

El agua fría

Hace como medio año, caminaba yo, a toda prisa, por la gélida Nueva York. No había nieve en el suelo, pero hacía frío, y yo buscaba, a toda marcha, refugio. Al cruzar la calle, pisé la tapa de un registro, y al instante me encontré en íntimo y duro contacto con el suelo.

Fue la peor de mis caídas; y tendido allí todo a lo largo, mis pensamientos eran bien tristes, pues creí que me había roto la tibia izquierda; y en mis treinta y tantos años, nunca, hasta entonces, me había roto hueso ninguno. Debería haberme quedado quieto, esperando auxilio; pero no pude menos de hacer un esfuerzo y levantarme, por dos motivos: primero, porque me espoleaba la esperanza de que mi tibia estuviese entera, cosa que se confirmaría al ponerme en pie. Segundo, porque quería averiguar por qué me había caído, pues no soy nada inseguro de piernas.

En efecto, pude tenerme en pie; aunque mi pierna izquierda quedó rodilla abajo, bien malparada, el hueso estaba entero; ...pero mi traje, *mi mejor traje*, no. Advertí también, con más enfado que tristeza, que la tapadera del registro estaba cubierta de una fina capa de resbaladizo hielo. Lo que ocasionó mi caída fue que era transparente ese carámbano, que, a no fijarse mucho, la tapa parecía sin hielo e inocua.

Tuve que ir cojeando hasta el hotel, distante cuatro interminables manzanas; y no era ocasión entonces de pensar en lo ocurrido, con vistas a sacar de ello un ensayo. Voy a hacerlo ahora, que ya se me ha pasado bastante la rabieta. Atiende, caro lector.

Para los antiguos, una de las propiedades más notables del hielo, la más notable acaso, era precisamente la que había estado a punto de ser desastrosa para mí: su transparencia. Para los griegos el hielo era *krystallos*, de *kryos*, "frío"; así que la impresión más fuerte parece haber sido causada por su modo de formarse.

Pero más tarde se destacó otra propiedad y la palabra vino a significar más bien la transparencia que el frío. Al cabo, cualquier cosa podía estar fría; pero en la antigüedad se conocían pocos objetos que fuesen sólidos sin ser opacos.

Por eso, cuando se descubrió el cuarzo y se vio que era transparente, sus trozos se llamaron también *krystallos* y fueron considerados, al principio, como una forma de hielo, que había estado expuesto a tan intenso frío, que había alcanzado solidez permanente e incapacidad para volver a derretirse.

Entonces el término sufrió un nuevo cambio de significado. Una propiedad importante del cuarzo transparente era su sorprendente regularidad de forma. Tenía caras planas que se encontraban en ángulos y bordes, netamente definidos. Por tanto, vino a llamarse *krystallos* cualquier sólido de geometría regular. De ahí proviene la palabra "cristal". Sin embargo, quedan vestigios de su antigua significación de transparencia. Se habla aún de las "cristalinas esferas" donde estaban los planetas en la antigua cosmología de Ptolomeo. No era porque fuesen de cristal sólido, sino porque eran tan perfectamente transparentes que resultaban invisibles.

Y en los tiempos modernos, las adivinatoras, contemplando místicamente su esfera de vidrio, pretenden ver la suerte en su "bola de cristal". No es que la bola sea "cristalina" en el sentido moderno, pues es casualmente el vidrio uno de los pocos sólidos ordinarios que *no son cristalinos* ni, por tanto, verdaderos sólidos; pero es transparente.

Y, sin embargo, no es eso lo realmente asombroso del hielo. Parece presentarnos muchos misterios. Su simple existencia como "agua cuajada" puede parecerles no poco extraña y paradójica a los habitantes permanentes de los climas tropicales, y su frialdad y transparencia pueden parecer interesantes; pero todo eso nada supone, en realidad.

