

Apéndice 1

Conociendo la química de los alimentos

El agua es el elemento y principio de todas las cosas.

Tales de Mileto

Los componentes

Los alimentos nos proveen el combustible y la materia necesarios para hacer funcionar y desarrollar nuestro cuerpo. El sistema digestivo desarma los alimentos en sus componentes antes de absorberlos, para luego aprovecharlos en las distintas funciones biológicas que requiere nuestro organismo.

Podemos agrupar los componentes de los alimentos en cuatro grupos principales: el agua, los hidratos de carbono, las proteínas y los lípidos. Cada uno corresponde a un grupo de moléculas con estructura similar, que, por lo tanto, se comportarán de forma similar en las preparaciones.

La tabla A1.1 muestra la composición aproximada de algunos alimentos, y en todos ellos, salvo en el aceite, hay un porcentaje importante de agua. Durante la cocción, el agua es el medio en que ocurren las transformaciones dentro de los alimentos y el cambio en su ubicación respecto de las otras moléculas es, en muchos casos, lo que transforma la textura. Es importante recordar que, debido al contenido de agua de los alimentos, durante la cocción la temperatura nunca superará el punto de ebullición del agua. Es decir que, si nos encontramos en el nivel del mar, el tope será 100 °C y solamente podrá elevarse una vez que toda el agua del alimento se haya evaporado, o cuando cocinemos en una olla a presión.

Si comparamos el porcentaje de agua de la leche con el de otros alimentos, como las chauchas, las manzanas o el pescado, veremos que es bastante parecido; sin embargo, debido a las estructuras celulares que contienen el agua, la textura de cada uno es completamente distinta.

Las células vegetales están contenidas dentro de una pared rígida que no está presente en las células animales.

Las proteínas se encuentran prácticamente en todos los alimentos que consumimos, en mayor o menor medida. Por lo general, la principal fuente de proteínas en nuestra alimentación son los alimentos de origen animal, dado que proveen una composición proteica similar a la de nuestro cuerpo, lo que permite su aprovechamiento completo. Tanto en las células animales como en las vegetales, las proteínas forman parte de la estructura de la célula misma y, además, son las encargadas tanto de fabricar (sintetizar) como de romper (hidrolizar) moléculas, lo que mantiene en funcionamiento el ciclo vital de cada célula.

Los hidratos de carbono se encuentran, fundamentalmente, en los alimentos de origen vegetal. No obstante, también están presentes en los de origen animal (por más que su porcentaje sea tan bajo que en la tabla A1.1 se representa como 0), como parte de glicoproteínas, del ADN y ARN, o en el glucógeno en los músculos.

Los lípidos conforman las membranas celulares y son una fuente importante de energía. A pesar de su mala fama, son necesarios en nuestra dieta como vehículo de vitaminas liposolubles (como la A y la D), como parte de las membranas celulares y como base para la fabricación de hormonas.

Tabla A1.1. Composición de algunos alimentos

Alimento	Lípidos %	Proteínas %	Hidratos de carbono		Agua %
			Digeribles %	Fibras %	
Carne de vaca	10,6	20,2	0	0	69
Huevo entero	11	12	0	0	65
Manzana	0,35	0,3	12	2	84
Chauchas	0,4	4	5	2,5	88
Palta	22,2	4,2	1,8	2,4	69
Papa	0,2	2	17	2	79
Leche entera	3,5	3	4,6	0	88
Aceite	99,9	0	0	0	0
Miel	0	0,4	76	0	23,5
Pescado blanco	0,9	17,1	0	0	82
Caballa	22,9	19,0	0	0	57
Leche descremada	1,5	3	4,6	0	90
Garbanzos secos	5,5	20,8	44,4	15	12

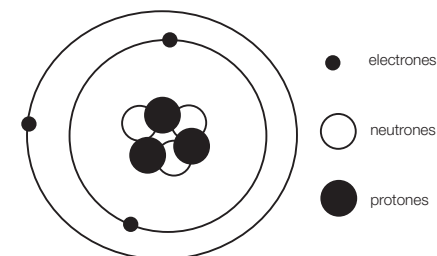
Más allá de que todos los alimentos contengan estos grupos de moléculas, es evidente que en cada uno las proporciones en que se encuentran y la organización interna las hacen diferentes entre sí. Sin embargo, las características fisicoquímicas de cada uno de estos grupos se expresan de forma similar.

Antes de comenzar con cada grupo de moléculas, veamos brevemente cómo se unen los átomos entre sí.

Átomos, moléculas y sus interacciones invisibles

El átomo es la unidad más pequeña en que puede subdividirse la materia sin perder sus propiedades químicas características. Está formado por partículas subatómicas: los protones, los neutrones y los electrones. Los protones están cargados positivamente y tienen masa; los neutrones no tienen carga y tienen la misma masa que los protones (la suma de ambos será la masa total del núcleo); y los electrones están cargados negativamente y tienen una masa despreciable respecto de la de los protones y neutrones.

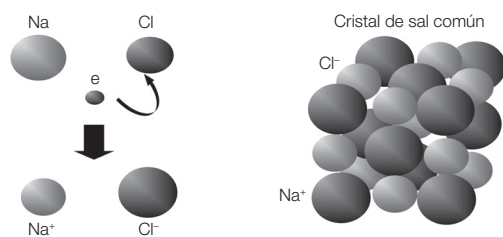
Figura A1.1. Esquema de un átomo



Como muestra la figura A1.1 (que representa un átomo de litio), los electrones giran alrededor del núcleo y en cada elemento se encuentra la misma cantidad de electrones que de protones, por lo que los átomos son neutros. Cuantos más protones tenga un átomo, más electrones tendrá, y estos girarán alrededor del núcleo a distancias crecientes, formando la llamada “nube electrónica”. Los electrones de las órbitas más externas son los que determinan el comportamiento químico de cada elemento. Los átomos se unen entre sí para formar moléculas, cediendo, tomando o compartiendo electrones. De esta forma, se establecen los distintos tipos de enlaces químicos.

Si un elemento cede un electrón a otro, ambos se habrán transformado en iones. El que ganó el electrón será un ión con carga negativa y el que lo perdió será un ión con carga positiva. Es el caso de la sal común o el cloruro de sodio, donde el sodio le cede un electrón al cloro y queda con una carga positiva, y el cloro, con una carga negativa. En un cristal de sal, los iones de cloro y sodio se encuentran atraídos entre sí por fuerzas electrostáticas, como muestra la figura A1.2.

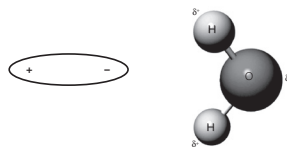
Figura A1.2. Unión iónica del cloruro de sodio



Cuando dos átomos comparten electrones, se ha formado un enlace covalente. Los electrones compartidos forman una nueva órbita alrededor de ambos átomos, que los mantiene unidos en una determinada geometría que da forma a las moléculas.

Si los átomos entre los que se establece la unión covalente son similares, los electrones se mantendrán en órbitas relativamente equidistantes de cada uno de los átomos. Sin embargo, si atraen a los electrones compartidos de forma distinta (como en el caso del hidrógeno y el oxígeno en la molécula de agua), se generará un desbalance interno en la distribución de cargas. Como muestra la figura A1.3, el oxígeno atrae con mayor intensidad a los electrones que el hidrógeno, y así se genera una densidad de carga negativa en el oxígeno y una densidad de carga positiva en el hidrógeno. A este tipo de unión covalente se la denomina “unión covalente polar”.

Figura A1.3. Unión covalente polar



Debido a este desbalance de cargas interno, entre las moléculas se generan atracciones muy fuertes llamadas “puentes de hidrógeno”. Los que se establecen entre las moléculas de agua (figura A1.4) son los responsables de sus características físicas tan particulares. A su vez, los puentes de hidrógeno se pueden establecer entre átomos de una misma gran molécula, como en el caso de las proteínas o el ADN, dándole la forma particular que tiene cada una en el espacio, como se aprecia en la figura A1.5.

Figura A1.4. Puentes de hidrógeno en el agua

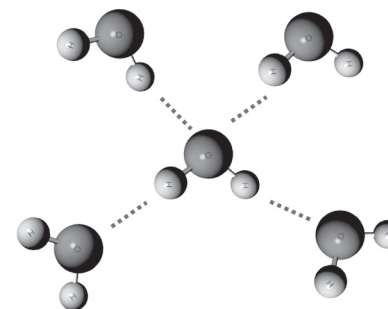


Figura A1.5. Puentes de hidrógeno en una macromolécula



Si no hay desbalance entre los átomos que forman el enlace covalente, no habrá densidades de carga distinta entre los átomos de una molécula. Esto ocurre, por ejemplo, en los ácidos grasos, que están formados por una larga cadena carbonada, en la que un átomo de carbono se une a otro, y a otro, y a otro, y ninguno de los átomos que forman la unión atrae más a los electrones que otro. Entre estas moléculas, no habrá atracciones fuertes del tipo puente de hidrógeno, sino que experimentarán atracciones débiles llamadas “fuerzas de Van der Waals”, que son las que mantienen cohesionadas a las moléculas de triglicéridos (formadas por ácidos grasos) en el aceite.

