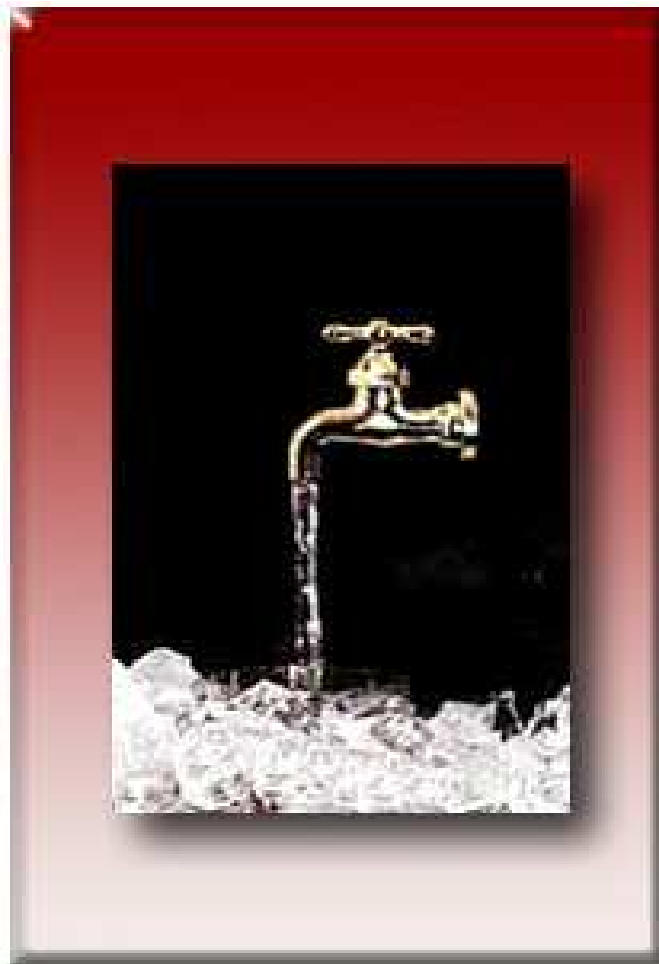


EL AGUA

Autor: MANUEL GUERRERO LEGARRETA

- COMITÉ DE SELECCIÓN
- EDICIONES
- PRELUDIO
- I. EL AGUA, ¿QUÉ COSA ES?
- II. EL AGUA EN NUESTRO PLANETA
- III. EL AGUA Y LA VIDA
- IV. EL AGUA Y LAS CIUDADES
- AGRADECIMIENTOS
- CONTRAPORTADA



COMITÉ DE SELECCIÓN

Dr. Antonio Alonso
Dr. Juan Ramón de la Fuente
Dr. Jorge Flores
Dr. Leopoldo García-Colín
Dr. Tomás Garza
Dr. Gonzalo Halffter
Dr. Guillermo Haro †
Dr. Jaime Martuscelli
Dr. Héctor Nava Jaimes
Dr. Manuel Peimbert
Dr. Juan José Rivaud
Dr. Emilio Rosenblueth †
Dr. José Sarukhán
Dr. Guillermo Soberón

Coordinadora Fundadora:

Física Alejandra Jaidar †

Coordinadora:

María del Carmen Farías

EDICIONES

Primera edición, 1991

La Ciencia para Todos es proyecto y propiedad del Fondo de Cultura Económica, al que pertenecen también sus derechos. Se publica con los auspicios de la Subsecretaría de Educación Superior e Investigación Científica de la SEP y del Consejo Nacional de Ciencia y Tecnología.

D. R. © 1991, FONDO DE CULTURA ECONÓMICA, S.A. DE C.V.

Av. de la Universidad 975; 03100 México, D.F.

ISBN 968-16-3634-1

Impreso en México

PRELUDIO

Escribir un libro constituye toda una aventura que no podría yo poner en palabras (como no sean las del libro mismo).

Primero, se escoge un tema, algo que tenga uno que decir, se medita sobre él y se recoge la información para exponerlo.

El agua: es todo un tema.

De pronto se descubre que existen montañas de ideas y libros y artículos y cosas que uno mismo ha pensado. Luego viene escribirlo, ponerlo en unas páginas blancas que lo miran a uno en forma aterradora.

Pasado el tiempo —mucho tiempo— los escritos una y otra vez borroneados empiezan a tomar forma. Como la tierra, que al moverse arroja de su seno las piedras, el escrito va adquiriendo figura; sale lo inútil, lo que sobra.

Al terminar —todo debe en algún momento terminarse— quedan muchas cosas que todavía se antoja decir, pero si no se termina sería cosa de no acabar nunca.

Conocer el agua es amarla; más que de tierra somos de agua, así que conocerla es saber de qué formamos parte. El agua está ahí para nuestro uso, que más bien es abuso por unos y falta de uso por otros.

De lo que trata este trabajo es de la ciencia del agua, un poco más de dónde está y cuánta hay y, finalmente, cómo llega y cómo se va de las ciudades.

Mi ciudad, la de México, tiene su historia llena de agua; termino con ella por esto. El libro está escrito para leerse en el Metro, así que me he preocupado más por las descripciones y las ilustraciones que por otra cosa: ni es completo ni es profundo; es exacto en sus afirmaciones, al menos no hay errores de mala fe.

Empiezo pues con el agua.

I. EL AGUA, ¿QUÉ COSA ES?

agua (del latín *aqua*); femenino.

