


I'm not robot  reCAPTCHA

I am not robot!

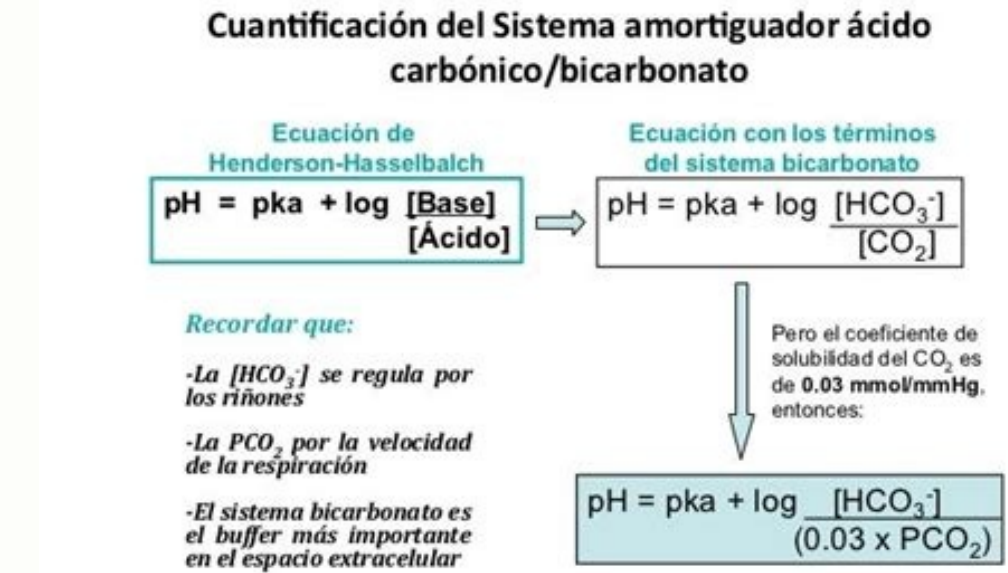
Ecuación de henderson-hasselbach ejercicios resueltos pdf

La ecuación de Henderson-Hasselbalch es una expresión utilizada en química para calcular el pH de una disolución reguladora, o también, a partir del pKa o el pKb (obtenidos de la constante de disociación del ácido o de la constante de disociación de la base) y de las concentraciones de equilibrio del ácido o base y de sus correspondientes base o ácido conjugado, respectivamente. $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{sal}][\text{ácido}]}{[\text{base}]}\right)$ $\text{pOH} = \text{p}K_b + \log\left(\frac{[\text{base}][\text{ácido}]}{[\text{sal}]}\right)$ donde: S es la sal o especie básica, y A es el ácido o especie ácida Observaciones La ecuación implica el uso de las concentraciones de equilibrio del ácido y su base conjugada. Para el cálculo del pH en disoluciones tampón, generalmente se hace una simplificación y se utilizan las concentraciones iniciales del ácido y la sal, por lo tanto se debe tener en cuenta que el valor obtenido es una aproximación y que el error será mayor cuanto mayor sea la diferencia de las concentraciones de equilibrio con las de partida (constante de equilibrio alta). En la misma aproximación, tampoco se considera el aporte del agua, lo cual no es válido para disoluciones muy diluidas. Desarrollo Supóngase un ácido AH con disociación parcial. El equilibrio es: $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} = \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ y la constante de disociación asociada será: $K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$ Despejando $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}$ $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}\right)$ Aplicando cologararitmos decimales $(-\log 10)$ $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}\right)$ Aplicando cologararitmos decimales $(-\log 10)$ $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}\right)$ Aplicando cologararitmos decimales $(-\log 10)$ $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}\right)$ Aplicación farmacológica La fórmula de Henderson-Hasselbalch se emplea para medir el mecanismo de absorción de los fármacos en la economía corpórea. Dicho de otra manera, la absorción es la transferencia de un fármaco desde un sitio de administración hacia la sangre. Los rangos de rapidez y eficacia de la absorción farmacológica dependen de una ruta específica de administración, sea esta en su disposición farmacológica traslocarse al interior de la membrana celular para estimular el efecto orgánico deseado, por lo que la administración farmacológica por diferentes rutas mucosas dependen de su biodisponibilidad farmacológica. Para ello se requiere que para la translocación del fármaco se necesite que este, desde su formulación farmacéutica no se disocie al llegar a la membrana celular, sea de carácter liposoluble, y de bajo peso molecular por lo que debe de ser de características de ácidos y bases débiles. El efecto del pH en la absorción farmacológica se media estudiando el pH de las presentaciones farmacéuticas: Fármacos ácidos débiles [HA]: liberan un [H+] causando una carga aniónica [A-], para formar: [HA] <-> [H+] + [A-]. Fármacos alcalinos débiles [BH+]: liberan también un [H+]. La forma ionizada de los fármacos base son usualmente cargados, y pierden un protón que produce una base sin carga [B], para formar: [BH+] <-> [B] + [H+]. Tomando el pH de ciertas mucosas, por ejemplo: Cavidad oral: pH 5 a 6. Mucosa gástrica: pH 1 a 3. Mucosa intestinal: pH 4 a 5. Y tomando el pK de ciertos fármacos, por ejemplo: Morfina (base) pK 9.