Como vimos, según cómo se establezcan las uniones entre los átomos y el desbalance de carga interna de cada molécula, habrá moléculas polares (con desbalance de carga interna) y moléculas no polares (sin desbalance de carga interna). Las primeras pueden establecer interacciones con otras moléculas polares, y es gracias a esa interacción que el azúcar (molécula polar) y la sal (sólido iónico, muy polar) se disuelven fácilmente en agua. La sal se separa en sus iones constituyentes al disolverse en agua (como se aprecia en la figura A1.6) y el azúcar permanece como una molécula intacta (como se ve en la figura A1.7), estableciendo ambas atracciones de tipo puente de hidrógeno con el agua.

Figura A1.6. Sal en agua

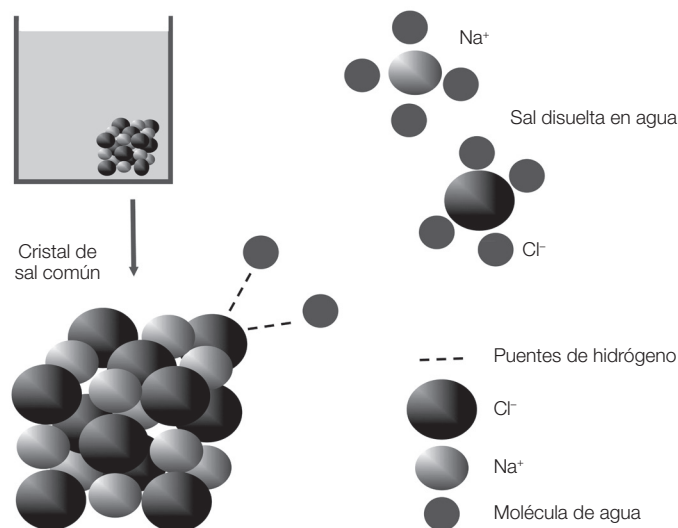
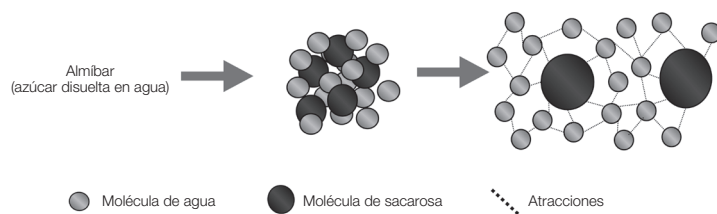


Figura A1.7. Azúcar en agua



Las segundas no pueden establecer interacciones con las moléculas polares. Por esta razón, el agua y el aceite no se mezclan; hay que encontrar moléculas que tengan una parte polar y una no polar para lograr que las mezclas entre ellas permanezcan estables.

El agua

Así como el agua es el componente principal de casi todos los alimentos, también es el componente primordial de nuestro cuerpo. Es allí donde ocurren las distintas reacciones metabólicas en nuestras células, donde se ordena el resto de las moléculas componentes de los alimentos y el medio en que ocurren las transformaciones dentro de los alimentos durante el procesamiento y la cocción.

Esta pequeña molécula, formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, tiene características muy particulares debido a la disparidad en la habilidad para atraer electrones entre los átomos que la forman, lo que da origen a la molécula polar por excelencia.

Cuando el agua está en estado líquido, todo el tiempo hay atracciones de tipo puente de hidrógeno formándose y rompiéndose entre sus moléculas y manteniéndola cohesionada intensamente. Cada molécula de agua puede establecer 4 puentes de hidrógeno con otras moléculas de agua, como ocurre en el hielo.

Los puentes de hidrógeno son los responsables de las características particulares del agua. Gracias a ellos, a pesar de ser una molécula pequeña (de bajo peso molecular), el agua tiene un punto de ebullición y de fusión tan alto. Como regla general, a mayor peso molecular, las sustancias tienen mayor punto de ebullición y de fusión y, a igual peso molecular, cuanto más intensas sean las interacciones entre ellas, más elevado será el punto de ebullición y de fusión. Si comparamos los puntos de fusión y ebullición del alcohol común (etanol) con los del agua (tabla A1.2), veremos expresadas estas características, a pesar de que el alcohol también es una molécula polar (aunque menos que el agua).

Tabla A1.2. Puntos de fusión y ebullición del agua y el alcohol

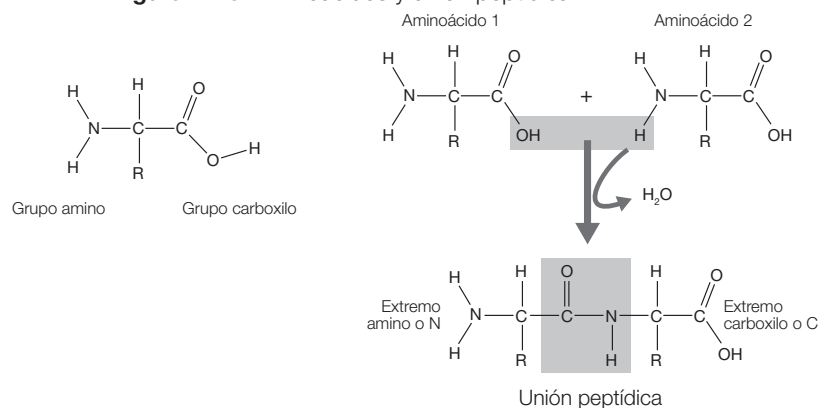
	Alcohol común (etanol)	Agua
Peso molecular	46	18
Punto de fusión	-114,3 °C	0 °C
Punto de ebullición	78,4 °C	100 °C

Las proteínas

Las proteínas son moléculas muy grandes, formadas por unidades de otras moléculas más pequeñas llamadas “aminoácidos”. Los aminoácidos se unen unos a otros y forman una gran cadena. En la naturaleza existen veinte tipos de aminoácidos; si comparamos la formación de una proteína con el enhebrado de un collar, los aminoácidos serían los veinte tipos de cuentas distintas que tendríamos a nuestra disposición para fabricar el collar.

Las moléculas de aminoácidos comparten una región común (figura A1.8), constituida por un grupo amino y un grupo carboxilo, unidos a través de un mismo átomo de carbono (en el ejemplo del collar sería el agujero para pasar el hilo), y se diferencian entre sí por el resto de los átomos que forman la molécula llamada “residuo” (R) (en el ejemplo del collar serían las formas, los tamaños y los colores de las cuentas).

Figura A1.8. Aminoácidos y unión peptídica



Los residuos pueden ser polares o no polares; de esta forma, a medida que se sintetiza una proteína se establecerán atracciones del tipo puente de hidrógeno (polares) o atracciones no polares, y repulsiones (polares del mismo signo o polar no polar), que darán forma a la cadena.

La secuencia en que se unen los distintos aminoácidos se llama “estructura primaria”. La estructura secundaria es el replegamiento de una molécula proteica sobre sí misma, lo que le da gran estabilidad. A su vez, al replegamiento de la estructura secundaria se lo denomina “estructura terciaria”. Finalmente, si dos cadenas proteicas se asocian para formar una proteína, al producto se lo denomina “estructura cuaternaria”. La forma que adquiere en la naturaleza se denomina “forma nativa”.

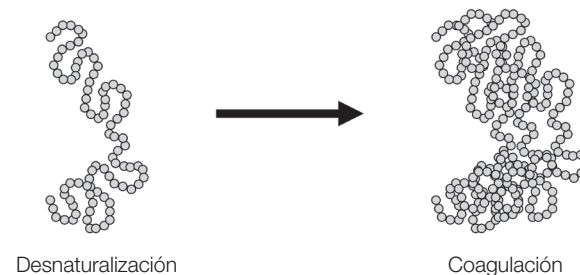
Según la estructura espacial final que adquiera la cadena proteica, se pueden distinguir proteínas fibrosas y globulares. Las primeras se caracterizan por tener una estructura helicoidal larga y estrecha (colágeno, elastina, queratina), y las segundas (albúmina, ovotransferrina) están constituidas por cadenas que se repliegan sobre sí mismas como un ovillo y confieren al conjunto un aspecto compacto.

Esta estructura es importante, ya que la forma de las moléculas es lo que determina su funcionalidad. La forma puede ser afectada por el calor, los ácidos, las sales y el trabajo mecánico. A este cambio de forma se lo denomina “desnaturalización” (modificación de la estructura natural) y es el que posibilita el espesado, la gelificación, el aireado, el amasado y, como consecuencia, los cambios en la textura de las preparaciones. Es decir que la desnaturalización es un fenómeno en que se modifica la organización de las proteínas, que pierden gradualmente su forma “natural”, cambiando sus propiedades, sin que se modifiquen los eslabones que la forman (los aminoácidos).

Por efecto del calor, las proteínas globulares se despliegan y, como resultado, cambian su afinidad con el agua. Las proteínas fibrosas suelen ser insolubles en agua, y su principal función es dar soporte mecánico a las células y los organismos. El efecto del calor variará según la proteína de la que se trate: mientras que en el caso del colágeno la estructura helicoidal se desarmará y podrá formarse la gelatina, no tendrá ningún efecto en el caso de la elastina o la queratina.

El estado final de la desnaturalización (figura A1.9) es la coagulación, cuando las proteínas se unen con otras en grandes complejos, de diferente forma a la nativa, y así dejan pocos enlaces libres para relacionarse con el medio.

