

## Capítulo 2. Agua

El agua, el líquido más común de la superficie terrestre, el componente principal en peso de todos los seres vivos, tiene un número de propiedades destacables. Estas propiedades son consecuencia de su estructura molecular y son responsables de la "aptitud" del agua para desempeñar su papel en los sistemas vivos.

La estructura de la molécula de agua está dada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno que se mantienen unidos por enlaces covalentes. Es una molécula polar y, en consecuencia, forma enlaces -llamados puentes de hidrógeno- con otras moléculas. Aunque los enlaces individuales son débiles -se rompen y se vuelven a formar continuamente- la fuerza total de los enlaces que mantienen a las moléculas juntas es muy grande.

Los puentes de hidrógeno determinan muchas de las extraordinarias propiedades del agua. Entre ellas están su gran cohesión, su alta tensión superficial y sus altos calores específico, de vaporización y de fusión. Los fenómenos de capilaridad e imbibición están también relacionados con la presencia de puentes de hidrógeno.

La polaridad de la molécula de agua es, además, responsable de su adhesión a otras sustancias polares, de ahí, su tendencia al movimiento capilar.

También debido a su polaridad el agua es un buen solvente para iones y moléculas polares. Las moléculas que se disuelven fácilmente en agua se conocen como hidrofílicas. Las moléculas de agua, a raíz de su polaridad, excluyen activamente de la solución a las moléculas no polares. Las moléculas excluidas de la solución acuosa se conocen como hidrofóbicas.

El agua tiene una ligera tendencia a ionizarse, o sea, a separarse en iones  $H^+$  (en realidad iones hidronio  $H_3O^+$ ) y en iones  $OH^-$ . En el agua pura, el número de iones  $H^+$  y el número de iones  $OH^-$  es igual a  $10^{-7}$  mol por litro. Una solución que contiene más iones  $H^+$  que iones  $OH^-$  es ácida; una solución que contiene más iones  $OH^-$  que iones  $H^+$  es básica o alcalina. La escala de pH refleja la proporción de iones  $H^+$  a iones  $OH^-$ . Una solución ácida tiene un pH inferior a 7; una solución básica tiene un pH superior a 7. Casi todas las reacciones químicas de los sistemas vivos tienen lugar en un estrecho intervalo de pH alrededor de la neutralidad. Los organismos mantienen este estrecho intervalo de pH por medio de buffers, que son combinaciones de formas de ácidos débiles o bases débiles; dadores y aceptores de  $H^+$ .

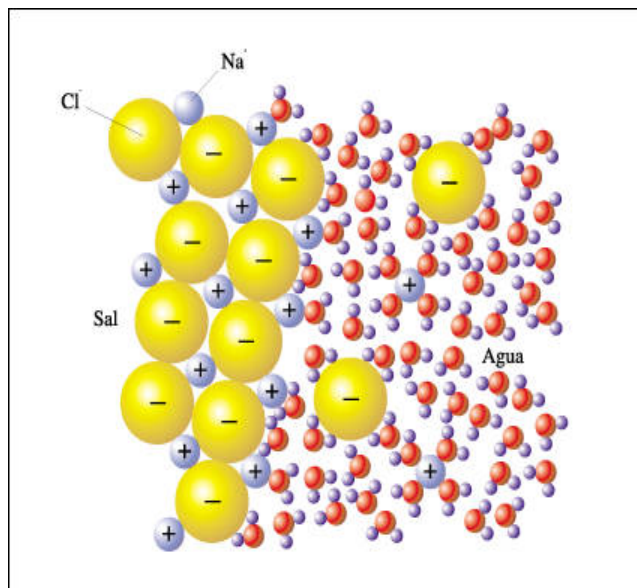
### La estructura del agua

La molécula de agua es polar, con dos zonas débilmente negativas y dos zonas débilmente positivas; en consecuencia, entre sus moléculas se forman enlaces débiles.