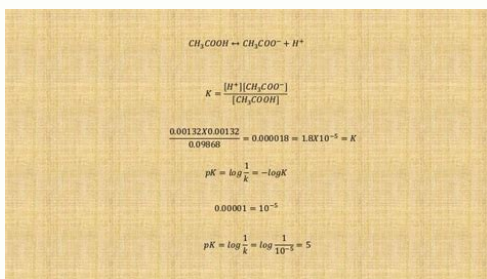
$$\text{pH} = \text{p}K_{ac} + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

El equilibrio es: $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} = \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ y la constante de disociación asociada será: $K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$ Despejando $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}$ $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}\right)$ Aplicando cologararitmos decimales $(-\log 10)$ $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}\right)$ Aplicando cologararitmos decimales $(-\log 10)$ $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}\right)$ Aplicación farmacológica La fórmula de Henderson-Hasselbalch se emplea para medir el mecanismo de absorción de los fármacos en la economía corpórea. Dicho de otra manera, la absorción es la transferencia de un fármaco desde un sitio de administración hacia la sangre. Los rangos de rapidez y eficacia de la absorción farmacológica dependen de una ruta específica de administración, sea esta en su disposición farmacológica traslocarse al interior de la membrana celular para estimular el efecto orgánico deseado, por lo que la administración farmacológica por diferentes rutas mucosas dependen de su biodisponibilidad farmacológica. Para ello se requiere que para la translocación del fármaco se necesite que este, desde su formulación farmacéutica no se disocie al llegar a la membrana celular, sea de carácter liposoluble, y de bajo peso molecular por lo que debe de ser de características de ácidos y bases débiles. El efecto del pH en la absorción farmacológica se media estudiando el pH de las presentaciones farmacéuticas: Fármacos ácidos débiles [HA]: liberan un [H+] causando una carga aniónica [A-], para formar: [HA] <-> [H+] + [A-]. Fármacos alcalinos débiles [BH+]: liberan también un [H+]. La forma ionizada de los fármacos base son usualmente cargados, y pierden un protón que produce una base sin carga [B], para formar: [BH+] <-> [B] + [H+]. Tomando el pH de ciertas mucosas, por ejemplo: Cavidad oral: pH 5 a 6. Mucosa gástrica: pH 1 a 3. Mucosa intestinal: pH 4 a 5. Y tomando el pK de ciertos fármacos, por ejemplo: Morfina (base) pK 9.

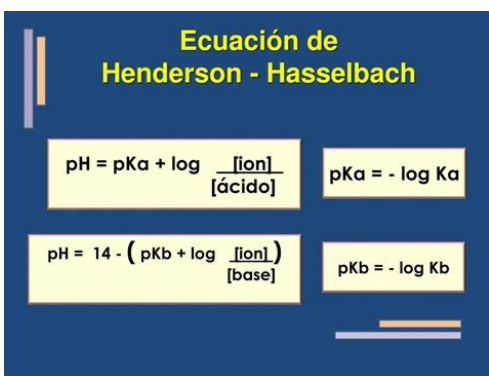
Este documento es una copia de un archivo PDF que se encuentra en la siguiente dirección: <https://www.studocu.com/pe/document/universidad-nacional-de-ingenieria-y-arquitectura/quimica-farmacologica/ejercicios-resueltos-de-la-ecuacion-de-henderson-hasselbalch/4312345>