1. Cuerpo formado por la combinación de un volumen de oxígeno y dos de hidrógeno, líquido inodoro e insípido; en pequeña cantidad incoloro y verdoso en grandes masas, que refracta la luz, disuelve muchas sustancias, se solidifica por el frío, se evapora por el calor y, más o menos puro, forma la lluvia, las fuentes, los ríos y los mares.

2. Cualquiera de los licores que se obtienen por infusión, disolución o emulsión de flores, plantas o frutas que se usan en medicina y perfumería (agua de azahar, de colonia, de heliotropo, de la reina de Hungría, de rosas). (*Diccionario de la Lengua Española*, Real Academia Española.)

SIGUEN 52 referencias a otros tantos vocablos del diccionario que aparecen en conjunción con la palabra agua.

También varios matices idiomáticos relacionados con el agua y expresiones que la invocan, por ejemplo "¡agua va!" (o, más recientemente, "aguas"), con la que se avisaba a los transeúntes cuando desde alguna casa iban a echar a la calle agua o inmundicias.

Otras expresiones, divertidas y sabias, son "ahogarse en un vaso de agua" (afligirse por motivos triviales), "coger el agua en un cesto" (trabajar en vano), "caer como el agua de mayo" (ser bien recibido), "echar agua al vino" (dulcificar la actitud), o "más agua a los frijoles" (para que alcancen), "echar un jarro de agua fría" (desalentar), "estar con el agua al cuello" (sumamente apurado), "hacérsele a uno agua la boca" (ante algo delicioso), "llevar toda el agua a su molinito" (una persona que todo lo usufructúa en su provecho), "más claro que el agua" (algo evidente), "nadar (o navegar) entre dos aguas" (contemporizar con dos opiniones o tendencias opuestas), "parecerse como dos gotas de agua" (ser idénticos), etcétera.

Aquí no se trata de ampliar el conocimiento lexicográfico arriba resumido, cosa por otro lado para mí imposible de hacer, pues pocos temas me vienen a la cabeza sobre los que más pueda escribirse. Además no soy un experto ni con ese espíritu emprendí este trabajo. Mi propósito es poner al alcance del lector una información que se antoja comunicar: el agua es el elemento más maravilloso que conozco y con un poco de las varias cosas que diré espero despertar su curiosidad para investigar aún más sobre este fascinante campo.

Tales de Mileto, el filósofo griego del siglo V a.C., afirmó que el agua era la sustancia original, de la cual todas las demás (tierra, aire y fuego) estaban formadas. Anaximandro, unos años más tarde, y otros filósofos después, concluyeron que más bien hay una cierta proporción de fuego, aire, tierra y agua en el mundo, que cada uno lucha por extender su imperio y que se presenta la necesidad natural de restablecer el equilibrio. La consideración de Tales lleva mucha verdad en el sentido de que en todo hay agua; de hecho, Isaac Newton, en el siglo XVII, escribió su tratado *De Natura Acidorum*, en donde sostenía que todo cuerpo podría ser reducido a agua.

En el agua se originó la vida y de ella sigue dependiendo. Esto, por cierto, sucede porque el agua es una sustancia completamente fuera de lo común: es líquida en condiciones normales, cuando "debería" ser gaseosa, y su forma sólida flota sobre su forma líquida, cuando "debería" ser al revés; su forma líquida semeja más un sólido que un líquido ordinario. Cuando se congela se forma el hielo, o mejor dicho, alguno de los hielos, pues hay nueve distintos. ¡Vaya lío!

Con la excepción de productos exóticos, el agua es el mejor disolvente que existe (de sólidos, de líquidos y de gases). Si el agua no fuere así no podría sustentar la vida, pues gracias a esta propiedad conduce los nutrientes a los seres vivos y elimina sus desechos; además, lleva el oxígeno a los seres acuáticos.

El 71 por ciento de la superficie de nuestro planeta está cubierto por ella; millones de toneladas, en forma de vapor, flotan en la atmósfera y sin embargo grandes regiones terrestres carecen de ella.

Los seres vivos moran inmersos en el agua o en el aire. En su interior son, en gran medida, agua: en el agua se originó la vida y de ella sigue dependiendo.

La enorme presión de la actividad humana sobre la disponibilidad de este recurso en los asentamientos humanos, los centros industriales y los turísticos, y en las zonas agrícolas, exige de un gran esfuerzo para proveerla en la cantidad y con la calidad adecuada. El consecuente problema de las aguas residuales es de magnitud comparable.

¿Qué es el agua?, ¿cómo existe en la naturaleza y cómo es utilizada por los seres vivos? ¿Cómo llega y cómo sale de las ciudades? Conocer este elemento es necesario para apreciarlo, conservarlo y no deteriorarlo.

Es por las propiedades del agua, en particular por su gran capacidad de disolver otras sustancias, que es tan fácil maltratarla... hacerla inservible para la vida.

Para iniciar nuestra exploración y descubrir sus curiosidades debemos tomar un poco de agua y jugar con ella.

I.1. ALGUNOS EXPERIMENTOS PARA CONOCERLA

El agua existe en nuestro mundo en tres formas, sólida, líquida y gaseosa. Un elemento tan importante para la vida merece un nombre para cada presentación: el sólido es el "hielo"; el líquido es "agua", así, nada más; y el gas es "vapor", aunque las tres formas son químicamente la misma cosa.





Figura 1. El hielo exhibe las líneas trazadas por el gas que escapa en el proceso de solidificación (a). El vapor atmosférico se condensa en las mañanas sobre las superficies frías, como el cristal de un automóvil (b). El líquido se evapora al dar los rayos del Sol sobre el tejabán húmedo (c). Las tres formas del agua están presentes en nuestra vida diaria.

