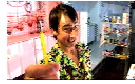


## Coolbito



Wolframio, el protagonista de nuestras historias, tiene su popularidad por los suelos y, para intentar mejorarla, decide asesorarse. Los expertos le recomiendan organizar una fiesta y preparar la bebida de moda: sal, chupito de tequila y limón. Como es muy escrupuloso y eso de que la gente se chupe la mano y luego lo toque no le gusta, decide preparar cubitos salados...

### 1. ¿Cuántas bacterias hay en la saliva?

- Cada adulto produce diariamente entre 1 y 2 litros de saliva. La saliva ayuda a protegernos de un gran número de bacterias y gérmenes, debido a los compuestos con características antibacterianas y antifúngicas que posee. De todas formas es un medio de cultivo que muchas otras bacterias pueden colonizar: la concentración media de *estreptococos* y *lactobacilos* es de 370000 y 380000 colonias por mililitro. Por cierto, que antes de preparar los cubitos hierve el agua para asegurarse de que no queda ningún germen vivo.

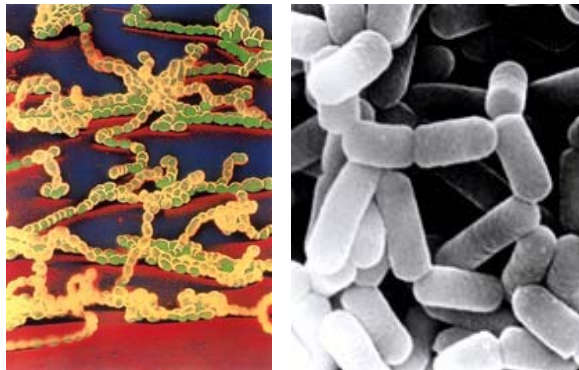


Figura 1. *Streptococos* y *lactobacilos* presentes en la saliva.

### 2. ¿Cómo funciona un termómetro de mercurio?

- El mercurio es un metal líquido en condiciones ambiente. Al aumentar la temperatura, el líquido se dilata, y este efecto se utiliza para medir la temperatura. Para ello se conecta un depósito de mercurio con un capilar de vidrio que tiene una escala graduada: al aumentar la temperatura, el líquido sube por el capilar, indicando la temperatura. Por cierto que los termómetros tienen una temperatura mínima (todo el líquido está en el depósito inferior) y máxima (el mercurio sube hasta un depósito superior de seguridad). Si se rebasa la temperatura máxima el mercurio sigue expandiéndose y revienta el capilar.

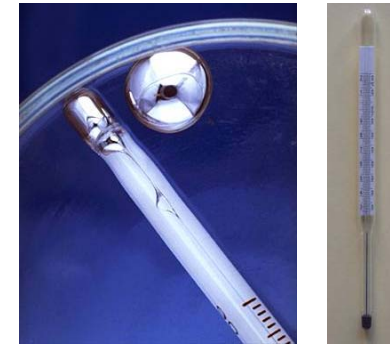


Figura 2. Termómetro de mercurio.

### 3. ¿Por qué el agua con sal no se congela a 0 °C? ¿Cómo es posible que sea líquida por debajo de 0 °C?

- La presencia de sales en el agua (o en cualquier otro disolvente) hace que ésta no se congele exactamente a 0 °C, sino a una temperatura menor. Por ejemplo, en el caso del agua, aproximadamente cada mol de soluto que disolvamos en un kilogramo de agua hace que la temperatura de congelación baje 1.858 K. El agua del mar se congela, aproximadamente, a -2 °C, aunque depende de su salinidad. En el caso de un chupito de agua salada, como la cantidad de sal es mayor, la temperatura de congelación es menor (-9 °C). Por cierto, que en la ebullición, la situación es inversa: si disolvemos una sal, la temperatura de ebullición de la mezcla (agua con sal) es mayor que la del disolvente solo (agua).

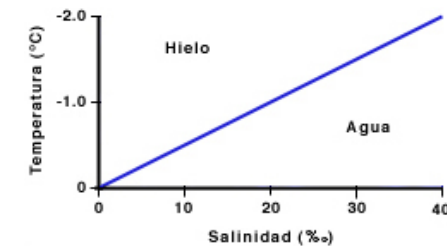


Figura 3. Descenso crioscópico.

