

ESTRUCTURA E IMPORTANCIA DEL AGUA EN EL METABOLISMO CELULAR

El agua interviene en casi todas las reacciones químicas de la célula. La Bioquímica estudia las propiedades y de las reacciones de los compuestos orgánicos presentes en el organismo. Sin embargo, no debe olvidarse que en las células vivas la mayor parte de los compuestos bioquímicos existen y la mayor parte de las reacciones se desarrollan en un medio acuoso.

El agua es tan familiar para los seres vivos que generalmente la consideramos como un fluido muy simple, pero las propiedades físicas y químicas del agua son trascendentes y tienen profundos significados para la Biología, sus propiedades son muy importantes para el funcionamiento celular, de hecho están directamente relacionadas con las propiedades de las biomoléculas y, por tanto, con el metabolismo.

Las estructuras de las macromoléculas que conforman a los seres vivos son el resultado de las interacciones con el medio acuoso que las contiene. La combinación de las propiedades del disolvente responsables de las asociaciones intra e intermoleculares de estas sustancias es característico del agua; ya que ninguna otra sustancia se asemeja al agua a este respecto.

Por lo anteriormente expuesto, no debe sorprendernos que el agua sea la sustancia más abundante en los sistemas biológicos, de hecho más del 70% de los seres vivos está formado por agua. No olvidemos que el agua aunque es un compuesto vital, por si misma carece de vida.

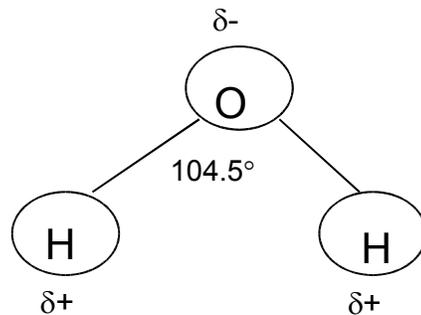
ESTRUCTURA DEL AGUA

Muchas de las propiedades de la molécula de agua se explican por la estructura geométrica característica y que ninguna otra molécula reúne.

Los átomos de hidrógeno y oxígeno se acomodan en una geometría no lineal donde el enlace H-O-H forma un ángulo de 104.5° . Esta disposición de electrones en la molécula de agua le confiere asimetría electrónica.

El átomo de oxígeno, más electronegativo, tiende a atraer los electrones no compartidos del átomo de hidrógeno y deja desnudos los núcleos de hidrógeno. El resultado es que cada uno de los dos átomos de hidrógeno posee una carga local parcial positiva (δ^+). El átomo de oxígeno, a su vez, posee una carga local parcial negativa (δ^-).

De acuerdo a lo anterior, aunque la molécula de agua no posee una carga neta, es un dipolo eléctrico.



Cuando dos moléculas de agua se aproximan mucho, se establece una atracción electrostática entre la carga parcial negativa situada sobre el átomo de oxígeno de la molécula de agua y la carga parcial positiva situada sobre un átomo de hidrógeno de una molécula adyacente. Ello va acompañado por una redistribución de las cargas electrónicas de ambas moléculas. A esta unión se le llama enlace de hidrógeno (conocido también como puente de hidrógeno). Debido a la ordenación casi tetraédrica de los electrones alrededor del átomo de oxígeno, cada molécula de agua es potencialmente capaz de unirse mediante enlaces de hidrógeno con 4 moléculas de agua vecinas. Esta propiedad es la responsable de la elevada cohesión interna del agua líquida. Los enlaces de hidrógeno son relativamente débiles comparados con los enlaces covalentes.

Otra propiedad importante de los enlaces de hidrógeno es que su fuerza es máxima cuando los dos grupos que interactúan se hallan orientados de modo que proporcionen el máximo de atracción electrostática.

Además, a diferencia de otros compuestos de bajo peso molecular (gases a temperatura ambiente), el agua es líquida debido a la tendencia a formar puentes de hidrógeno.

Propiedades fisicoquímicas del agua y su relación con algunos procesos fisiológicos.

El agua es el único compuesto que debido a sus propiedades físicas puede ser clasificado aparte de cualquier otro líquido. Todas estas características están involucradas directamente con la formación de puentes de hidrógeno, que como ya se comentó anteriormente, son interacciones moleculares muy débiles pero en conjunto permiten formar estructuras moleculares muy complejas.

Calor específico: Se define como la cantidad de energía calorífica necesaria para elevar la temperatura de 1 gramo de sustancia en 1°C. Para el agua el valor es de 1cal/g, valor alto en comparación con otros líquidos. Esto se puede entender como que el agua, absorbe más energía calorífica que la mayoría de las sustancias. La humedad de los bosques es definitiva para mantener con menores cambios de temperatura a dicho ecosistema, en comparación con lo que se observa en los desiertos. En los mamíferos ayuda a mantener la temperatura homogénea del cuerpo, mediante el bombeo constante de sangre del corazón hasta los tejidos periféricos, ya que el componente más abundante de la sangre es el agua.