En la naturaleza existe un cambio continuo entre cada forma (o "fase", como se le llama científicamente) del agua. Cuando llueve, el vapor se precipita en forma de líquido, y cuando graniza el líquido en su descenso a la Tierra toma la fase sólida. Cuando nieva privan unas condiciones de humedad y de temperatura del aire tales que el vapor se precipita como sólido, en un proceso que los físicos llaman sublimación (en este caso inversa). Cuando hace mucho calor el agua líquida se evapora. En la naturaleza este continuo cambio es llamado el ciclo hidrológico, al que seguiremos un poco más tarde.

El primer experimento que podemos hacer con el agua es hervirla; observemos con atención: el recipiente ideal es uno de vidrio (cuide que sea resistente al fuego) pues así se podrá observar el fenómeno por todos los lados. Al poco rato de puesta en el fuego, la masa cristalina del agua empieza a enturbiarse, debido a que las capas inferiores al calentarse se deslizan hacia arriba y dejan caer a las superiores, que son más frías y pesadas. El movimiento, de tipo circular, se llama convección y sucede también en la atmósfera; por el mismo motivo las luces distantes parecen parpadear.

Más tarde empiezan a formarse burbujas, producto del desprendimiento de los gases disueltos en el agua (principalmente aire). El proceso se conoce como desgasificación.

Ya a punto de entrar en ebullición se forman borbotones, combinación de uno y otro efecto (convección y desgasificación). Si dejamos hervir el agua por un buen rato, ésta se enturbia, pues las sales que contiene disueltas se concentran en el líquido que queda. En resumen, el agua se mueve verticalmente por efecto del

calentamiento, contiene gases disueltos, que son evidentes al desprenderse por causa del aumento de temperatura y, como también contiene sales que al hervir quedan disueltas en el líquido, es de suponer que el vapor estará libre de ellas. Esto último tiene gran importancia tecnológica, pues es una manera simple de obtener agua potable de la salada (que no lo es). Que el agua tiene movimientos convectivos y, sobre todo, que contiene oxígeno disuelto, es muy importante para la sustentación de la vida acuática. La capacidad del agua de disolver y transportar sales es lo que la hace indispensable para todo tipo de vida; el contenido de sales, sin embargo, debe estar comprendido dentro de ciertos límites, pues en exceso rompe el equilibrio celular y puede extraer las sales de las células y llegar a matarlas, paradójicamente deshidratándolas.

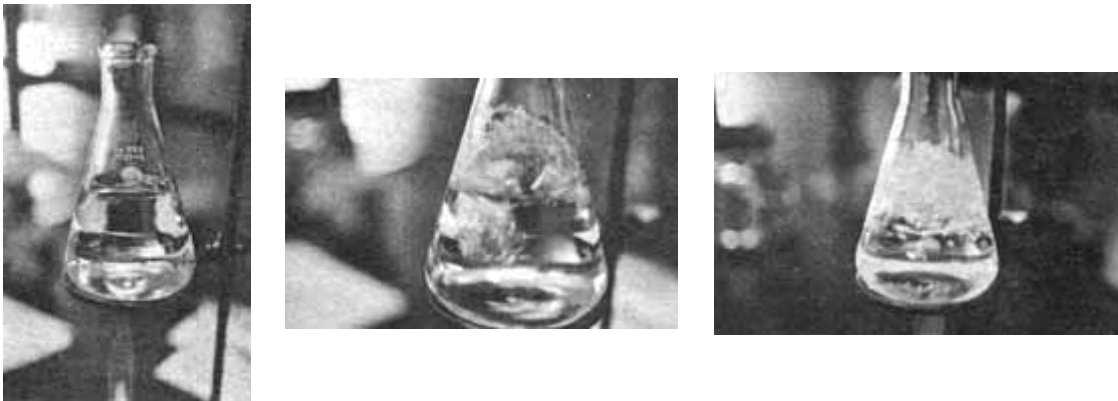


Figura 2. El fenómeno tan frecuente de "hacer hervir el agua",

visto con detenimiento muestra todos los procesos que suceden:

las turbulencias por el calentamiento, el desprendimiento de los

gases disueltos y, finalmente, la ebullición.

Ahora juguemos con el hielo. Esta fase tiene interesantes propiedades; la más espectacular es que el líquido aumenta su volumen al congelarse. La prueba más sencilla es observar cómo el hielo desborda el nivel en una hielera (de las que hacen "cubitos" en el refrigerador). El aumento de volumen es tan grande y la presión ejercida es tan intensa que una botella cerrada dejada en el congelador puede estallar (experimento peligroso y no recomendable). Al aumentar el volumen del agua congelada su densidad disminuye y por esto el hielo flota; si ello no sucediese, los lagos y estanques se congelarían del fondo a la superficie eliminando toda la vida acuática. La presión ejercida por el hielo al expandirse puede romper un barco atrapado en los hielos del Ártico.



Figura 3. Cuando el agua líquida se solidifica aumenta su volumen debido a la manera como se conglomeran las moléculas. Esto se puede notar en una hielera.

Otro fenómeno interesante es el del rehielo. Tomemos un cubo de hielo y coloquémoslo en la boca de una botella. Por medio de un alambre delgado (lo más posible) suspendamos dos objetos pesados, por ejemplo dos tuercas, colgando de uno y otro lado del cubo. La presión que ejerce el alambre sobre el hielo hará que éste se hunda, pero al ir pasando a través, el hielo se congelará de nuevo de suerte que el alambre atravesará el cubo y éste al final quedará intacto. Lo que sucede es que el alambre funde el hielo y, como la temperatura se mantiene constante, el líquido se vuelve a solidificar.