### 4. ¿Cuál es la estructura de la sal?

- La sal está formada por iones de cloro y de sodio. En estado sólido, se organizan formando una red compacta muy dura (¿habéis intentado romper alguna vez un grano de sal?). La estructura cristalina de la sal (cúbica) no es el único tipo, puesto que hay otros muy comunes en la naturaleza (hexagonal, monoclinica, piramidal...).

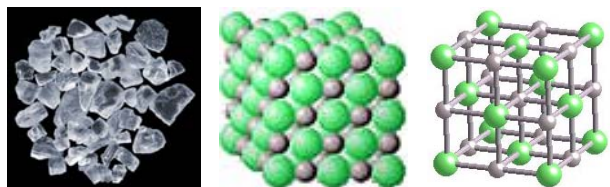


Figura 4. Estructura cristalina de la sal.

5. ¿El agua líquida tiene alguna estructura interna?

- Las moléculas de un líquido no tienen una posición fija, sino que siguen un movimiento aleatorio (llamado movimiento Browniano), debido al choque incesante entre moléculas del fluido por la agitación térmica. En el caso del agua (y otros disolventes polares), existe una cierta estructura, debida a los enlaces débiles entre la parte positiva y la parte negativa de cada molécula (llamados puentes de hidrógeno).

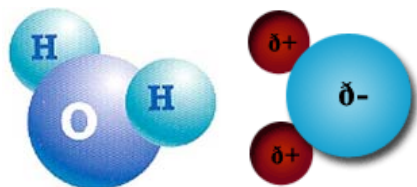


Figura 5. Molécula de agua (polar).

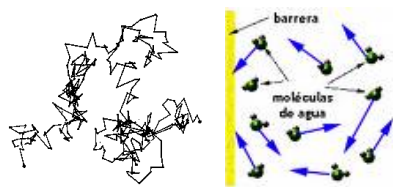


Figura 6. Movimiento Browniano.

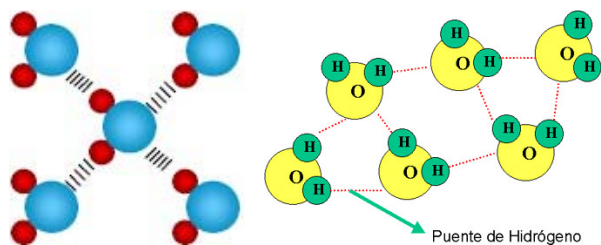


Figura 7. "Estructura" del agua líquida y enlaces por puente de hidrógeno.

6. ¿Por qué el agua disuelve a la sal?

- La estructura cristalina de la sal, tan fuerte, se desmorona cuando aparece el agua, puesto que cambia su naturaleza. El enlace electrostático fuerte NaCl, se separa en sus iones ( $\text{Cl}^-$  y  $\text{Na}^+$ ). Los iones son más estables en agua, un disolvente polar, cuyas cargas débiles son capaces de romper los enlaces que mantenían la estructura cristalina. Los iones se ven rodeados por las moléculas de agua, que orientan la parte positiva (o negativa) para estabilizar el ión, formando lo que se conoce como solvatación, lo que hace que la sal sea soluble.

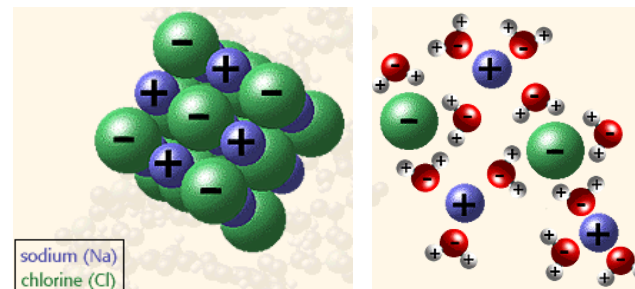


Figura 8. Estructura de una solución acuosa de sal.

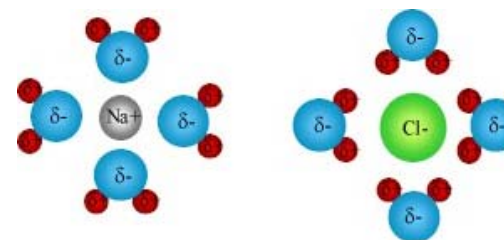


Figura 9. Estructura del agua solvatando a los iones disueltos.