Figura A1.9. Desnaturalización y coagulación



Cabe destacar que el efecto del calor, los ácidos y las sales es distinto en cada proteína; es decir que no todas cambian su forma a la misma temperatura, con la misma acidez, ni con la misma concentración de sales. El trabajo mecánico afecta la forma de algunas proteínas, pero no de todas. Así, gracias al amasado se puede formar la malla del gluten, y durante el batido de claras la ovotransferrina forma las pompas que atrapan el aire.

Las enzimas, responsables de casi todas las reacciones químicas que ocurren dentro de una célula, también son proteínas. Es decir que su acción puede ser modificada por el calor, los ácidos y las sales, debido a que, con el cambio en la estructura nativa (desnaturalización), se pierde la funcionalidad. De esta manera, mediante el calentamiento o los ácidos evitamos el oscurecimiento de los vegetales por inactivación de la polifenol oxidasa.

El juego entre los ingredientes de una preparación, el orden en que se los agrega y el procedimiento utilizado modificarán la estructura espacial para obtener el resultado deseado (ligaduras, espumas, espesamiento, gelificación, etc.).

Los hidratos de carbono

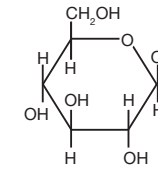
Los hidratos de carbono son un gran grupo de moléculas constituidas fundamentalmente por carbono, oxígeno e hidrógeno, en proporciones y formas determinadas. Dentro de este gran grupo encontramos a los pequeños azúcares, las pectinas, las gomas, el almidón y las fibras. Estas moléculas, en principio tan disímiles en tamaño como en características más mundanas como el gusto, se asocian entre sí en esta familia, ya que las larguísimas cadenas de los compuestos más grandes están formadas simplemente por la unión de muchos de los azúcares más pequeños.

Los azúcares simples se representan con la fórmula general $C_nH_{2n}O_n$; es decir que, por cada átomo de carbono en la molécula, habrá una molécula de agua. Los más difundidos en la naturaleza son los azúcares de 5 y 6 carbonos, cuya fórmula general es $C_5H_{10}O_5$ (correspondiente a la ribosa, arabinosa y xilosa) o $C_6H_{12}O_6$ (correspondiente a la fórmula de la glucosa, la fructosa y la galactosa; figura A1.10). De la unión de dos azúcares simples se forman los disacáridos, como la sacarosa o el azúcar común, la lactosa presente en la leche y la maltosa.

Los azúcares se caracterizan por su gusto dulce y por su gran solubilidad en agua, por lo que, además de endulzar las preparaciones, contribuyen a la textura final. Un flan hecho con azúcar tendrá una textura muy distinta de

un flan elaborado con sal o con un edulcorante no calórico. La cremosidad resultante del gel formado se debe a la interacción del azúcar con el agua.

Figura A1.10. Molécula de glucosa



Las gomas, las pectinas, el almidón y las fibras están formados por la unión de muchos azúcares simples o sus familiares cercanos; sin embargo, ya no tienen gusto dulce. Las gomas y las pectinas tienen la habilidad de capturar gran cantidad de agua, lo que proporciona consistencia a las preparaciones.

El almidón es un polímero de la glucosa. De la unión de muchas moléculas de glucosa se forman dos tipos de cadenas: la amilosa (uniones lineales de glucosa) (figura A1.11) y la amilopectina (uniones ramificadas) (figura A1.12). Ambas moléculas conforman el gránulo de almidón. Los gránulos de almidón se encuentran en las semillas de las plantas y en las raíces, como forma de almacenamiento de energía para la planta. El tamaño de estos, la localización y la relación amilosa-amilopectina varían según la especie de que se trate. De la relación amilosa-amilopectina depende el comportamiento culinario del almidón.

El almidón es insoluble en agua a temperatura ambiente; cuando comienzan a calentarse los gránulos, se abren por las regiones más inestables y el agua penetra en los gránulos. Estos van absorbiendo cada vez más agua, hasta que, a una determinada temperatura, pierden toda su estructura, generando una red amorfa de almidón con agua (o sea, gelatinizándose). Una vez superada la temperatura de gelatinización, la mezcla alcanza su mayor viscosidad.

Figura A1.11. Molécula de amilosa

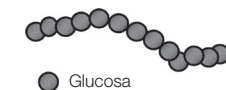
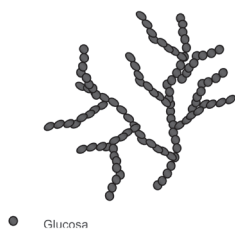


Figura A1.12. Molécula de amilopectina

Las fibras conforman un grupo de hidratos de carbono disímiles, cuyo denominador común es que no pueden ser digeridas ni absorbidas por nuestro organismo. Sin embargo, cumplen una función mecánica y reguladora del tránsito intestinal. Como ejemplo de molécula fibrosa podemos tomar la celulosa, componente de las paredes celulares de los vegetales, que es un polímero de la glucosa, al igual que el almidón. Esta no puede ser digerida por nuestro sistema digestivo, ya que, por el tipo de uniones que hay entre una glucosa y otra, nuestras enzimas digestivas no son capaces de romperlas y aprovecharlas.

Los lípidos

Los lípidos son un grupo de biomoléculas (fabricadas por organismos vivos) orgánicas de composición química heterogénea, que comparten dos características:

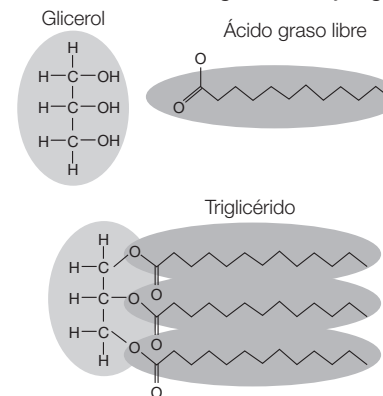
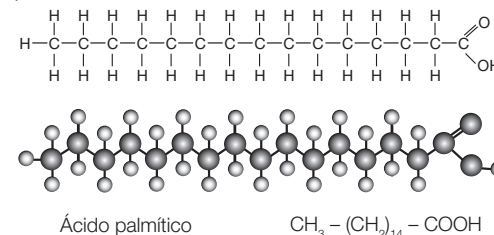
1. Son insolubles en agua.
2. Son solubles en solventes orgánicos, como el éter, el cloroformo, el benceno, etc.

Químicamente, el grupo está compuesto por ácidos grasos, triglicéridos, ceras, esteroides, y todos los compuestos que de ellos deriven.

En los ingredientes culinarios, la composición mayoritaria está formada por triglicéridos y, en menor medida, por ácidos grasos. Su comportamiento fisicoquímico es responsable de las propiedades de los productos que los contienen.

Tres ácidos grasos se unen químicamente al glicerol (esterificación) para formar los triglicéridos. Si un glicerol se une solamente a un ácido graso, estaremos en presencia de un monoglicérido; si se unen dos, estaremos en presencia de un diglicérido; y, obviamente, si se unen tres, ob-

tendremos un triglicérido. El comportamiento fisicoquímico del triglicérido depende de las características de los ácidos grasos que lo formen.

Figura A1.13. Glicerol, ácido graso libre y triglicérido**Figura A1.14.** Ácido graso saturado. Distintas formas de representación

Los ácidos grasos están formados por cadenas de átomos de carbono, que en un extremo poseen un grupo ácido.

Según el largo de la cadena carbonada, los ácidos grasos se clasifican en:

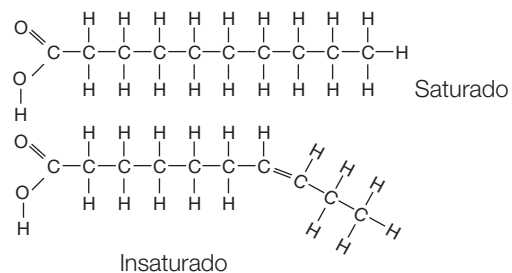
- Ácidos grasos de cadena de corta: de 2 a 4 átomos de carbonos.
- Ácidos grasos de cadena mediana: de 6 a 12 átomos de carbono.
- Ácidos grasos de cadena larga: de 14 a 24 átomos de carbono.

A medida que la cadena carbonada es más larga, el ácido graso es menos soluble en agua y su temperatura de fusión es mayor. Es decir que, cuanto más larga es la cadena, más probabilidades tendremos de que sea sólido a temperatura ambiente.

Los ácidos grasos, además, pueden tener lo que en química se denomina “dobles enlaces” entre los átomos de carbono. Esto significa que los átomos de carbono se unen a través de dos puntos, en vez de estar ligados por uno solo. Esta diferencia da a la molécula una forma distinta y una movilidad diferente (si hacemos la comparación con un baile de a dos, no es lo mismo estar tomados de una mano y bailar *rock and roll*, que estar abrazados y bailar un tango), siendo más rígida la unión por dos puntos que por uno solo. Frente a esta posibilidad, surge una nueva clasificación de los ácidos grasos, según la presencia o no de dobles enlaces. Si estos existen en la cadena carbonada, el ácido graso será “no saturado” o “insaturado”; si tiene más de un doble enlace, será “polinsaturado” o “poliinsaturado”. Además, según dónde sea la ubicación del doble enlace, se van a clasificar como omega “x”, siendo x la posición del doble enlace, contando desde el extremo opuesto al grupo ácido. En el caso de la figura A1.15, el ácido graso es omega 3.

