

FUNCIÓN pH Y pOH

La acidez y basicidad de una solución son conceptos fundamentales en química. Para cuantificar estas propiedades, utilizamos las escalas de pH y pOH. Estas escalas nos permiten determinar qué tan ácida o básica es una sustancia y cómo interactúa con otras, y ambas dependen de la concentración de los iones de la acidez H^+ (hidronio) y de los iones de la basicidad o alcalinidad OH^- (hidróxido) en una solución acuosa de determinada sustancia que se esté observando. Como se ha estudiado en temas anteriores la acidez y la basicidad (alcalinidad) son características químicas opuestas entre sí.

¿Qué es el pH?

El pH es una medida que indica la concentración de iones hidronio (H^+) en una solución acuosa. Cuanto mayor sea la concentración de iones hidronio, menor será el pH y más ácida será la solución. La escala de pH va de 0 a 14. Un pH de 7 indica una solución neutra, como el agua pura. Los valores inferiores a 7 corresponden a soluciones ácidas, mientras que los superiores a 7 indican soluciones básicas o alcalinas.



¿Y el pOH?

El pOH es una medida complementaria al pH que indica la concentración de iones hidróxido (OH^-) en una solución. Cuanto mayor sea la concentración de iones hidróxido, menor será el pOH será menor y más básica será la solución, y como se explicó anteriormente el pH es mayor. Existe una relación inversa entre el pH y el pOH, expresada por la ecuación:

- $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

La suma del valor de pH y el pOH en una solución acuosa siempre da 14, esto se debe a que en el agua las concentraciones de los iones de la acidez (H^+) y de la basicidad (OH^-) deben mantener un equilibrio químico muy característico en el agua, el cual se observa de forma clara en la siguiente tabla:

$[\text{H}^+]$ Concentración	pH	Color	pOH	$[\text{HO}^-]$ Concentración
10^0	0	Red	14	10^{-14}
10^{-1}	1	Orange	13	10^{-13}
10^{-2}	2	Orange	12	10^{-12}
10^{-3}	3	Yellow	11	10^{-11}
10^{-4}	4	Yellow	10	10^{-10}
10^{-5}	5	Light Green	9	10^{-9}
10^{-6}	6	Green	8	10^{-8}
10^{-7}	7	Green	7	10^{-7}
10^{-8}	8	Dark Green	6	10^{-6}
10^{-9}	9	Light Blue	5	10^{-5}
10^{-10}	10	Blue	4	10^{-4}
10^{-11}	11	Dark Blue	3	10^{-3}
10^{-12}	12	Purple	2	10^{-2}
10^{-13}	13	Purple	1	10^{-1}
10^{-14}	14	Dark Purple	0	10^0

Aumento de la acidez

Aumento de la basicidad

¿Cómo calculamos el pH y el pOH?

Para calcular el pH o el pOH, necesitamos conocer la concentración de iones hidronio (H^+) o hidróxido (OH^-) en la solución. Estas concentraciones se expresan en moles por litro (mol/L) y se representan con la letra M (molaridad).

Fórmulas:

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

Donde:

- $[H^+]$: concentración de iones hidronio en mol/L
- $[OH^-]$: concentración de iones hidróxido en mol/L
- $\log$: logaritmo en base 10

Ejemplo práctico:

Imagina que tenemos una solución con una concentración de iones hidronio de 0.001 mol/L. Para calcular el pH, simplemente sustituimos este valor en la fórmula:

- $pH = -\log(0.001) = 3$

Por lo tanto, el pH de la solución es 3, lo que indica que es una solución ácida.

Ahora, si conocemos el pH, podemos calcular el pOH utilizando la relación:

- $pOH = 14 - pH = 14 - 3 = 11$

Entonces, el pOH de la solución es 11, que si sumamos el pH con el pOH el resultado siempre debe ser 14.

¿Y si nos dan el pOH y queremos calcular el pH? Simplemente despejamos la fórmula:

- $pH = 14 - pOH$

Indicadores de pH

Los indicadores de pH son sustancias que cambian de color dependiendo del pH de la solución en la que se encuentran. Estos cambios de color se deben a reacciones químicas que ocurren al variar la concentración de iones hidronio o hidróxido.

Importancia del pH

El pH juega un papel fundamental en numerosos procesos naturales y artificiales. Por ejemplo:

- **Biología:** el pH de la sangre, el jugo gástrico y otros fluidos corporales debe mantenerse dentro de un rango estrecho para garantizar el correcto funcionamiento del organismo.
- **Industria:** el control del pH es esencial en procesos como la fabricación de alimentos, productos de limpieza, medicamentos y muchos otros.
- **Medio ambiente:** el pH de los suelos, ríos y océanos influye en la vida de los organismos que habitan en ellos. La lluvia ácida, por ejemplo, tiene un pH bajo y puede causar daños significativos a los ecosistemas.

Experimenta y aprende

Laboratorio de indicadores naturales: preparen indicadores naturales a partir de sustancias como repollo morado, remolacha o cúrcuma. Utilicen estos indicadores para determinar la acidez o basicidad de diferentes soluciones comunes (jugo de limón, bicarbonato de sodio, vinagre, etc.). Anoten los resultados y discutan cómo los cambios de color se relacionan con las teorías ácido-base.

