RIDUNAJ
Repositorio Institucional
Digital UNAJ

Universidad Nacional
ARTURO JAURETCHE

Material Académico

Juan R. De Xammar Oro

Biofísica del agua

2003 *Ciencia e Investigación, Vol. 55, Núm. 2*

Asociación Argentina para el Progreso de las Ciencias

Esta obra está bajo una Licencia Creative Commons.
Atribución – No comercial – Sin obra derivada 4.0
https://creativecommons.org/licenses/by-nc-nd/4.0/

Documento descargado de RID - UNAJ Repositorio Institucional Digital de la Universidad Nacional Arturo Jauretche

Cita recomendada:
De Xammar Oro, J. R. (2003). Biofísica del agua. *Ciencia e Investigación*, Vol. 55(2).
https://rid.unaj.edu.ar/handle/123456789/3755

BIOFÍSICA DEL AGUA

Juan R. de Xammar Oro
Miembro de la Carrera del Investigador Científico del CONICET. Profesor de Biofísica en la Facultad de Ciencias Exactas de la Universidad Nacional de La Plata.
xammar@iflysib.unlp.edu.ar
xammar@Argentina.com,

El agua, una molécula simple y a la vez extraordinaria, puede ser considerada como el líquido de la vida. Durante la evolución, los organismos vivos se han adaptado al ambiente acuoso y han desarrollado sistemas que les permiten aprovechar sus inusitadas propiedades.

De las moléculas de las cuales están constituidos los seres vivos, la que más abunda es, por mucho, la de agua, que representa del 60 al 95 % del peso de todo sistema vivo, en promedio se suele hablar de un 75 %. La vida en nuestro planeta empezó en el agua, y toda vida actual requiere de la misma. Es el líquido más común de la Tierra, las tres cuartas partes de la superficie terrestre esta cubierta por ella. Pero no confundamos «común» con «ordinario», porque el agua no es un líquido ordinario en absoluto, muy por el contrario resulta realmente extraordinario debido a que su comportamiento es sumamente complejo. Si no lo fuese, es muy improbable que hubiese podido evolucionar alguna vez la vida sobre la faz de la Tierra.
Para entender sus propiedades ha sido necesario utilizar las más sofisticadas técnicas analíticas conocidas hasta hoy así como de procedimientos de simulación con sistemas computacionales, que han sido posibles ahora por el enorme avance en el campo de la informática. El agua ha recibido probablemente más atención científica y tecnológica que ninguna otra sustancia. Analizando sus propiedades (particularmente las estructurales) se pueden entender fenómenos como la anomalía en su densidad (que su fase sólida sea menos densa que su fase líquida), su gran capacidad de almacenamiento de calor y su papel fundamental en la relación estructura-función de las biomacromoléculas.

LA MOLÉCULA DE AGUA

A los efectos de entender porque el agua es tan extraordinaria y como, por ello, desempeña su papel singular y crucial en el fenómeno de la vida, debemos comenzar por conocer su estructura molecular. Como se muestra en la figura 1, la molécula de agua consta de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno unidos covalentemente. La disposición tetraédrica de los orbitales sp3 del oxígeno determina un ángulo (en forma de V) de 104,5º y la distancia O-H es de 0.96 Å, además el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno y atrae con más fuerza a los electrones de cada enlace dando lugar a una distribución asimétrica de sus nubes electrónicas. El resultado es que la molécula de agua, aunque tiene una carga total neutra (igual número de protones que de electrones), presenta un campo eléctrico en su vecindad debido a esa asimetría. Alrededor del oxígeno se concentra una densidad de carga negativa, mientras que los núcleos de hidrógeno desprovistos parcialmente de sus electrones quedan desnudos, y manifiestan, por tanto, una densidad de carga positiva. El hecho que tengamos dos cargas positivas y dos negativas desplazadas una cierta distancia crea un momento dipolar eléctrico lo que la convierte en una molécula polar a.

a- Para expresarlo de una forma simple podemos decir que «dipolo es el sistema formado por dos cargas iguales pero de signo opuesto, separadas por una distancia pequeña». Este sistema viene caracterizado físicamente por su momento dipolar que se define como el producto del módulo (valor

independiente del signo) de una de sus cargas por la distancia que las separa. De esta forma las moléculas que presentan simetría en su distribución de cargas (positivas y negativas) tendrán momento dipolar nulo y se las denomina no polares (ó apolares) y, las que poseen asimetría en esa distribución de cargas tendrán momento dipolar distinto de cero llamándoselas polares.

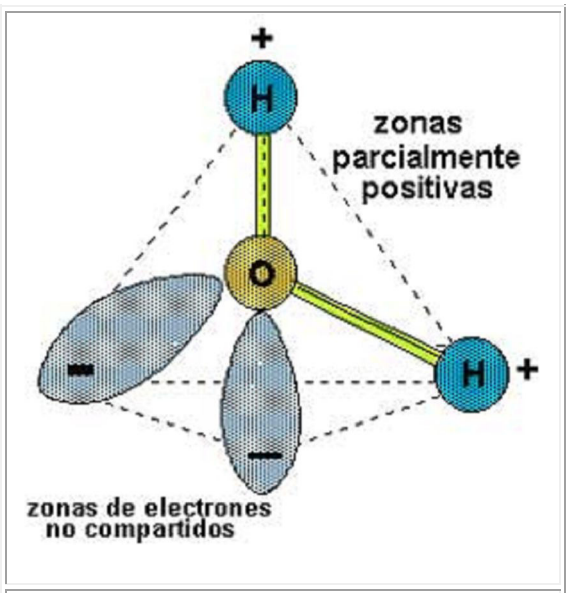


figura 1

Al poseer zonas con carga parcial positiva y zonas con carga parcial negativa, las moléculas de agua vecinas son atraídas entre sí como pequeños imanes. Esta interacción se ha dado en llamar enlace (o puente) de hidrógeno b (figura 2). Este enlace se forma, entre un grupo dador de protones y otro aceptor. El oxígeno actúa como dador a lo largo de cada enlace O—H y como aceptor a lo largo de cada lóbulo negativo. Normalmente este enlace es altamente lineal, tan es así que cuando es forzado a apartarse de esa linealidad se debilita significativamente. Aún más, cuando el enlace es lineal tiene la máxima estabilidad.
Mientras que los enlaces de hidrógeno son relativamente débiles (pertenecen a las interacciones físicas) comparados a otros tipos de enlaces (interacciones químicas), son lo suficientemente fuertes como para darle al agua muchas propiedades únicas, como ser que el hielo posea una estructura cristalina abierta (lo que provoca un descenso de su densidad y, por otra parte, lo hace susceptible de poder llegar a incluir en su interior otros átomos o moléculas pequeños sin prácticamente perturbar la disposición de su estructura normal) y que el agua sea un líquido estructurado.

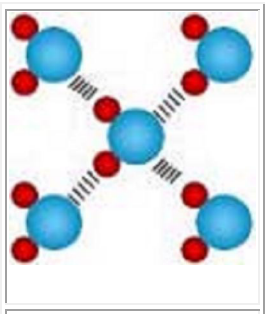


figura 2

b La existencia de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de agua, fue sugerido por primera vez por Linus Pauling (premio Nóbel de Química 1954 y premio Nóbel de la Paz 1962) y se puede definir como «la interacción en la cual un átomo de hidrógeno hace de enlace lineal entre dos átomos electronegativos (fundamentalmente flúor, oxígeno y nitrógeno), sujetándolo a uno con un enlace covalente y al otro con una fuerza puramente electrostática».

EL AGUA COMO SÓLIDO

Si bien en biología el interés esta centrado fundamentalmente en el agua líquida se hace imprescindible una breve referencia a su estado sólido, el hielo. Esto se debe por que, por una parte los problemas de congelación tienen importancia en medicina (criopreservación de materiales biológicos con fines de trasplante; criopreservación de óvulos, espermatozoides y embriones para inseminación artificial y clonación; patologías producidas en accidentes por congelamiento, etc.) y en la tecnología para la conservación de alimentos, pero porque también facilita la comprensión del estado líquido.