En los alimentos encontramos mezclas de triglicéridos compuestos por ácidos grasos de distintos tipos. Que un alimento lipídico sea sólido o líquido a temperatura ambiente, o sea que lo definamos como un aceite o una grasa, dependerá de su composición en ácidos grasos. En líneas generales, cuanto más larga sea la cadena de ácidos grasos, mayor punto de fusión tendrá, es decir que será más sólido. A su vez, cuantos más dobles enlaces tenga, más líquido será.

Figura A1.15. Esquema de un ácido graso saturado y uno no saturado



Apéndice 2

El ABC de la física culinaria

El fuego se eleva hacia los cielos, la piedra cae a la tierra, todo esto sucede porque las cosas se dirigen hacia su lugar natural.

Aristóteles

Se deduce de lo que acabamos de decir sobre la naturaleza del fuego, que nos es imposible retenerlo y fijarlo en ningún cuerpo. Sin embargo, los fenómenos que presentan las materias inflamables mientras arden nos indican que contienen realmente la materia del fuego como uno de sus principios. (...) Examinemos las propiedades de este fuego fijo, convertido en principio de los cuerpos, al cual, para distinguirlo del fuego puro y libre, se ha designado con el nombre griego phlogistos (...). He aquí en qué difiere del fuego elemental.

Pierre J. Macquer, *Elements de la chymie-théorique*, 1756

El calor y la temperatura

La cocción cambió para siempre la alimentación del hombre ampliando la variedad de alimentos que podía consumir y, a su vez, mejorando la absorción de muchos nutrientes que, sin ese proceso previo, no podían ser aprovechados por nuestro organismo. Mediante la cocción se elimina gran cantidad de microorganismos de las carnes que podrían enfermarnos, se vuelve digerible el almidón presente en tubérculos y granos, y se eliminan algunos factores “antinutritivos”, como las antitripsinas contenidas en las legumbres.

Gracias a la aplicación de calor también aparecen nuevos aromas y sabores apetecibles, como en el dorado o la caramelización, y otros no tanto, como en el caso de la coliflor. El calor es energía, y la temperatura es una medida de esa energía. Como describe Alberto G. Rojo en *La física en la vida cotidiana* (publicado en esta misma colección):

Si fuéramos capaces (no lo somos) de achicarnos hasta el tamaño de los átomos y moléculas, el agua del vaso o el metal del martillo dejarían de parecerse sustancias continuas y veríamos su estructura granular, una muchedumbre de partículas que se mueven violentamente de un lado para otro. Ese movimiento irregular es lo que hoy llamamos “movimiento térmico” y es el responsable del fenómeno del calor; las moléculas de agua o de aceite hirviendo, en contacto con nuestra piel, producen irritación en nuestras células nerviosas y nos generan esa sensación que llamamos calor.

El calor es la energía que fluye desde un cuerpo caliente a uno frío, y ese flujo continúa mientras las temperaturas de ambos cuerpos sean distintas y se interrumpe una vez que estas se igualan. El calor también fluirá de una zona más caliente a una más fría dentro de un mismo cuerpo.

El calor puede transferirse de tres formas distintas: por conducción, por convección y por radiación. Cada una tiene características particulares, que actúan durante la cocción.

La conducción

La transferencia de calor por conducción tiene lugar cuando dos objetos a diferente temperatura *entran en contacto*. El calor fluye desde el objeto más caliente hacia el más frío, hasta que ambos alcanzan la misma temperatura. La transferencia se produce en el lugar donde los objetos entran en contacto, cuando las partículas con más energía (mayor temperatura) chocan con las de menor energía (menor temperatura). De esa forma ocurre el pasaje de calor de un cuerpo a otro, o dentro de un mismo cuerpo, sin que haya transferencia de materia entre ellos.

Algunas sustancias conducen el calor mejor que otras. En líneas generales, los sólidos son mejores que los líquidos, y estos mejores que los gases. Los metales son muy buenos conductores, y la madera o el aire son malos conductores. La experiencia cotidiana de esta propiedad la experimentamos constantemente al tocar una mesada de acero inoxidable o de mármol en un día frío: sentimos la mano fría porque el calor fluye de nuestra mano a la mesada, a diferencia de si tocamos, en el mismo ambiente, una mesada de madera, dado que esta es un mal conductor del calor. La diferente sensación en estos casos no se relaciona con la temperatura a la que se encuentran las mesadas (que es exactamente la misma), sino con la habilidad de esos materiales para conducir el calor.

Teniendo en cuenta que los metales son muy buenos conductores, resultan los elegidos para la fabricación de ollas y sartenes, aunque no todos conducen con la misma eficacia. El cobre y el aluminio son excelentes y, por lo tanto, proporcionan una temperatura uniforme en toda la base, aunque la fuente de calor no sea uniforme. El acero inoxidable, en cambio, no es tan buen conductor y siempre tiene puntos más calientes, por eso los alimentos generalmente se pegan y se queman siempre en el mismo lugar.

Como el cobre puede disolverse en los alimentos y es tóxico si se consume en forma sostenida, las ollas hechas con este material puro solo se usan para hacer caramelo cuando no se le agrega agua. Las ollas de cobre que se destinan a otros usos por lo general tienen un recubrimiento interno de otro metal, que no reacciona con los alimentos, y así se aprovechan sus propiedades conductoras. El mismo principio se aplica en el diseño y la fabricación de las capas de las ollas de triple o doble fondo.

El aluminio puede disolverse en medios ligeramente ácidos o básicos, generando pigmentos oscuros, o puede reaccionar con los sulfuros liberados durante la cocción de las claras, dando compuestos grises. Por ello, si intentamos hacer un merengue suizo en una olla de aluminio, quedará gris por reacción del material con los sulfuros liberados en el medio.

La convección

En un gas o un líquido, además de que puede transferirse energía al chocar una molécula con otra, existe la posibilidad de que partes calientes se desplacen como un todo hacia partes más frías y así generen las corrientes de convección.

Al calentarse un fluido (un gas o un líquido) por la parte inferior, este se expande y, como su densidad disminuye, se desplaza hacia arriba. Por el contrario, las partes más frías (más densas) se desplazan hacia abajo. Dentro de una olla con agua o con aceite, el calor se transmite por conducción y por convección. Por conducción, desde la olla al líquido y, a su vez, entre las moléculas individuales que chocan entre sí. Pero también por convección, cuando las masas de líquido caliente se desplazan a la superficie y generan corrientes que envuelven el alimento.

Dado que el fluido en movimiento no puede ascender y descender por el mismo lugar, se generan las llamadas celdas de convección, como muestra la figura A2.1.

Figura A2.1. Celdas de convección

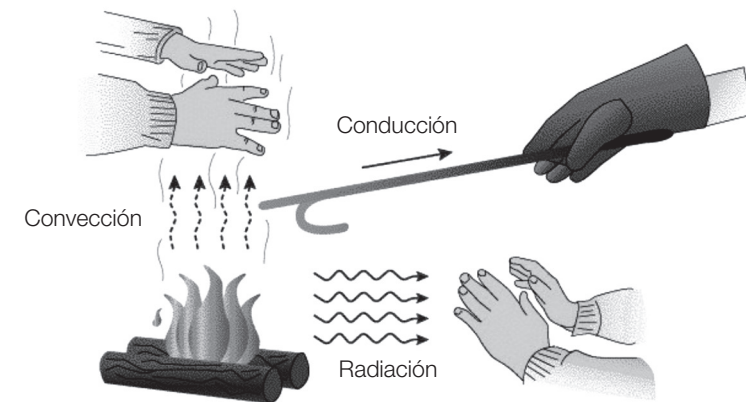
Lo mismo ocurre con el aire dentro de un horno: si la fuente de calor está en la parte inferior, el aire caliente se desplaza hacia arriba, y el aire frío, hacia abajo. Por lo tanto, el horno estará más caliente arriba que abajo. Para contrarrestar este efecto, algunos hornos tienen una ventilación forzada, que redistribuye el aire haciendo que la diferencia de temperatura entre los distintos lugares sea menor.

La radiación

Tanto en el caso de la conducción como en el de la convección, se requiere la presencia de materia para que la energía calórica se transfiera, pero no así en la radiación. Gracias a la radiación, sentimos el calor del sol y, en un asado, el fuego calienta la parrilla y partes de la carne en forma directa.

En la radiación, los electrones de niveles superiores de energía caen a niveles inferiores y esa pérdida se emite en forma de radiación electromagnética. Por lo tanto, es un tipo de transporte de calor que consiste en la propagación de ondas electromagnéticas que viajan a la velocidad de la luz. No se produce ningún intercambio de masa y no se necesita ningún medio en particular, sino que puede ocurrir en el espacio vacío, como en el caso de los rayos del sol o en el aire como en la parrilla.

Todos los objetos absorben y emiten radiación. La energía absorbida por los átomos hace que sus electrones salten a niveles de energía superiores. Cuando la absorción de energía está equilibrada con la emisión, la temperatura del objeto permanece constante. Si la absorción de energía domina, la temperatura del objeto aumenta, y si predomina la emisión de energía, la temperatura del objeto disminuye.

Figura A2.2. Transmisión de calor

El microondas

El microondas, como su nombre lo indica, emite pequeñas ondas electromagnéticas, al igual que la luz o el fuego. La energía de esas pequeñas ondas es baja y capaz de afectar principalmente las moléculas polares dentro del alimento. Como vimos, todos los alimentos tienen una importante cantidad de agua, que es una molécula polar; por lo tanto, las ondas emitidas por el microondas calentarán principalmente esa agua. A su vez, esta calentarán el resto de los componentes por conducción, haciendo que el alimento se cocine.

