



Información General de pH

¿Qué es la medición del pH?

pH es la unidad de medida utilizada para expresar el grado de acidez de una sustancia.

El centímetro es una unidad de medida de longitud. El gramo es una unidad de medida de peso. Por lo tanto, el pH es la unidad de medida que utilizamos para decir cuán ácida es una sustancia. La escala de pH va de 0 a 14. Un pH de 0 significa una actividad ácida muy alta. Sustancias como el jugo de limón y vinagre son ácidas con valores de pH de 2 a 3. El ácido nítrico y el ácido clorhídrico son muy fuertes con valores de pH de 0, mientras que el ácido del estómago tiene un pH de 1. El adicionar un ácido fuerte, como el ácido sulfúrico (H_2SO_4) al agua da como resultado una solución con alta concentración de ácido activo. Esto se llama una solución ácida.

En el otro extremo de la escala están las sustancias alcalinas, que van desde 8 a 14. Sustancias alcalinas comunes son agua de mar (pH 8), amoníaco doméstico (pH 11), limpiadores de horno (pH 13) y una sustancia alcalina muy fuerte, hidróxido de sodio (pH 14). La adición de una base fuerte o material alcalino como el hidróxido de sodio ($NaOH$), al agua hace que la solución resultante tenga muy baja concentración de ácido activo. Esto se llama una solución muy básica o solución alcalina.

Entre estos dos extremos está el pH 7. Este es el pH del agua pura. Agua, que no es muy ácida ni muy alcalino, se dice que es neutral.

Técnicamente, la escala se refiere realmente a la concentración de iones cargados positivamente de hidrógeno (H^+) y iones cargados negativamente de hidroxilo (OH^-) en solución. Más iones hidrógeno que iones hidroxilo hacen una solución ácida, mientras que una solución alcalina contiene más iones de hidroxilo que iones de hidrógeno. La escala del pH es logarítmica, lo que significa que cada unidad de pH tiene 10 veces más iones de hidrógeno como la unidad por encima de él. Así, a pH 4,

hay 10 veces más iones de hidrógeno que a pH 5 y 100 veces más iones de hidrógeno que a pH 6.

La tabla siguiente le dará una idea de los valores de pH de sustancias comunes:

Sustancia	Valor pH
Ácido del estómago	1.0
Zumo de limón	2.4
Vinagre	2.8
Zumo de naranja	3.0
Jugo de tomate	4.0
Café negro	5.0
Detergente	6.5
Leche	6.8
Sangre	7.4
Agua de mar	8.0
Bicarbonato de sodio	9.0
Leche de Magnesia	10.7
Blanqueador domestico	11.0
Soda cáustica	14.0

De química General Brady y Humiston, 1986.

¿Por qué es importante el pH?

El pH o la acidez de una solución es importante en muchas áreas diferentes:

En la investigación ambiental y Control de la contaminación:

El pH de un río o lago es importante para mantener un adecuado equilibrio ecológico. El pH del agua afecta directamente a las funciones fisiológicas y la utilización de nutrientes para la vida animal y vegetal. pH extremos pueden reducir un lago a un pantano apestoso, sin vida.

Proteger nuestras vías navegables requiere una vigilancia constante de efluentes industriales. Recubrimiento y acabado de metales tienden a producir plantas de aguas residuales ácidas, como lo hacen las operaciones mineras, las plantas químicas a menudo tienen aguas residuales muy alcalinas. Las mediciones de pH se utilizan como guía para la neutralización adecuada de estas plantas de desechos, así como para supervisar la calidad final efluente. Ocasionalmente, un flujo de ácido puede combinarse con un flujo alcalino y producir un flujo final cercano a la neutral. Las mediciones de pH aseguran la adecuada gestión de esta técnica de ahorro.

En bioquímica:

El pH de nuestra sangre es normalmente controlado dentro de unas pocas décimas de una unidad de pH por nuestra química del cuerpo. Si el pH de nuestra sangre cambia tanto como la mitad de una unidad de pH, dará como resultado una enfermedad grave. El adecuado pH de la piel es esencial para una tez sana. El pH del estómago afecta directamente el proceso digestivo.