Calor de vaporización: Es la energía gastada en la evaporación de 1 mol de un líquido en su punto de evaporación, representa la cantidad de energía cinética que requieren las moléculas en el estado líquido para vencer su mutua atracción y alejarse unas de otras, tal como ocurre en estado gaseoso.

El calor de vaporización del agua es alto, por lo tanto, se minimizan las pérdidas de agua que pudieran ocurrir en los seres vivos debido a la evaporación, de manera que lo protege contra la deshidratación. Por otro lado, si la evaporación ocurre, provee de un eficiente sistema de enfriamiento, ya que la energía indispensable para la evaporación 'la toma' el agua de la superficie del ser vivo con lo que se aprecia una sensación de frescura.

Tensión superficial: Es una fuerza de atracción que se manifiesta en la superficie de un líquido, debido a la atracción que sufren las moléculas de la superficie hacia el seno del líquido. En un capilar, la capacidad de mojarlo y su fuerza adhesiva hacen que el agua suba por el capilar y, debido a la tensión superficial y viscosidad, las moléculas del seno

'siguen' a las de la superficie, este fenómeno se puede encontrar difundido en la naturaleza: en las raíces de las plantas, en los tallos, en la circulación de los líquidos de los animales. El agua puede ascender más de 100 m de altura en los árboles.

Una gran porción de la membrana de cualquier célula la constituyen los lípidos, es factible que el paso de agua a través de las membranas celulares se realice en porciones que asemejan capilares de corta longitud.

Constante dieléctrica: Propiedad de los disolventes de separar iones de cargas opuestas. El agua tiene uno de los valores de constante dieléctrica más elevado. El principal efecto como consecuencia de lo anterior, es que moléculas o partículas cargadas eléctricamente son fácilmente disociadas en presencia del agua.

Esta observación es muy importante para los sistemas biológicos, pues la diferencia en los gradientes iónicos es la base energética y funcional de muchos procesos.

Densidad: El agua líquida es más densa que el hielo a presión y temperatura estándar. Existe un cambio positivo en el volumen después del congelamiento, lo que ocasiona que el hielo flote. Si el hielo no flotara, la vida acuática en cuerpos de agua como lagos y en los polos terrestres, no existiría, pues se congelaría todo el cuerpo hasta la superficie, de hecho, la capa de hielo se convierte en un aislante térmico.

El agua tiene los más altos puntos de ebullición y de fusión, así como la mayor viscosidad de todos los hidruros de elementos no metálicos. Estas propiedades características del agua son consecuencia de su cohesión interna muy elevada, las moléculas tienden a 'agruparse' debido a que forman una extensa red de puentes de hidrógeno. Como se menciono anteriormente cada molécula de agua puede formar puentes de hidrógeno con 4 moléculas de agua vecinas que se alcanzan en los cristales de hielo. Las moléculas de agua continuamente cambian su orientación geométrica y forman nuevos puentes de hidrógeno con otras moléculas vecinas. Esto sucede cada 10^{-12} s.

Agua como disolvente

El agua tiene una capacidad excepcional de disolver biomoléculas presentes en los organismos vivos, puede disolver sustancias iónicas, polares y también las que no tiene carga, por lo que se le conoce como el disolvente universal. Muchas biomoléculas sin carga se disuelven fácilmente en agua porque tienen grupos funcionales polares que forman interacciones dipolo-dipolo favorables.

Debido a que los compuestos iónicos y polares tienen mayor preferencia por las moléculas de agua, se denominan hidrofílicas. No todos los compuestos que tienen grupos funcionales polares son solubles en agua, así aquellos que tienen un componente hidrocarbonato relativamente grande (más de 4 carbonos) son insolubles salvo que tengan un grupo iónico o varios polares.

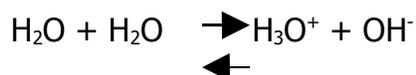
Las moléculas con grupos capaces de formar enlaces de hidrógeno tienden a unirse con el agua con este tipo de enlace, disolviendo fácilmente compuestos hidroxilo, aminas, compuestos sulfhidrilo, ésteres, cetonas, etc.

Los compuestos no polares son insolubles en agua ya que carecen de iones o grupos funcionales polares, a estos compuestos se les denominó hidrófobos.

Existen otros compuestos de importancia bioquímica, son iónicos y no polares, estos compuestos son denominadas anfipáticos o anfifílicos. Las sales metálicas de los ácidos carboxílicos de cadena larga son ejemplos de este tipo de compuestos.

Concepto del pH y pK

La reacción más importante del agua es su auto disociación o ionización reversible para generar iones hidronio e hidroxilo.