7. ¿Por qué los icebergs no son salados?

- Los icebergs no son salados porque no se forman a partir del agua de mar, sino a partir de la nieve acumulada en tierra. Y como la nieve es agua dulce... Debido al movimiento de las masas de hielo en tierra (similar al de los glaciares), los icebergs caen al agua del mar, donde son arrastrados por las corrientes. Por cierto, que un iceberg (o un cubito de hielo) tiene aproximadamente 9/10 partes de su volumen sumergido (¿Alguien recuerda el principio de Arquímedes? ¿Y la leyenda de que cuando se dio cuenta del descubrimiento corrió desnudo por la calle gritando 'Eureka, Eureka'?). Por otra parte, cuando congela agua salada, se forman inicialmente hielo de agua dulce (para más información consultar la pregunta número 11 y la Figura 19).



Figura 10. Imagen de un iceberg y sección en que se ve su parte sumergida.

8. ¿Cuál es la estructura del hielo?

- El hielo es un sólido, y por lo tanto, las moléculas de agua que lo forman adoptan una posición fija, como en un cristal. De hecho existen once tipos diferentes de hielo, cuya estructura cristalina microscópica es diferente, pese a que externamente no se nota: adoptar una u otra depende de la temperatura y presión en la que se forma. La red cristalina del hielo es hexagonal, pero su empaquetamiento puede dar lugar a infinitas formaciones diferentes (los copos de nieve, por ejemplo)

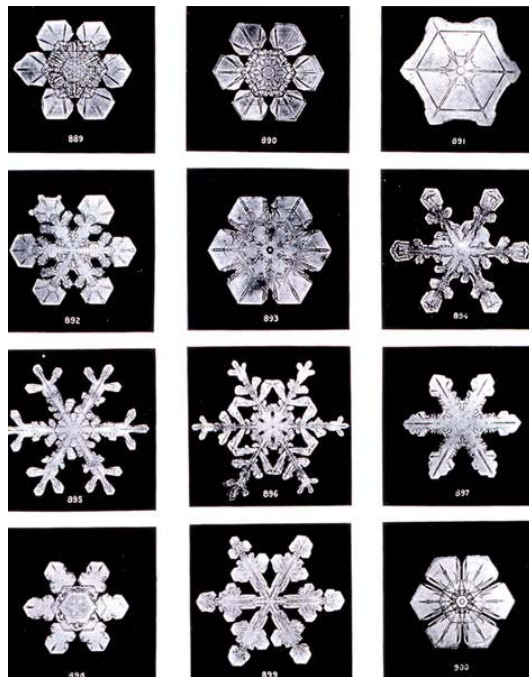


Figura 11. Formaciones cristalinas del hielo (patrón fractal).

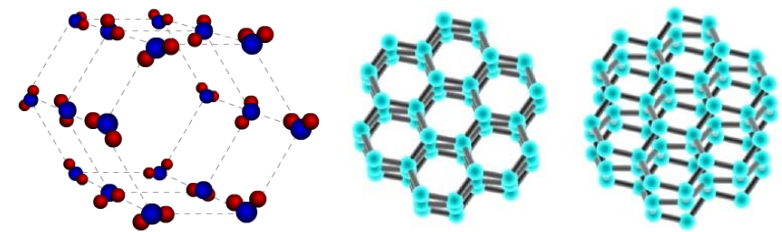


Figura 12. Estructura cristalina del hielo.

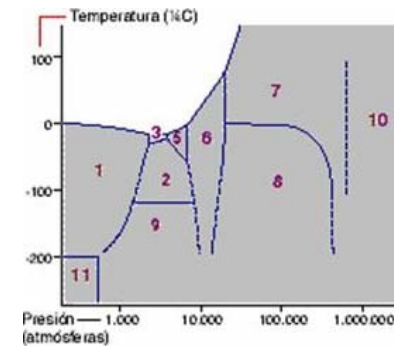


Figura 13. Diagrama de fases del hielo.

9. ¿Por qué el hielo flota?