El hielo puede presentar varias formas cristalinas distintas, identificadas como Hielo I, II, III, etc. La formación de una u otra depende de las condiciones físicas en las que el agua es llevada desde el estado líquido al sólido (presión y velocidad de enfriamiento). Cuando se forma a presión normal (760 mm de mercurio) y enfriándose muy lentamente, es decir dándole a las moléculas todo el tiempo necesario para que logren el estado de mínima energía potencial, se obtiene el Hielo I que corresponde al orden más regular de todos y es al que nos vamos a referir.

La técnica de difracción de Rayos X (véase el recuadro “Radiografía del agua”) ha permitido demostrar la existencia de una red cristalina en la que los átomos de oxígeno forman celdas hexagonales con conformación tipo silla y bote (según el ángulo de observación). Cada molécula de agua esta unida, por enlaces de hidrógeno, con cuatro vecinas siguiendo el patrón tetraédrico (ligeramente distorsionado), lo que da como resultado que el hielo posea una estructura abierta, caracterizada por una sucesión de cavidades (o intersticios) en toda su extensión como se puede observar en la figura 3.

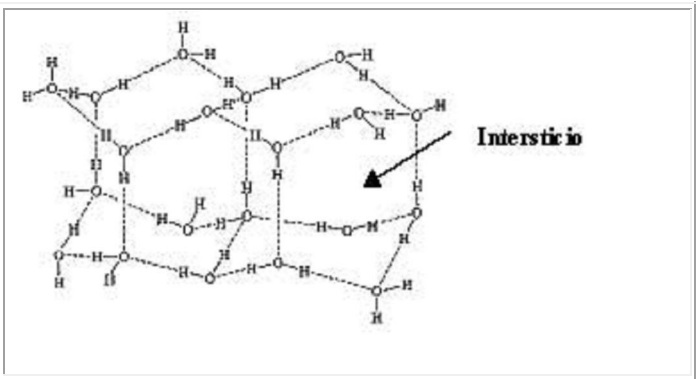


Fig. 3.- Red cristalina de HIELO I.
Distancia entre átomos de O 2,76Å, entre H y O covalente 0,99Å, entre H y O electrostático 1,77Å, entre la red y el centro del intersticio 2,9Å, ángulo entre H 107º (estas dimensiones pueden variar algo con la temperatura).

Nótese que el tamaño de una molécula de agua 2,76 Å (considerado como la distancia entre dos

oxígenos) resulta mucho menor que el diámetro de un intersticio ~5,8 Å, se explica entonces que en él pueda llegar a alojarse una molécula de agua libre, sin prácticamente distorsionar la red. Este hecho no ocurre en el Hielo I, donde los intersticios permanecen vacíos, lo cual es de fundamental importancia para ocasionar que el agua en su estado sólido sea menos densa que como líquido, por lo que hielo flota en el agua. Por tener una estructura abierta aumenta su volumen acarreando consecuencias desastrosas en las cañerías de agua. Si bien en el daño celular por congelamiento interviene esta misma razón, hoy sabemos que lo que realmente ocurre no es tan simple (véase Congelamiento de Sistemas Biológicos). Sin embargo este aumento de volumen y la menor densidad del hielo resultan altamente beneficiosos para la vida. Si el agua siguiera contrayéndose al congelarse, como sucede con otros líquidos y el hielo fuese más denso que el agua líquida los lagos, los estanques y otros cuerpos de agua se congelarían de abajo hacia arriba. Una vez que se acumulase hielo en el fondo, no podría derretirse estación tras estación. En la primavera y el verano se detendría el congelamiento, pero no se eliminaría el hielo existente. En consecuencia año tras año aumentaría la masa congelada hasta terminar con toda forma de vida. En cambio, la capa de hielo que flota como ocurre realmente, por el contrario, protege a los organismos acuáticos porque aísla térmicamente muy bien al agua líquida que está debajo.
El punto de fusión del agua es 0 ºC y para que pase del estado sólido al líquido requiere 79,9 calorías por gramo y esto se conoce como calor latente de fusión. A medida que el hielo se funde, recibe calor de su medio circundante y de este modo lo enfría. La energía calórica que absorbe el hielo se utiliza en romper gran parte de los enlaces de hidrógeno de la red. Al congelarse el agua, sucede el proceso inverso, se libera la misma cantidad de calor hacia el medio ambiente. De este modo, el hielo y la nieve estabilizan la temperatura, en particular en los períodos de transición de primavera y otoño. Esta moderación de los cambios bruscos de temperatura ofrece tiempo a los organismos para establecer los ajustes estacionales esenciales para sobrevivir.
Recordemos también que la expansión del agua al solidificarse tiene efectos geológicos importantes. El agua que se introduce en las grietas diminutas de las rocas de la superficie terrestre crea una enorme presión al solidificarse, y parte o rompe las rocas. Esta acción del hielo desempeña un papel importante en la erosión.

RADIOGRAFÍA DEL AGUA.
Las herramientas más poderosas con que cuenta la ciencia para el estudio de las estructuras de los sólidos son la Difracción de Rayos X (DRX) y la Difracción de Neutrones (DN). Los rayos X son dispersados por las nubes electrónicas de los átomos, en tanto que los neutrones lo son directamente por sus núcleos. Esto es de gran importancia para el caso particular del estudio del hielo ya que casi el total de las nubes electrónicas se encuentran sobre los oxígenos mientras que los protones de los hidrógenos quedan prácticamente desnudos. En consecuencia por DRX se puede determinar solo la posición de los oxígenos (que es equivalente a decir la de cada molécula de agua), y luego por DN completamos la de los hidrógenos, obteniéndose así una imagen íntegra de la ubicación de los oxígenos e hidrógenos en el hielo.
Los diagramas de difracción están directamente relacionados con la distribución espacial de las partículas que componen el material que se analiza. Mediante una Transformada de Fourier se pasa de la “función de intensidad de radiación difractada” a la “función de distribución espacial”, y viceversa. La función de distribución espacial más sencilla es la función de distribución radial, g(r) que representa la probabilidad de encontrar a un par de partículas del material separadas por una distancia r.
Consideremos ahora la forma de la función de distribución radial, obtenida por DRX, para los casos de agua en estado gaseoso, sólido y líquido.
En estado gaseoso, las moléculas están muy dispersas, en continuo movimiento, y no interactúan entre sí. Consecuentemente son independientes, lo que hace que se distribuyan uniformemente en todo el espacio disponible, de modo que la probabilidad de encontrar un dado número de moléculas

en un determinado volumen del recipiente es siempre la misma. Resulta así que para el estado gaseoso la función g(r) es constante.
En el hielo, los átomos de oxígeno se ubican en celdas elementales las cuales se repiten en forma periódica a lo largo de toda la sustancia. En la función de distribución radial, los valores de (r) que coincidan con las separaciones entre átomos de oxígenos serán los de más alta probabilidad, en cambio, sucederá lo contrario con los que no coincidan. Además, debido a la regularidad del cristal, la función g(r) presentará picos estrechos separados regularmente por regiones de valles planos cercanos a cero. El orden de la red se manifiesta en la regularidad con la que aparecen estos picos en la función de distribución radial.
¿Qué forma tiene la g(r) en agua líquida?. Si a partir de su diagrama de DRX calculamos su función de distribución radial todavía observaremos una alternancia entre máximos y mínimos pero que conforme aumenta la distancia de separación se va volviendo más plana y constante, pareciéndose cada vez más a la de un gas. Decimos por eso que el agua líquida es un material cuya estructura posee ordenamiento de corto alcance, a lo sumo de unas cuantas moléculas cercanas. Esto es muy diferente del ordenamiento de largo alcance de un cristal como el hielo, en el que el orden puede persistir a lo largo de muchos millones de átomos.
En los sólidos además de la función de distribución radial g(r) se puede obtener otra función (también a partir del diagrama de DRX) la de distribución angular F(q). Así, con ambas funciones, podemos conocer la probabilidad de encontrar una partícula a una distancia r y ángulo q respecto de otra tomada como referencia. Contar con estas dos funciones es lo que hace de la DRX (y DN) una herramienta muy poderosa para el estudio de la estructura de los sólidos. No sucede lo mismos con los líquidos que al no poder obtenerse la función F(q) (debido a la difusión de las moléculas) se pierde gran parte de la información. Por lo tanto, el estudio de la estructura de los líquidos debe complementarse con otras técnicas como las de relajación dieléctrica y resonancia magnética nuclear entre otras.