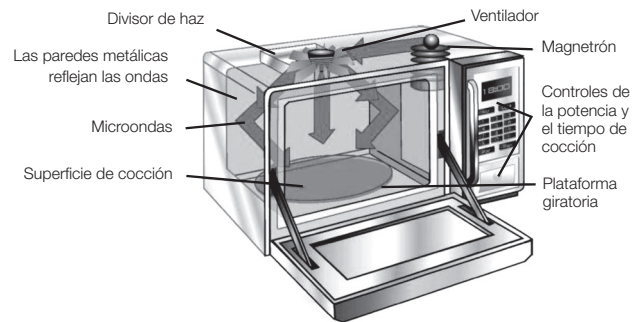
Dado que las ondas emitidas cambian su polaridad muchísimas veces por segundo, el agua vibra, intentando alinearse con la polaridad cambiante; por lo tanto, es como si la molécula de agua tuviera una manija¹ y la onda la estuviera sacudiendo de un lado a otro incansablemente. Ese movimiento es transmitido a las moléculas cercanas, haciendo que la temperatura de todo el alimento aumente.

El plato giratorio dentro de la mayoría de los microondas ayuda a que el calentamiento sea más parejo. Cuanta más agua tenga un alimento, más rápido se calentará. De todas maneras, las ondas también pueden

¹ Esta es la explicación que da Harold McGee en su libro *On Food and Cooking*. Quizá sea la explicación más sencilla y amigable para imaginar el funcionamiento del microondas.

hacer vibrar otras moléculas polares, como las de azúcares o alcoholes, e incluso las grasas.²

Figura A2.3. Microondas



Hasta aquí hemos visto las diferentes formas de transmisión del calor, pero hay otros fenómenos que se relacionan con él y con los cambios de estado de las sustancias, que debemos conocer para poder responder preguntas como estas:

- ¿Por qué se evapora el agua?
- ¿Se necesita la misma cantidad de calor para calentar un kg de agua y un kg de acero?
- ¿Por qué, cuando el agua hierve, no cambia la temperatura?
- ¿Por qué no hierve el aceite?
- ¿Por qué flota el hielo?
- ¿Por qué recomiendan agregarle sal o alcohol al agua con hielo para enfriar botellas?
- ¿Por qué soplamos la cuchara antes de probar un alimento para que se enfríe?

Antes de pasar a la explicación de cada una de estas cuestiones, veamos cuáles son los estados de la materia, qué es el calor específico, el calor latente, el punto de fusión, el punto de ebullición y el punto triple.

² En Eroski Consumer pueden encontrar una representación muy buena del funcionamiento de un microondas: <consumer.es/web/es/economia_domestica/servicios-y-hogar/2004/10/04/140166.php>.

Los estados de la materia

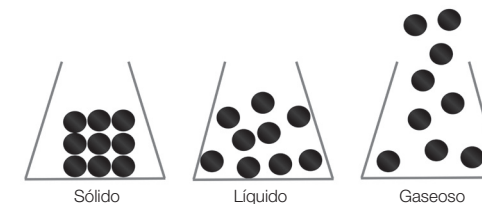
Los estados de la materia son la manifestación del grado de ordenamiento de las moléculas en una sustancia. En el estado sólido, las moléculas o átomos de una sustancia están ordenados espacialmente siguiendo un patrón repetitivo. Es así que las moléculas de agua, en el hielo, se ordenan en forma hexagonal, y las moléculas de sal, en forma de cubos. Ese ordenamiento dependerá de la naturaleza de cada sustancia y, en algunos casos, de las condiciones en que se ha formado el cristal. El ordenamiento es exactamente el mismo, sin importar el tamaño del cristal formado; por lo tanto, un pequeño grano de azúcar tiene la misma forma que un grano de azúcar candy.

Por más que a simple vista no observemos ningún movimiento, los átomos vibran en las moléculas de un sólido, pero su energía es lo suficientemente baja para que se mantengan unidos. A medida que la energía de las moléculas que lo forman aumenta, la temperatura del sólido aumentará, y estas se mantendrán asociadas hasta que la temperatura sea lo suficientemente elevada para que ya no puedan mantenerse en ese arreglo cristalino, momento en el que la sustancia pasa al estado líquido.

En ese estado, las moléculas vibran con mayor energía y ya no pueden mantenerse en un lugar en particular, aunque siguen cohesionadas entre ellas. Por eso los líquidos se desplazan como un todo, cambiando de forma pero sin separarse en sus moléculas individuales. Un sólido mantiene su forma particular, y los líquidos se adaptan al recipiente que los contenga. Si agregamos mayor calor, la temperatura del líquido aumentará hasta que las moléculas tengan la suficiente energía para vencer las atracciones entre sí y pasar al estado gaseoso.

Podríamos representar cada estado como muestra la figura A2.4.

Figura A2.4. Estados de la materia



En el estado gaseoso, las moléculas ocupan todo el espacio disponible para ellas.

El cristal que no es cristalino: el estado vítreo

Algunas sustancias pueden solidificar sin acomodarse en un arreglo cristalino particular, lo que da como resultado un ordenamiento igual al estado líquido. A este estado se lo denomina “estado vítreo”. En la cocina, muchas veces buscamos ese estado particular, que se consigue enfriando rápidamente un líquido muy viscoso e impidiendo que las moléculas se ordenen (por ejemplo, al hacer caramelos duros, donde no hay cristales). El mismo fenómeno ocurre en el vidrio: el sílice fundido se enfría rápidamente y, en vez de formarse cristales de arena, la arena fundida permanece quieta sin poder ordenarse, y así se forma el vidrio, cuyo ordenamiento es igual al de un líquido, aunque es sólido, como en los caramelos duros.

Como dijimos, las moléculas de los líquidos tienen mayor energía que las moléculas de la misma sustancia sólida y, por lo tanto, mayor temperatura. La temperatura nos da una idea de la energía promedio, pero no nos indica la de cada molécula en forma individual. Si midiéramos una molécula individual de dos líquidos a distinta temperatura, no podríamos asegurar cuál de ellos se encuentra más frío. Por esta razón, siempre habrá algunas moléculas que tengan la suficiente energía para pasar al estado gaseoso y, por lo tanto, evaporarse. (Ya contestamos la primera pregunta: ¿Por qué se evapora el agua?)

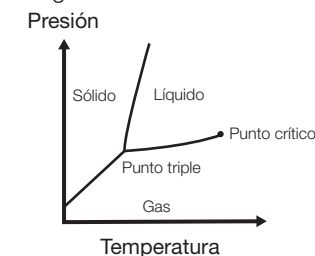
Para que una molécula pueda escapar de un líquido tiene que vencer las atracciones de las moléculas entre sí y, a su vez, el peso de la columna de aire, que va desde la superficie del líquido hasta el fin de la atmósfera. En el nivel del mar, la columna de aire tiene una longitud mayor que si estuviéramos en la cima del Aconcagua, por lo cual, a mayor altura las moléculas necesitan menos energía promedio para cambiar del estado líquido al gaseoso (y, por lo tanto, las temperaturas de ebullición son menores). Por el contrario, en una olla a presión –donde hay mayor presión que la atmosférica– el agua hierve a una temperatura mayor que en una olla destapada. Como muestra la tabla A2.1, a medida que disminuye la presión, el agua hierve a menor temperatura, y a medida que la presión aumenta, hierve a mayor temperatura.

Tabla A2.1. Puntos de ebullición del agua a diversas presiones o alturas

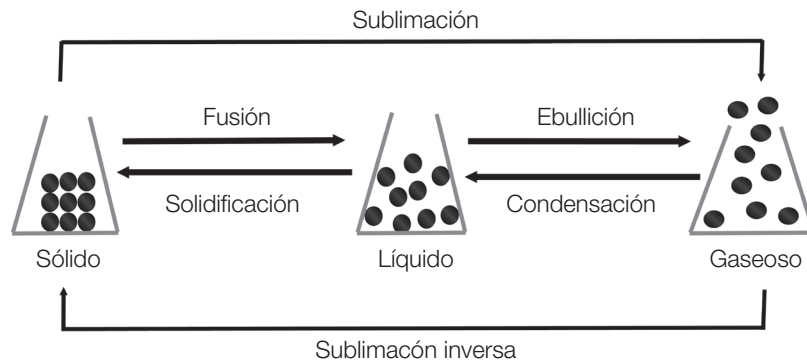
Presión externa	Temperatura de ebullición (°C)	Altura aproximada sobre el nivel del mar (en metros)
50 mmHg	38,1	
355 mmHg	80,9	6000
434 mmHg	85	4000
526 mmHg	90	2000
634 mmHg	95	1000
700 mmHg	97,7	600
750 mmHg	99,6	300
760 mmHg	100	0
800 mmHg	101,4	
2 atm.	119,6	
10 atm.	179	
20 atm.	211,4	

En la figura A2.5 aparece el llamado “diagrama de fases”, donde se relacionan la presión y la temperatura. El único momento en que los distintos estados de la materia pueden coexistir es durante el cambio de estado. Es decir que, ante cualquier par de presión-temperatura distinto del de cambio de estado, cada sustancia solo puede existir en un determinado estado. Por ejemplo, a presión normal no podemos tener agua pura a 120 °C, ya que solamente puede haber vapor.