- Cualquier sólido que flota en un líquido lo hace porque su densidad es menor. Las propiedades del agua son muy particulares, y el agua líquida tiene una densidad mayor que el hielo. ¡Y menos mal! Si fuese al revés, los mares, lagos y océanos se comenzarían a congelar por abajo, por lo que probablemente la vida en la tierra no existiría. El que se congele la superficie en primer lugar hace que, pese a que las temperaturas pueden ser muy bajas en la superficie, la barrera de hielo que se forma aísla la parte inferior, donde la temperatura es mayor, lo que permite la existencia de la vida (por ejemplo, los peces en un lago helado). Por cierto, que la densidad del agua del mar, varía con la cantidad de sal que tiene disuelta: por eso las personas flotan tanto. En el Mar Muerto (que no es un mar, sino un lago), hay 350 g de sal por litro de agua, mientras que en el valor medio en el resto es 10 veces menor.

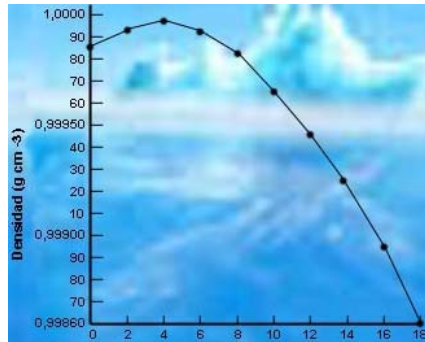


Figura 14. Variación de la densidad del agua con la temperatura.

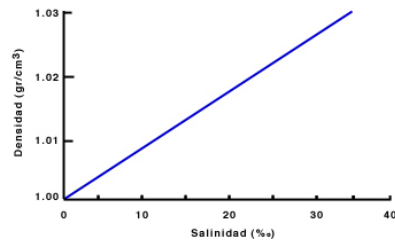


Figura 15. Variación de la densidad del agua de mar con la salinidad.



Figura 16. Flotabilidad en el Mar Muerto debido a la alta salinidad.

10. ¿Dónde están y para qué sirven las papilas gustativas?

- Las papilas gustativas son órganos sensoriales que están en la lengua y son los principales promotores del sentido del gusto. Tenemos unas 10000 en la lengua, pero cada zona sólo percibe uno de estos cuatro sabores básicos: dulce, salado, ácido y amargo. En principio, si tomamos algo dulce y no lo tocamos con la punta de la lengua, no percibimos este sabor.

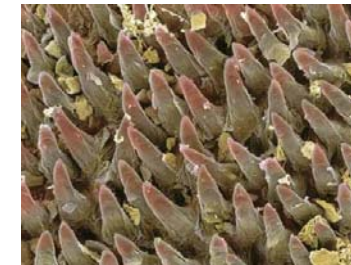


Figura 17. Papilas gustativas.

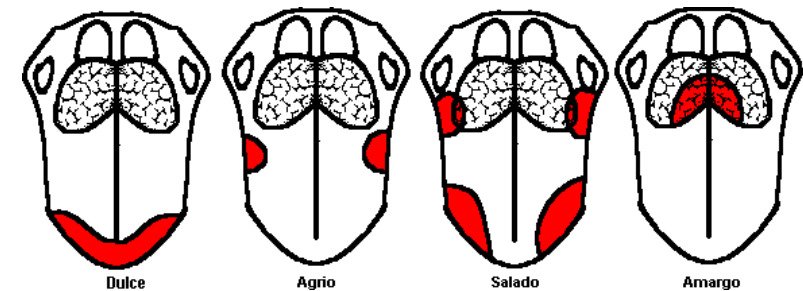


Figura 18. Especialización de las papilas gustativas.

11. ¿Por qué no consigo cubitos salados?