En agronomía:

El pH del suelo regula la disponibilidad de nutrientes para el crecimiento de las plantas, así como la actividad de las bacterias del suelo. En suelos alcalinos (pH 8 o superior) la cantidad de nitrógeno, fósforo, hierro y otros nutrientes en solución se hacen tan bajos que es necesario tratamientos especiales para asegurar el crecimiento adecuado.

En ciencia de los alimentos:

La producción eficiente de alimentos depende del control cuidadoso del pH. El tamaño de la cuajada, la uniformidad y la estructura del requesón están directamente relacionados con el pH al tiempo de corte. La levadura puede fermentar y elevar la masa sólo dentro de ciertos límites de pH. La jalea no será gel a menos que el pH se encuentra en la región de 3,5.

En la investigación química e ingeniería:

La medición precisa de pH es necesaria para el estudio de muchos procesos químicos. El investigador necesita saber el pH al que la reacción química procederá rápidamente para comprender la reacción. El ingeniero utiliza la información para desarrollar procesos comerciales prácticos.

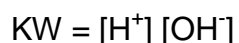
De [pH simplificado](#) por Robert j. Joyce, Markson Science Inc.

Introducción a pH: Información General

El pH en una solución acuosa es la medida de iones de hidrógeno e iones de hidróxido. Las moléculas de agua se disocian en iones de hidróxido (OH^-) y de hidrógeno (H^+)



pero el número de iones formado es muy pequeño. El agua a 25 ° C contiene 1×10^{-7} mol/l de iones de hidrógeno y la misma concentración de iones de hidróxido, donde la concentración (mol/l) de iones de hidrógeno $[\text{H}^+]$ multiplicada por la concentración (mol/l) de iones de hidróxido $[\text{OH}^-]$ es constante:



KW es la constante de disociación para el agua y depende de la temperatura.

Temperatura en ° C	K w
10	$0,2920 * 10^{-14}$
15	$0,4505 * 10^{-14}$
20	$0,6809 * 10^{-14}$
25	$1,008 * 10^{-14}$
30	$1,469 * 10^{-14}$

Los ácidos en el agua aumentan $[H^+]$ y, debido a que el producto $[H^+][OH^-]$ debe ser constante, los ácidos disminuyen el $[OH^-]$. Las bases aumentan $[OH^-]$ y disminuyen $[H^+]$. Por ejemplo supongamos, que se agrega un ácido al agua a 25 ° C y el ácido eleva el $[H^+]$ a 1.0×10^{-3} mol/l. Porque el producto $[H^+][OH^-]$ siempre debe ser igual a 1.00×10^{-14} , el $[OH^-]$ será 1.0×10^{-11} mol/l. El pH es la manera más común de expresar la concentración de iones de hidrogeno $[H^+]$. El pH se define como:

$$pH = - \log [H^+]$$

En el ejemplo anterior, la concentración de iones de hidrogeno es 1.0×10^{-3} mol/l y el pH es 3.00. Alternativamente, al agregar las bases la $[H^+]$ cambia a 1.0×10^{-11} entonces el pH será 11.0.

De hecho la ecuación <2> es válida solamente para soluciones de alta disolución. Si se utilizan soluciones concentradas de ácidos o bases o incluso sales la concentración

de hidrogeno deberá ser reemplazada por la actividad iónica a_{H^+} y la concentración de hidróxido por a_{OH^-} . La relación entre la concentración y la actividad del ion es

$$a_{ion} = f_{ion} * [ion]$$

donde f es el coeficiente de actividad para ese ion. La razón de esta diferencia entre actividad y concentración es que en las soluciones de alta concentración los iones interactúan uno a uno y por consiguiente muestran un comportamiento diferente que en las soluciones diluidas. Esto significa que en soluciones de alta concentración la cantidad “real” de iones activos es menor que la prevista. Esto nos lleva a la definición del pH

$$pH = -\log a_{H^+}$$

De Electrochemistry: Theory and Practice by Dr. Axel Bier, Product Application Manager