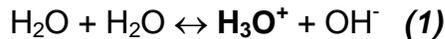


Rol de los iones de Hidrógeno (H⁺) e Hidróxido (OH⁻) en la formación de soluciones ácidas o básicas

- Las moléculas de agua muestran una tendencia leve a disociarse. Es una reacción reversible.
 - El átomo de hidrógeno que es parte de un enlace de hidrógeno entre dos moléculas de agua se mueve de una molécula de agua a otra.
 - El átomo de hidrógeno deja su electrón y se mueve como un solo protón – ión de hidrógeno (H⁺)
 - La molécula de agua que perdió el protón se convierte en el ión hidróxido (OH⁻)
 - La molécula de agua que tiene un protón adicional se convierte en el ión hidronio (H₃O⁺)

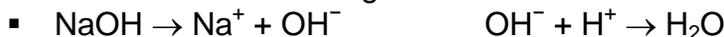


Nota: Los números representan explicaciones que ofrecerá más adelante.

- Usualmente se simplifica la reacción de la siguiente forma:
 - $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$
- La doble flecha significa que la que la reacción es **reversible**. (2)
- En agua pura (equilibrio) las concentraciones de H⁺ y OH⁻ son 10⁻⁷M (25°C).
- Soluciones en las que las concentraciones de H⁺ y OH⁻ son iguales se clasifican como neutras. (para abreviar [H⁺] quiere decir concentración de H⁺)
- Cambios en la concentración de H⁺ y OH⁻ afectan considerablemente el funcionamiento de la célula.
- Algunos solutos desequilibran la reacción:
 - Ácidos – sustancias que aumentan la concentración de H⁺ (o disminuye la de OH⁻)
 - Ejemplos:
 - Ácido hidrociorídrico (HCl) se clasifica como un ácido fuerte, se disocia completamente en agua
 - $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
 - Ácido carbónico (H₂CO₃) es un ácido débil
 - $\text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$
 - La reacción es reversible (flechas en ambas direcciones)
 - El grado de disociación dependerá de la concentración
 - Bases – sustancias que reducen la concentración de protones (o aumentan la de OH⁻)
 - Ejemplos:
 - Amonia (NH₃) actúa como una base débil cuando el nitrógeno atrae iones de hidrógeno de la solución formando el ión amonio (NH₄⁺).
 - $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{NH}_4^+$
 - Hidróxido de sodio (NaOH) se clasifica como una base fuerte. Se disocia completamente en agua aumentando la

Biología General I – MÓDULO pH

concentración del ión hidróxido. También reduce la concentración de protones indirectamente desplazando la reacción de disociación de agua hacia la derecha

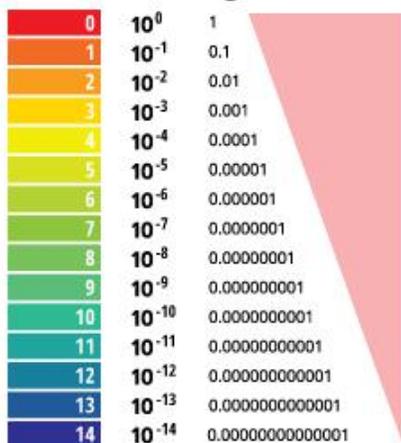


¿Qué es pH?

- En una solución neutral
 - $[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ M}$ y $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$ (3)
- En las soluciones de agua, el producto de las concentraciones va a ser **constante** :
 - $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$
 - $[10^{-7}] \times [10^{-7}] = 10^{-14}$
- Los ácidos añaden H^+ a la solución, aumentando la $[\text{H}^+]$ y disminuyendo la $[\text{OH}^-]$.
- Por ejemplo, si la concentración de protones aumenta a 10^{-5} M , $[\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ M}$

- $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$
- $[10^{-5}] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$
- $[\text{OH}^-] = 10^{-14}/[10^{-5}] \quad -14 - (-5) = -9$
- $[\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$



