

Cálculos de pH en Soluciones Acuosas

pH Calculation in Aqueous Solutions

Emmanuel B. Patricio-Rangel ^a, Eltonh Islas Trejo ^b

Abstract:

The pH is a fundamental measure in chemistry that indicates the acidity or alkalinity of an aqueous solution. Its calculation is essential in various disciplines, including analytical chemistry, biochemistry, and environmental engineering. This study highlights the importance of pH in the stability of chemical and biological systems, emphasizing its relevance in controlling chemical reactions. This article reviews the main methods for determining pH, distinguishing between strong acid and base solutions and weak acid and base solutions.

Keywords:

pH, pOH, Acid, Base, Equation

Resumen:

El pH es una medida fundamental en química que indica la acidez o alcalinidad de una solución acuosa. Su cálculo es esencial en diversas disciplinas, incluyendo la química analítica, la bioquímica y la ingeniería ambiental. Este estudio destaca la importancia del pH en la estabilidad de sistemas químicos y biológicos, subrayando su relevancia en el control de reacciones químicas. El presente artículo revisa los principales métodos de determinación del pH, diferenciando entre soluciones de ácidos y bases fuertes, y soluciones de ácidos y bases débiles.

Palabras Clave:

pH, pOH, Ácido, Base, Ecuación

Introducción.

El pH es una medida fundamental en la química, utilizada para determinar la acidez o basicidad de una solución. Su conocimiento es esencial en diversas disciplinas como la biología, la medicina, la ingeniería y la industria alimentaria [1]. El cálculo del pH se basa en la concentración de iones hidronio (H_3O^+) presentes en una solución acuosa y permite predecir el comportamiento de sustancias en diferentes condiciones. En este artículo, se presentan las fórmulas y ejemplos clave para calcular el pH en distintos tipos de soluciones [2].

El pH se define matemáticamente como el logaritmo negativo en base 10 de la concentración molar de iones hidronio en una solución (Ecuación 1):

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

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

Ecuación 1: Ecuación para calcular el valor de pH.

Esta ecuación permite obtener el valor del pH cuando se conoce la concentración de iones hidronio, la representación en la fórmula puede variar, los iones pueden estar descritos por H^+ o bien H_3O^+ . De manera análoga, el pOH se calcula con la fórmula de la ecuación 2:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Ecuación 2: Ecuación para calcular el valor del pOH. [3]

^a Emmanuel Blas Patricio Rangel, Universidad Autónoma del Estado de Hidalgo | Escuela Preparatoria Numero 3 | Pachuca | Pachuca de Soto, Hidalgo | México, <https://orcid.org/0009-0008-2771-3963>, Email: emmanuel_patricio@uaeh.edu.mx

^b Eltonh Islas Trejo, Universidad Autónoma del Estado de Hidalgo | Escuela Preparatoria Numero 3 | Pachuca | Pachuca de Soto, Hidalgo | México, <https://orcid.org/0000-0002-4094-110X>, Email: eltonh_islas@uaeh.edu.mx

Dado que en el agua pura y en soluciones acuosas se cumple la relación, se puede calcular uno de estos valores si se conoce el otro (Esquema 1):



Esquema 1. Reacción de disociación de la molécula del agua.

Escala del pH.

Existen diferentes casos en el cálculo del pH y estos valores van a tener determinada escala, la cual va desde 0 a 14 [4]. En este sentido, tenemos tres rangos de valores para poder clasificar a una solución de acuerdo a su pH, los cuales son los siguientes.

pH < 7: Solución ácida.

Estas soluciones tienen una mayor concentración de iones hidronio. Ejemplos incluyen el jugo de limón (pH ≈ 2), el vinagre (pH ≈ 3), los refrescos (pH ≈ 2.5 - 4), el café (pH ≈ 5), el yogur (pH ≈ 4.5) y el ácido clorhídrico en el estómago (pH ≈ 1-2).

pH = 7: Solución neutra

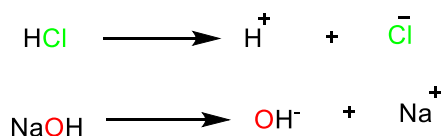
Estas soluciones tienen concentraciones equilibradas de iones hidronio e hidroxilo. Ejemplos incluyen el agua pura, soluciones fisiológicas utilizadas en medicina y algunas soluciones tamponadas diseñadas para mantener la neutralidad.

pH > 7: Solución básica

Estas soluciones tienen una mayor concentración de iones hidróxido. Ejemplos incluyen el agua de mar (pH ≈ 8), el bicarbonato de sodio disuelto en agua (pH ≈ 8.3), el amoníaco (pH ≈ 11), la lejía (pH ≈ 12-13) y el hidróxido de sodio en solución (pH ≈ 14).

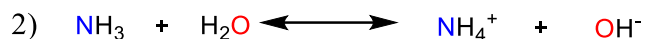
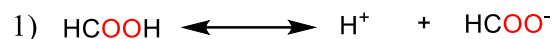
Cálculo del pH en Distintos Tipos de Soluciones.

1. Ácidos y bases fuertes: Se disocian completamente en solución. Por ejemplo, el ácido clorhídrico (HCl) y el hidróxido de sodio (NaOH). Esquema 2.



Esquema 2. Disociación del ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio.

2. Ácidos y bases débiles: Se disocian parcialmente y requieren el uso de la constante de acidez (K_a) o de basicidad (K_b) para calcular la concentración de iones hidronio (1) o hidroxilo (2). Esquema 3.



Esquema 3. Ejemplos de ácidos y bases débiles y su disociación.

3. Sistemas buffer: Soluciones que resisten cambios en el pH y se calculan usando la ecuación de Henderson-Hasselbalch, donde K_a representa la constante de acidez, [BC] y [AD] representan las concentraciones de la base conjugada y del ácido débil, respectivamente (ecuación 3).

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{[\text{Base conjugada}]}{[\text{Ácido débil}]} \right)$$

Ecuación 3. Ecuación Henderson-Hasselbalch.

Ejemplos.

Ejemplo 1: Cálculo del pH de una solución de ácido fuerte
Dada una solución de HCl con una concentración de 0.01 M.

$$1) [\text{H}] = 0.01\text{M}$$

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

$$\text{pH} = -\log [0.01]$$

$$\text{pH} = 2$$

Conclusiones.

El cálculo del pH es una herramienta fundamental en la química y tiene aplicaciones prácticas en diversas industrias y ciencias. Conocer las fórmulas y métodos adecuados para determinar el pH en diferentes tipos de soluciones permite comprender mejor las reacciones químicas y su impacto en sistemas biológicos y ambientales. A través del uso de ecuaciones matemáticas y ejemplos prácticos, se puede obtener un análisis preciso de la acidez y basicidad de las soluciones.

Referencias.

- [1] Atkins, P., & Jones, L. (2012). Principios de química: los caminos del descubrimiento.
- [2] Petrucci, R. H., Harwood, W. S., Herring, F. G., Perry, S. S., García-Pumarino, C. P., Cabo, N. I., & Renuncio, J. A. R. (1977). Química general. Fondo Educativo Interamericano.
- [3] Skoog, D. A. (2008). Fundamentos De Química Analítica PDF.
- [4] Galster, H. (1991). pH measurement. VCH (Verlagsgesellschaft), New York.