EL AGUA, UN LÍQUIDO ESTRUCTURADO.

Hoy sabemos que el agua es un líquido estructurado. Son muy pocos los líquidos que caen dentro de esta clasificación. Particularmente el agua es una de las sustancias naturales en donde se manifiesta una estructura con mayor intensidad y a ello se deben muchas de sus propiedades extraordinarias.
El concepto de estructura u orden en un líquido puede escapar a la imagen intuitiva que posiblemente se tenga de ella. A diferencia de la de un sólido se trata de una imagen dinámica con una interpretación estadística de la relación que existe entre sus partículas componentes. Cabe entonces la pregunta: ¿cuándo podemos afirmar que una sustancia posee una cierta estructura?. Esto ocurre cuando podemos definir ciertas unidades estructurales mediante ángulos y longitudes de enlace intermoleculares, con un tiempo de vida medio de por lo menos diez veces superior al período de vibración molecular y, además, el número de esas unidades estructurales debe ser pequeño y repetirse periódicamente.
En los sólidos esas unidades son estables y permanentes pero en los líquidos no. En estos al menos por algún tiempo las moléculas vibran en su posición de equilibrio con una cierta ordenación y no al azar y transcurrido ese tiempo las moléculas van pasando a otras posiciones dándole de esta manera su propiedad de fluidez. En el agua líquida, las fuerzas responsables de tal ordenamiento siguen siendo los enlaces de hidrógeno. La diferencia fundamental entre la estructura del agua sólida y la del agua líquida es que en la primera los enlaces de hidrógeno son estables (por eso no fluye) en tanto en la segunda son inestables (se forman y se rompen continuamente) de modo que la distribución de estructuras sólo puede interpretarse estadísticamente. Debido a esto en el sólido se observa una estructura con un ordenamiento de largo alcance que abarca toda la sustancia mientras que en el líquido es de alcance corto o local. Es decir, que dada una molécula determinada en el agua líquida se puede encontrar una ordenación a unos pocos radios moleculares de distancia pero más lejos no es posible establecer un orden respecto de dicha molécula.

La estructura del agua líquida puede analizarse examinando lo que ocurre cuando el hielo recibe calor y se funde (de aquí la importancia de conocer previamente el estado sólido). Cuando esto ocurre, el orden estable de las moléculas de agua comienza a perderse ya que se producen rupturas y flexiones de enlaces de hidrógeno. Por encima del punto de fusión y a medida que la temperatura aumenta, habrá un cierto número de moléculas con energía cinética suficiente que les permite romper sus cuatro enlaces de hidrógeno y al quedar libres, algunas podrán caer en los intersticios y el agujero dejado por ella, en la red, migrar hacia la superficie. Por otra parte, la ruptura y flexión de los enlaces hace perder la linealidad de los mismos permitiendo que las moléculas se acerquen más entre sí aumentando el número de moléculas vecinas de agua. De esta manera la estructura se compacta más, lo que explica su característico aumento de densidad. A los 4 ºC, temperatura a la que la densidad es máxima (0,999975 g/cm3), se supone que se alcanza un equilibrio dinámico entre las moléculas que entran y salen de los intersticios y entre la producción de agujeros y su migración obteniéndose el máximo acercamiento entre moléculas vecinas. Al seguir aumentando la temperatura, este equilibrio se rompe, la producción de agujeros supera a la migración, y el continuo aumento de la energía cinética de las moléculas lleva nuevamente a su separación y, por consiguiente, a un descenso de la densidad (ver figura 4)

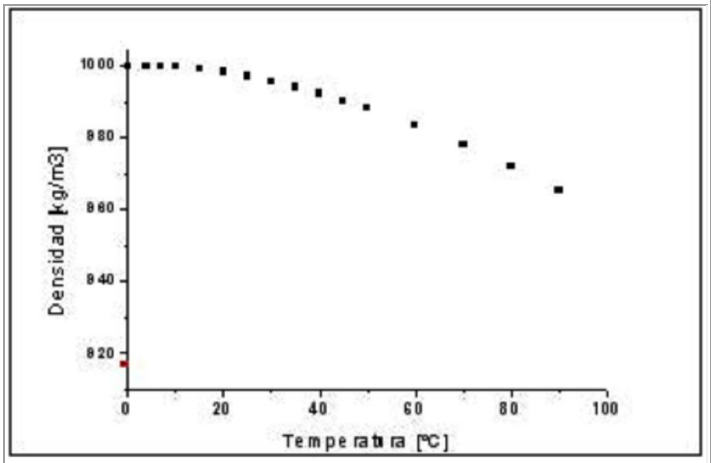


Fig. 4.- Comportamiento de la densidad del agua con la temperatura a presión normal.A 0ºC, la densidad del hielo no húmedo es 916,8 Kg/m3 mientras que la del agua es 999,8 kg/m3.

Debemos destacar que un importante número de técnicas aplicadas al estudio de la fase líquida del agua dan resultados que son favorables a un modelo de agua estructurada. Por ejemplo: Las difracciones de rayos X y de Neutrones dan funciones de distribución radial similares a las del hielo. Por técnicas dieléctrica y de resonancia magnética nuclear se obtienen tiempos de relajación que indican asociación entre moléculas. Mediciones termodinámicas muestran un comportamiento anómalo de la densidad con la temperatura y un valor de calor latente de fusión mucho menor al esperado de romperse todos los enlaces de hidrógeno al pasar de sólido a líquido (indicando que en el agua líquida se conservan muchos de ellos, factor necesario para lograr la estructuración antes mencionada). También favorece la existencia de cinco estados energéticos diferentes para las moléculas de agua y el alto valor de su capacidad calorífica. Lo mismo sucede con resultados obtenidos mediante técnicas de simulación por computadora.
¿Pero cuál es ese modelo?. Se han propuesto varios sin que ninguno de ellos sea plenamente satisfactorio. Para que su estudio sea posible, tienen que basarse en aproximaciones tanto físicas

como matemáticas. Además, ninguno de los modelos propuestos es universal, en el sentido de que ninguno de ellos ofrece predicciones cuantitativas para todas las propiedades del agua. Así pues, en la actualidad resulta difícil valorar las diferentes teorías sobre estructura del agua, teorías que no describiremos aquí. Sí diremos que actualmente el modelo más aceptado consiste en imaginar que la tan conocida estructura de hielo se mantiene en el agua líquida pero algo distorsionada y con una descripción estadística de su orden molecular. Esta estructura regular sólo se da por zonas restringidas llamadas clusters o cúmulos, y el resto corresponde a regiones de agua libre. Los clusters se extenderían aproximadamente en espacios de hasta 10-12 Å alrededor de una molécula de agua modificándose continuamente en el tiempo y abarcando hasta 15-20 moléculas de agua en cada instante.
Según este modelo las moléculas pueden encontrarse en cinco estados termodinámicos energéticos diferentes que corresponden a moléculas con 4, 3, 2 y 1 enlaces de hidrógeno en los clusters y sin enlaces en las moléculas libres, a diferencia con el hielo en el que las moléculas se encuentran en un único estado energético (formando 4 enlaces de hidrógeno por cada molécula). Este modelo recibe el nombre de Modelo de Clusters en inglés y de Cúmulos en castellano.

INTERACCIÓN DE AGUA CON OTRAS SUSTANCIAS.

Como en este solvente se encuentran inmersos todos los compuestos que forman los organismos vivos, es necesario evaluar cómo se ven afectados en sus interacciones. Este efecto se denomina hidratación, o la capacidad de las moléculas de agua para organizarse alrededor de un soluto. Para el análisis se considerará tres casos que ocurren en los sistemas biológicos, la hidratación de sustancias hidrofílicas, hidrofóbicas y anfipáticas.