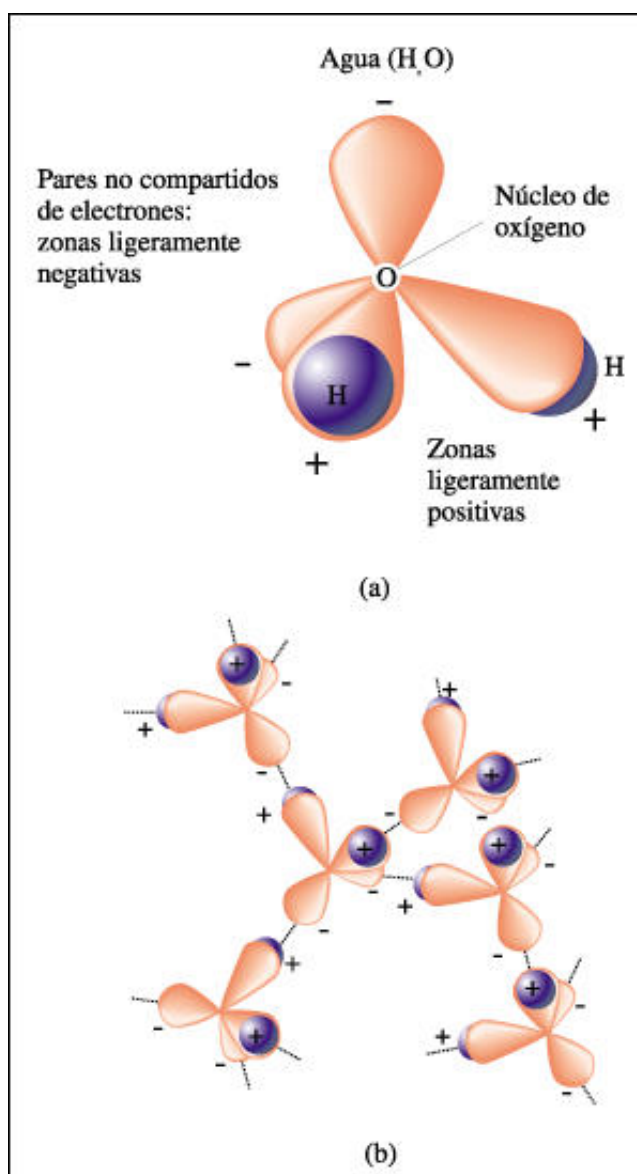
La molécula de agua ( $H_2O$ ) puede ser representada de varias maneras distintas. Una de ellas es el modelo compacto y otra el modelo de esferas.

a. En el modelo compacto, el átomo de oxígeno está representado por la esfera roja y los átomos de hidrógeno por las esferas azules. A raíz de su sencillez, este modelo a menudo se utiliza como un símbolo conveniente de la molécula de agua.

b. El modelo de esferas y varillas remarca que los átomos están unidos por enlaces covalentes; también da cierta indicación de la geometría de la molécula. Una descripción más precisa de la forma de la molécula la proporciona el modelo orbital.



La estructura de la molécula de agua.



La polaridad de la molécula de agua y sus consecuencias.

a. Como se ve en este modelo, el modelo orbital, desde el núcleo de oxígeno de una molécula de agua se ramifican cuatro orbitales constituyendo un tetraedro hipotético. Dos de los orbitales están formados por los electrones compartidos que enlazan los átomos de hidrógeno al átomo de oxígeno. Debido a la fuerte atracción que ejerce el núcleo del oxígeno hacia los electrones, los

electrones que intervienen en los enlaces covalentes pasan más tiempo alrededor del núcleo de oxígeno que el que pasan alrededor de los núcleos de hidrógeno. En consecuencia, la región que se encuentra cerca de cada núcleo de hidrógeno es una zona débilmente positiva. Además, el átomo de oxígeno tiene cuatro electrones adicionales en su nivel energético exterior. Estos electrones, que no están implicados en el enlace covalente con el hidrógeno, están apareados en dos orbitales.