- Las variaciones entre las concentraciones de protones e hidróxido son tan grandes que se utiliza una escala logarítmica y se expresa a través de la **escala de pH. (4)**

- La escala de pH varía de 1 a 14 (ver figura a la derecha)
- Representa las concentraciones de protones.
- Ejemplos

- En una solución neutral, $[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ M}$, el $\text{pH} = 7$
- Si la concentración de $[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ M}$, el $\text{pH} = 4$
- Si la concentración de $[\text{OH}^-] = 10^{-8} \text{ M}$, el $\text{pH} = 6$
 $-8 + X = -14$
 $X = -6$

- **Cada unidad de pH representa un diferencia de 10 veces en las concentraciones de H^+ y OH^-**

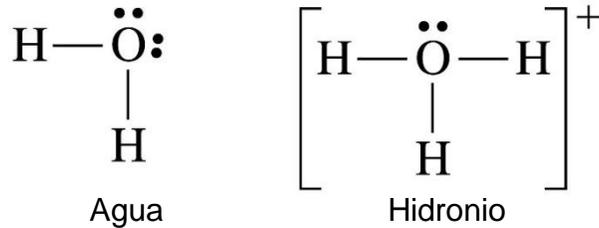
Información adicional

(1) Ocurre entre dos moléculas de agua que están enlazadas por puentes de H. El oxígeno de una de las moléculas de agua le “roba” por un instante el protón (ión de hidrógeno) del puente a la molécula de agua con la cual está interactuando.

- El ión hidronio consiste de 1 oxígeno enlazado covalentemente a 3 hidrógenos. Tiene carga positiva porque tiene un protón adicional.
- El movimiento del protón ocurre de forma muy rápida. Ha sido muy difícil observar ésta molécula en la naturaleza (estudios de cristalización de proteínas). Algunos químicos

Biología General I – MÓDULO pH

físicos se refieren al enlace que une el protón al oxígeno en agua como un enlace “covalente parcial”. (Puede buscar información adicional acerca de “proton hopping”, electrical conductivity in water)



(2) Equilibrio químico

En una reacción química se forman o rompen enlaces químicos.

- Los reactantes son las moléculas antes de la reacción y los productos son las moléculas finales.
- Si observamos la siguiente reacción: $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$.
 - CO_2 y H_2O son reactantes
 - $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ y O_2 son productos
- La mayoría de las reacciones químicas son **reversibles**.
 - Por ejemplo: $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
 - El hidrógeno y el nitrógeno pueden combinarse para formar amonía (hacia la derecha), pero amonía puede descomponerse para producir hidrógeno y nitrógeno (hacia la izquierda).
 - Inicialmente las concentraciones de los reactantes son altas y la velocidad de formación de producto es mayor que la de descomposición (“formación” de reactantes). A medida que aumenta la concentración de productos, la reacción de descomposición empieza a ocurrir con mayor frecuencia.
 - Eventualmente la reacción llega a **equilibrio químico**. Esto quiere decir que la razón de producción de producto es igual a la razón de producción de reactantes. Por lo tanto no hay cambio neto en las concentraciones de reactantes y productos.
 - Cuando una reacción llega a equilibrio, NO quiere decir que las concentraciones de reactantes y productos son iguales.
 - Se puede alterar la dirección en la que ocurre la reacción si variamos las concentraciones de reactantes o productos.
 - Ejemplo: Si se añade más NH_3 , el equilibrio se desplaza hacia la izquierda (hacia los reactantes) y si se añade más H_2 y N_2 , el equilibrio entonces se desplaza hacia la derecha (hacia el producto).
 - Eventualmente la reacción volverá a llegar equilibrio

(3) ¿Qué es pH? ¿De dónde sale 10^{-14} ?

