


I'm not robot  reCAPTCHA

I'm not robot!

Ecuacion de henderson hasselbalch ejercicios resueltos

Use the henderson-hasselbalch equation. Henderson hasselbalch equation example. Henderson hasselbalch equation exercises. Ejercicios de la ecuacion de henderson-hasselbach resueltos.

Considera la ionización de un ácido débil HA que tiene algún valor de pKa. Es conveniente poder relacionar el pH de una disolución de un ácido débil con su pKa y con el grado de ionización. La reacción sería: HA ⇌ H⁺ + A⁻. La constante de disociación del ácido (Ka) para esta reacción, vendría dada por la ecuación. Esta ecuación se puede reorganizar para despejar la concentración de iones hidrógeno porque, recuerda, queremos una ecuación que relacione el pH de la disolución con el pKa y con el grado de ionización del ácido débil. La forma en la que queda la ecuación es Por definición, log (1 / [H⁺]) = pH y log (1/Ka) = pKa , así que, aplicando logaritmos a la ecuación anterior, obtenemos Esta es la conocida ecuación de Henderson-Hasselbalch que se utiliza a menudo para realizar los cálculos que requiere la preparación de disoluciones tampón en el laboratorio, o para otras aplicaciones. Fíjate en varios aspectos interesantes relacionados con esta ecuación. Primero, si pH = pKa, el logaritmo de la relación de concentraciones de las formas disociada y sin disociar será cero, de manera que estas concentraciones serán iguales.

ECUACION DE HENDERSON-HASSELBACH

pH = 6,1 + log(HCO₃⁻) / 0,03 x pCO₂

Si ↑ HCO₃⁻ ↑ pH

Si ↑ pCO₂ ↓ pH

En otras palabras, cuando el pH es igual al pKa, el ácido estará disociado al 50%. Segundo, date cuenta de que cuando el pH aumenta o disminuye una unidad en relación con el pKa, la relación entre las formas del ácido disociada y sin disociar cambia en un factor de 10. Es decir, si el pH de una disolución es 6 y el pKa es 7, la relación [A⁻]/[HA] será 0.1; si el pH fuera 5, la relación sería 0.01 y si el pH fuera 7, la relación sería 1. También, date cuenta de que si el pH está por debajo del pKa, la relación es < 1, mientras que si el pH está por encima del pKa, la relación será >1. Resumiendo, la ecuación de Henderson-Hasselbalch aporta mucha información. Debes estudiarla para comprender todo lo que deriva de ella. Ecuación de Henderson-Hasselbalch - Raymond Chang Inicio ácido conjugado base conjugada base débil ecuación de Henderson-Hasselbalch ka kb Kc Kp pOH Ecuación de Henderson-Hasselbalch - Raymond Chang Ver mas Artículos La ecuación de Henderson-Hasselbalch es una fórmula matemática utilizada para calcular, de manera muy rápida y sencilla, el pH aproximado de una disolución buffer, tampón, o amortiguadora del pH. Esta ecuación representa una aproximación a la solución exacta del equilibrio ácido-base en una disolución formada por un par conjugado ácido-base. Existe por lo tanto en dos formas distintas, una para sistemas buffer formados por un ácido débil y una sal de su base conjugada, y otra para una base débil y una sal de su ácido conjugado. En el caso de un ácido débil y su base conjugada, la ecuación de Henderson-Hasselbalch viene dada por: donde pKa representa el logaritmo negativo de base diez de la constante de acidez del ácido débil, Csal es la concentración analítica de la sal y Cacid es la concentración analítica del ácido. Por concentraciones analíticas se entiende la concentración inicial a la que se preparó la disolución. En el caso del sistema buffer formado por una base débil y una sal de su ácido conjugado, la ecuación de Henderson-Hasselbalch viene dada por: donde pKb, Cbase y Csal representan, respectivamente, el logaritmo de base diez de la constante de basicidad de la base débil, su concentración analítica y la concentración analítica de la sal de su ácido conjugado. Un buffer es una disolución formada por una mezcla entre un ácido débil y una base débil. Estas disoluciones son capaces de amortiguar los cambios de pH que ocurrirían en la disolución al agregar ácidos o bases fuertes. Esto se logra ya que el ácido débil es capaz de neutralizar a las bases fuertes, mientras que la base débil es capaz de neutralizar a los ácidos. A pesar de que cualquier mezcla de cualquier ácido débil con cualquier base débil puede regular el pH de esta manera, las disoluciones buffer se suelen preparar utilizando una pareja ácido-base conjugada o base/ácido conjugado, ya que de esta manera solo se involucra un equilibrio iónico lo que facilita enormemente los cálculos. A continuación, se presenta la deducción de la ecuación de Henderson-Hasselbalch para un sistema buffer ácido débil/base conjugada.