Fijémonos más bien en algo tan repetido que ha pasado a ser un tópico. ¿Quién no ha oído frases como ésta: "Los nueve décimos del contenido de esa observación estaban ocultos, como un iceberg"?

¡Como un iceberg! Como no soy viajero, nunca vi un iceberg de verdad; pero si yendo yo en un buque apareciese uno a la vista (más vale que a distancia segura), de fijo que los pasajeros, reunidos en cubierta para contemplarlo, se dirían: "¡fíjate Maribel [o Pepe]: nueve décimos de ese iceberg están bajo el agua."

Entonces contestaría yo: "eso no es de extrañar, señoras y caballeros. Lo extraño es que sobresalga del agua un décimo de ese iceberg." Naturalmente eso suscitaría una de esas miradas de estupor, que indicaría una vez más (¡y cuántas veces!) lo muy chiflado que les parezco a mis queridos semejantes.

En general, la densidad de toda sustancia crece al bajar la temperatura. Cuanto más desciende la temperatura, con más lentitud se mueven las moléculas de un gas; con menos fuerza rebotan al chocar; más pueden aglomerarse, acercándose entre sí. Cuando la energía cinética de las moléculas del gas no basta para vencer las fuerzas de atracción entre ellas (véanse los dos capítulos anteriores), el gas se licua.

En los líquidos las moléculas están virtualmente en contacto, pero tienen energía bastante para deslizarse libremente unas sobre otras. También vibran y guardan mayor distancia entre sí que si todas estuviesen en completo reposo. Al bajar más aún la temperatura, las vibraciones pierden fuerza y amplitud y las moléculas se acercan un poco más. La densidad sigue aumentando.

Finalmente, la energía de vibración no alcanza a mantener las moléculas resbalando y deslizándose. Se establecen en lugares fijos y la sustancia se solidifica. Esta detención es más completa que la normalmente posible en la forma líquida; pero aún quedan vibraciones alrededor de la posición fija. Al seguir bajando la temperatura, esas vibraciones siguen amortiguándose, hasta reducirse a un mínimo a la temperatura del cero absoluto (-273°C). Entonces es cuando es máxima la densidad.

En resumen, por regla general la densidad aumenta al bajar la temperatura. Hay un aumento brusco de densidad cuando el gas se licua, y otro, aunque menos brusco, cuando el líquido pasa a sólido. Eso implica que la forma sólida de una sustancia, siendo más densa que la forma líquida, no flotará en ella.

Por ejemplo, el hidrógeno líquido tiene una densidad de unos 0'071 gramos por centímetro cúbico; pero el hidrógeno sólido tiene una densidad de unos 0'086 gramos por centímetro cúbico. Si sumergiésemos completamente un centímetro cúbico de hidrógeno sólido en hidrógeno líquido, seguiría aún pesando 0'015 gramos y sería arrastrado hacia abajo por la gravedad; hundiéndose lenta, pero sensiblemente, contra la resistencia del líquido, alcanzaría el fondo de la vasija o el fondo del océano, si hubiese un océano de hidrógeno líquido.

Podrías creer que el hidrógeno sólido se derretiría durante su hundimiento, pero no haría tal, si el mar de hidrógeno líquido estuviese, como supondremos, a la temperatura de fusión.

Del mismo modo, el hierro sólido se hundiría en un mar de hierro fundido; el mercurio sólido en el mercurio líquido; el cloruro de sodio sólido en el cloruro fundido, etc. Eso es tan general que tomando al azar mil sólidos encontraríamos muy probablemente que todos ellos se hundirían en la fase líquida, y nos sentiríamos tentados a creerlo ley universal. Pero no lo es; existen excepciones. Y una de ellas, con mucho la más importante, es el agua.

A 100° C (su punto de ebullición a la presión normal) alcanza el agua su mínima densidad, aunque se conserva líquida. Su densidad es entonces de unos 0'958 g. por cm³. Al bajar la temperatura, la densidad aumenta: 0'965 a 90° C; 0'985 a temperaturas aún más bajas, y así hasta que a los 4° C llega a 1'000 g. por cm³.

