

El extraño caso del H₂O

Michel Batisse

Un poco de historia: ¿Sustancia elemental o compuesto químico?

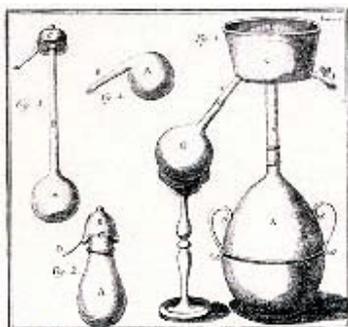
El agua es el símbolo universal de la pureza y de la sencillez. Y, sin embargo, en la realidad nada es más raro que el agua pura ni menos simple que esta extraña sustancia cuyas propiedades físicas, químicas y biológicas resultan completamente inesperadas.



Tales de Mileto

El sabio griego Tales de Mileto creía que el agua era el principio de todas las cosas existentes. Más tarde, Empédocles de Agrigento, seguido por Platón y Aristóteles, la consideró como uno de los cuatro elementos básicos del Universo. Y desde entonces hasta fines del siglo XVIII nadie puso en duda que el agua fuera una sustancia simple.

En 1775 un químico francés, Macquer, obtuvo algunas gotas de agua por combustión del hidrógeno. Pese a ello, tres años después escribía que "el agua parece ser una sustancia inalterable e indestructible que no puede ser descompuesta"; tal era la tenacidad con que se mantenían las ideas de Platón y Aristóteles.



**Instrumentos de Macquer
"Elementos de Química"
1788**



Henry Cavendish

Pero de pronto una serie de experiencias químicas va a demoler las viejas nociones. El que primero pone manos a la obra es el físico y químico inglés Henry Cavendish, quien ya en 1781, al estudiar los gases, demostró que el agua es el resultado de una combinación del hidrógeno,

llamado "aire inflamable", con el oxígeno de la atmósfera, llamado "aire vital".

Como sucede a menudo en los grandes momentos de la ciencia, por entonces los investigadores avanzaban en cierto modo como sonámbulos, según la expresión de Arthur Koestler. De ahí que les fuera difícil explicar los resultados de sus experimentos, tanto más cuanto que se ocupaban de diversos problemas a la vez. Y, como es también frecuente, la verdad estaba en el aire; eran muchos los que la presentían, particularmente en Inglaterra y en Francia.

Grandes científicos como Monge, Priestley y Watt contribuyeron al descubrimiento de la composición del agua. Pero es el ilustre químico francés Lavoisier, asistido por el futuro astrónomo Laplace, a quien corresponde el mérito de haber comprendido y explicado la verdad. En efecto, el 24 de junio de 1783 logra Lavoisier una verdadera síntesis del agua a partir del oxígeno y el hidrógeno, demostrando que es un compuesto de esos elementos. Poco tiempo después realiza la experiencia inversa de la descomposición del agua. Lavoisier fue además quien dio sus nombres actuales al oxígeno y al hidrógeno (este último quiere decir "productor de agua").



Antoine Lavoisier

Hoy todo el mundo sabe que la molécula de agua resulta de la combinación de un átomo de oxígeno con dos de hidrógeno, molécula aparentemente simple pero cuyas propiedades extraordinarias constituyen el fundamento mismo de la vida terrestre.

¡El agua está loca!

Señalaremos en primer lugar que el comportamiento del agua no es el que debiera ser, como lo demuestra un ejemplo trivial: el hielo flota. Normalmente, cuando un líquido se enfría, se contrae. Cuando pasa al estado sólido se contrae aún más, razón por la cual un cuerpo en estado sólido es más denso que en estado líquido. “Normalmente”, el hielo no debería flotar. Lo que sucede en realidad es que, cuando se enfría, el agua se contrae hasta la temperatura de 4 °C, pero luego se dilata antes de transformarse en hielo.