El agua tiene una curiosa estructura microscópica: a diferencia de un líquido normal, las moléculas poseen una particular tendencia a agruparse en una especie de "redes". El siguiente experimento pone esto en evidencia: tomemos un vaso y llenémoslo hasta el borde, cuidando de no derramar una gota. Con sumo cuidado dejemos caer clips en el seno del agua. La superficie empezará a crecer, rebasando el nivel de la boca sin derramarse mostrando cómo el agua se adhiere al vaso. La explicación es la fuerte cohesión de las moléculas del agua. Ahora tomemos el vaso, esta vez sin llenar, y con cuidado depositemos el clip en la superficie: a pesar de su peso, flotará. La razón es la misma. Una variedad interesante de este experimento es realizarlo con agua caliente; entre mayor sea la temperatura más difícil será el experimento debido a que la cohesión molecular disminuye. Otra forma de disminuirla es por la adición de un detergente: hay insectos que pueden caminar por el agua aprovechando el efecto de cohesión. Si capturamos uno de estos bichos, lo ponemos a caminar en la superficie del agua dentro de un frasco y añadimos detergente, llega un momento en que la pobre criatura se hundirá como una piedra.



Figura 4. El clip puede flotar libremente en la superficie debido a la tensión superficial del líquido. En la antigüedad las brújulas se construían con una aguja imantada que flotaba sobre una palangana con agua, aprovechando este fenómeno.

Si tratamos de repetir los anteriores experimentos con otro líquido, por ejemplo alcohol, encontraremos que no es tan fácil: la cohesión de las moléculas es mucho menor.

Si tomamos dos pedazos de vidrio, mojamos sus caras interiores y luego los unimos, será virtualmente imposible separarlos sin deslizarlos, pues la fuerza que se requeriría para retirarlos si jalamos perpendicularmente es muy grande; si se dejan secar podrán separarse sin dificultad: la cohesión de las moléculas del agua actúa como fuerza sujetadora.



Figura 5. La tensión superficial se manifiesta en el soporte que ofrece la superficie del agua a los insectos.

Si introducimos un tubo delgado en un recipiente con agua, ésta "trepará" por dentro de él; ¿la razón? una combinación de la cohesión de las moléculas con su adhesión a las paredes del tubo: las fuerzas de adhesión entre las moléculas del tubo y las del agua atraen a éstas a las paredes del tubo y ello da una curvatura a la superficie del agua. Pero esta forma requiere más energía que una superficie plana, así que la tensión superficial se encarga de

contraer la superficie. El proceso se repite hasta que el peso de la columna de líquido impide que siga ascendiendo (por ello el experimento es más fácil cuanto más delgado sea el tubo).

Las anteriores experiencias ponen de manifiesto algunas de las peculiares propiedades del agua, que veremos con mayor detalle más tarde. El mensaje de este capítulo es que el agua no es tan común y corriente como a veces parece.

I.2. LO QUE SE HAN PREGUNTADO LOS CIENTÍFICOS

Los primeros pensadores reconocieron pronto que el agua es un elemento único. Aristóteles lo incluyó entre los cuatro elementos básicos, junto con la tierra, el aire y el fuego. Así, como un elemento fue tratada hasta el siglo XVIII, cuando la tierra y el aire también dejaron de ser "elementos" y se reconoció que estaban compuestos de complejas mezclas de especies químicas, y que el fuego es una manifestación de la actividad química, no otro elemento. Cupo el honor en 1781 al científico británico José Priestley de sintetizar al último de los elementos aristotélicos, demostrando que, al igual que los dos primeros, también era una mezcla de especies químicas. Antonio Lorenzo de Lavoisier en Francia y Enrique Cavendish en Inglaterra lograron descomponer el agua en sus dos componentes: "aire ordinario" (oxígeno) y "aire inflamable" (hidrógeno), estableciendo así los primeros pasos para su estudio científico.

Desafortunadamente, la curiosidad científica, como todo en esta vida, tiene sus límites, y siendo el agua un elemento omnipresente se concluyó que poco más había que conocerle, así que el tema pasó prácticamente al olvido para los grandes científicos del siglo XIX y los de principios del XX. Por ejemplo, en la clásica teoría de Debye y Huckel para interpretar las observaciones sobre las soluciones electrolíticas, es decir, aquellas en donde los sólidos disueltos adquieren cargas eléctricas, casi nada del esfuerzo teórico se dirige al agua, a la que se trata meramente como un medio en el que sucede la disolución y se la caracteriza por una constante; esta teoría, no obstante, está casi completamente basada en datos de soluciones acuosas.

La realidad física es otra: el agua es un líquido extremadamente complejo, tanto así que mucha de la dificultad para el estudio de las soluciones deriva de que el disolvente más accesible es precisamente el agua, que, lejos de ser un simple medio que pueda caracterizarse por una constante, interactúa tan fuertemente con los solutos que sus características deben necesariamente ser tomadas en cuenta.