Dicho de otra manera, la absorción es la transferencia de un fármaco desde un sitio de administración hacia la sangre. Los rangos de rapidez y eficacia de la absorción farmacológica dependen de una ruta específica de administración, sea esta en su disposición farmacológica traslocarse al interior de la membrana celular para estimular el efecto orgánico deseado, por lo que la administración farmacológica por diferentes rutas mucosas dependen de su biodisponibilidad farmacológica. Para ello se requiere que para la translocación del fármaco se necesite que este, desde su formulación farmacéutica no se disocie al llegar a la membrana celular, sea de carácter liposoluble, y de bajo peso molecular por lo que debe de ser de características de ácidos y bases débiles. El efecto del pH en la absorción farmacológica se media estudiando el pH de las presentaciones farmacéuticas: Fármacos ácidos débiles [HA]: liberan un [H+] causando una carga aniónica [A-], para formar: [HA] <-> [H+] + [A-]. Fármacos alcalinos débiles [BH+]: liberan también un [H+]. La forma ionizada de los fármacos base son usualmente cargados, y pierden un protón que produce una base sin carga [B], para formar: [BH+] <-> [B] + [H+]. Tomando el pH de ciertas mucosas, por ejemplo: Cavidad oral: pH 5 a 6. Mucosa gástrica: pH 1 a 3. Mucosa intestinal: pH 4 a 5. Y tomando el pK de ciertos fármacos, por ejemplo: Morfina (base) pK 9. Acetaminofeno (ácido) pK 8. Diazepam (ácido) pK 4. Aspirina (ácido) pK 3.5. Enlaces externos True example of using Henderson-Hasselbalch equation for calculation net charge of proteins Ejemplo de cálculo del pH de una disolución reguladora de ácido acético/acetato mediante la ecuación de Henderson-Hasselbalch Datos: Q601818 Obtenido de « La ecuación de Henderson-Hasselbalch es una expresión matemática que permite el cálculo del pH de un amortiguador o solución amortiguadora. Se basa en el pKa del ácido y la relación entre las concentraciones de la base conjugada o sal y del ácido, presentes en la solución amortiguadora. La ecuación fue inicialmente desarrollada por Lawrence Joseph Henderson (1878-1942) en el año 1907. Este químico estableció los componentes de su ecuación con base del ácido carbónico como una solución amortiguadora o tampón. Ecuación de Henderson-Hasselbalch. Fuente: Gabriel Bolívar. Posteriormente, Karl Albert Hasselbalch (1874-1962) introduce en 1917 el uso de los logaritmos para complementar la ecuación de Henderson. El químico danés estudió las reacciones de la sangre con el oxígeno y el efecto sobre su pH. Una solución amortiguadora es capaz de minimizar los cambios de pH que sufre una disolución al añadirle un volumen de ácido o base fuertes. Está formada por un ácido débil y su base conjugada fuerte el cual se disocia rápidamente. [toc] Explicación Desarrollo matemático Un ácido débil en una solución acuosa se disocia de acuerdo a la Ley de acción de masas, según el siguiente esquema: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{A}^-$ HA es el ácido débil y A- su base conjugada. Esta reacción es reversible y posee una constante de equilibrio (Ka): $K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$ Tomando logaritmos: $\log K_a = \log[\text{H}^+] + \log[\text{A}^-] - \log[\text{HA}]$ Si se multiplica cada término de la ecuación por (-1), esta queda expresada en la forma siguiente: $-\log K_a = -\log[\text{H}^+] - \log[\text{A}^-] + \log[\text{HA}]$ El -log Ka es definido como pKa y el -log [H+] es definido como pH. Después de hacer la debida sustitución, la expresión matemática se reduce a: $\text{pKa} = \text{pH} - \log[\text{A}^-] + \log[\text{HA}]$ Despejando el pH y reagrupando términos, la ecuación se expresa en la forma siguiente: Puede servirte: Alcohol terbutílico $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right)$ Esta es la ecuación de Henderson-Hasselbalch para un amortiguador formado por un ácido débil. Ecuación para una base débil En forma análoga, una base débil puede formar una solución amortiguadora y la ecuación de Henderson-Hasselbalch para ella es la siguiente: $\text{pOH} = \text{p}K_b + \log\left(\frac{[\text{B}]}{[\text{BH}^+]}\right)$ Sin embargo, la mayor parte de las soluciones amortiguadoras son originadas, inclusive las de importancia fisiológicas, a partir de la disociación de un ácido débil. Por lo tanto, la expresión más utilizada para la ecuación de Henderson-Hasselbalch es: $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right)$ ¿Cómo actúa una solución amortiguadora? Acción amortiguadora La ecuación de Henderson-Hasselbalch señala que esta solución está formada por un ácido débil y una base conjugada fuerte expresada como sal. Esta composición le permite a la solución amortiguadora permanecer con un pH estable aunque se le añadan ácidos o bases fuertes. Al añadirle al amortiguador un ácido fuerte, este reacciona con la base conjugada para formar una sal y agua. Esto neutraliza al ácido y permite que la variación de pH sea mínima. Ahora, si al amortiguador se le agrega una base fuerte, esta reacciona con el ácido débil y forma agua y una sal, neutralizándose la acción de la base añadida sobre el pH. Por lo tanto, la variación de pH es mínima. El pH de una solución amortiguadora depende de la relación de las concentraciones de la base conjugada y el ácido débil, y no del valor absoluto de las concentraciones de estos componentes.