Cada uno de estos orbitales es una zona débilmente negativa. Así, la molécula de agua, desde el punto de vista de la polaridad, tiene cuatro "vértices", dos "vértices" cargados positivamente y otros dos cargados negativamente.

b. Como resultado de estas zonas positivas y negativas, cada molécula de agua puede formar puentes de hidrógeno (representadas por líneas de puntos) con otras cuatro moléculas de agua. En condiciones normales de presión y temperatura, los puentes de hidrógeno se rompen y vuelven a formarse continuamente, siguiendo un patrón variable. Por esa causa, el agua es un líquido.

Estos enlaces, en los que se une un átomo de hidrógeno con carga positiva débil que forma parte de una molécula, con un átomo de oxígeno que posee carga negativa débil y que pertenece a otra molécula, se conocen como puentes de hidrógeno. Cada molécula de agua puede formar puentes de hidrógeno con otras cuatro moléculas de agua. Aunque los enlaces individuales son débiles y se rompen continuamente, la fuerza total de los enlaces que mantienen a las moléculas juntas es muy grande.

## Consecuencias del puente de hidrógeno

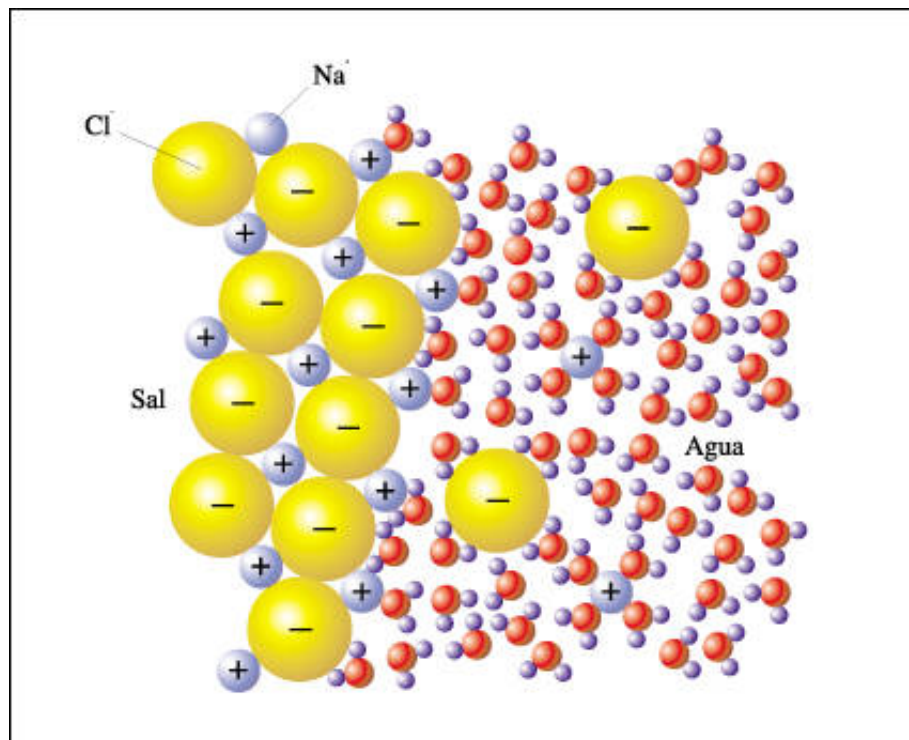
Los puentes de hidrógeno son los responsables de las propiedades características del agua; entre ellas, de la gran cohesión, o atracción mutua, de sus moléculas. La cohesión trae como consecuencia la alta tensión superficial que permite, por ejemplo, que una hoja de afeitar colocada delicadamente sobre la superficie del agua flote.