Las propiedades del agua difieren mucho de las de los demás líquidos; es demasiado "sólida", para ser un líquido ordinario. En 1891, H. H. V. Vernon postuló que las moléculas de agua se adherían unas a otras, confiriendo al líquido altas densidades. Guillermo Roentgen, descubridor de los rayos X, investigó las

propiedades del agua, y aventuró en 1892 explicaciones cualitativas basadas en suposiciones moleculares. No obstante, ninguno de estos intentos despertó mayor interés en la comunidad científica. En 1933 dos grandes investigadores de los líquidos, Juan Bernal y Roberto Fowler publicaron un interesante y hoy clásico artículo proponiendo el primer modelo plausible del agua líquida, en el que se sientan las bases de los modernos estudios sobre el tema. En años subsecuentes se empezaron a medir con mayor sistematicidad sus propiedades. En 1940, N. E. Dorsey publicó una monografía intitulada *Propiedades de la substancia agua ordinaria* en la que describe los trabajos de los anteriores 50 años y registra todas las anomalías que exhibe este líquido.

Por el resto de esta década hubo mayor actividad científica alrededor del "agua ordinaria": se investigaron sus propiedades estructurales por medio de rayos X y luz infrarroja, así como por la transmisión de ondas sonoras. Se reconoció que las interacciones entre el medio acuoso y los solutos son fuertes y se inició la interpretación en términos de las ligaduras entre los hidrógenos y el oxígeno que forman la molécula del agua. La década de los años cincuenta vio surgir un gran número de modelos fisicoquímicos; por fin en los sesenta el estudio del agua empezó a ser un campo aparte: se reconocieron estructuras extrañas, como asociaciones de moléculas en cúmulos dentro del seno del líquido; se investigaron con mayor profundidad las fuerzas moleculares que generan los hidrógenos del agua y cómo afectan éstas las propiedades observables.

Fue también en esta década cuando se formalizaron los estudios fisicoquímicos del agua, especialmente en el campo de la teoría de las soluciones. Así se empezaron a relacionar las observaciones macroscópicas con la interpretación basada en las teorías microscópicas. Ello condujo a W. Kauzmann a sugerir un nuevo enfoque al estudiar el papel del agua en la conformación de las proteínas, lo que llamó la atención de los bioquímicos al peculiar líquido en el cual se produce la vida.

En 1962, G. Nemethy y H. A. Scharega publicaron tres artículos en los que intentaron desarrollar un modelo basado en las consideraciones microscópicas de la mecánica estadística. Sus métodos y sobre todo la gran cantidad de parámetros que utilizaron han sido objeto de crítica, pero estos trabajos, aparte de mostrar la complejidad de la tarea, constituyen el primer intento de fincar una base cuantitativa en lo que hasta entonces había sido un camino lleno de empirismo.

El advenimiento de las modernas computadoras permitió abordar el estudio de la materia siguiendo nuevas rutas. Por medio de complejos programas de cómputo basados en la mecánica cuántica, llamados métodos *ab initio* (de principio), se han estudiado las interacciones entre las moléculas de agua, investigando pares y tríos de moléculas. Con ello se espera una mejor comprensión de la

forma en que se conglomeran las moléculas y especialmente cómo influye la fuerte interacción entre los hidrógenos.

En la década de los sesenta el agua era ya un tema firmemente arraigado en la investigación científica, pero no se pasaba mucho de ahí, mas a la mitad de esa década el agua saltó a los encabezados de los periódicos: sucedió que el profesor B. V. Deryagin, del Instituto Karpof de Fisicoquímica de Moscú, sorprendió a la comunidad científica al publicar un hallazgo de una nueva y extraña forma de agua que fue dada a llamar poliagua. Esta variedad se suponía que llegaba a tener hasta 40% más densidad que el agua ordinaria y que congelaba a -40 grados centígrados y seguía siendo estable a los 500 grados. El descubrimiento fue recibido con escepticismo, pero la "comprobación" por instituciones en EUA desató gran entusiasmo por este compuesto, pues al permanecer líquida a altas temperaturas la haría un magnífico lubricante; además, por su alta densidad podría servir como moderador en reactores nucleares.


Todo esto, según se demostró más tarde, fue una mala interpretación de las observaciones, y la poliagua pasó a ser una anécdota científica más.

I.3. ESE EXTRAÑO ELEMENTO, TAN COMÚN Y POCO CORRIENTE

El agua es la sustancia más extraordinaria. Casi todas sus propiedades parecen encontrarse al revés: es un líquido a temperatura ambiente cuando debería ser un gas; su forma sólida (hielo) flota en su forma líquida; lejos de parecerse a un líquido normal en el que sus moléculas se mueven con mucha independencia, en el agua existe un cierto orden colectivo, es decir, las moléculas se "pegan" unas a otras y ello le confiere valores extremadamente altos en su viscosidad, tensión superficial y calores latentes de evaporación y solidificación. El agua disuelve una gran variedad de sólidos, pero no reacciona químicamente con ellos; por eso pueden purificarse las aguas contaminadas, aunque a expensas de mucha energía.

En realidad poco se pone uno a meditar sobre estas discrepancias entre lo que es y lo que "debería" ser el agua, quizá por lo común de esta sustancia. Adentrándose un poco en la ciencia del agua, uno descubre que las sutiles interacciones moleculares son las responsables de tan curioso comportamiento; resulta que es la particular asociación de dos átomos de hidrógeno con uno de oxígeno lo que se traduce en las peculiaridades del agua; tal cosa no sucede con la molécula de ácido sulfhídrico, dos átomos de hidrógeno y uno de azufre, que, desde el punto de vista químico, podríamos considerar una molécula "hermana" de la del agua.

En efecto, el ácido sulfhídrico es perfectamente "normal" desde todos los mismos puntos de vista por los que llamamos "anormal" al

agua: ¹  es gas a temperatura ambiente, su forma sólida es más densa que su forma líquida y el líquido posee muy poca estructura.