SUSTANCIAS HIDROFÍLICAS

Son las amigas de agua, las que se disuelven espontáneamente en ella, como por ejemplo las sales iónicas. Al agregar una sal (NaCl, KCl, $MgSO_4$, etc.) al agua, se produce una alteración en el orden espacial de sus moléculas, alrededor del ion las moléculas de agua rompen sus interacción de enlaces de hidrógeno y su dipolo se orienta en el campo eléctrico del ion (se conoce como interacción ion-dipolo). Las propiedades individuales de cada sustancia no sólo se suman para dar las propiedades de la solución sino que se produce una interacción definida entre ellas que modifica sus propiedades.
Para explicar estas interacciones observemos la figura 5 que representa un catión hidratado. Se pueden observar tres zonas bien diferenciadas. La capa de moléculas de agua inmediatamente adyacente al catión es la zona que se conoce como primera capa o esfera de hidratación (I). Se considera que en esta zona se pierde el orden de estructura normal de agua pero se produce otro tipo de orden que consiste en la orientación de los dipolos de las moléculas de agua con el campo eléctrico del ion.
La zona mas alejada (III) corresponde al seno (o bulk) de la solución donde la influencia del soluto es nula y por lo tanto se mantiene inalterada la estructura normal del agua. La zona intermedia, conocida como segunda capa (o esfera) de hidratación (II) y que contiene muchas más moléculas de agua que la primera, se caracteriza por un alto grado de desorganización debido a que compiten con igualdad de fuerzas las interacciones ion-dipolo y los enlace de hidrógeno no logrando ninguna imponerse a la otra, por lo que se considera una zona de transición entre la (I) y la (III). Al formarse esta segunda capa de hidratación desorganizada por la presencia de un ion, la temperatura de la solución puede elevarse más fácilmente ya que será menor la cantidad de calor necesaria para romper el menor número de enlaces hidrógeno y mayor el calor destinado a aumentar la temperatura. Por su mayor contenido de moléculas de agua que en la región (I) la hidratación de sustancias iónicas aumenta el desorden molecular aumentando la entropíac del sistema. Esto hace que sea termodinámicamente favorable la formación de soluciones de compuestos iónicos.
Podemos profundizar el tema y decir que en la primer capa de hidratación mediante técnicas dieléctricas, es posible distinguir dos subzonas (IA y IB). La IA corresponde a las moléculas de agua

que están en contacto directo con el ion, en consecuencia sus dipolos se orientan totalmente y permanecen inmóviles frente a la aplicación de un campo eléctrico externo de los utilizados para medir propiedades dieléctricas (de orden de 0,5 a 1 mV/cm), por ello se suele decir que estas moléculas de agua están irrotacionalmente ligadas al campo eléctrico del ion. En tanto que en la IB los dipolos moleculares se orientan parcialmente en el campo eléctrico del ion y poseen una movilidad restringida. En las células de los organismos la presencia de iones presupone la existencia de esta agua de hidratación.

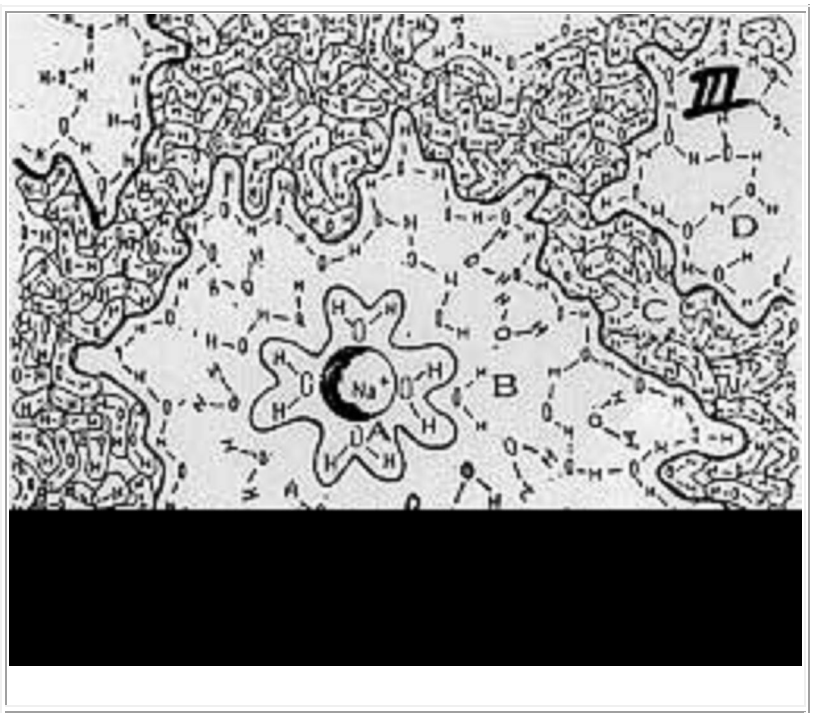


Fig. 5. - Zonas en que las moléculas de agua son afectadas en distinto grado por la hidratación de un ion simple. Ver descripción en el texto.

c- Clausius le dio ese nombre y la asoció con el "contenido de transformación", porque su variación entre el estado inicial y final de un proceso mide la capacidad de transformación espontánea del sistema. Ahora bien, para hacer más accesible su concepto podemos definirla (de acuerdo con Boltzman) como la "medida del grado de desorden del sistema". El segundo principio de la termodinámica afirma que en todo proceso espontáneo la entropía crece.

El estado de hidratación de un ion es función de diversos factores tales como su carga eléctrica y su radio iónico, pudiendo establecerse una clasificación entre iones de hidratación positiva y de hidratación negativa. Esta clasificación caracteriza su hidratación desde el punto de vista dinámico. Los iones de radio pequeño como Li+, Na+, se hidratan con mucha más fuerza (energía de hidratación) que los de radio mayor como K+. Esto se debe a que en los primeros las moléculas de agua se pueden acercar mucho más al centro del ion y a que, a igual carga el número de moléculas de agua involucradas en su hidratación es mayor. Como consecuencia de esto, el tiempo de vida medio del agua de hidratación en las cercanías del ion es mayor cuanto mayor sea la energía de hidratación, como sucede en los iones de radio pequeño, y lo contrario sucede en los iones de radio mayor. Si el tiempo de vida medio de las moléculas de agua en las cercanías de un ion es mayor que

el tiempo de vida medio de las moléculas de agua en las cercanías de otra molécula de agua, tomada como referencia, en el seno del solvente, se dice que la hidratación es positiva, si sucede lo contrario se habla de hidratación negativa. La consecuencia fundamental de esto es que al introducir en agua iones de hidratación positiva se restringe el movimiento del agua, en cambio si son de hidratación negativa aumenta la movilidad del agua. Por otra parte, la experiencia muestra que los iones de hidratación positiva arrastran su esfera de hidratación cuando el ion se traslada en la solución, en cambio esto no sucede en los de hidratación negativa sus esferas de hidratación se van formando a medida que van ocupando nuevos sitios. Esto tiene consecuencias biológicas muy importantes ya que no es lo mismo que un ion atraviese una membrana (canal iónico) «desnudo» o "recubierto" con su esfera de hidratación. Lo mismo sucede con los contraiones que se acercan para apantallar eléctricamente un sitio cargado de una biomolécula, con los sustratos en los sitios activos de enzimas, etc.
Otra clase de sustancias hidrofílicas comprende a las moléculas no iónicas pero polares o con la facultad de realizar enlaces de hidrógeno, tales como los azúcares, los alcoholes de bajo peso molecular, los aldehídos y las cetonas. Su solubilidad se debe a la tendencia de las moléculas de agua a establecer enlaces de hidrógeno con grupos funcionales polares, tales como los grupos hidroxilo de los azúcares y de los alcoholes y el átomo de oxígeno del grupo carbonilo de los aldehídos y de las cetonas.

SUSTANCIAS HIDROFÓBICAS
Son las enemigas del agua, las que no se disuelven espontáneamente en ella como sucede con la mayoría de las moléculas no polares. Esto se debe a que las moléculas hidrofóbicas no tienen forma de interaccionar significativamente con el agua sólo lo pueden hacer por acción de las fuerzas de Van der Waalsd, débiles y de corto alcance. En consecuencia, sería de esperar que la hidratación de estas sustancias sea mínima o no ocurra. Sin embargo la evidencia experimental indica que sí se produce, se la conoce como "hidratación hidrofóbica" y resulta de considerable importancia.

d- Las llamadas Interacciones de Van der Waals son de origen electrostático y se deben a dos fenómenos distintos, uno a dipolos inducidos por efecto de la proximidad mutua entre moléculas y el otro a dipolos instantáneos (Dispersión de London).