Figura A2.5. Diagrama de fases



Cada transición entre un estado y otro recibe un nombre particular, como muestra la figura A2.6.

Figura A2.6. Nombre de los cambios de estado

En general, las sustancias ocupan más espacio en el estado líquido que en el sólido. La única excepción es el agua. Como vimos anteriormente, las moléculas de agua establecen entre sí atracciones del tipo puentes de hidrógeno. Cada molécula de agua tiene la posibilidad de establecer cuatro puentes de hidrógeno con otra molécula. Esa atracción hace que, mientras las moléculas se mueven, se acerquen más, hasta que la repulsión de los núcleos haga que se repelen nuevamente. Por esta razón, en el agua las moléculas están más cerca que en el hielo; es decir que, para una misma masa (cantidad de moléculas), el agua ocupa menos espacio que el hielo. Por lo tanto, la densidad del hielo es menor que la del agua (y el hielo flota en un vaso de agua). Por ello, también, las botellas llenas con agua explotan en el congelador.

Si aplicamos la misma cantidad de calor a dos sustancias distintas, la variación de temperatura de cada una no será la misma, sino que dependerá de la cantidad de sustancia que tengamos y de una propiedad llamada “calor específico”. El calor específico se define como la cantidad de calor necesaria para aumentar en un grado la temperatura de un kg de una sustancia. Es decir que, teniendo en cuenta el calor específico y la cantidad de sustancia, podemos calcular cuánto calor debemos aplicar a cualquier alimento para aumentar su temperatura en x grados.

Como siempre, el agua se usa como parámetro de referencia, y la cantidad de calor necesaria para aumentar un grado un kg de agua es igual a una kilocaloría, o kcal (es decir que se requiere una caloría para aumentar en un grado un gramo de agua).

Sin embargo, no podemos aumentar la temperatura indefinidamente. Si nos encontramos en el nivel del mar, observaremos que una vez que

el agua comienza a hervir la temperatura ya no se incrementa. Por más calor que le agreguemos, la temperatura se mantendrá en $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ hasta que se evapore toda el agua.

Durante el cambio de estado, la temperatura no se modifica. El calor necesario para que el cambio de estado ocurra se lo denomina “calor latente”, que, para este caso específico, es el calor latente de vaporización del agua. El calor latente, entonces, es la cantidad de calor que debemos ceder a un kg de sustancia para que esta cambie de estado, o la cantidad de calor que la sustancia debe entregar para cambiar de estado. Por esa razón, cuando el vapor se encuentra con un cuerpo frío, entrega ese calor, se condensa y se transforma en agua.

El valor del calor latente de vaporización del agua es de 539 kcal/kg a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, o 539 cal/gramo ; es decir que un gramo de vapor, al condensarse, entregará 539 calorías. Así, si tocamos un gramo de agua a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, suponiendo que entregue todo el calor hasta equilibrarse con nuestra mano a unos $35\text{ }^{\circ}\text{C}$, el descenso de temperatura será de $65\text{ }^{\circ}\text{C}$; por lo tanto, la cantidad de calor entregada será de solamente 65 calorías. Por ello, un gramo de vapor de agua entrega más energía que un gramo de agua.

La temperatura de equilibrio entre dos estados es característica de las sustancias puras (incluso es una de las propiedades que se utiliza en los laboratorios químicos para verificar la pureza de las sustancias). Cuando una sustancia se disuelve en otra, afecta la temperatura a la que ocurre tanto la ebullición como la fusión. Cuanta más cantidad de sustancia haya disuelta en un líquido, más alta será la temperatura de ebullición y más baja la temperatura de fusión. Este efecto es el que aprovechamos en la elaboración de almíbar para conocer la concentración de azúcar, ya que es mucho más sencillo medir el aumento de la temperatura de ebullición del almíbar a medida que el agua se va evaporando que intentar elaborarlo mezclando las cantidades exactas de agua y azúcar. A este efecto se lo llama “ascenso ebulloscópico”.

En la fusión o congelación, es decir, en el equilibrio entre el estado sólido y el estado líquido, cuantas más sustancias disueltas haya, menor será el punto de fusión. De esta forma, si disolvemos cualquier sustancia en agua y colocamos hielos, la temperatura de equilibrio será menor que $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Por ello, aprovechamos ese efecto para enfriar botellas: a menor temperatura, el agua enfriará más rápido las botellas. Podemos agregar sal, alcohol o azúcar al agua, y cuanto más agreguemos, a menor temperatura se establecerá el equilibrio entre el agua y el hielo.

Para bajar el punto de fusión, ¿es lo mismo agregar 100 g de azúcar que 100 g de sal en un litro de agua?

El efecto sobre el punto de fusión lo ejerce cada una de las moléculas o iones disueltos, por lo cual debemos realizar algunas cuentas antes de contestar la pregunta. Veamos:

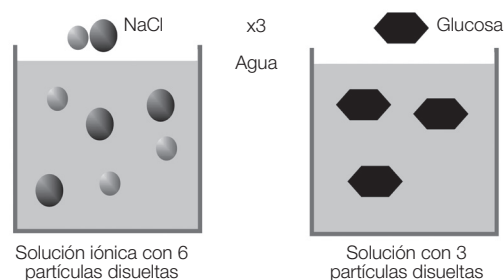
- Un mol de azúcar (es decir, $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de azúcar) pesa 342 g; o sea que en 100 g de azúcar hay 0,29 moles de azúcar.
- Un mol de cloruro de sodio (sal común) es igual a 58 g; es decir que en 100 g de sal hay 1,72 moles de sal.

En otras palabras, en 100 g de azúcar hay menos cantidad de moléculas que en 100 g de sal, lo que implica que 100 g de sal van a disminuir más el punto de fusión del agua que 100 g de azúcar. Además, al disolverse en agua, el ion cloruro y el ion sodio se separan, ejerciendo individualmente el efecto sobre el cambio de punto de fusión.

Un mol de azúcar (342 g) disminuirá el punto de fusión en 1,86 °C, y un mol de sal (58 g) lo hará en el doble de esa cantidad, es decir, en 3,72 °C.

La respuesta a la pregunta planteada entonces es: 100 g de sal van a disminuir mucho más el punto de fusión que 100 g de azúcar.

Figura A2.7. Partículas disueltas



En la fabricación de helados se aprovecha este efecto para definir la cantidad de cristales de hielo que habrá en una mezcla. A pesar de estar a -15 °C, el agua en los helados *no* está totalmente congelada, sino solo una parte de ella, por lo que se le puede dar forma al helado en los cucuruchos.

¿Por qué se enfría más rápido una botella en contacto con agua y hielo que en contacto con hielo solo?

La mezcla de agua y hielo permite un contacto completo con la superficie a enfriar, a diferencia de si usamos hielo solamente. Al ser un sólido, el hielo deja pequeñas burbujas de aire entre la botella y él, y, como el aire es peor conductor del calor que el agua, el descenso de la temperatura se retrasa.

Ahora, volvamos a las preguntas que motivaron el desarrollo de estos temas.

- ¿Se necesita la misma cantidad de calor para calentar un kg de agua y un kg de acero? Para cada material o sustancia, el calor a aplicar dependerá del calor específico y de la cantidad de sustancia de que se trate. En este caso, necesitaremos 1 kcal para el agua y solamente 0,12 kcal para el acero.

Tabla A2.2. Calor específico del agua y el acero

Material	Calor específico
	kcal/kg °C
Agua	1
Acero	0,12

- ¿Por qué, cuando el agua hierve, no cambia la temperatura? Porque durante el cambio de estado se consume todo el calor absorbido.
- ¿Por qué no hierve el aceite y se transforma en vapor? Las moléculas de triglicéridos comienzan a destruirse antes de llegar a temperaturas lo suficientemente altas como para cambiar de estado. Esto ocurre con muchas moléculas orgánicas.
- ¿Por qué flota el hielo? Como vimos, en el hielo las moléculas de agua están más separadas que en el agua líquida; por lo tanto, el hielo tiene menor densidad y entonces flota.
- ¿Por qué recomiendan agregarle sal o alcohol al agua con hielo para enfriar botellas? Ello se debe al descenso crioscópico: el agua mezclada con sal o alcohol puede estar en equilibrio

con el hielo a menor temperatura que si no tuviera alguna de estas sustancias disueltas.

- ¿Por qué soplamos la cuchara antes de probar un alimento para que se enfríe? Como vimos, en los líquidos algunas moléculas tienen suficiente energía para evaporarse y escapar del líquido. Al escapar las moléculas más energéticas, van quedando las menos energéticas, con lo cual la energía total baja y, por lo tanto, la temperatura también. Algunas moléculas escapan de la superficie, pero vuelven a caer dentro del líquido; por eso, al soplar sobre la superficie desplazamos las moléculas que estaban sobre ella y evitamos que reingresen, y de esa forma favorecemos el enfriamiento.

Polimorfismo cristalino

Algunas sustancias no siempre solidifican con el mismo ordenamiento, dando diferentes tipos de cristales. Al tener distinta distribución en el estado cristalino, las propiedades físicas que presentan son muy diferentes. Los cristales de la misma sustancia con distinto ordenamiento tienen distinto volumen, distinto punto de fusión y distinta estabilidad. Probablemente el caso más conocido en gastronomía sea la selección específica de determinadas formas cristalinas al templar chocolate. Las formas beta de los cristales de la manteca de cacao dan la apariencia brillante y crocante al morder, a la vez que proporcionan estabilidad a las formas logradas.