Existen muchas y muy refinadas teorías para explicar sus propiedades: algunas pueden hacerlo con muchas de ellas pero ninguna con todas.

Hay dos grandes caminos para investigar la materia: la teoría microscópica y la teoría macroscópica, llamada también fenomenológica. La teoría microscópica da alguna explicación sobre el comportamiento de la materia, pero requiere de conceptos y matemáticas complicadas. La termodinámica macroscópica ayuda mucho pero, aunque muy elegante, no permite realizar cálculos detallados, así que para entender todas las propiedades hay que echar mano de una y de otra.

El estudio de las propiedades fisicoquímicas es importante porque esclarece muchos de los misterios sobre el comportamiento de esta nada común sustancia. La investigación sobre la naturaleza molecular ha mostrado que una de las principales claves, quizás la más importante, es la *ligadura de hidrógeno*.

El agua está formada por tres átomos, dos de hidrógeno (el elemento más ligero) y uno de oxígeno, dispuestos en un ángulo de 105 grados, con el oxígeno en el vértice; el ángulo no varía, ya esté la molécula formando parte de un sólido, un líquido o un gas. La distancia entre el átomo de oxígeno y uno de los de hidrógeno es de 0.96 angstrom (1 angstrom es igual a un cien millonésimo de centímetro).

Los átomos están formados por un núcleo que lleva prácticamente toda la masa del átomo, posee carga eléctrica positiva y está rodeado por una nube de electrones de carga negativa. Para asociarse, los átomos forman o ceden electrones hasta que adquieren la configuración más estable.

En una molécula de agua el oxígeno se liga con dos hidrógenos. El hidrógeno es el elemento más ligero; se halla formado por una sola partícula en el centro (un protón) y un electrón que lo rodea, así que al unirse el oxígeno a los hidrógenos pasan dos cosas: los electrones forman una nube alrededor de los tres núcleos, uniéndolos, pero los dos núcleos de hidrógeno se repelen. El resultado es que se forma el ángulo referido de 105 grados con el cual la molécula completa alcanza la máxima estabilidad.

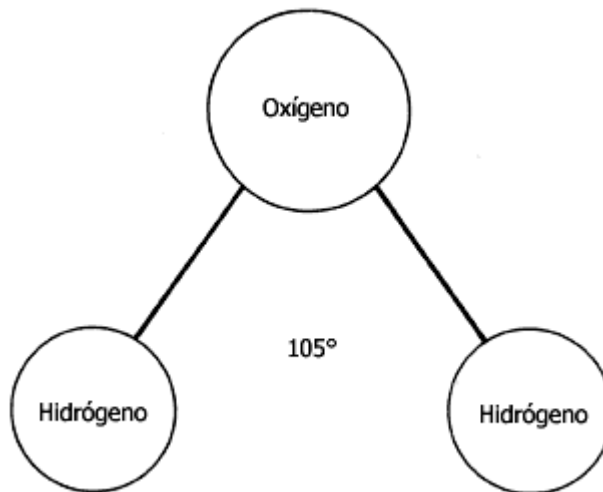


Figura 6. La fórmula química del agua es H_2O , que quiere decir que dos átomos de hidrógeno se ligan a uno de oxígeno formando un ángulo de 105° , como se muestra en la figura.

La nube electrónica, por su parte, adquiere la forma que se muestra en la figura, que puede imaginarse contenida dentro de un cubo, con el oxígeno en el centro, los hidrógenos en los vértices opuestos de una cara y unas protuberancias que se proyectan en la cara opuesta, que son las nubes electrónicas. Estas nubes atraen a los átomos de hidrógeno de otra molécula de agua y dan lugar a lo que se conoce como una *ligadura de hidrógeno*.

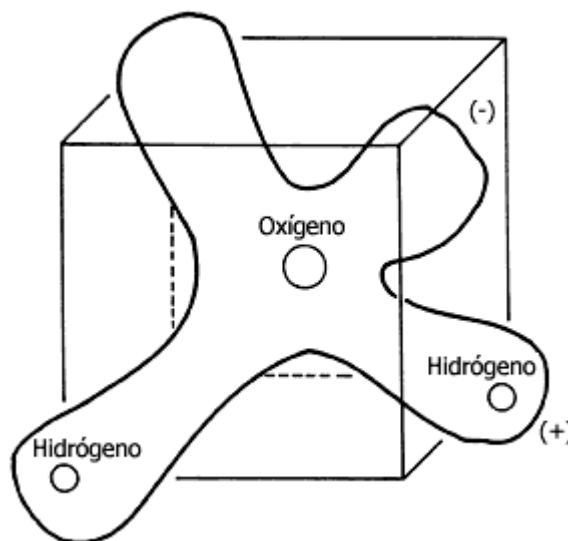


Figura 7. Los átomos tienen unas *nubes* de electrones que los rodean; al formarse la molécula de agua estas nubes engloban los tres átomos, dando lugar a la forma caprichosa que se muestra en la figura. Éste es el origen de la *ligadura de hidrógeno*, responsable de las propiedades del agua.

No es el agua la única molécula que tiene ligaduras de hidrógeno: el amoníaco, el ácido fluorhídrico y los alcoholes también la tienen. Lo que parece ser único en la estructura del agua es que las moléculas fácilmente se aglomeran en redes tridimensionales, con muchos huecos, cuya geometría depende del ángulo que forman los tres átomos componentes. Esto le confiere gran cohesión.