Dicho de otro modo, un gramo de agua tiene un volumen de 1'043 cm³, a 100° C, pero se contrae hasta el volumen de 1'000 cm³, a los 4° C. Juzgando por lo que ocurre con otras sustancias, tendríamos pleno derecho a esperar que ese aumento de densidad o disminución del volumen seguirá si la temperatura baja da 4° C. ¡Pero nada de eso!

La temperatura de 4° C² representa el punto de máxima densidad para el agua líquida. A temperaturas menores, la densidad comienza de nuevo a decrecer (cierto que muy poco), y al llegar a los 0° C es de 0'9999 g. por cm³; de modo que un gramo de agua ocupa 1'0001 cm³. La diferencia entre las densidades a 0° C y a 4° C es insignificante, pero es "en sentido inverso", que es lo crucial.

A los 0° C el agua se congela, se le robamos más calor; y según lo que aprendemos en otras solidificaciones, tendríamos derecho a esperar un brusco aumento de densidad. ¡Nos equivocaríamos! Hay una *brusca disminución de densidad*.

Mientras que el agua a 0° C tiene, como he dicho, una densidad de 0'9999 g. por cm³, se hiela a 0° C con una densidad de sólo 0'92 g. por cm³. Si sumergimos completamente en agua 1 cm³ de hielo, estando ambos a 0° C de temperatura, el hielo pesará -0'08 gramos, experimentando, por decirlo así, una gravitación negativa. Subirá, por tanto, a la superficie del agua. El ascenso continúa hasta que sólo queda bastante hielo para desplazar un peso de agua líquida igual al suyo total. Como 1 cm³ de hielo a 0° C pesa 0'92 gramos, resulta que cuando el hielo está flotando, el 92 por 100 de él está bajo el agua y el 8 por 100 encima.

Lo que podría esperarse, a juzgar por casi todos los demás sólidos sumergidos en su propia fase líquida, es que el 100 por 100 del hielo quedase sumergido y un 0 por 100 emergente. Resulta, pues, que, como dije antes, lo raro no es que quede sumergida tanta parte de un iceberg, sino que quede visible tanto; o mejor, que haya algo visible. Mas esto, ¿a qué obedece?.

Empecemos por el hielo. En el hielo corriente cada molécula de agua se rodea de otras cuatro, orientadas con gran precisión. El átomo de hidrógeno de cada molécula está apuntado al átomo de oxígeno de una vecina, y esa orientación se mantiene por la pequeña atracción electrostática implicada en el enlace del hidrógeno, que describimos en el capítulo anterior.

Ese enlace es débil y no basta para aproximar gran cosa las moléculas. Estas quedan, por tanto, anormalmente separadas, y construyendo un modelo a escala de la estructura molecular del hielo se ve que hay entre las moléculas espacios bastantes para constituir una formación muy finamente ordenada de "agujeros". Nada visible, entendámonos, pues los agujeros tienen un diámetro como de un átomo o dos. Pero eso hace al hielo menos denso de lo que sería si las moléculas estuviesen más próximas.

Al subir la temperatura del hielo sus moléculas vibran y se mueven a distancias mayores aún, así que la densidad disminuyen, alcanzando a 0° C el mencionado mínimo de 0'92 g. por cm³. Pero a esa temperatura la vibración molecular ha llegado precisamente al punto en que equilibra a las atracciones entre las moléculas. Si se añade más calor, éstas pueden despegarse y resbalar libremente unas sobre otras; pero al deslizarse así algunas caen en los agujeros.

Al fundirse, pues, el hielo, la tendencia a disminuir la densidad por la mayor energía vibratoria es compensada y más que compensada por la desaparición de los agujeros. Pero eso, a 0° C, el agua líquida es un 8 por 100 más densa que el agua sólida.