Los rangos de rapidez y eficacia de la absorción farmacológica dependen de una ruta específica de administración, sea esta en su disposición farmacológica traslocarse al interior de la membrana celular para estimular el efecto orgánico deseado, por lo que la administración farmacológica por diferentes rutas mucosas dependen de su biodisponibilidad farmacológica. Para ello se requiere que para la translocación del fármaco se necesite que este, desde su formulación farmacéutica no se disocie al llegar a la membrana celular, sea de carácter liposoluble, y de bajo peso molecular por lo que debe de ser de características de ácidos y bases débiles. El efecto del pH en la absorción farmacológica se media estudiando el pH de las presentaciones farmacéuticas: Fármacos ácidos débiles [HA]: liberan un [H+] causando una carga aniónica [A-], para formar: [HA] <-> [H+] + [A-]. Fármacos alcalinos débiles [BH+]: liberan también un [H+]. La forma ionizada de los fármacos base son usualmente cargados, y pierden un protón que produce una base sin carga [B], para formar: [BH+] <-> [B] + [H+]. Tomando el pH de ciertas mucosas, por ejemplo: Cavidad oral: pH 5 a 6. Mucosa gástrica: pH 1 a 3. Mucosa intestinal: pH 4 a 5.



Desarrollo Supóngase un ácido AH con disociación parcial. El equilibrio es: $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} = \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ y la constante de disociación asociada será: $K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$ Despejando $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}$ $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}\right)$ Aplicando cologararitmos decimales $(-\log 10)$ $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}\right)$ Aplicando cologararitmos decimales $(-\log 10)$ $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}\right)$ Aplicando cologararitmos decimales $(-\log 10)$ $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}\right)$ Aplicación farmacológica La fórmula de Henderson-Hasselbalch se emplea para medir el mecanismo de absorción de los fármacos en la economía corpórea. Dicho de otra manera, la absorción es la transferencia de un fármaco desde un sitio de administración hacia la sangre. Los rangos de rapidez y eficacia de la absorción farmacológica dependen de una ruta específica de administración, sea esta en su disposición farmacológica traslocarse al interior de la membrana celular para estimular el efecto orgánico deseado, por lo que la administración farmacológica por diferentes rutas mucosas dependen de su biodisponibilidad farmacológica. Para ello se requiere que para la translocación del fármaco se necesite que este, desde su formulación farmacéutica no se disocie al llegar a la membrana celular, sea de carácter liposoluble, y de bajo peso molecular por lo que debe de ser de características de ácidos y bases débiles. El efecto del pH en la absorción farmacológica se media estudiando el pH de las presentaciones farmacéuticas: Fármacos ácidos débiles [HA]: liberan un [H+] causando una carga aniónica [A-], para formar: [HA] <-> [H+] + [A-]. Fármacos alcalinos débiles [BH+]: liberan también un [H+].