Sin embargo, este no es el único ejemplo. Nuestros mayores –por no decir más viejos– recordarán que había que calentar la leche en polvo para poder disolverla totalmente. La lactosa cristaliza en dos formas diferentes: la alfa y la beta. La forma alfa es mucho menos soluble que la beta y es una de las causas de la textura arenosa en helados. Justamente, para prevenir la cristalización se agregan hidrocoloides, para que dificulten la formación de cristales. Los procesos industriales han cambiado y ahora se opta por dos alternativas: o bien se siembra la solución sobresaturada con cristales muy pequeños, que promoverán la cristalización sobre sí mismos (impidiendo que se formen grandes y pocos cristales), o bien se elimina el agua tan rápidamente que la lactosa (secado de la leche por pulverización) queda con una forma amorfa (como si fuera líquida pero

rígida, o como si fuera cristalina pero desordenada) y luego se disuelve fácilmente en agua.

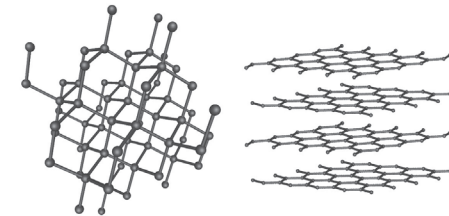
¿Qué relación existe entre un lápiz, Superman y un diamante para Luisa Lane?

En un episodio memorable de la historieta, el superhéroe aprieta entre sus manos un grafito y lo convierte en un diamante para su amada Luisa Lane. Seguramente fue ahí cuando la mayoría nos enteramos de que el carbón del asado de los domingos y los diamantes (los mejores amigos de una chica) estaban hechos del mismo material.

Así es, un diamante y un carbón se diferencian solamente en la distribución que adquieren los átomos de carbono entre sí al cristalizar (y, obviamente, en el precio también).

La figura A2.8 ilustra la distribución de los átomos de carbono en uno y otro cristal.

Figura A2.8. Distribución de los átomos de carbono en el diamante (izquierda) y en el grafito (derecha)



El juego de texturas sólidas-líquidas es una de las características de las preparaciones culinarias modernas, donde los contrastes incrementan el disfrute de un determinado plato. Un ejemplo típico son las croquetas líquidas, en las que, apenas se muerde el exterior crocante, se derrama todo el interior dentro de la boca, desplegando los sabores escondidos. Para lograr este tipo de preparaciones, el relleno de la croqueta debe estar sólido antes de cubrirlo con masa filo, empanarlo y freírlo. Para solidificar el relleno, podemos recurrir a dos técnicas completamente distintas: la más tradicional consiste en mezclar el relleno con gelatina, esperar que se solidifique y luego armar las croquetas; la otra, menos tradicional, consiste en congelar el relleno con nitrógeno líquido, con la forma deseada, y luego, mientras permanece congelado, cubrirlo con masa filo, empanarlo y freírlo. Durante la fritura, mientras se forma la

costra exterior, en el interior la gelatina pierde su condición de gel por efecto del calor, o el hielo del relleno se funde y se convierte en un líquido tibio.

Comprender los cambios en los estados de la materia y cómo lograrlos puede ayudarnos a replantear la forma de preparar algunos platos, o a incorporar innovaciones que nos permitan realizar ese plato ideal que existe en nuestra imaginación.

Bibliografía comentada

Alicia & elBullitaller, *Léxico científico gastronómico*, Barcelona, Planeta, 2006.

Como bien expresa el título, es casi un diccionario para los cocineros que quieran adentrarse en el mundo de las recetas que utilizan ingredientes provenientes de la industria de los alimentos, diferentes de los tradicionales, en la cocina.

Barham, Peter, *La cocina y la ciencia*, Zaragoza, Acribia, 2003.

Probablemente no sea el libro más fácil de leer para no científicos, pero tiene unos cuadros sinópticos muy buenos sobre algunos problemas, sus efectos y sus causas.

Blumenthal, Heston, *In Search of Perfection. Reinventing Kitchen Classics*, Nueva York, Bloomsbury, 2006.

Blumenthal analiza con precisión las cualidades de ocho platos clásicos, en busca de una nueva versión de esas recetas: la evocación perfecta. El placer que despierta es la descripción del camino recorrido, más allá de las recetas.

Buehler, Emily, *Bread Science. The Chemistry and Craft of Making Bread*, Hillsborough, Two Blue Books, 2006.

Este libro es una joyita para los amantes de la ciencia de la masa madre y los panes que con ellos se hacen. Tal vez sea un poco complicado para quienes no tengan una formación científica, pero vale la pena de todos modos.

Brenner, Michael; Sørensen, Pia y Weitz, David, *Science and Cooking. Physics Meets Food, from Homemade to Haute Cuisine*, Nueva York, W.W. Norton & Company Inc., 2020.

A partir del famoso curso de Harvard, Science and Cooking, comenzado en el año 2010, finalmente se publicó este libro que sintetiza los conocimientos y muestra interesantes resultados de las experiencias de laboratorio. Sin duda, una obra de enseñanza de física, con recetas que acompañan los conceptos para una mejor comprensión.

Bressanini, Darío, *La ciencia de la pastelería. Las bases*, Milán, Gribaudo, 2017.

Ideal para pasteleros curiosos, con fotos e ilustraciones excelentes y explicaciones accesibles.

Cassi, Davide y Bocchia, Ettore, *La ciencia en los fogones. Historias, ideas, técnicas y recetas, de la cocina molecular italiana*, Gijón, Trea, 2005.

En este libro, que plasma de manera amena el trabajo conjunto de Davide Cassi (físico de la Universidad de Parma) y Ettore Bocchia (cocinero), relata el recorrido realizado por ambos autores y las recetas resultantes de ese encuentro. Contiene imperdibles recetas con glucosa fundida.

Corriher, Shirley O., *CookWise*, Nueva York, William Morrow and Company, 1997.

Este libro, que aparenta ser un clásico libro de recetas, ofrece explicaciones muy sencillas y acertadas sobre la ciencia escondida en las preparaciones.

Baldwin, Douglas E., *Sous Vide, for the Home Cook*, Nueva York, Paradox Press, 2010.

Baldwin es un matemático y apasionado de la cocina al vacío. En este libro, publica muchísimas recetas que pueden servir de guía para quienes quieran experimentar con ese método. En su página web, tiene disponibles (desde 2008) excelentes tablas de tiempos y temperaturas necesarios para la pasteurización de diferentes productos.

Gandulfo, Petrona C. de, *El libro de doña Petrona, recetas de arte culinario* (30ª ed.), Buenos Aires, 1949.

Muchísimas recetas y consejos para el ama de casa, desde cómo guardar la lencería fina hasta cómo servir la mesa. Una joyita que pone de manifiesto los cambios en la sociedad y en la forma de presentar las recetas.

Gardiner, Anne y Wilson, Sue, *The Inquisitive Cook*, Nueva York, Exploratorium-Henry Holt and Company, 1998.

Hermosamente escrito y muy accesible a todo público, este libro de corta extensión y con observaciones muy acertadas, lleva al lector a analizar la experiencia cotidiana de cocinar y comer.

Garriga, Ramón y Koppmann, Mariana, *Masa madre, pan con sabor a pan*, Grijalbo, Buenos Aires, Penguin Random House, 2019.

En este libro, escrito junto con Ramón Garriga (más conocido como Gluten Morgen), compartimos de manera sencilla la ciencia escondida en la preparación de masa madre y los panes que se hacen con ella. Está lleno de *tips* y consejos ideales para quienes se inician o ya son expertos en el tema.

Golombek, Diego y Shwarzbaum, Pablo, *El nuevo cocinero científico*, Buenos Aires, Siglo XXI, 2007.

Este libro no puede faltar en la biblioteca de todo curioso. Es divertido, de fácil lectura y tan entretenido que, antes de darse cuenta, querrán leerlo de nuevo.

Golombek, Diego (comp.), *El parrillero científico* (2ª ed. rev. y act.), Buenos Aires, Siglo XXI, 2019.

Este libro se ocupa de la ciencia de una de las pasiones argentinas: el asado, desde la física de la parrilla hasta el maridaje y acompañamientos adecuados.

Gross, Osvaldo, *Chocolate*, Buenos Aires, Planeta, 2011.

Como en todos los libros del genial pastelero Osvaldo Gross, siempre hay explicaciones científicas al alcance de todos sobre las materias primas y los procesos. Aquí desarrolla de manera precisa, sencilla y rigurosa la compleja ciencia del chocolate.

Hopia, Anu Inkeri y Fooladi, Eric Cyrus, *A Pinch of Culinary Science. Boiling an Egg Inside Out and Other Kitchen Tales*, CRC press, Boca Ratón, 2019.

A través de experimentos y explicaciones sencillas, los autores exploran con precisión muchas recetas. Los capítulos sobre huevos son fascinantes.

Joachim, David y Schloss, Andrew (con A. Philip Handel, Ph. D.), *The Science of Good Food, the Ultimate Reference of How Cooking Works*, Toronto, Robert Rose Inc., 2008.