En muchos aspectos, la hidratación de las sustancias o regiones moleculares hidrofóbicas es diferente a la hidratación de las iónicas o polares. Las sales inorgánicas, como hemos visto, tienden a romper la estructura del agua por la hidratación. Los compuestos hidrofóbicos producen el efecto opuesto. Al agregar una sustancia hidrofóbica, las moléculas de agua vecinas tienden a reforzar su estructura normal de agua debido a la tendencia a formar más enlaces de hidrógeno entre si y a ser estos dinámicamente más estables. Las moléculas hidrofóbicas toman cierta distancia de las del agua ya que éstas debido a su estructura electrónica interaccionan preferentemente entre si y no con el soluto hidrofóbico. Este mayor ordenamiento del agua en la vecindad de las sustancias hidrofóbicas es tanto de carácter estático (dado que la estructura de agua se aproxima más a la del hielo) como dinámico (por la menor movilidad de las moléculas de agua).
Una consecuencia de esta mayor organización del agua es que la entropía de la solución es menor que la de los dos componentes por separado. Por lo tanto, la hidratación de las sustancias hidrofóbicas no cumple con uno de los principios básicos de la termodinámica según el cual para que un proceso ocurra espontáneamente la entropía debe aumentar. Esta es la explicación termodinámica de la dificultad de disolver sustancias hidrofóbicas en agua. Con el propósito de ofrecer la menor superficie posible de contacto con el agua y así minimizar esa disminución de entropía las moléculas hidrofóbicas se mantienen asociadas entre sí, fenómeno conocido como interacción hidrofóbica. La importancia de esta interacción en proteínas y ácidos nucleicos es mayor que la de los enlaces de hidrógeno y, como veremos en el punto siguiente, es la causa principal de la existencia de las

membranas biológicas.
¿Se puede afirmar que son hidrofóbicas todas las sustancias no polares?. Si bien la mayoría si lo son, hay excepciones. Se comportan como hidrofílicas aquellas moléculas no polares que poseen la capacidad de formar enlaces de hidrógeno y las que son lo suficientemente pequeñas como para poder ubicarse en los intersticios del agua sin necesidad de tener que romper la estructura de agua para disolverse como, por ejemplo, el 1,4-dioxano y el O2.

SUSTANCIAS ANFIPÁTICAS (anfifílicas)
Con este nombre conocemos a una extensa familia de sustancias que se caracterizan por tener bien diferenciada en la misma molécula una zona polar que interacciona fácilmente con el agua, y una zona hidrofóbica (normalmente constituida por hidrocarburos de cadena larga) de la cual el agua y otros compuestos polares quedan excluidos. Algunos ejemplos incluyen jabones, detergentes, fosfolípidos y ácidos biliares. La característica más relevante de estas sustancias es su capacidad de autoestructuración en la que las interacciones entre zonas hidrofílicas y zonas hidrofóbicas de unas moléculas con otras dan lugar a agregados supramoleculares como las monocapas (micelas) y bicapas (liposomas), que describiremos mas adelante. La autoestructuración en bicapas es el origen básico de las membranas biológicas. Los lípidos anfipáticos, por esta razón, son los componentes esenciales de las membranas biológicas lo que explica su enorme importancia en la constitución de las células.
Cuando se ponen muchas moléculas anfipáticas en agua, las colas hidrofóbicas de las diferentes moléculas se aglomeran evitando el contacto con el agua y dejando, a su vez, sus cabezas hidrofílicas expuestas al agua. De este modo se forma toda una gama de estructuras, que van desde unas monocapas tan sencillas como las micelas hasta bicapas como las membranas de las células. Una micela es una esfera formada por muchas moléculas que ponen sus colas hidrofóbicas hacia adentro y sus cabezas hidrofílicas hacia afuera. Las bicapas tienen una estructura constituida por moléculas que se acomodan en dos superficies paralelas confinando entre ellas a las colas hidrofóbicas como en un sándwich. Ambas estructuras se muestran en la figura 6.

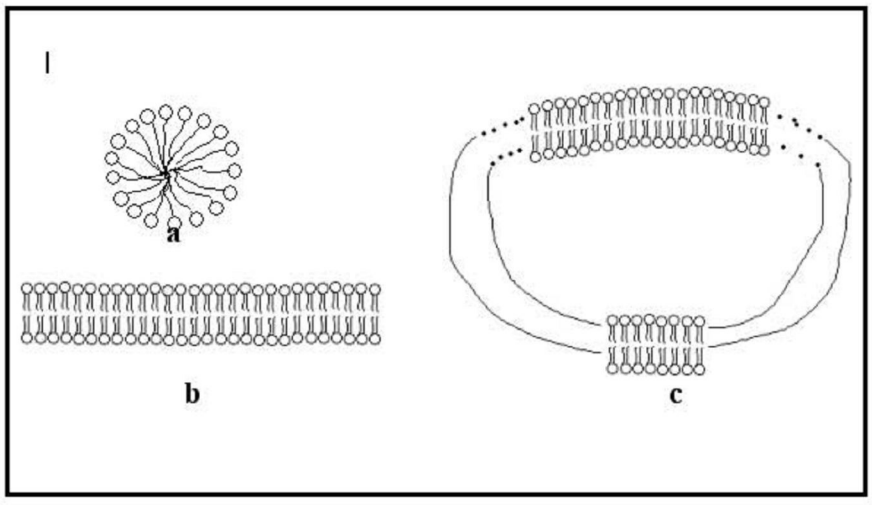


Figura 6

Fig. 6. - a) micela, b) bicapa plana, c) bicapa esférica. De que se formen una u otra de estas estructuras depende del tamaño y forma (geometría) de la molécula anfipática.

La estructura fundamental de la membrana celular es una bicapa de moléculas anfifílicas aproximadamente esférica (figura 6c). Esta bicapa separa el interior del exterior de la célula. Tanto el interior como el exterior son medios acuosos y las caras de la bicapa expuestas al interior y al exterior de la célula están formadas por las cabezas hidrofílicas. Desde luego, la membrana celular es mucho más complicada ya que no contiene solamente moléculas anfipáticas. Podríamos decir que éstas son a la membrana lo que los ladrillos son a una pared, sus piezas básicas. En el interior de la célula hay una sofisticada maquinaria para el sostén y reproducción de la vida. Para su funcionamiento, la célula requiere tomar y ceder sustancias desde y hacia su entorno. Esto es posible gracias a los mecanismos (proteínas específicas) para transportar materia que se encuentran embebidos en la membrana celular y que forman parte de la misma.
Las sustancias anfipáticas fueron esenciales al origen de la vida. Las primeras formas de vida consistieron en moléculas capaces de replicarse protegidas por una pared que diferenciara el mundo externo del interno, es decir, por una membrana primitiva. En nuestros días, todas las células de nuestro organismo y detodos los seres vivos tienen membranas formadas por moléculas anfipáticas.
Si se depositan moléculas anfipáticas sobre una superficie acuosa se forma una monocapa en las que los

grupos polares se enfrentan al agua y las colas hidrofóbicas se dirigen hacia el aire. Este fenómeno produce una reducción de la tensión superficial (ver La Tensión de Superficie), por esta razón, las sustancias anfipáticas son conocidas como tensioactivas.
Las sustancias anfipáticas son pues muy importantes para la vida, pero algunas de ellas también pueden destruirla. Las grandes cantidades de detergente no biodegradable que se arrojan diariamente a los ríos y mares del mundo contaminan el agua y matan tanto peces como plantas. Muchos de estos detergentes contienen fosfatos que sirven de nutrientes a algunas plantas. Éstas, al reproducirse de modo desmedido, pueden transformarse en plagas que alteran ecosistemas y extinguen otras especies vegetales y animales.