Pero ni aun en el líquido a 0° C ha desaparecido del todo la ordenación molecular laxa. Al subir aún más la temperatura, hay todavía una lenta desaparición de los escasos agujeros que quedan, y hasta los 4° C no quedan tan pocos que ya no pueden ejercer efecto dominante en la variación de densidad. A temperaturas superiores a los 4° C, la energía de vibración molecular aumenta y la densidad disminuye, "como es debido".

Todo encarecimiento de la importancia de esas anomalías de la densidad del agua es poco. Veamos, por ejemplo, lo que sucede en un lago de regular tamaño, durante un invierno frío.

La temperatura del agua va perdiendo su temple veraniego. Claro que el agua de la superficie es la que primero se enfría, se hace más densa y se hunde, lanzando hacia arriba el agua más caliente del fondo, para que pueda, a su vez, enfriarse y hundirse. De ese modo se enfría toda la masa del agua y llegaría a ponerse a 0° C, si la densidad siguiese creciendo continuamente al bajar la temperatura.

Pero tal y como es, cuando se alcanza la temperatura de 4° C, el ulterior enfriamiento del agua superficial la hace iligeramente menos densa! *Ya no se hunde*; flota sobre el agua más caliente de abajo. El agua superficial sigue enfriándose hasta los 0° C, pero el calor abandona muy difícilmente los niveles bajos, donde el agua se mantiene a un poco más de 0° C.

Es, pues, el agua de la superficie la que se congela; y como el hielo es más ligero que el agua, queda flotando. Si el tiempo frío dura lo suficiente, se hiela todo el agua superficial, formando una sólida cubierta de hielo, que puede llegar a ser muy espesa y fuerte, para satisfacción de los patinadores.

Pero el hielo es un buen aislante del calor, más eficaz cuanto más grueso. Cuanto más va espesando, con más lentitud pierden calor hacia el aire las capas profundas de agua, líquidas aún, y más se retarda el ulterior espesamiento del hielo. En suma, en un invierno de los normales en nuestra tierra, un lago grande nunca se hiela del todo, hasta el fondo mismo; gracias a lo cual los seres vivos que contiene pueden sobrevivir al invierno.

Es más, al volver el tiempo cálido es el hielo de la superficie el que soporta el embate de la insolación. Se derrite, dejando al descubierto el agua líquida inferior, de modo que todo el lago pasa de nuevo a líquido. Pero, ¿qué sucedería si el agua fuese como otras sustancias? Al enfriarse habría un continuo hundimiento del agua más fría, aun la de 0° C, hasta que al fin todo el lago se encontraría a esa temperatura. Tendería a helarse en todos sus puntos, y todo el hielo formado cerca de la superficie se hundiría inmediatamente, mientras hubiese líquido debajo. Un invierno que, en las condiciones reales, sólo llega a cubrir un lago de una capa gruesa de hielo, lo congelaría por completo, de la superficie al fondo, si el agua se comportase como otras sustancias.

Y al volver la estación cálida se derretiría la superficie del lago helado, pero el agua formada aislaría del calor solar las capas más profundas. Cuanto más espesa fuese la capa de agua líquida, más debilitada llegaría la radiación solar al hielo inferior, y con más lentitud fundiría éste. En un verano de los normales en la tierra un lago helado del todo no llegaría a fundirse por completo; la mayor parte de él seguiría helado siempre.

Lo mismo pasaría con los ríos y con los mares polares. Ciertamente, si el agua cambiase de súbito sus características de densidad, cada invierno vería formarse nuevos hielos, para hundirse en los abismos oceánicos y permanecer allí en perpetua congelación. El mundo entero terminaría por ser una masa de tierras envueltas en hielo, con una tenue capa de agua en la superficie del océano tropical. Aunque ese mundo, estando a la misma distancia del Sol que ahora, recibiese la misma cantidad de energía, sería un astro frígido, y la vida, tal como la conocemos, no se habría desarrollado. Resulta, pues, que la vida depende del enlace del hidrógeno, no sólo por los motivos expuestos en el capítulo anterior, sino también por la estructura laxa que le da al hielo.