Esta estructura, por cierto, se mantiene en las fases líquida y sólida. Para un físico tal información es muy importante, pues puede relacionarla con las propiedades que observamos del agua. Por ejemplo, si en vez de estar los átomos dispuestos en un ángulo de 105 grados estuvieran alineados, el agua no sería tan buen solvente como en realidad lo es, y si así fuera, entre otras cosas no podría acarrear los nutrientes en los seres vivos. Si no tuviera la estructura que tiene no podría almacenar el calor en tan grandes cantidades como lo hace (la propiedad se llama capacidad calorífica) y así no serviría para regular la temperatura de los seres que vivimos inmersos en un medio de aire, en donde las variaciones externas de temperatura son tan altas.

Los átomos de los extremos (los hidrógenos) interactúan fuertemente con las moléculas de agua vecinas. En su fase gaseosa las moléculas están muy separadas para sentir entre ellas un efecto muy importante; así, encontramos normalmente moléculas aisladas y ocasionalmente dos moléculas unidas, pero en la fase líquida y en la sólida estas interacciones son muy importantes.

Al congelarse, las moléculas de agua forman rápidamente estructuras ordenadas. A la presión atmosférica ordinaria, cuatro moléculas se asocian en la forma de un tetraedro, las que a su vez conforman una estructura de anillos hexagonales.

Ésta, por cierto, es una estructura muy poco empacada (con muchos huecos); es por ello que el agua sólida es menos densa que el agua líquida y por eso el hielo flota en el agua ordinaria.

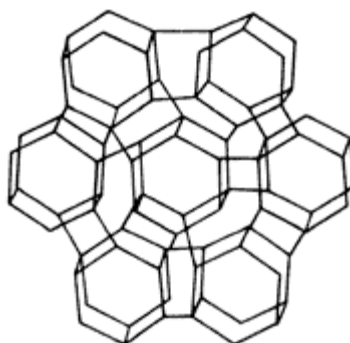


Figura 8. El hielo tiene una estructura cristalina muy ordenada en donde cuatro moléculas de agua forman tetraedros que se unen

entre sí. Las cavidades de esta estructura explican por qué la fase sólida es menos densa que la líquida.

Esta peculiar estructura tan fofo rige la variación que tiene la densidad del agua. Como en cualquier sustancia, ésta cambia con la temperatura, pero de una manera singular. A cuatro grados centígrados, muy cerca del punto de congelación, la densidad del agua alcanza su máximo valor. Esto no se observa en ningún otro líquido común, ni tampoco en los sólidos comunes. Sucede en sustancias de estructura elástica semejantes al hule.

Por esta misma razón, las masas de agua se congelan de la superficie hacia abajo. No quisiera dejar pasar esta observación sin reflexionar un poco sobre ella. Si el agua no fuese así, los océanos se congelarían en las zonas frías del fondo hacia arriba. Ello haría que durante el verano se deshelaran solamente las capas superficiales del mar; el fondo seguiría congelado y frío. Con el tiempo cada vez menos agua fluiría hacia los climas templados e iría perdiendo calor. Al fin todos los mares se convertirían en hielo.

La expansión del agua al congelarse tiene otro papel muy interesante en la naturaleza. En su forma líquida, penetra en los pequeños intersticios de las rocas por un efecto que discutimos en el capítulo de experimentos con el agua cuando se mencionó que asciende por un tubo pequeño introducido en ella y que se llama presión capilar y es consecuencia de su alta tensión superficial. Cuando se congela ejerce presiones tan altas que llega a fracturar las rocas, y de esta manera las convierte en tierra.



Figura 9. El agua penetra a través de las fisuras de las rocas; al solidificar y aumentar su volumen ejerce una gran presión sobre la roca hasta que la desmorona.

En su fase líquida, la tenaz interacción entre las ligaduras de los hidrógenos hace que se preserve un poco de la estructura del sólido; a ello me refería con la idea del "orden colectivo". Siendo

así, "romper" la superficie del líquido es difícil, como cualquiera que haya caído en una alberca podrá haberse dado cuenta: ésta es una manifestación de la tensión superficial.

La estructura del agua líquida es tan extremadamente ordenada que la energía que se le suministra al calentarla se "absorbe" por las vibraciones moleculares, aceptando grandes cantidades de calor antes de elevar su temperatura (que representa el movimiento molecular). Inversamente, al perder energía su temperatura disminuye lentamente. Esta propiedad se llama calor latente, que para el agua es muy grande. Las implicaciones de este hecho son muchas y muy importantes.

Por ejemplo, para disipar la gran cantidad de calor que genera el motor de un automóvil se utiliza agua que circula por unos conductos dentro de él. El calor se transmite al agua y es después liberado en el radiador, que está construido de tal manera que el agua lo ceda rápidamente. Si el calor latente no fuese tan grande, el agua se evaporaría y no serviría para controlar la temperatura del motor.

En la naturaleza, los mares y lagos atenúan los cambios de temperatura y favorecen la vida en su seno.

La enorme capacidad del agua para transportar calor puede exhibirse mediante un cálculo sencillo: si un kilómetro cúbico de agua en un océano fluye de una región caliente a otra muy distante que se halla 20 grados centígrados más fría, la transferencia de calor es de diez billones (10 con trece ceros) de kilocalorías que es equivalente al calor generado por la combustión de 2 millones de toneladas de carbón.