La enorme cantidad de puentes de hidrógeno que presenta el agua también es responsable de su resistencia a los cambios de temperatura. El agua tiene un alto calor específico -o capacidad calorífica- un alto calor de vaporización y un alto calor de fusión. La acción capilar -o capilaridad- y la imbibición son también fenómenos relacionados con las uniones entre moléculas de agua. Si se mantienen dos láminas de vidrio juntas y se sumerge un extremo en agua, la cohesión y la adhesión combinadas harán que el agua ascienda entre las dos láminas por capilaridad. De igual modo, la capilaridad hace que el agua suba por tubos de vidrio muy finos, que ascienda en un papel secante, o que atraviese lentamente los pequeños espacios entre las partículas del suelo y, de esta manera, esté disponible para las raíces de las plantas. La imbibición, por otra parte, es la absorción o penetración capilar de moléculas de agua en sustancias tales como la madera o la gelatina que, como resultado de ello, se hinchan. Las presiones desarrolladas por imbibición pueden ser sorprendentemente grandes.

## El agua como solvente

Dentro de los sistemas vivos, muchas sustancias se encuentran en solución acuosa. Una solución es una mezcla uniforme de moléculas de dos o más sustancias. La sustancia presente en mayor cantidad, que es habitualmente líquida, se llama solvente, y las sustancias presentes en cantidades menores se llaman solutos. La polaridad de las moléculas de agua es la responsable de la capacidad solvente del agua. Las moléculas polares de agua tienden a separar sustancias iónicas, como el cloruro de sodio (NaCl), en sus iones constituyentes. Las moléculas de agua se aglomeran alrededor de los iones con carga y los separan unos de otros.

Este diagrama muestra al cloruro de sodio (NaCl) disolviéndose en el agua a medida que las moléculas de ésta se aglomeran alrededor de los iones individuales sodio y cloruro separándolos unos de otros. Nótese la diferencia entre el modo en que las moléculas de agua están dispuestas alrededor de los iones sodio y la manera en que se disponen alrededor de los iones cloruro.



Dada la polaridad de sus moléculas, el agua puede servir como disolvente para sustancias iónicas y moléculas polares.

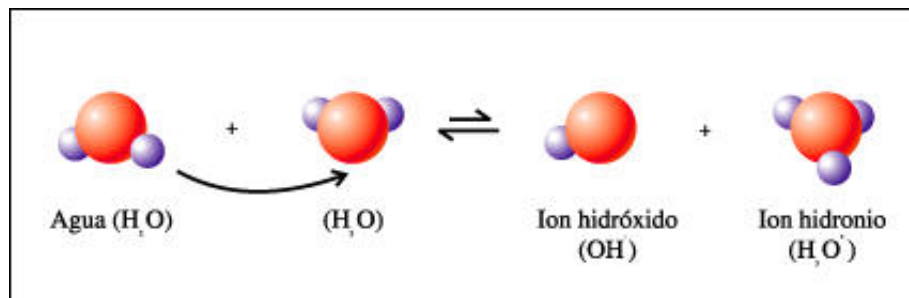
Muchas de las moléculas importantes en los sistemas vivos que presentan uniones covalentes, como los azúcares, tienen regiones de carga parcial positiva o negativa. Estas moléculas, por lo tanto, atraen moléculas de agua y también se disuelven en agua. Las moléculas polares que se disuelven rápidamente en agua son llamadas hidrofílicas ("que aman al agua"). Estas moléculas se disuelven fácilmente en agua porque sus regiones parcialmente cargadas atraen moléculas de agua tanto o más que lo que se atraen entre sí. Las moléculas polares de agua compiten de este modo con la atracción existente entre las moléculas de soluto.

Moléculas tales como las grasas, que carecen de regiones polares, tienden a ser muy insolubles en el agua. Los puentes de hidrógeno entre las moléculas de agua actúan como una fuerza que excluye a las moléculas no polares. Como resultado de esta exclusión, las moléculas no polares tienden a agruparse en el agua, al igual que las gotitas de grasa tienden a juntarse, por ejemplo, en la superficie del caldo de gallina. Dichas moléculas son llamadas hidrofóbicas ("que tienen aversión por el agua") y los agrupamientos se producen por interacciones hidrofóbicas.