- Muy pocas moléculas de agua están disociadas a 25°C
 - $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Biología General I – MÓDULO pH

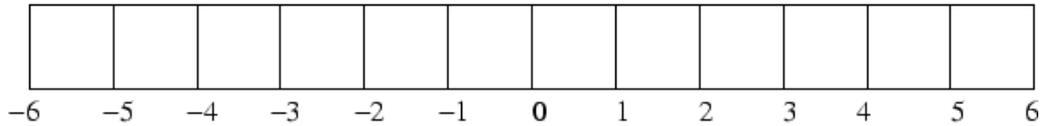
- La constante de equilibrio está dada por la siguiente ecuación:
 - $K_{eq} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$
- En agua pura la concentración de agua es 55.5M (gramos de agua en 1 litro/peso molecular de agua)
 - $(1,000g/L)/18.015 g/mol) = 55.5 M$
- Sustituimos ese valor en la ecuación para la constante de equilibrio (K_{eq})
 - $K_{eq} = \frac{[H^+][OH^-]}{55.5M}$
- Rearreglamos la ecuación
 - $(55.5M)(K_{eq}) = [H^+][OH^-]$
- El valor de K_{eq} es 1.8×10^{-16} (observado mediante medidas de la conductividad eléctrica de agua pura). Sustituimos este valor en la ecuación:
 - $(55.5M)(10^{-16}) = [H^+][OH^-]$
 - $1.0 \times 10^{-14} M^2 = [H^+][OH^-]$
- Resolviendo por las concentraciones respectivas de los iones encontramos que (se saca la raíz cuadrada del valor)
 - $[H^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} M$
 - Este número significa 0.0000001 (corres el punto 7 espacios decimales)

(4) Escala de pH

- La escala de pH está basada en las concentraciones de H^+ en soluciones acuosas.
- El término pH está definido por la siguiente expresión:
 - $pH = \log 1/[H^+] = -\log[H^+]$
 - En soluciones neutrales $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7} M$
 - $pH = \log 1/(1.0 \times 10^{-7} M) = \log (1.0 \times 10^7 M) = \log 1.0 + \log 10^7 = 0 + 7 = 7$
 - La escala de pH es una escala logarítmica. Las escalas logarítmicas permiten manejar rangos grandes de valores. La figura de abajo muestra la relación entre una escala lineal y una logarítmica de base 10. Cada unidad representa 10 veces.

Biología General I – MÓDULO pH

Linear



Logarithmic



- Si al comparar dos soluciones que difieren por 1 unidad de pH quiere decir que la del pH menor tiene 10 veces más H^+

Los siguientes enlaces te ayudarán a entender mejor el tema de logaritmos.

Introduction to logarithm properties

https://www.khanacademy.org/math/algebra2/logarithms-tutorial/logarithm_properties/v/introduction-to-logarithm-properties

Using multiple logarithm properties to simplify

https://www.khanacademy.org/math/algebra2/logarithms-tutorial/logarithm_properties/v/using-multiple-logarithm-properties-to-simplify

Logarithmic scale and patterns

<https://www.khanacademy.org/math/algebra2/logarithms-tutorial/logarithmic-scale-patterns/v/logarithmic-scale>

EJERCICIOS

Ejemplo 1.

Si la concentración de H^+ es 0.1 M:

- $0.1 \text{ M} = 10^{-1}$
- $\text{pH} = -\log_{10} 10^{-1}$
- $\text{pH} = -(-1) = 1$
- $\text{pH} = 1$

Ejemplo 2.

Si la concentración de OH^- es 0.001 M:

- $[OH^-] = 0.0001 \text{ M} = 10^{-3}$
- $[H^+] [10^{-3}] = 10^{-14}$
- $[H^+] = 10^{-14} / 10^{-3}$
- $[H^+] = 10^{-11}$
- $\text{pH} = 11$

Practica...

1. Calcula el pH si la concentración de H^+ es 0.01 M.
2. Calcula la concentración de H^+ si el pH es 4.
3. Calcula el pH si la concentración de OH^- es 0.01M.