La forma ionizada de los fármacos base son usualmente cargados, y pierden un protón que produce una base sin carga [B], para formar: [BH+] <-> [B] + [H+]. Tomando el pH de ciertas mucosas, por ejemplo: Cavidad oral: pH 5 a 6. Mucosa gástrica: pH 1 a 3. Mucosa intestinal: pH 4 a 5. Y tomando el pK de ciertos fármacos, por ejemplo: Morfina (base) pK 9. Acetaminofeno (ácido) pK 8. Diazepam (ácido) pK 4. Aspirina (ácido) pK 3.5. Enlaces externos True example of using Henderson-Hasselbalch equation for calculation net charge of proteins Ejemplo de cálculo del pH de una disolución reguladora de ácido acético/acetato mediante la ecuación de Henderson-Hasselbalch Datos: Q601818 Obtenido de « La ecuación de Henderson-Hasselbalch es una expresión matemática que permite el cálculo del pH de un amortiguador o solución amortiguadora. Se basa en el pKa del ácido y la relación entre las concentraciones de la base conjugada o sal y del ácido, presentes en la solución amortiguadora. La ecuación fue inicialmente desarrollada por Lawrence Joseph Henderson (1878-1942) en el año 1907. Este químico estableció los componentes de su ecuación con base del ácido carbónico como una solución amortiguadora o tampón. Ecuación de Henderson-Hasselbalch. Fuente: Gabriel Bolívar. Posteriormente, Karl Albert Hasselbalch (1874-1962) introduce en 1917 el uso de los logaritmos para complementar la ecuación de Henderson. El químico danés estudió las reacciones de la sangre con el oxígeno y el efecto sobre su pH. Una solución amortiguadora es capaz de minimizar los cambios de pH que sufre una disolución al añadirle un volumen de ácido o base fuertes. Está formada por un ácido débil y su base conjugada fuerte el cual se disocia rápidamente. [toc] Explicación Desarrollo matemático Un ácido débil en una solución acuosa se disocia de acuerdo a la Ley de acción de masas, según el siguiente esquema: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{A}^-$ HA es el ácido débil y A- su base conjugada. Esta reacción es reversible y posee una constante de equilibrio (Ka): $K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$ Tomando logaritmos: $\log K_a = \log[\text{H}^+] + \log[\text{A}^-] - \log[\text{HA}]$ Si se multiplica cada término de la ecuación por (-1), esta queda expresada en la forma siguiente: $-\log K_a = -\log[\text{H}^+] - \log[\text{A}^-] + \log[\text{HA}]$ El -log Ka es definido como pKa y el -log [H+] es definido como pH. Después de hacer la debida sustitución, la expresión matemática se reduce a: $\text{pKa} = \text{pH} - \log[\text{A}^-] + \log[\text{HA}]$ Despejando el pH y reagrupando términos, la ecuación se expresa en la forma siguiente: Puede servirte: Alcohol terbutílico $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right)$ Esta es la ecuación de Henderson-Hasselbalch para un amortiguador formado por un ácido débil. Ecuación para una base débil En forma análoga, una base débil puede formar una solución amortiguadora y la ecuación de Henderson-Hasselbalch para ella es la siguiente: $\text{pOH} = \text{p}K_b + \log\left(\frac{[\text{B}]}{[\text{BH}^+]}\right)$ Sin embargo, la mayor parte de las soluciones amortiguadoras son originadas, inclusive las de importancia fisiológicas, a partir de la disociación de un ácido débil. Por lo tanto, la expresión más utilizada para la ecuación de Henderson-Hasselbalch es: $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right)$ ¿Cómo actúa una solución amortiguadora? Acción amortiguadora La ecuación de Henderson-Hasselbalch señala que esta solución está formada por un ácido débil y una base conjugada fuerte expresada como sal. Esta composición le permite a la solución amortiguadora permanecer con un pH estable aunque se le añadan ácidos o bases fuertes. Al añadirle al amortiguador un ácido fuerte, este reacciona con la base conjugada para formar una sal y agua. Esto neutraliza al ácido y permite que la variación de pH sea mínima. Ahora, si al amortiguador se le agrega una base fuerte, esta reacciona con el ácido débil y forma agua y una sal, neutralizándose la acción de la base añadida sobre el pH. Por lo tanto, la variación de pH es mínima. El pH de una solución amortiguadora depende de la relación de las concentraciones de la base conjugada y el ácido débil, y no del valor absoluto de las concentraciones de estos componentes. Se puede diluir una solución amortiguadora con agua y el pH prácticamente no variará. Capacidad amortiguadora La capacidad amortiguadora depende también del pKa del ácido débil, así como de las concentraciones del ácido débil y de la base conjugada. Mientras más cercano al pKa