## Ionización del agua: ácidos y bases

En el agua líquida hay una leve tendencia a que un átomo de hidrógeno salte del átomo de oxígeno al que está unido covalentemente, al otro átomo de oxígeno al que se encuentra unido por un puente de hidrógeno. En esta reacción se producen dos iones: el ion hidronio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) y el ion hidróxido ( $\text{OH}^-$ ). En cualquier volumen dado de agua pura se encuentra ionizado de esta forma un número pequeño, pero constante, de moléculas de agua. El número es constante porque la tendencia del agua a ionizarse se contrapesa con la tendencia de los iones a reunirse. Así, aunque algunas moléculas están ionizándose, un número igual de otras moléculas está formándose; este estado se conoce como equilibrio dinámico.

Cuando el agua se ioniza, un núcleo de hidrógeno (o sea, un protón) se desplaza del átomo de oxígeno al cual se encuentra unido covalentemente, al átomo de oxígeno con el que establece un puente de hidrógeno. Los iones resultantes son el ion hidróxido cargado negativamente y el ion hidronio cargado positivamente. En este diagrama, las esferas grandes representan al oxígeno y las pequeñas al hidrógeno.



Ionización del agua

En el agua pura, el número de iones  $H^+$  iguala exactamente al número de iones  $OH^-$  ya que ningún ion puede formarse sin el otro cuando solamente hay moléculas de  $H_2O$  presentes. Sin embargo, cuando una sustancia iónica o una sustancia con moléculas polares se disuelve en el agua, pueden cambiar los números relativos de los iones  $H^+$  y  $OH^-$ .

Por ejemplo, cuando el ácido clorhídrico ( $HCl$ ) se disuelve en agua, se ioniza casi completamente en iones  $H^+$  y  $Cl^-$ ; como resultado de esto, una solución de  $HCl$  (ácido clorhídrico) contiene más iones  $H^+$  que  $OH^-$ . De modo inverso, cuando el hidróxido de sodio ( $NaOH$ ) se disuelve en agua, forma iones  $Na^+$  y  $OH^-$ ; así, en una solución de hidróxido de sodio en agua hay más iones  $OH^-$  que  $H^+$ .

Una solución es ácida cuando el número de iones  $H^+$  supera al número de iones  $OH^-$ , de modo contrario, una solución es básica -o alcalina- cuando el número de iones  $OH^-$  supera al número de iones  $H^+$ . Así, un ácido es una sustancia que provoca un incremento en el número relativo de iones  $H^+$  en una solución, y una base es una sustancia que provoca un incremento en el número relativo de iones  $OH^-$ .

Los ácidos y bases fuertes son sustancias, tales como el  $HCl$  y el  $NaOH$ , que se ionizan casi completamente en agua, dando como resultado incrementos relativamente grandes en las concentraciones de iones  $H^+$  y  $OH^-$ , respectivamente. Los ácidos y bases débiles, por contraste, son aquellos que se ionizan sólo ligeramente, dando como resultado incrementos relativamente pequeños en la concentración de iones  $H^+$  u  $OH^-$ .

Dada la fuerte tendencia de los iones  $H^+$  y  $OH^-$  a combinarse y la débil tendencia del agua a ionizarse, la concentración de los iones  $OH^-$  disminuirá siempre a medida que la concentración de los iones  $H^+$  se incremente (como, por ejemplo, cuando se añade  $HCl$  al agua), y viceversa. En otras palabras, si un ácido y una base de fuerzas comparables se añaden en cantidades equivalentes, la solución no tendrá un exceso ni de iones  $H^+$  ni de  $OH^-$ .

Muchos de los ácidos importantes en los sistemas vivos deben sus propiedades ácidas a un grupo de átomos llamado grupo carboxilo, que incluye un átomo de carbono, dos átomos de oxígeno y un átomo de hidrógeno (simbolizado como  $-COOH$ ). Cuando se disuelve en agua una sustancia que contiene un grupo carboxilo, algunos de los grupos  $-COOH$  se disocian y producen iones hidrógeno. Así, los compuestos que contienen grupos carboxilo son dadores de iones hidrógeno, o ácidos. Son ácidos débiles, sin embargo, porque el grupo  $-COOH$  se ioniza sólo levemente.