José Black fue un científico británico del siglo XVIII, el primero que se detuvo con gran cuidado a meditar acerca de esta importante propiedad; la llamó "calor latente". Puesto que una masa de hielo en un ambiente cálido se derrite, ¿cómo es así que no lo hacen los glaciares y las nieves perpetuas? Aunque de hecho hay transformación de hielo (o nieve) en agua, ella no es súbita, menos aún cuando existen grandes masas de uno u otra. Más aún, Black analizó cómo en el verano puede guardarse un cubo de hielo en "las estructuras denominadas casas de hielo" (los primeros refrigeradores o "hieleras") en donde se impide la entrada del aire exterior y por consiguiente el calor penetra con lentitud. La clave, pues, está en que el hielo tiene la capacidad de absorber grandes cantidades de calor y que éste pasa a las vibraciones moleculares; al derretirse al fin el hielo va a la fase líquida, pero con una temperatura cercana (aunque un poco más alta) a la del hielo.

Black, en lenguaje claro e intuitivo lo resume:

Salta a la vista, pues, que el hielo, al derretirse, recibe

calor con mucha celeridad; pero el único efecto de dicho calor es mudarlo en agua, la cual no es sensiblemente más caliente de lo que era el hielo antes. Si, en seguida de derretido el hielo, se aplica un termómetro a las gotas o chorritos de agua, éste marcará la misma temperatura que cuando se aplica al hielo mismo, o de haber alguna diferencia, ella es de tan poca monta que no merece notarse.

Black prosiguió sus experimentos con el agua en ebullición y pudo observar un fenómeno semejante, de manera que:

[...] el calor absorbido no calienta los cuerpos circundantes, sino que convierte el agua en vapor. En ninguno de los dos casos nos percatamos de la presencia del calor como causa del calentamiento. El calor está oculto o latente; y yo lo denomino *calor latente*.

Los estudios sistemáticos del hielo fueron iniciados en la primera mitad de este siglo por el británico Percivaldo Bridgman y el alemán Jorge Tamman. Sus experimentos mostraron que el hielo es una compleja estructura que tiene formas estables y metaestables que pueden cambiar de unas a otras.

La mayor parte de la gente habla del hielo refiriéndose a la forma sólida que toma el agua cuando se congela en las condiciones normales de un refrigerador doméstico. Empero, en el laboratorio se producen otras variedades de hielos, aparte de los tradicionales cubitos.



Figura 10. La estructura hexagonal de las moléculas de agua se manifiesta en las formas con la misma simetría hexagonal de los copos de nieve.

En la figura se muestra un mapa, o un diagrama de fases del hielo, del que existen *nueve* formas distintas, cada una de ellas con una cristalización peculiar. La razón por la que no observamos frecuentemente estos hielos es que existen a temperaturas muy bajas.

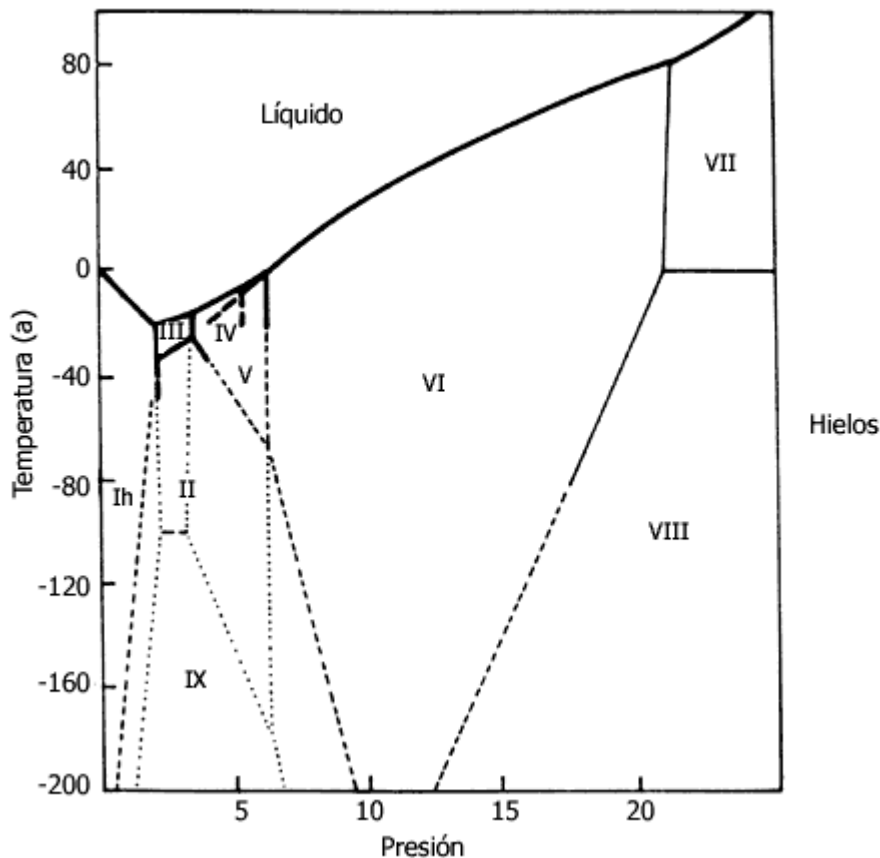


Figura 11. Para representar las transformaciones entre los distintos tipos de hielo, los científicos elaboran estos diagramas. Cada región representa las condiciones de temperatura y presión en donde se presenta cada uno de ellos. La línea gruesa marca la frontera entre el líquido (parte superior) y los hielos (parte inferior).

El hielo normal, denominado Ih, tiene una estructura hexagonal, y de él hay una variedad que se llama hielo cúbico o Ic que es una especie metaestable ² que ocurre entre los -80 y -120 grados centígrados. Este hielo cúbico no puede producirse solamente