Ecuación de Henderson-Hasselbalch

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

Rearrange to solve for [H₃O⁺]

$$[H_3O^+] = \frac{K_a [HA]}{[A^-]}$$

Take the negative log of both sides

$$-\log[H_3O^+] = -\log\left(\frac{K_a [HA]}{[A^-]}\right)$$

The negative log of a fraction translates to "p"

$$pH = pK_a - \log\left(\frac{[HA]}{[A^-]}\right)$$

flip - To make a negative log positive, take the inverse

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$$

La obtención de la ecuación para el segundo caso (base débil/ácido conjugado) se logra reemplazando el ácido débil por la base débil, los protones por iones hidróxido, la base conjugada por el ácido conjugado, la constante de acidez por la de basicidad, y el pH por pOH. Consideremos un ácido débil genérico HA. Este ácido se disocia según el siguiente equilibrio químico: Como podemos ver en la ecuación, la base conjugada del ácido HA es el anión A⁻. La relación entre las concentraciones en el equilibrio de estas especies viene dada por la ley de acción de masas, la cual, en este caso en particular, representa la siguiente ecuación matemática: donde todas las especies en corchetes representan las concentraciones molares respectivas en el estado de equilibrio. Reordenando esta ecuación, obtenemos la siguiente expresión: Ahora, aplicando logaritmo de base diez en ambos miembros de la ecuación y luego aplicando las propiedades de los logaritmos, esta ecuación se transforma en: donde utilizamos las relaciones log(1/a) = -log(a) y log(a.b) = log(a) + log(b). El término de la izquierda no es más que el pH, mientras que el primer término del miembro derecho de la ecuación representa el pKa, obteniéndose, entonces: Esta se parece mucho a la ecuación de Henderson-Hasselbalch, pero aún no es la misma, ya que las concentraciones presentes en esta ecuación son concentraciones en el equilibrio del ácido sin disociar y de la base conjugada mientras que en la ecuación final aparecen las concentraciones analíticas respectivas. Ahora consideremos una sal sódica o potásica de la base conjugada, la cual representaremos como MA, donde M es el catión metálico.

Acetate is the conjugate base of acetic acid. Acetic acid and acetate are a conjugate acid/base pair. We can describe this relationship with an equilibrium constant:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

Taking the negative log of both sides of the equation gives

$$-\log K_a = -\log \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

or, $-\log K_a = -\log [H_3O^+] + (-\log \frac{[A^-]}{[HA]})$

Estas sales son electrolitos fuertes que se disocian completamente en agua según la siguiente ecuación: Como se puede ver, si disolvemos una concentración analítica de la sal Csal, dado que es un electrolito fuerte y todo se disocia, se producirá esa misma cantidad del anión A⁻.