Entre las bases más importantes de los sistemas vivos se encuentran los compuestos que contienen al grupo amino ( $-NH_2$ ). Este grupo tiene una tendencia débil a aceptar iones hidrógeno, formando por lo tanto el grupo  $-NH_3^+$ . En tanto los iones hidrógeno son eliminados de la solución por el grupo amino, la concentración relativa de los iones  $H^+$  disminuye y la concentración relativa de los iones  $OH^-$  aumenta. Grupos, tales como el  $-NH_2$ , que son aceptores débiles de iones hidrógeno son, así, bases débiles.

Los químicos expresan el grado de acidez por medio de la escala de pH. El símbolo "pH" indica el logaritmo negativo de la concentración de iones hidrógeno en unidades de moles por litro. Los números cuyos logaritmos son de interés para nosotros son las concentraciones de iones hidrógeno en las soluciones, que se expresan en moles por litro.

La ionización que ocurre en un litro de agua pura da como resultado la formación, en el equilibrio, de 1/10.000.000 de mol de iones hidrógeno (y, como hemos notado previamente, exactamente la misma cantidad de iones hidróxido). En forma decimal, esta concentración de iones hidrógeno se

escribe como 0,0000001 mol por litro o, en forma exponencial, como  $10^{-7}$  mol por litro. El logaritmo es el exponente  $-7$  y el logaritmo negativo es  $7$ ; con referencia a la escala de pH, se lo menciona simplemente como pH  $7$ . A pH  $7$  las concentraciones de  $H^+$  y  $OH^-$  libres son exactamente iguales dado que están en agua pura. Este es un estado neutro. Cualquier pH por debajo de  $7$  es ácido y cualquier pH por encima de  $7$  es básico. Cuanto menor sea el valor del pH, mayor será la concentración de iones hidrógeno. Dado que la escala de pH es logarítmica, una diferencia en una unidad de pH implica una diferencia de  $10$  veces en la concentración de iones hidrógeno. Por ejemplo, una solución de pH  $3$  tiene  $1.000$  veces más iones  $H^+$  que una solución de pH  $6$ .

Una diferencia de una unidad de pH refleja una diferencia de  $10$  veces en la concentración de iones  $H^+$ . Las bebidas cola, por ejemplo, son  $10$  veces más ácidas que el jugo de tomate. Los jugos gástricos son  $100$  veces más ácidos que las bebidas cola.

Casi toda la química de los seres vivos tiene lugar a pH entre  $6$  y  $8$ . Como excepciones notables podemos mencionar los procesos químicos en el estómago de los humanos y otros animales, que tienen lugar a pH de aproximadamente  $2$ . La sangre humana, por ejemplo, mantiene un pH casi constante de  $7,4$ , a pesar del hecho de que es el vehículo de gran número y variedad de nutrientes y otros compuestos químicos que reparte entre las células, así como de la eliminación de desechos, muchos de los cuales son ácidos y bases.

El mantenimiento de un pH constante, un ejemplo de homeostasis, es importante porque el pH influye en gran medida en la velocidad de las reacciones químicas. Los organismos resisten cambios fuertes y repentinos en el pH de la sangre y otros fluidos corporales por medio de amortiguadores o buffers, que son combinaciones de formas dadoras de  $H^+$  yceptoras de  $H^+$  de ácidos o bases débiles.

Los buffers mantienen el pH constante por su tendencia a combinarse con iones  $H^+$ , eliminándolos así de la solución cuando la concentración de iones  $H^+$  comienza a elevarse y liberándolos cuando desciende. En los sistemas vivos funciona una gran variedad de buffers, siendo cada uno de ellos más efectivo al pH particular en el que las concentraciones del dador y del aceptor de  $H^+$  son iguales.



---

**El cuarto Blanco - Biblioteca Web**