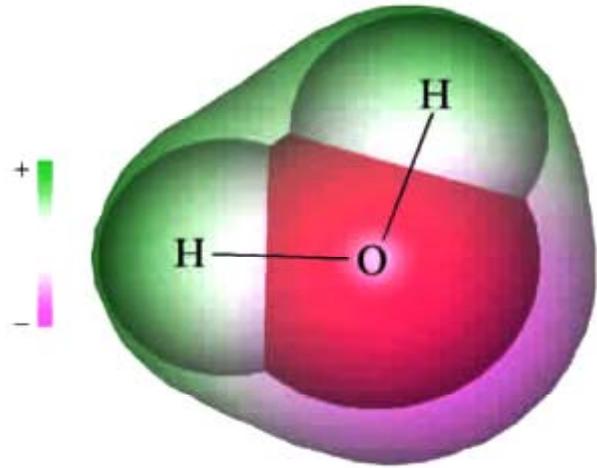
Pero hay algo más. La compresibilidad del agua, que es escasa como la de todo líquido, disminuye cuando la temperatura se eleva entre 0 y 50 °C, al contrario de lo que sucede con otros líquidos. Asimismo, su viscosidad disminuye en lugar de aumentar cuando se eleva la presión. Y si se compara al agua con otros compuestos de hidrógeno (como los que éste forma con el azufre o el selenio) se observa que el agua debería ser gaseosa a la temperatura ordinaria, hervir a -90 °C y transformarse en hielo a -100 °C. Es evidente que, en tal caso la vida en la Tierra resultaría imposible. Recordemos que nuestro propio cuerpo está constituido en sus dos terceras partes por agua. ¿Cómo podríamos imaginar un mundo que “funcionara” en torno a una temperatura de -95 °C?

Y esto no es todo. El agua posee otra propiedad “anormal” de la máxima importancia: su tendencia a permanecer en estado líquido y a no cambiar demasiado de temperatura. En efecto, necesita intercambiar una gran cantidad de energía para transformarse en hielo o en vapor. Su “calor latente” de fusión o de evaporación es muy elevado. No es la baja temperatura del hielo lo que enfría nuestras bebidas sino el “bombeo” de calor producido por su fusión.

Asimismo, se requiere una energía relativamente considerable para disminuir o elevar la temperatura del agua. Y es esta extraordinaria propiedad la que, tratándose de las enormes masas oceánicas del planeta, impide las grandes variaciones de temperatura entre el día y la noche o entre el verano y el invierno que de otro modo deberíamos soportar. El agua es nuestro gran regulador térmico. Sabido es, por lo demás, que los países sujetos a las influencias marítimas gozan de climas con mucho menores contrastes que los países continentales.

El agua tiene otras propiedades curiosas, como su facilidad para disolver una gran cantidad de cuerpos (de ahí que rara vez se la encuentre pura), su fuerte tendencia a empapar las paredes de los tubos capilares y ascender por ellos, su propensión a dejarse atrapar, inexorablemente, en la constitución de muchas rocas, en forma de hidratos que, como el ópalo, adoptan a veces los colores más tornasolados.

La respuesta esta en la forma



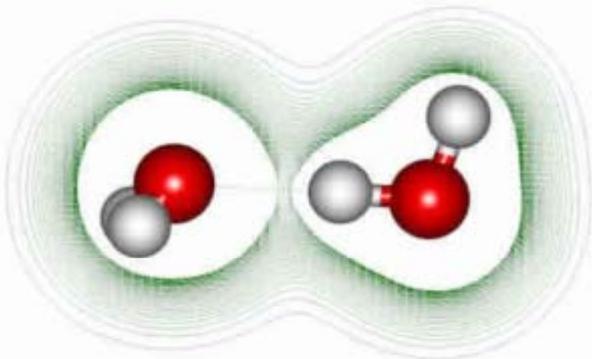
¿Cuál es la razón de este extraño comportamiento? Al parecer, todo proviene de la estructura propia de la molécula de agua y de la manera como se junta con otra moléculas. Aunque la física moderna ya no permite que se representen los átomos por medio de dibujos cabe hacer una representación geométrica simple: puede decirse que el átomo de oxígeno tiene seis electrones en su capa más externa, la cual, para ser estable, debería alojar ocho. Por su parte, un átomo de hidrógeno tiene un electrón en su periferia y, para ser estable, debería tener dos. De esta manera, dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno se “asocian” para dar la configuración estable de la molécula de agua. Pero esta asociación no se produce de cualquier manera: los dos átomos de hidrógeno van a colocarse a los lados del átomo de oxígeno, dando así a la molécula de agua una configuración angular muy particular, como si tuviera orejas.

De ello se derivan dos consecuencias de gran importancia. En primer lugar, la extremada estabilidad de la molécula de agua, debido a la armoniosa asociación entre electrones de los átomos de oxígeno e hidrógeno conocida como enlace covalente; razón por la que resulta muy difícil disociar dicha molécula.