EL AGUA Y LAS MACROMOLÉCULAS BIOLÓGICAS

¿Cuál es el efecto del agua sobre las macromoléculas biológicas? ¿Cuál será el efecto de las macromoléculas biológicas sobre la estructura del agua?.
No es posible responder a estas preguntas por separado ya que ambos efectos son el resultado de interacciones mutuas. Las macromoléculas biológicas contienen tanto grupos no polares como polares con y sin carga eléctrica neta. En particular, las cadenas laterales de los aminoácidos que componen las proteínas, los nucleótidos en los ácidos nucleicos o los azúcares en los polisacáridos tienen esta dualidad que en química se define como anfoterismo. Por ejemplo, si un aminoácido con carga eléctrica se encuentra ubicado en la superficie de una molécula de proteína se hidratará en forma similar a la descrita anteriormente para los iones. Del mismo modo, un aminoácido hidrofóbico que queda expuesto al agua, se espera que cree un vacío local en la masa de agua e incremente su estructuración. Podemos decir que una macromolécula afecta la estructura del agua simultáneamente de varias maneras.
Esta reorganización de las moléculas de agua condiciona la estructura que la macromolécula adopta en solución. Tomemos como ejemplo lo que sucede con proteínas en solución. La secuencia lineal de los aminoácidos, determinada por la información genética que cada célula posee, constituye la estructura primaria de la proteína. A medida que los aminoácidos se van ensamblando empiezan a tener lugar interacciones entre los diversos aminoácidos de la cadena. Pueden formarse enlaces de hidrógeno entre el hidrógeno amino de un aminoácido y el oxígeno carbonilo de otro aminoácido pudiéndose así originarse dos estructuras posibles, una es la llamada hélice alfa y la otra lámina plegada beta que son dos formas de la estructura secundaria de las proteínas. Una vez formada la estructura secundaria entran en juego otras fuerzas. Las interacciones electrostáticas que pueden ocurrir entre los grupos de cargas distintas que se atraen entre sí y los de cargas iguales que se

rechazan. Por otra parte los grupos hidrofílicos de la proteína tratarán de quedar expuestos al agua en tanto que los hidrofóbicos de agruparse en el interior de la molécula. También pueden formarse uniones de azufre (S-S), enlaces de hidrógeno, puentes de agua (cadena formada por dos o más moléculas de agua) entre distintas regiones de la proteína. Así resulta un plegamiento de la proteína que recibe el nombre de estructura terciaria. Es importante destacar que la estructura normal que adopta la proteína es función no solo de la secuencia de aminoácidos sino también de las propiedades fisicoquímicas del medio, como ser fuerza iónica, pH, permitividad eléctrica, etc., términos que se definen más adelante.

DIFUSIÓN DE AGUA A TRAVÉS DE MEMBRANAS BIOLÓGICAS (fenómeno de ósmosis)
El pasaje de agua a través de las membranas biológicas es siempre pasivo, es decir, no se debe a la acción de fuerzas externas. Por esta razón la distribución final de agua entre las células y el medio que las rodea es siempre una distribución en equilibrio termodinámico.
La membrana de las células es una membrana selectivamente semipermeable ya que permite el paso del agua pero los iones y otras sustancias lo hacen con distintos grados de permeabilidad. El movimiento de las moléculas de agua a través de las membranas es un caso especial de difusión que se conoce como ósmosis. La ósmosis ocasiona una transferencia neta de agua desde una solución con potencial químico del agua más alto hacia otra que tiene un potencial químico del agua más bajo. En ausencia de otros factores que influyen sobre tal potencial, la presión por ejemplo, el agua se desplaza de una región donde la concentración de soluto es menor y, por lo tanto, con mayor concentración de agua hacia una región donde la concentración de soluto es mayor y menor la concentración de agua. La presencia del soluto reduce el potencial químico del agua y crea así un gradiente de potencial químico a lo largo del cual el agua difunde.
Consideremos ahora a una membrana comportándose como “idealmente semipermeable” o sea que deja pasar el agua pero no los solutos y que separa un compartimiento de agua pura de otro con una solución determinada. Se producirá el fenómeno de ósmosis caracterizado por el paso del agua a través de la membrana desde el compartimiento de agua pura al que contiene la solución. Este pasaje puede evitarse si del lado de la solución se aplica una presión adecuada. El valor de esta presión que detiene el flujo de agua recibe el nombre de presión osmótica de dicha solución. El hecho de que la transferencia de agua se detenga por ese exceso de presión indica que, en esas condiciones, el potencial químico del agua pura se iguala con el del agua en la disolución. Cuando dos soluciones separadas por una membrana idealmente semipermeable no registran pasaje neto de agua entre si se dice que las dos soluciones son isoosmóticas.
Sucede, sin embargo, que las membranas biológicas no son idealmente semipermeables sino que, como ya hemos dicho, presentan permeabilidad selectiva. En este caso no se habla de soluciones isoosmóticas sino de isotónicas y es cuando entre ambas soluciones no se registra flujo de volumen. Para mantener la forma normal de una célula, por ejemplo la de un eritrocito (glóbulo rojo de la sangre), ésta debe estar rodeada de una solución isotónica (no isoosmótica) de modo que el potencial químico del agua en el medio externo sea el mismo que en el interior del eritrocito. Si se coloca al eritrocito en una solución hipotónica, el agua entra en él provocando un inchamiento que eventualmente lo pude hacer estallar, fenómeno que se conoce con el nombre de hemólisis. Por el contrario, si el eritrocito se transfiere a una solución hipertónica parte del agua interna pasa a la solución externa produciéndose el fenómeno de crenación (reducido en tamaño el eritrocito y colapsado).
Destaquemos que la isotonicidad de dos soluciones no solamente depende de las concentraciones de partículas de cada solución sino también de las propiedades de la membrana que las separa, es decir, dos soluciones pueden ser isotónicas para una cierta membrana y no para otra de diferentes características. En cambio, dos soluciones de igual presión osmótica siempre serán isoosmóticas, ya que la membrana siempre es la misma, la idealmente semipermeable.

LA TENSIÓN DE SUPERFICIE

Las moléculas de agua que se encuentran en la superficie están en contacto con aire. Éste se comporta como una gran superficie hidrofóbica y consecuentemente con lo ya dicho, las moléculas sufren una mayor estructuración o hidratación hidrofóbica. Este aumento de estructura sobre la superficie del líquido se denomina tensión superficial y hace que la superficie del líquido sea más difícil de atravesar que el interior. El agua tiene máxima tensión superficial de entre los líquidos salvo alguna excepción como el mercurio. Esto hace posible que algunos insectos «caminen» sobre el agua. El lagarto Basilisk («Jesús») hace uso de esa alta tensión de la superficie para alcanzar la increíble hazaña de caminar sobre el agua. El Basilisk no camina realmente sino que corre sobre el agua moviendo sus patas antes que ceda la tensión de superficie.

La tensión superficial es efecto de la misma fuerza con que se atraen mutuamente las moléculas (enlaces de hidrógeno para el caso del agua). Esta fuerza, muchas veces llamada de cohesión, que tiende a impedir el paso de líquido a gas es determinante de la existencia de la superficie límite que separa un líquido del gas. La cohesión, por lo tanto, es una fuerza que tiende a lograr la superficie límite mínima. Esta fuerza que tiende a reducir la superficie, se expresa como energía de superficie, la cual se define como el trabajo necesario para aumentar en 1 cm2 la superficie libre del líquido. El valor de la tensión superficial depende en parte del líquido en cuestión y en parte de la sustancia en contacto con la superficie libre. No es lo mismo si es aire, un sólido, o cualquier otro líquido, porque es la resultante de dos fuerzas antagónicas de cohesión y atracción entre las partículas del líquido y las partículas de la sustancia en contacto con la superficie, que producirá valores diferentes de esa energía de superficie en cada caso particular.

IONIZACIÓN DE AGUA

En los enlaces de hidrógeno que se producen entre moléculas de agua existe cierta tendencia a que un protón del hidrógeno salte de la cercanía de un átomo de oxígeno a la cercanía del átomo de oxígeno de la molécula de agua vecina. Al suceder esto se crean dos iones, el ion hidronio (H_3O^+) y el ion hidroxilo (HO^-). En un volumen dado de agua pura existe una cantidad pequeña pero constante de moléculas de agua ionizadas de esta manera. La cantidad se mantiene constante porque la tendencia del agua a ionizarse es contrarrestada exactamente por la tendencia de los iones a reunirse en moléculas normales de agua. Así, mientras algunas moléculas se ionizan, una cantidad igual de iones forma la molécula neutra. Esto se conoce como equilibrio dinámico. El equilibrio se logra con muy poca cantidad de iones, en consecuencia, en el agua pura sólo una pequeña fracción se encuentra ionizada y es responsable de que el agua posea una conductividad eléctrica del orden de 1mS/cm2 . Siemens (S) es la unidad de conductancia eléctrica que se define como la inversa de la unidad de resistencia eléctrica, es decir: 1 S = 1/ Ohm).

