH}_1)$$

de donde resulta que el ΔV es una función lineal de la diferencia de pH entre las dos soluciones. Si la solución 1 mantiene su concentración de H⁺ constante, ΔV es función lineal del pH de la solución a medir. Estos electrodos de vidrio tienen una resistencia muy alta, de modo que los voltímetros a usar deben tener "alta impedancia de entrada", una característica especial que hace que no se pueda usar cualquier voltímetro. El peachímetro se puede calibrar con una o dos soluciones estándar de pH conocido, de modo que se lea, en el instrumento, directamente pH y no volts. Técnicamente es posible reducir todo lo que es el electrodo de la figura a un solo tubo, formándose un **electrodo combinado**.

8.5 TODOS LOS SISTEMAS AMORTIGUADORES ACTUAN SIMULTANEAMENTE: PRINCIPIO ISOHIDRICO.

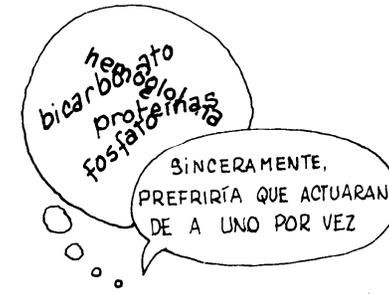
En los párrafos anteriores se ha hecho una descripción, **por separado**, de los principales sistemas amortiguadores fisiológicos. Esto, sin embargo, no debe llevarnos a pensar que cada uno actúa independientemente del otro. Supongamos que la sangre tiene, en un determinado momento, un pH de 7,2. El cociente base conjugada/ácido débil de TODOS los sistemas buffer será el correspondiente a ese pH (20/1 para el bicarbonato, 2/1 para el fosfato, etc).

De ese modo se puede escribir:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{pK}_1 + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{0,03 \text{ PCO}_2} = \text{pK}_2 + \log \frac{[\text{Pr}^-]}{[\text{HPr}]} = \\ &= \text{pK}_3 + \log \frac{[\text{HbO}_2^-]}{[\text{HHb}]} = \text{pK}_4 + \log \frac{[\text{HPO}_4^-]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = \text{pK}_5 + \log \dots \end{aligned}$$

Este ajuste automático entre los cocientes B/A de cada uno de los amortiguadores de distinto pK se conoce como principio isohídrico y es lo que permite que la sangre actúe como MEZCLA amortiguadora, haciendo que el margen de trabajo o zona útil sea mayor si actuara un sólo amortiguador.

Adviértase que, en principio, bastará medir los parámetros de UN par amortiguador para conocer los elementos del otro. De todos los amortiguadores fisiológicos, el sistema $\text{HCO}_3^- / \text{H}_2\text{CO}_3$ es el más fácil de medir y es por ello que en la mayoría de los exámenes de laboratorio que exploran el equilibrio ácido-base, las conclusiones se sacan de medir la PCO_2 , el pH y, a veces, la TCO_2 .



FIN CAPITULO 8 PARTE 2. CONTINUA PARTE 3

**Manual de Fisiología y
Biofísica para Estudiantes de
Medicina R. Montoreano
Edición electrónica 2002**