Es necesario saber hasta que punto se lleva a cabo esta reacción de ionización, cuanto más moléculas de agua se disocian, más iónico será el medio. Para tener una medida cuantitativa del punto de equilibrio podemos utilizar la siguiente ecuación:

$$K_{eq} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

Experimentalmente se ha determinado que la K_{eq} a 25°C es de 1.8×10^{-16} . Con este valor y despejando de la ecuación anterior, podemos obtener un valor aproximado para la concentración de hidronio e hidróxilo, dividiendo el peso de H_2O en un litro (1000g) entre su peso molecular (18g/mol); $[H_2O] = 55.5 \text{ M}$

$$\begin{aligned} [H^+][OH^-] &= K_{eq}[H_2O] \\ &= (1.8 \times 10^{-16})(55.5) \\ &= 1 \times 10^{-14} \end{aligned}$$

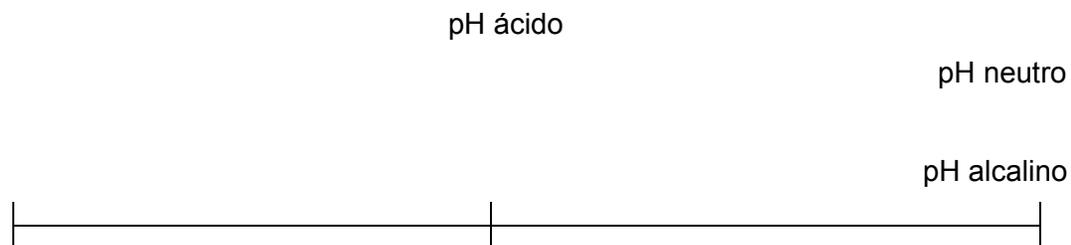
De acuerdo a la ecuación química de la disociación $[H^+]$ y $[OH^-]$ deberán tener la misma concentración por lo tanto:

$$[H^+] = [OH^-] = (1 \times 10^{-14})^{1/2} = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$$

Sorensen en 1909, definió el concepto de pH como:

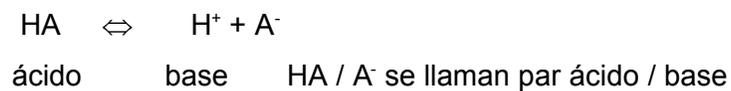
$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

Así, un valor de $[H^+]$ de $1 \times 10^{-7} \text{ M}$ se convierte en $\text{pH}=7$. La escala completa de pH es de 0 a 14. La característica logarítmica de ésta escala es importante, ya que cada dígito de pH que aumenta o disminuye representa un cambio de $[H^+]$ de diez veces. Una disolución de pH 7 tiene diez veces más $[H^+]$ que una disolución de pH 8.



El pH va a depender de las sustancias que se encuentren en disolución (ácidas o básicas) ya que éstas serán capaces de aumentar o disminuir la concentración de $[H^+]$.

En términos prácticos, un ácido lo podemos definir como una sustancia capaz de liberar un protón H^+ en agua, por otra parte, una base será la sustancia capaz de aceptar dicho protón.



La fuerza de un ácido o la medida de su tendencia de liberar un protón, puede definirse como su constante de disociación. Para cualquier ácido HA, la constante de disociación ácida K_a la podemos definir como:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

El ácido clorhídrico (HCl) que es un ácido fuerte típico, tiene una K_a muy grande, mientras que el ácido acético (CH_3COOH), ejemplo de un ácido débil o el ión NH_4^+ tienen una K_a pequeña debido al bajo grado de disociación que presenta la molécula, por lo que un ácido o base fuerte se disociará más que un ácido o base débiles.

Cuanto mayor es K_a más fuerte será el ácido, y por tanto mayor su disociación.

Al igual que el pH, el manejo como K_a en notación exponencial es complicada, por lo que se puede modificar a:

$$pK_a = - \log k_a$$

Asimismo, el valor de pK_a es una medida cuantitativa de la fuerza de un ácido, cuanto más pequeño es el valor de pK_a , más fuerte es el ácido.

Los ácidos que tienen dos o más protones ácidos, se denominan polipróticos. No todos los protones ácidos de un ácido poliprótico se disocian en el mismo pK_a .

BIBLIOGRAFÍA:

1. Mathews, C.K., Van Holde K.E., Ahern K.G., : Bioquímica. Pearson Addison Wesley. España, 2004.
2. Boyer R.: Conceptos de Bioquímica. International Thomson Editores. México, 2000.
3. Murray R.K., Mayes P.A., Granner D.K., Rodwell V.W.: Harper Bioquímica Ilustrada. Manual Moderno. México, 2004.
4. Campbell M.K., Farrel S.O.: Bioquímica. International Thomson Editores. México, 2004.