Hay otro modo de colmar los agujeros del hielo, aparte de elevar la temperatura. ¿Por qué no oprimirlo sencillamente, mediante altas presiones? Ciertamente exige presiones enormes el rellenar los agujeros, hasta que el hielo sea tan denso como el agua. (Encerrando agua herméticamente y haciendo que se congele, ejerce hacia afuera una presión igual a la precisa para comprimir el hielo hasta la densidad del agua, y el recipiente estalla.)

Pero en los laboratorios pueden producirse muy altas presiones. Hacia 1900, el físico alemán Gustavo Tamman empezó a aplicárselas al hielo, y a partir de 1912, el físico americano Percy W. Bridgman llevó las experiencias mucho más adelante. De este modo se descubrió que hay muchas formas de hielo. En todo sólido hay una formación ordenada de las moléculas y siempre existe la posibilidad de lograr distintas variedades de ordenación, según las circunstancias. Algunas ordenaciones, por ser más compactas que otras, resultan favorecidas por altas presiones y las bajas temperaturas.

Así, a temperaturas y presiones ordinarias, la única variedad que puede existir es el hielo corriente, que llamaremos hielo I. Mas al aumentar la presión se encuentran otras formas: el hielo II, a temperaturas -35°C , y el hielo III, a temperaturas -35°C y -20°C . Si se eleva aún más la presión, se forma el hielo V. (Hielo IV no hay; fue definido, pero resultó un caso de observación errónea y hubo que desecharlo, cuando ya estaba descubierto el hielo V.)

A presiones todavía más altas se forman el hielo VI y el hielo VII. Mientras que todas las demás formas de hielo sólo existen a 0°C o por debajo, el VI y el VII pueden existir sobre 0°C , aunque sólo a presiones enormes. A la de $20.000\text{ kg por cm}^2$ (millón y medio de veces la presión atmosférica corriente), el hielo VII puede existir a más de 100°C , que es el punto de ebullición del agua en condiciones normales. Todas esas formas del hielo a alta presión son más densas que el agua líquida, como era de esperar, porque en ellas los agujeros han sido aplastados. Ciertamente, de todas las formas del hielo conocidas, sólo el I, se hundiría hasta el fondo e iría acumulándose.

En una de sus excelentes novelas, Kurt Vonnegut supuso un mítico "hielo IX", que podría existir en los fondos oceánicos y que se formaba espontáneamente en cuanto existiese una pequeña cantidad como "semilla". El protagonista tenía esa semilla, que naturalmente fue a parar al fondo del océano, para desencadenar la catástrofe final.

¿Hay realmente alguna probabilidad de que ocurriera eso? No. Todas las formas del hielo, salvo la I, pueden sólo existir a presiones enormes. Aun los dos hielos de menos presión, el II y el III, sólo son posibles a presiones más de 2.000 veces mayores que la atmosférica. Aunque tales presiones pudiesen alcanzarse en el fondo del mar (que no pueden), faltaría el requisito de que la temperatura estuviese por bajo de -20°C (que no lo está).

Además es evidente que nadie puede llevar en el bolsillo otro hielo de el I. si obtuviésemos cualquier otro y suprimiésemos la alta presión precisa para producirlo, ese hielo se expandiría instantáneamente hasta la forma I, con violencia explosiva.

Queda aún otra cosa que estudiar. Aunque el estado sólido de una sustancia puede existir, y a menudo existe, en variedad de formas cristalinas, los líquidos y gases no pueden; en ellos no hay, en general, formaciones ordenadas de las moléculas y en el desorden no caben variedades.