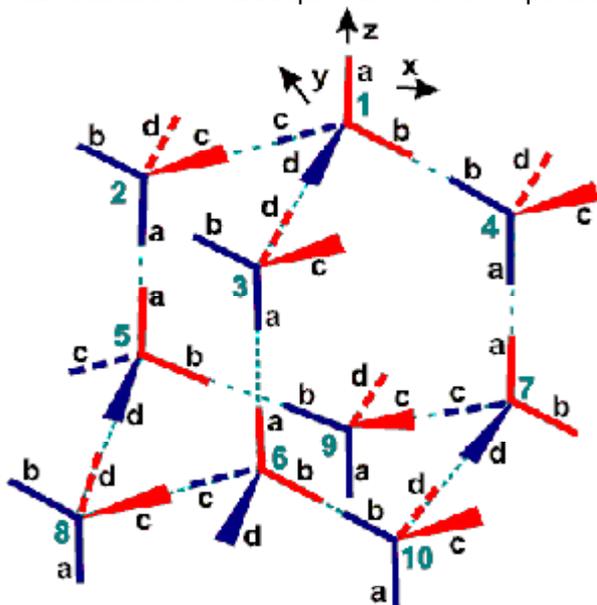
Ello explica por qué, durante tanto tiempo se creyó que el agua era una sustancia simple. Y explica también lo difícil que es aprovechar, económicamente, como combustible, las inmensas cantidades de hidrógeno contenidas en el agua de los mares, por ejemplo, para el funcionamiento de los vehículos de motor. Es cierto que el hidrógeno se utiliza para la propulsión de los cohetes espaciales, en los que su combustión con el oxígeno, produce además, agua. Pero es un procedimiento demasiado costoso si se trata de emplearlo para la obtención de energía ya que habría que obtener previamente el hidrógeno necesario.

La segunda consecuencia es la disimetría eléctrica de la molécula de agua, su “polaridad”: por un lado una zona negativa correspondiente al oxígeno, en el otro extremo del enlace, el hidrógeno y la zona positiva que lo rodea.

Esta característica de la molécula de agua explica algunas de las anomalías descritas más arriba. Las interacciones electrostáticas entre el hidrógeno de una molécula y los pares de electrones "libres" de la otra dan lugar a una fuerza intermolecular conocida como enlace o "puente" de hidrógeno. Gracias al juego de estas fuerzas intermoleculares, cada molécula de agua tiende a asociarse con otras cuatro.



Esta tendencia determina en el hielo ordinario una estructura cristalina rígida pero relativamente poco compacta, en la cual, las moléculas de agua se hallan geométricamente dispuestas, más o menos como lo están en los cristales de nieve, y por las mismas razones. Esto determina la existencia de espacios vacíos dentro de la red cristalina y como consecuencia la densidad del sólido disminuye. La estructura del agua líquida es, en efecto, más densa, más compacta, porque en ella, los puentes de hidrógeno, son menos sistemáticos y se rompen con más facilidad a medida que aumenta la temperatura.



Por otra parte, la estructura del hielo ordinario no resiste presiones muy elevadas. Se han descubierto ocho nuevos tipos de hielo producidos a presiones de hasta 20.000 kg/cm², y que son más densos que el agua. Pero esos hielos de laboratorio no existen en la naturaleza. ¿Qué sucedería si el hielo ártico, en lugar de flotar, se hundiera, acumulándose progresivamente en el fondo del océano? Indudablemente, nada bueno para los intereses de la humanidad.



Los puentes de hidrógeno parecen determinar otras propiedades curiosas del agua. Son los que aseguran la cohesión entre las moléculas de las células vivas que están en gran parte compuestas por agua y son también los responsables de que el agua no hierva sino a una temperatura relativamente alta. En realidad, estamos aún lejos de conocer todo lo relativo a una sustancia tan compleja como el agua y los físicos continúan formulando teorías y afinando los modelos explicativos para que abarquen la totalidad de las propiedades conocidas.

Quizá lo más paradójico sea que este líquido, aparentemente tan simple pero en realidad tan caprichoso haya sido escogido como patrón de referencia para las escalas termométricas (el agua, por definición se congela a 0 °C y hierve a 100 °C si la presión externa es 1 atm), los intercambios de calor (la caloría es el calor que se debe suministrar a un gramo de agua para elevar su temperatura en un grado centígrado) y para las medidas de masa (el gramo es la masa de 1 cm³ de agua a 4 °C).

Finalmente, lo más maravilloso es que sean precisamente las propiedades anormales de esta sustancia única y extraña las que han determinado la naturaleza y la estructura del mundo físico y biológico del que formamos parte.



Balneario La Paloma. Playa La Balconada

Michel Batisse, Físico e ingeniero, fue Subdirector General Adjunto de la UNESCO para las Ciencias del Medio y los Recursos Naturales. El presente artículo mantiene su vigencia pese a la fecha de su publicación (febrero de 1978) en el número correspondiente de la revista "El Correo de la UNESCO". La terminología empleada fue, en algunos casos, actualizada por el Prof. Roberto Calvo así como es suya la selección de las imágenes que acompañan al texto.