- Cuando la temperatura baja, debido al descenso crioscópico, la mezcla en cuestión comienza a congelar sobre los  $-9\text{ }^{\circ}\text{C}$  (para una solución del 13% en peso en sal, lo que equivale a una molalidad de 2.58. Recuerda que la sal se disocia completamente, por lo que la concentración de iones es el doble). A partir  $-9\text{ }^{\circ}\text{C}$  (zona A) comienza a congelar el agua, que es el disolvente. Por lo tanto, a medida que va congelándose el agua, tenemos la misma cantidad de sal disuelta en cada vez menos agua (zona B). Por lo tanto, llegará un momento en que la cantidad de agua líquida sea tan poca que tendremos una solución saturada, por lo que comenzarán a aparecer cristales de sal que precipitan, a la vez que siguen apareciendo cristales de hielo, por lo que el objetivo de hacer un cubito salado se alcanza parcialmente (zona C): esto ocurre a  $-21.12\text{ }^{\circ}\text{C}$  y un 23.31% de peso de sal disuelta en el agua que todavía permanece líquida. Al final, toda el agua se habrá congelado y algunos cristales de sal estarán en su superficie, expulsados, mientras que la mayoría estarán mezclados con el hielo (aunque no de forma homogénea). De todos modos, piensa que en un congelador normal, el hielo comienza a formarse por las paredes y no tal y como aparece en el dibujo...



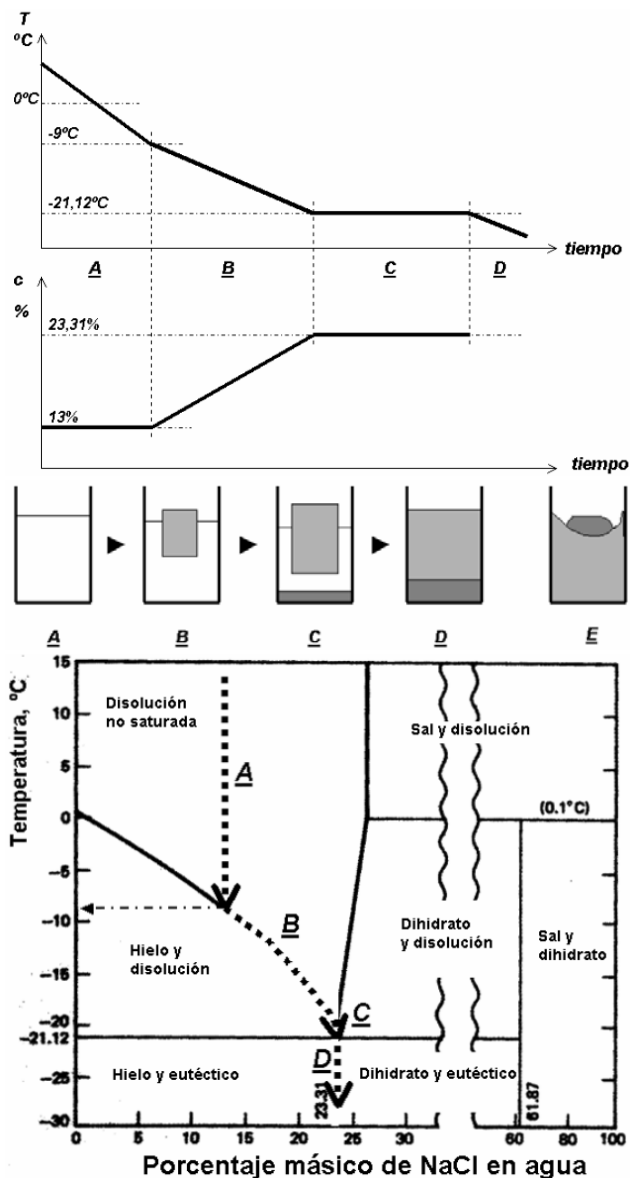


Figura 19. Perfil de temperatura, número de fases y diagrama de fases en la preparación de un cubito salado.

12. ¿Cuál es la solubilidad de la sal en el agua?

- La solubilidad de una especie en un disolvente depende de muchos factores. En primer lugar, depende de la afinidad de un disolvente por la especie, donde la polaridad de ambos compuestos juega un papel determinante o la presencia de otras especies ya disueltas. Otros factores que afectan la solubilidad son la temperatura (normalmente a mayor temperatura, mayor solubilidad: por eso al tomar un café con hielo primero disolvemos el azúcar y luego lo ponemos en hielo), el pH (algunas especies sólo son solubles en un cierto rango o la presencia de otras especies presentes). En unas determinadas condiciones, existe una cantidad máxima de soluto que se puede disolver en una cantidad de disolvente: si excedemos esa cantidad, parte del soluto o bien no se disolverá, o bien cristalizará.