Henderson-Hasselbalch Equation

$pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$

Este anión es el mismo que está presente en el equilibrio del ácido débil, por lo que su presencia en la sal tiene el efecto del ion común. Este efecto se puede observar al analizar la disociación del ácido débil en presencia de la sal: El efecto del ion común hace que el equilibrio del ácido no avance hacia los productos, o que se desplace hacia los reactivos (recordemos que es un ácido débil, lo que implica que de por sí tiene poca tendencia a disociarse). En estas condiciones, podemos asumir que la cantidad de HA que se disocia, es muy pequeña en comparación con las concentraciones iniciales de HA y de A⁻. Por esta razón, podemos aproximar las concentraciones de estas dos especies en el equilibrio a las concentraciones analíticas del ácido y la sal, es decir: Reemplazando ambas aproximaciones en la fórmula de pH, se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbalch.

16.4) Henderson-Hasselbalch equation (LO-2, LO-3)

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} \Rightarrow [H_3O^+] = K_a \times \frac{[HA]}{[A^-]} \Rightarrow pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$$

- This expression is derived for the equilibrium concentrations of the acid and base.
- Since extent of dissociation for weak acids is small, we can often use the initial ("formal") concentrations of the acid and base in the following approximation.

Henderson-Hasselbalch equation $pH \approx pK_a + \log\left(\frac{[A^-]_{initial}}{[HA]_{initial}}\right)$

- This equation provides an easy way to calculate buffer pH.
- But the approximation can fail for very dilute buffers or for buffers with a low pKa.
- It is thus essential to validate the approximation by showing that [H₃O⁺] is less than 5% of both [A⁻]_{initial} and [HA]_{initial}.
- If approximation does not validate, you must use the ICE table method!

Este sistema corresponde a un buffer de ácido débil con una sal de su base conjugada, así que, en este caso, se utiliza la primera forma de la ecuación de Henderson-Hasselbalch para calcular el pH. El equilibrio en este caso es: Sabemos además que Cácido = Csal = C ya que se indica que es una mezcla equimolar, por lo tanto: Este es el caso contrario al anterior. Este buffer corresponde a una base débil con una sal de su ácido conjugado cuya ecuación de equilibrio es: Utilizando la segunda forma de la ecuación de Henderson-Hasselbalch se puede determinar el pOH y luego se calcula el pH: La ecuación de Henderson-Hasselbalch es una ecuación muy práctica y, como se vio en los dos ejemplos, muy fácil de utilizar, sin embargo, al ser una ecuación aproximada tiene sus limitaciones. Para comenzar, esta ecuación solo aplica cuando la concentración total del par conjugado ácido/base no es muy baja. Si la concentración del buffer es cercana a 10⁻⁶ o 10⁻⁷, entonces se debe tomar en cuenta el equilibrio iónico del agua y la ecuación de Henderson-Hasselbalch deja de ser válida. La otra condición necesaria es que se cumpla que el grado de disociación del ácido o de protonación de la base sea mínimo (para poder despreciar la x en las ecuaciones anteriores). Si la concentración del ácido o de la base es mucho menor que la de su par conjugado o viceversa, entonces dicha condición no se cumple, y la ecuación nuevamente deja de ser válida. Como criterio general, las concentraciones del ácido o la base y su sal no deberían diferir por más de un orden de magnitud para que el cálculo sea más exacto. Chang, R. (2021). Química (11.a ed.). MCGRAW HILL EDUCATION. Fores-Novales, B., Diez-Fores, P., & Aguilera-Celorrío, L. (2016). Evaluación del equilibrio ácido-base. Aportaciones del método de Stewart. Revista Española de Anestesiología y Reanimación, 63(4), 212-219. Henderson-Hasselbalch equation. (s. f.). Khan Academy. acids-and-bases/x2ee1969c74e0d802:buffers/v/hendersonhasselbalch-equation Henderson-Hasselbalch Equation - MCAT Physical. (s. f.). Varsity Tutors. Libretexts. (2020, 24 agosto). Henderson-Hasselbalch Equation. Chemistry LibreTexts. Skoog, D. (2021). Química Analítica (7.a ed.). MCGRAW HILL EDUCATION.