En el agua pura, la cantidad de iones hidronio es exactamente igual a la de iones hidroxilos. En cambio, cuando se disuelve en agua una sustancia iónica, las cantidades de ambos iones son diferentes. Por ejemplo, en una solución acuosa de cloruro de hidrógeno (HCl), éste se ioniza casi por completo en iones H^+ y Cl^- de modo que la solución de HCl contiene más iones hidronio que hidroxilos. Por el contrario, en una solución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH), se forman iones Na^+ y OH^-. Una solución adquiere las propiedades que reconocemos como ácidas cuando la cantidad de iones hidronio es mayor que las de iones hidroxilo y básica si la de hidroxilo es mayor que las de hidronio. Se expresa el grado de acidez mediante la escala de pH. El pH es el logaritmo negativo de la concentración de iones hidronio en moles por litro. Esta escala va de 0 a 14. Las soluciones neutras tienen pH 7, las ácidas pH por debajo de 7 y las básicas pH por encima de 7. El mantenimiento del pH adecuado en los organismos vivos es fundamental para que las sustancias que actúan metabólicamente cumplan su función biológica normal.

AGUA Y RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA.

Al aplicar un campo eléctrico externo cada molécula de agua tratará de orientar su dipolo

permanente en la misma dirección y sentido que el campo (polarización por orientación de dipolos permanentes). Se genera, además, un dipolo inducido debido, en parte, a una mayor separación de las zona positiva respecto a la negativa en la molécula de agua (polarización atómica) y, en parte, al desplazamiento de las nubes electrónicas con respecto a los núcleos (polarización electrónica). El resultado final es una polarización del agua en la misma dirección del campo eléctrico aplicado. El valor de ésta polarización por unidad de campo eléctrico aplicado depende exclusivamente del valor de la permitividad eléctricae del agua. Los esfuerzos del vector polarización por reorientarse continuamente en el campo de radiación electromagnética tienen un límite, aproximadamente 18 GHz f para el agua pura y 2 GHz para la mayor parte de agua de hidratación. La polarización, en función de la frecuencia del campo eléctrico, puede estar en fase con el campo, retrasarse (relajación dieléctrica) o anularse (cuando la frecuencia es tan alta que los mecanismos de polarización no son capaces de seguir la oscilación del campo). Cuando se retrasa (desfasa) entonces realiza trabajo en contra del campo eléctrico lo que produce una pérdida de energía en forma de calor y su consecuencia es el calentamiento del agua. Esta propiedad es de la que se vale el horno de microondas para calentar los alimentos que contienen una alta cantidad de agua. La facilidad de la polarización para seguir al campo eléctrico depende de las interacciones intra e intermoleculares y de la movilidad de las nubes electrónicas. Uno de los daños biológicos por radiación de microondas se debe a este efecto de calentamiento local por relajación dieléctrica del agua contenida en los seres vivos. Hay otros daños que se deben a efectos directos sobre las biomoléculas.

e La permitividad eléctrica se puede definir como una medida de la facilidad que tiene la sustancia para polarizarse en presencia de un campo eléctrico externo.
f Hz (Herz) es la unidad de frecuencia y equivale a un ciclo por segundo. G significa giga y equivale a un 1 seguido de 9 ceros.

CONGELAMIENTO DE SISTEMAS BIOLÓGICOS

El congelamiento se acompaña de eliminación de agua, de tal manera que la célula está sujeta a la acción combinada del congelamiento y la desecación. El daño producido por el congelamiento y descongelamiento se realiza a través dos procesos diferentes: uno es el daño mecánico causado por la expansión de los cristales de hielo y el otro es un daño bioquímico que resulta de la remoción de agua y el correspondiente incremento en la concentración de sales disueltas. La aparición de hielo comienza, generalmente, en el medio acuoso del espacio extracelular. El hielo así formado no incluye las sales que permanecen en la porción de agua no congelada con el consiguiente aumento de su concentración. A su vez esto provoca la transferencia, por ósmosis, de agua desde las células al medio extracelular y la consecuente deshidratación celular, causante de alteraciones metabólicas generalizadas. Si es elevada la velocidad de descongelamiento también contribuye al daño pues la célula no logra reparar a tiempo los cambios ocasionados por el congelamiento.
Las células así debilitadas sufren una reducción o una completa pérdida de nutrientes esenciales y, a su vez, la expansión del hielo lleva a membranas con permeabilidades defectuosas y a una estructura interna alterada. Todo esto compromete seriamente el retorno a la actividad normal de la célula cuando se descongela.
Por todo lo señalado resulta de suma importancia el estudio de las sustancias criopreservantes que evitan que el agua se transforme en un sólido cristalino. Son compuestos con una alta afinidad por el agua que podríamos asimilar a pequeños polos capaces de “secuestrar” las moléculas de agua quedando así “atrapadas” en el seno del criopreservante. Esto determina que el agua molecular no se pueda organizar durante el descenso térmico bajo la forma de un cristal geométricamente ordenado, cosa que sucede normalmente cuando congelamos cualquier medio acuoso. Por lo tanto, la solidificación del medio acuoso, en presencia de un criopreservante, sobreviene bajo una distribución molecular desordenada que confiere al conjunto el carácter de una sustancia vítrea protectora, es decir, que permite conservar la viabilidad biológica de las células.

Los congelamientos y descongelamientos frecuentes que ocurren durante el invierno son, en general, extremadamente perjudiciales para los sistemas vivos.
Varias son las sustancias naturales criopreservantes encontradas en las especies animales que logran soportar temperaturas muy bajas pero, en particular, se destacan, un azúcar (la glucosa) y un alcohol (el glicerol). Cuando estos animales se ven sometidos a temperaturas extremadamente bajas acumulan en su medio interno importantes cantidades de glucosa (peces, batracios) o de glicerol (insectos) facilitando su subsistencia aún a -40 °C. A temperaturas como esa, se comprueba la detención de los fenómenos vitales, sin embargo, estos animales consiguen retornar a los niveles compatibles con la vida cuando sube la temperatura.
De hecho, mamíferos hibernantes como ciertas especies de ratones o los famosos osos polares pasan su período de hibernación con altas concentraciones de azucares en sangre lo cual les permite soportar las muy bajas temperaturas invernales de los ambientes en que viven.
Otros criopreservantes que se están estudiando para ser utilizados en la preservación de materiales biológicos son: dimetilsulfóxido, hidroxietil-almidón, rafinosa, trealosa, sacarosa, fructosa y ciertas proteínas que se han observado en ciertos peces y vegetales. Estas sustancias modifican los patrones de formación del hielo y hacen descender la temperatura de congelamiento de las soluciones acuosas. Los distintos tipos de criopreservantes se diferencian por su mayor o menor velocidad para penetrar los tejidos, por el diferente grado de protección a la formación de cristales de hielo en el material y por la diferente toxicidad que pueden tener sobre las células vivas. Todo esto abre un nuevo panorama en la investigación de la tolerancia al frío.

AGUA PESADA

El deuterio (D) es un isótopo del hidrógeno. Los diferentes isótopos de un elemento químico tienen el mismo número de electrones y configuración electrónica y, por lo tanto, propiedades químicas similares. Pero difieren en su masa molecular por tener un número distinto de neutrones. Por esa razón sus propiedades físicas y químicas no son idénticas, las mismas interacciones se producen con rapidez y fuerza algo diferente y con posiciones de equilibrio también algo distintas. Esto se conoce como efecto isotópico.
Los isótopos del hidrógeno son los que tienen proporcionalmente la mayor diferencia de masas. El D es dos veces más pesado que el H lo que se traduce en que los efectos isotópicos del hidrógeno son los más intensos y los más fáciles de medir. Esto implica que sustituir, en los sistemas biológicos, agua normal (H_2O de masa molecular 18) por agua pesada (D_2O de masa molecular 20) da lugar a pequeños cambios, en las propiedades del agua antes descriptas, que son lo suficientemente importantes para que muchas interacciones y reacciones metabólicas no se produzcan lo que provoca un caos en la organización y función biológica. Así el agua pesada resulta tóxica para toda forma de vida. Esto pone de manifiesto lo sensible de la vida a pequeños cambios en los factores físicos y químicos que le dieron su origen.