del ácido sea el pH de la solución amortiguadora, mayor será su capacidad amortiguadora. Puede servirte: Calor específicoAsimismo, mientras mayor sea la concentración de los componentes de la solución amortiguadora mayor será su capacidad amortiguadora. Ejemplos de ecuaciones de Henderson Amortiguador acetato $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ $\text{pKa} = 4,75$ Amortiguador del ácido carbónico $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$ $\text{pKa} = 6,11$ Sin embargo, el proceso global que lleva a la formación del ion bicarbonato en un organismo vivo es el siguiente: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$ Siendo el CO_2 un gas, su concentración en solución se expresa en función de su presión parcial. $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{\alpha \cdot \text{pCO}_2}$ $\alpha = 0,03$ (mmol/L)/mmHg pCO_2 es la presión parcial del CO_2 Y entonces la ecuación quedaría como: $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{0,03 \cdot \text{pCO}_2}$ Amortiguador lactato $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{ion lactato}]}{[\text{ácido láctico}]}$ $\text{pKa} = 3,86$ Amortiguador fosfato $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{fosfato dibásico}]}{[\text{fosfato monobásico}]}$ $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$ $\text{pKa} = 6,8$ Oxihemoglobina $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{HbO}_2]}{[\text{HHbO}_2]}$ $\text{pKa} = 6,62$ Desoxihemoglobina $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{Hb}^-]}{[\text{HbH}^+]}$ $\text{pKa} = 8,18$ Ejercicios resueltos Ejercicio 1 El amortiguador fosfato tiene importancia en la regulación del pH corporal, ya que su pKa (6.8) es cercano al pH existente en el organismo (7.4). ¿Cuál será el valor de la relación $[\text{Na}_2\text{HPO}_4^{2-}] / [\text{NaH}_2\text{PO}_4^-]$ de la ecuación de Henderson-Hasselbalch para un valor de $\text{pH} = 7,35$ y un $\text{pKa} = 6,8$? La reacción de disociación del NaH_2PO_4 - es: NaH_2PO_4 - (ácido) = NaHPO_4^{2-} (base) + H^+ $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{Na}_2\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{NaH}_2\text{PO}_4^-]}$ Despejando la relación [base conjugada / ácido] para la solución amortiguadora fosfato, tenemos: $7,35 - 6,8 = \log \frac{[\text{Na}_2\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{NaH}_2\text{PO}_4^-]}$ $0,535 = \log \frac{[\text{Na}_2\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{NaH}_2\text{PO}_4^-]}$ $100,535 = 10^{\log \frac{[\text{Na}_2\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{NaH}_2\text{PO}_4^-]}}$ Puede servirte: Calorímetro3.43 = $[\text{Na}_2\text{HPO}_4^{2-}] / [\text{NaH}_2\text{PO}_4^-]$ Ejercicio 2 Una solución amortiguadora de acetato tiene una concentración de ácido acético de 0,0135 M y una concentración de acetato de sodio de 0,0260 M. Calcular el pH de la solución amortiguadora, sabiendo que el pKa para el amortiguador acetato es 4,75. El equilibrio de disociación para el ácido acético es: $\text{CH}_3\text{COOH} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ $\text{pH} = 4,75 + \log \frac{0,0260}{0,0135} = 5,025$ Ejercicio 3 Un amortiguador de acetato contiene 0,1 M de ácido acético y 0,1 M de acetato de sodio. Calcular el pH de la solución amortiguadora después de agregar 5 mL de ácido clorhídrico 0,05 M a 10 mL de la solución anterior. El primer paso es calcular la concentración final del HCl al mezclarse con la solución amortiguadora: $V_1 \cdot C_1 = V_2 \cdot C_2$ $C_2 = \frac{V_1 \cdot C_1}{V_2}$ $C_2 = \frac{10 \text{ mL} \cdot 0,05 \text{ M}}{15 \text{ mL}} = 0,333 \text{ M}$ El ácido clorhídrico reacciona con el acetato de sodio para formar ácido acético. Por lo tanto, la concentración de acetato de sodio disminuye en 0,017 M y la concentración de ácido acético aumenta en la misma cantidad: $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{(0,1 \text{ M} - 0,017 \text{ M})}{(0,1 \text{ M} + 0,017 \text{ M})}$ $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{0,083}{0,117} = 4,75 - 0,149 = 4,601$ Referencias Whitten, Davis, Peck & Stanley. (2008). Química. (8va ed.). CENGAGE Learning. Jimenez Vargas y J. M^o Macarulla. (1984). Físicoquímica Fisiológica. 6^o edición. Editorial Interamericana. Wikipedia. (2020). Henderson-Hasselbalch equation. Recuperado de: en.wikipedia.org Gurinder Khaira & Alexander Kot. (05 de junio de 2019). Henderson-Hasselbalch Approximation. Chemistry LibreTexts. Recuperado de: chem.libretexts.org Helmenstine, Anne Marie, Ph.D. (29 de enero de 2020). Henderson Hasselbalch Equation Definition. Recuperado de: thoughtco.com The Editors of Encyclopaedia Britannica. (06 de febrero de 2020). Lawrence Joseph Henderson. Encyclopædia Britannica. Recuperado de: britannica.com