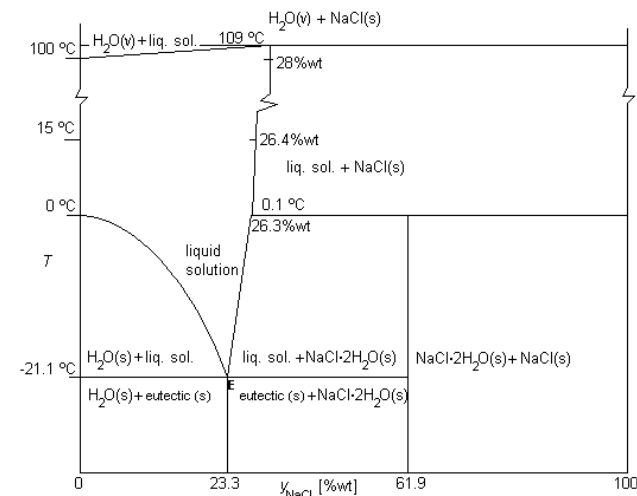


Figura 20. Diagrama de fases del sistema NaCl y agua a 1 atm.

13. ¿Cómo podemos conseguir que el nitrógeno sea líquido?

- Es imposible licuar nitrógeno a la presión atmosférica. Su temperatura de ebullición a 1 atmósfera es de  $-196^{\circ}\text{C}$  (no  $-170^{\circ}\text{C}$ , como dice erróneamente el protagonista). Para conseguir licuar el nitrógeno (y otros muchos gases, como el oxígeno, metano, etano, propano o butano) es necesario aumentar la presión hasta llegar a un cierto valor, a partir del cual sí que es posible obtenerlo líquido (a ese valor se la llama presión crítica, y en el caso del nitrógeno es de 33.4 atm). Siguiendo un razonamiento idéntico, existe una temperatura crítica ( $-146.9^{\circ}\text{C}$  para el nitrógeno). Una vez alcanzadas esas condiciones, se puede almacenar en estado líquido en una bombona, que debe tener una gran resistencia (¡cuando están llenas, la presión interna es de unas 200 atmósferas!).

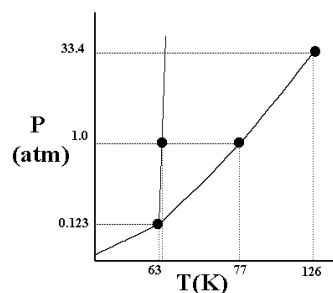


Figura 21. Diagrama de fases del nitrógeno.



Figura 22. Manómetros.

14. ¿Por qué con el nitrógeno líquido sí conseguimos cubitos salados?

- Al utilizar nitrógeno líquido ( $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$ ), la congelación es prácticamente instantánea, por lo que no hay tiempo para que los cristales de sal se separen del agua y éstos se quedan integrados en la estructura del cubito de forma relativamente homogénea. Por cierto, el "humo" que sale no es nitrógeno, porque éste es incoloro. Este "humo" está formado por la humedad del aire, que, al estar a una temperatura tan baja, condensa (el mismo efecto que se produce en invierno al expulsar aire caliente y húmedo que choca con el aire frío del ambiente). Y otra curiosidad, va hacia abajo porque está frío y es más denso que el aire a temperatura ambiente.



Figura 23. Nitrógeno líquido.

15. ¿Por qué ciertos objetos congelados a temperaturas muy bajas son frágiles?

- La temperatura es una medida de la vibración que tienen las moléculas de un compuesto: en estado gaseoso se mueven libre e independientemente, en estado líquido se mantienen juntas siguiendo un movimiento aleatorio, mientras que los sólidos solo vibran ligeramente alrededor de una posición fija. A temperaturas muy bajas, la estructura que mantiene el cuerpo unido tiene una energía muy baja y los objetos se vuelven extremadamente frágiles. Cuando los átomos y moléculas no vibran, estamos en el cero absoluto de temperatura, un valor inalcanzable. Por cierto, que a temperaturas tan bajas algunos compuestos tienen un comportamiento diferente: superconductividad, superfluidez...



Figura 24. Superconductividad a baja temperatura.

[Volver al inicio](#)