Pero en 1965, el científico soviético B. V. Deryagin estudió el agua líquida en tubos capilares muy finos, encontrando que a veces poseía propiedades sumamente extrañas. Por ejemplo, su densidad era $1\frac{1}{4}$ veces la normal en agua ordinaria; su punto de ebullición era extraordinariamente alto, y podría ser calentada hasta los 500°C , sin dejar de ser líquida; podía enfriarse hasta -40°C antes de convertirse en un sólido vítreo.

Esa comunicación suscitó gran desconfianza en Occidente, donde hay un escepticismo casi sistemático hacia todo descubrimiento surgido fuera del círculo encantado de las naciones prominentes en la ciencia del siglo XIX.

Mas cuando los americanos repitieron los experimentos de Deryagin, obtuvieron con sorpresa los mismo resultados, y hasta pudieron ver gotitas de la forma anómala del agua, tan pequeñas que sólo podían distinguirse al microscopio. ¿Qué había tras de esto?.

Las moléculas del agua, al resbalar unas sobre otras, tienden a tomar la orientación del enlace del hidrógeno, como el hielo. Eso ocurrirá en volúmenes muy pequeños y en muy breves períodos, pero basta para hacer que el agua líquida se comporte como si constase de partículas ultramicroscópicas de hielo, que se forman y deshacen con gran rapidez.

Ese "hielo" nunca se forma en un volumen bastante grande, ni por tiempo suficiente, para que los agujeros tomen importancia y hagan que el agua sea tan ligera como el hielo; pero mantiene las moléculas de agua lo bastante separadas para permitir que se formen y deshagan enlaces del hidrógeno. El agua líquida es, pues, menos densa de lo que podría.

Pero supongamos que al agua se le aplica presión, de modo que sus moléculas estén forzadas a acercarse, mientras las orienta el enlace del hidrógeno. Con moléculas anormalmente próximas, ese enlace será mucho más fuerte que de ordinario, hasta acercarse a la fuerza de un enlace químico corriente. Molécula tras molécula irán entrando en posición y, gracias a las atracciones anormalmente intensas del enlace del hidrógeno, formarán una especie de molécula gigante, compuesta de moléculas pequeñas de agua.

Cuando elementos pequeños forman de ese modo una molécula gigante, se dice que se "polimerizan" y la molécula es un "polímero". Por eso la nueva forma de agua se llamó "agua polimerizada" y en abreviatura "poliagua".

En la poliagua las moléculas están en formación ordenada, a semejanza del hielo, pero en forma mucho más compacta y desde luego sin agujeros. Esa ordenación compacta de moléculas de agua no sólo produce una sustancia considerablemente más densa que el hielo, sino también considerablemente más densa que el agua líquida ordinaria.

Es más, por mantenerse las moléculas más apretadas, se precisa una temperatura muy superior a 100° C para apartarlas y hacer hervir la poliagua. También se precisa una temperatura muy por bajo de 0° C para separar las moléculas, lanzándolas al orden, menos compacto, del hielo corriente. Otras propiedades extrañas de la poliagua se aplican también fácilmente por la compacta ordenación de las moléculas.

Al parecer, la poliagua no se forma por sobrepresiones corrientes, pero sí en el volumen constreñido de los finos tubos capilares. En seguida los biólogos empezaron a pensar si no se formaría también en el volumen contreñado de las células en los tejidos, y si algunas de las propiedades de la vida no podrían atribuirse con máxima facilidad a la poliagua.

Me gustaría terminar aquí con este brillante descubrimiento y la aún más brillante especulación; pero no puedo, porque lo malo es que muchos químicos siguen escépticos en todo este asunto.

Quizá, después de todo, los investigadores hayan sido despistados por una posible disolución del vidrio en los tubos en que estudiaban la poliagua. Si no era agua pura lo que manejaban, sino pequeños volúmenes de solución de vidrio, todo caía por tierra.

Desde luego un químico preparó una solución de ácido silícico, cuerpo que podría formarse cuando el agua está en contacto con el vidrio, y halló que poseía las mismas propiedades que la poliagua. Así que puede ocurrir que ésta sea una falsa alarma, después de todo.