EL AGUA EN EL COSMOS

El papel del agua en el Cosmos es tema de discusión desde hace mucho tiempo en la comunidad científica. Aunque no representa más que una pequeña fracción de la materia presente en el Universo, se puede estimar entre una y diez millonésima parte de la masa del Universo visible, no es en absoluto una rareza. Se la encuentra en forma de vapor o de hielo en la atmósfera de algunas estrellas, en las nubes moleculares interestelares, en los cometas y, en numerosos satélites y planetas del sistema solar (por ejemplo, Plutón contiene 50 y 75 % de roca mezclada con hielo). Pero lo que es excepcional, es la presencia de agua en estado líquido. La Tierra es el único lugar actualmente conocido en el que el agua se presenta en esta forma.
¿Por qué es tan difícil que exista en forma líquida el agua en el Cosmos?. Este estado requiere un intervalo estrecho de temperaturas y una presión no demasiado baja. Estas condiciones sólo podrían existir en planetas y sus satélites. Fuera de ellos, sólo cabe buscar el agua en forma de hielo y vapor.

Más del 95 % de la materia del Universo visible está en forma de estrellas en las que la casi totalidad del gas está tan caliente (a una media de varios millones de grados de temperatura) que todos los átomos están disociados en iones y electrones. Evidentemente está fuera de lugar que puedan existir moléculas sin disociar en tal medio, salvo en una película muy delgada en la superficie de algunas estrellas, particularmente en las gigantes rojas que son estrellas de gran tamaño y frías, de color rojo, que se encuentran en su fase final de evolución. Hay allí un lugar privilegiado para la formación de la molécula de agua. En cuanto al gas interestelar, hoy se sabe que existe fundamentalmente en forma de nubes moleculares, y que probablemente se trate de la principal reserva de agua cósmica. Por lo tanto, las condiciones apenas son favorables para la presencia de agua en la mayor parte de los inmensos espacios intergalácticos e interestelares ya que se encuentran casi vacíos y a temperaturas con frecuencia muy elevadas. Existen muchas regiones frías, pero la mayoría de las veces son barridas por radiación ultravioleta que destruye con extraordinaria eficacia a todas las moléculas pequeñas.

Finalmente no quedan más que algunas zonas muy definidas, suficientemente densas y frías, al abrigo de la radiación destructora en las que se encuentran moléculas sin disociar. En tales medios, sólo una fracción del oxígeno está en forma de H2O, el resto se reparte entre otras moléculas diferentes como el radical OH-, el oxígeno molecular O2 y las moléculas CO y CO2 e incluso carbonatos. En estas sustancias los enlaces químicos son muy estables y se forman prioritariamente hasta que se agota el carbono disponible. En la actualidad los modelos de «fisicoquímica interestelar» con que se cuenta y los datos disponibles no permiten trazar un mapa claro de la distribución del vapor de agua interestelar.

Por último digamos que si la Tierra estuviese situada un 5% más cerca del Sol recibiría un 10 % más de energía solar lo que aumentaría su temperatura hasta el punto de correr la misma suerte que Venus. En cambio, si se situara un poco más lejos (3 %) sufriría, por el contrario, una «glaciación» que nada podría frenar y los océanos se helarían hasta el fondo. Aparentemente, sólo la Tierra ha reunido por tanto las condiciones favorables a la emergencia de la vida. Como ocurre con estrellas del mismo tipo, la energía del Sol aumenta en un 1 % cada cien millones de años. Dentro de mil millones de años el flujo solar habrá aumentado en un 10 % y el agua líquida desaparecerá de la Tierra. Sin duda este problema no es el más urgente que tiene que resolver la humanidad para poder sobrevivir en su planeta azul.

Conclusión

El agua es el compuesto más abundante en los organismos vivos. Sus relativamente elevados puntos de fusión y de ebullición, de calor latente de fusión y de calor latente de vaporización, de su capacidad calorífica y de su tensión superficial son el resultado de fuertes atracciones intermoleculares en forma de enlaces de hidrógeno entre sus moléculas. El agua líquida posee un considerable ordenamiento de corto alcance, consistente en «agrupaciones fluctuantes» de vida media muy corta. La polaridad y la facultad de establecer enlaces de hidrógeno de la molécula de agua hacen de ella un disolvente poderoso para muchas sustancias. El agua también dispersa las moléculas anfipáticas, formando monocapas o bicapas.

Los organismos vivos aprovechan con extraordinaria eficiencia las poco comunes propiedades del agua. Su elevada capacidad calorífica actúa como un muy eficiente disipador del calor y estabilizador térmico permitiendo que la temperatura de la célula permanezca relativamente constante aunque varíe la temperatura del entorno. Además el elevado calor latente de vaporización constituye la razón por la que los vertebrados pierden calor por evaporación del sudor. Es el medio donde se produce el transporte de sustancias entre los distintos compartimentos biológicos. La cohesión interna del agua líquida, a causa de la existencia de enlaces de hidrógeno, es explotada por las plantas superiores para el transporte de los elementos nutritivos en disolución desde las raíces hasta las hojas, durante el proceso de transpiración. Incluso el hecho de que el hielo tenga una densidad menor que la del agua líquida y que por ello flote es el origen de importantes

consecuencias biológicas en la ecología de los organismos acuáticos. El agua da origen a los fenómenos osmóticos, mantiene disueltos a los iones, da flexibilidad y elasticidad a los tejidos. Su tensión superficial es la más alta después de la del mercurio, por lo que casi todas las sustancias disueltas en agua son capilarmente activas. Pero lo más fundamental para todos los organismos vivos es el hecho de que muchas propiedades biológicas importantes de las biomoléculas se derivan de sus interacciones con las moléculas de agua del medio que las rodea y que el agua sea el soporte o medio donde ocurre la gran mayoría de las reacciones bioquímicas con su participación directa o indirecta. La presencia de vida en el Cosmos, al menos tal como la conocemos, requiere no solo de agua en estado líquido y en cantidad suficiente sino de un sin fin de otros factores como una adecuada cantidad y proporción de ciertos elementos químicos, de la radiación solar, de campo gravitatorio, de temperatura, de presión y características de la atmósfera, de la rotación planetaria, etc.), que hasta ahora solo sabemos se han dado en nuestro querido planeta Tierra. ¡Cuidémoslo!

BIBLIOGRAFÍA

Curtis H. 1992. Biología. Cuarta Edición. Ed. Médica Panamericana.
de Xammar Oro, J.R. 1995. On the Thermal Stability of DNA in Solution of Mixed Solvents. Journal of Biological Physics, 21, pp 151-154.
de Xammar Oro, J.R. 2001. Role of Co-Solute in Biomolecular Stability: Glucose, Urea and Water Structure. Journal of Biological Physics, 27, pp 73-79.
Franks, F. (Edited by) 1982. Water: A Comprehensive Treatise. Vol. 1-7. Plenum Press, New York.
Grigera, J.R. 1987. La Interaccion Hidrofóbica en Sistemas Biológicos I. Acta Farmacéutica Bonaerense. Vol. 6, Nº 3, pp183-194.
Nelson, D.L. and Cox M.M. 2000. Lehninger Principles of Biochemistry. Worth Publishers, New York.
Saenger, W. 1987. Structure and Dynamics of Water Surrounding Biomolecules. Ann. Rev. Biophysic Chemistry Vol. 16, pp93-114.
Savage, H.F.J. and Finney, J.L. 1992. New Approaches in Studying Biomolecule-Water Interactions. Ed. Gomez Puyon, A. CRC Press, Boca Raton, Florida.
Tanford, C. 1980. The hydrophobic Effect. Ed. Wiley, New York.
Westhof, E. (Edited by). 1993. Water and Biological Macromolecules. The Macmillan Press LTD, Strasbourg and London.