Simulación de procesos biológicos e industriales: simulen procesos como la digestión en el estómago utilizando vinagre (ácido) y bicarbonato de sodio (base). Observen la reacción y discutan cómo los ácidos y las bases participan en este proceso. También pueden investigar el uso de ácidos y bases en la agricultura y la industria, creando presentaciones o carteles informativos.

Creando un kit de primeros auxilios casero: investiguen cuáles son los compuestos ácidos y básicos que comúnmente se encuentran en un botiquín de primeros auxilios. Expliquen su función y cómo actúan en caso de quemaduras leves, picaduras de insectos o acidez estomacal. Luego, elaboren un pequeño kit de primeros auxilios casero, incluyendo estos compuestos y explicando su uso correcto. Finalmente, realicen una demostración práctica para el resto de la clase, explicando cómo utilizar cada elemento de manera segura y efectiva.

Impacto del pH en el medio ambiente: investiga el efecto del pH en los ecosistemas acuáticos, como lagos y ríos. ¿Qué consecuencias tiene la acidificación del agua para los organismos que viven en ella? ¿Cómo crees que las actividades humanas pueden contribuir a la acidificación de los cuerpos de agua? Diseña un cartel o una presentación para concienciar a tus compañeros sobre la importancia de cuidar el pH de nuestros ecosistemas.

¡Pon a prueba tus conocimientos!



Código 3-1568: 51, 52, 56, 57

Código: 3-6705: 42

El pH es una medida que determina la acidez de una sustancia. Si la medición es de 0.0 a 6.9 la sustancia es ácida, si es 7.0 es neutra y si es de 7.1 a 14 es alcalina. En nuestra vida diaria podemos encontrarnos con diferentes productos con diferentes valores de pH.

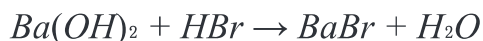


1. La leche de magnesia es un producto que se utiliza para combatir la acidez estomacal que se caracteriza por sentir un ardor en el pecho. Para cumplir con su objetivo la leche de magnesia debe ser
- A. Ácida, porque así se hace más fácil potenciar el efecto del ácido del estómago
 - B. Alcalina, porque de esta manera logra neutralizar el ácido producido en el estómago
 - C. Ácida, porque el efecto combinado de los dos ácidos genera bienestar inmediato
 - D. Alcalina, porque la reacción ante el ácido del estómago y la leche empeora la sensación

Responde las preguntas 2 y 3 de acuerdo con la siguiente información.

Los ácidos y los hidróxidos son sustancias opuestas en su comportamiento químico, entonces cuando reaccionan entre sí, se neutralizan.

Por ejemplo, se neutraliza una cantidad de ácido bromhídrico (HBr) con un exceso de hidróxido de bario ($Ba(OH)_2$) según la reacción:



2. Cuando se llega al final del experimento, se concluye que la solución obtenida tiene un pH
- A. ácido porque el HBr es el que abunda más en la reacción
 - B. neutro porque los ácidos y bases se neutralizan
 - C. básico porque el reactivo que está en exceso es de carácter básico
 - D. neutro porque se forma igual cantidad de hidróxido como de ácido

3. En la siguiente tabla se muestran algunos indicadores empleados para medir el pH de las soluciones:

Indicador	Color forma ácida	Color forma básica	Zona de viraje (pH)
Violeta de metilo	Amarillo	Violeta	0-2
Rojo congo	Azul	Rojo	3-5
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4-6
Tornasol	Rojo	Azul	6-8
Fenolftaleína	Incoloro	Rosa	8-10

Si se hace un estudio de colorimetría a la solución final, es de esperarse que los colores que arroje estén entre

- A. amarillo y rojo
- B. azul y rosa
- C. rojo y azul
- D. violeta y amarillo

Responde las preguntas 4 y 5 de acuerdo con la siguiente información.

Observa la siguiente tabla de pH con sus respectivas concentraciones de iones:

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$[H_3O^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$[OH^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0

Un método para hacer queso campesino es aplicando una pasta que incrementa la concentración de iones H_3O^+ en la leche, lo que hace que se separe la parte sólida de la leche como las grasas, azúcares y proteínas de su parte líquida que es 87% agua.

4. En el proceso de producción de queso, se puede afirmar que la leche se está
- A. destruyendo
 - B. acidificando
 - C. neutralizando
 - D. basificando
5. En la producción de queso, se busca desnaturalizar las proteínas que mantienen suspendida la grasa en esta sustancia para que la parte sólida se coagule y se forme el producto deseado. Las proteínas se desnaturalizan a un pH de 4.6, lo que indica que la concentración de iones OH^- presente cuando se forma el queso de la leche está entre

A.	B.	C.	D.
$[10^{-4}]$ y $[10^{-5}]$	$[10^{-6}]$ y $[10^{-1}]$	$[10^{-10}]$ y $[10^{-9}]$	$[10^0]$ y $[10^{-5}]$