Presentado con el formato de un diccionario enciclopédico, de fácil lectura y con hermosas fotografías, este libro abarca desde los ingredientes hasta los procesos.

Kamozawa, Aki y Talbot, H. Alexander, *Ideas in Food, Great Recipes and Why they Work*, Nueva York, Clarkson Potter Publishers, 2010.

Fundamentalmente, un libro de recetas, como su título lo indica, con explicaciones sencillas sobre la ciencia detrás de ellas. Incluye desde preparaciones simples de la cocina cotidiana hasta recetas orientadas a profesionales (por los ingredientes o el equipamiento necesario para hacerlas).

Keller, Thomas, *Under Pressure, Cooking Sous Vide*, Nueva York, Artisan, 2008.

Bellísimo libro de cocina al vacío del afamado Thomas Keller. Tiene una interesantísima parte introductoria, con conceptos muy claros y recetas hermosamente fotografiadas, probablemente más para admirar y tomar ideas que para llevar a la práctica.

Koppmann, Mariana; DeGrossi, Claudia y Furman Roxana, *Caza-bacterias en el cocina*, Buenos Aires, Siglo XXI, 2015.

Un libro para entender realmente las bases de la contaminación de los alimentos, las enfermedades que producen y como prevenirlas.

Kurti, Nicholas y Kurti, Giana (comps.), *But the Crackling Is Superb. An Athology on Food and Drink by Fellows and Foreign Members of the Royal Society*, Institute of Physics Publishing, Bristol y Filadelfia, 1988.

Nicholas Kurti recopila los escritos de los miembros de la Royal Society sobre algún aspecto de la ciencia y la cocina. Marca un hito importantísimo en la evolución del intercambio entre la ciencia y la gastronomía debido al nivel académico de los autores.

Labensky, Sarah y Fitzgerald, James, *The Complete Idiot's Guide to Cooking. Techniques and Science*, CWL Publishing Enterprises, 2003.

En forma sencilla y divertida, con apartados para cocineros o científicos, este libro da ideas para realizar pruebas tanto en la cocina como en el laboratorio.

Mans, Claudi, *Sferificaciones y macarones*, Barcelona, Planeta, 2010.

Claudi Mans recorre, en forma de diálogo con una lectora, los ingredientes, aditivos y operaciones de la cocina tradicional y moderna, explicando de manera sencilla la ciencia detrás de las recetas, con numerosos ejemplos prácticos.

McGee, Harold, *The Curious Cook*, Macmillan, Nueva York, 1992.

Los primeros once capítulos de este libro están dedicados al análisis de ciertos fenómenos culinarios o recetas, analizados con tanta agudeza y profundidad que leerlos siempre es un placer renovado.

McGee, Harold, *On Food and Cooking*, Nueva York, Scribner, 2004.

Escrito de manera excelente, este es "el" libro de consulta para todos aquellos que, desde la ciencia, se acerquen a la cocina. Apareció en 2007 traducido al español, con el título *La cocina y los alimentos*.

McGee, Harold, *Keys to Good Cooking. A Guide to Making the Best of Foods and Recipes*, Nueva York, Penguin Press, 2010.

Otro libro de Harold McGee con muchas recetas y observaciones agudas sobre ellas, escrito de una manera más sencilla aun que *On Food and Cooking*, y con la profundidad que lo caracteriza.

Perelló, Joseph, Castells, Pere y Massip, Cintia (comps.), *Cocinar ciencia. Materia condensada*, Barcelona, ACTAR-Arts Santa Mònica, 2010.

Este libro es el catálogo de la muestra "Cocinar ciencia: Materia condensada en Arts Santa Mònica", realizada en Barcelona, y contiene artículos sencillos y amenos sobre los distintos temas expuestos.

Potter, Jeff, *Cooking for Geeks. Real Sciences, Great Hacks, and Good Food*, Sebastopol, O'Reilly Media Inc, 2010.

En este libro, Potter combina muy bien explicaciones a veces bastante técnicas con recetas y entrevistas a especialistas de distintas áreas (Harold McGee, Martin Lersh, Douglas Baldwin, Douglas Powell, Brian Wansink, entre otros). Contiene excelentes dibujos y fotografías, lo que lo vuelve un libro muy atractivo en el que cada lector, según sus intereses y su formación, puede encontrar algo interesante.

Rojo, Alberto, *La física en la vida cotidiana*, Buenos Aires, Siglo XXI, 2010.

Como en todos los libros de la colección Ciencia que Ladra..., en este encontramos explicaciones sencillas y amigables para fenómenos a veces difíciles de explicar, como el del calor.

Shepherd, Gordon M., *Neurogastronomy. How the Brain Creates Flavour and Why It Matters*, Nueva York, Columbia University Press, 2012.

Un científico dedicado a la neurociencia explica lo que llama “neurogastronomía”, estableciéndola como disciplina. Es un libro muy interesante sobre la integración superior (cerebral) de los sentidos, pero poco accesible al público en general.

Spence, Charles y Piqueas-Fizman, Betina, *The Perfect Meal*, Oxford, Wiley-Blackwell, 2014.

Este es un libro de experimentos sensoriales, en el que se evalúan los factores contextuales de la experiencia gastronómica de los comensales. La vajilla, la música, los colores del ambiente, el nombre de los platos y otros aspectos que influyen en la actividad de comer. Es inspirador para pensar en los detalles, incluso al momento de organizar una comida en casa.

Teffri-Chambelland, Thomas, *Pannetone y bollería de masa madre*, France, Noyers sur Jabron, 2020.

Excelente libro para profundizar en la ciencia de las elaboraciones dulces de masa madre. No es para todos los lectores, ya que requiere de conocimientos científicos previos o, al menos, contar con una vasta experiencia en la elaboración de pannetone y todas las dificultades que presentan para comprenderlo.

This, Hervé, *Los secretos de los pucheros*, Zaragoza, Acribia, 1996.

Probablemente sea el libro más famoso de Hervé This, quien acuñó, junto con Nicholas Kurti, el concepto de “gastronomía molecular”. Prácticamente todo el texto se desarrolla en torno a la explicación de las preguntas formuladas por el autor.

This, Hervé, *Molecular Gastronomy. Exploring the Science of Flavor*, Nueva York, Columbia University Press, 2005.

En capítulos cortos y siempre ameno, el autor enfoca este libro mayormente en la ciencia del sabor.

Vega, César, Ubbink, Job y Van der Linden, Erik, *The Kitchen as Laboratory. Reflections on the Science of Food and Cooking*, Nueva York, Columbia University Press, 2012.

Libro homenaje a *But the Crackling Is Superb*, sus capítulos están escritos por los referentes en las áreas de ciencia y cocina de una manera interesante y atrapante.

Wansink, Brian, Ph. D., *Mindless Eating. Why We Eat more than We Think*, Bantam Dell, Nueva York, 2006.

Divertidísimo libro que nos obliga a pensar en los impulsos que nos guían a comer o a dejar de hacerlo, sorprendiéndonos en cada capítulo con experimentos que nos hacen comprender la gran interacción de las señales externas, psicológicas y culturales con nuestras decisiones a la hora de comer.

Otros libros de consulta para científicos

Brillat Savarin, A., *Physiologie du goût*, París, Flammarion, 1982.

Badui Dergal, Salvador, *Química de los alimentos*, México, Longman de México Editores, 1999.

Beckett, T. Stephen, *The Science of Chocolate*, RSC Publishing (2ª ed.), Milton Road Cambridge, 2008.

Belitz, H. D.; Grosch, W. y Schieberle, P., *Food Chemistry* (3ª ed.), Berlín-Heidelberg, Springer, 2004.

Charley, Helen, *Tecnología de los alimentos*, México, Limusa, 1997.

Coenders, A., *Química culinaria*, Zaragoza, Acribia, 1996.

Fennema, Owen R., *Química de los alimentos* (2ª ed.), Zaragoza, Acribia, 2000.

Gisslen, Wayne, *Professional Baking* (3ª ed.), Nueva York, John Wiley & Sons, 2001.

Hillman, H., *Kitchen Science. A Guide to Knowing the Hows and Whys for Fun and Success in the Kitchen*, Boston, Houghton Mifflin Company, 1989.

Hough, Guillermo y Fizman, Susana, *Estimación de la vida útil sensorial de los alimentos*, Madrid, Programa CYTED, 2005.

McWilliams, Margaret, *Foods experimental perspectives* (2ª ed.), Zaragoza, Acribia, 1992.

Ott, Dana B., *Manual de laboratorio de ciencia de los alimentos*, Nueva York, Macmillan, 1993.

Sienko, Michell J. y Plane, Robert A., *Química. Principios y aplicaciones*, México DF, McGraw-Hill, 1986.

Otros libros de recetas

Gross, Osvaldo, *Pastelería base*, Buenos Aires, Sandler Publicidad, 2007.

Gross, Osvaldo, *El ABC de la Pastelería*, Buenos Aires, Planeta, 2013.

Temporini, Alejandra, *Mi aventura sin gluten*, Buenos Aires, Grijalbo, 2019.

Temporini, Alejandra, *Mi panadería sin gluten*, Buenos Aires, Grijalbo, 2022.

Recetas de la carrera de Profesional Gastronómico, Instituto Argentino de Gastronomía.

Rodríguez Palacios, Ariel, *Gran manual de técnicas del maestro de cocina*, Buenos Aires, Atlántida, 2011.