

Virginia L. Mullin

QUIMICA RECREATIVA



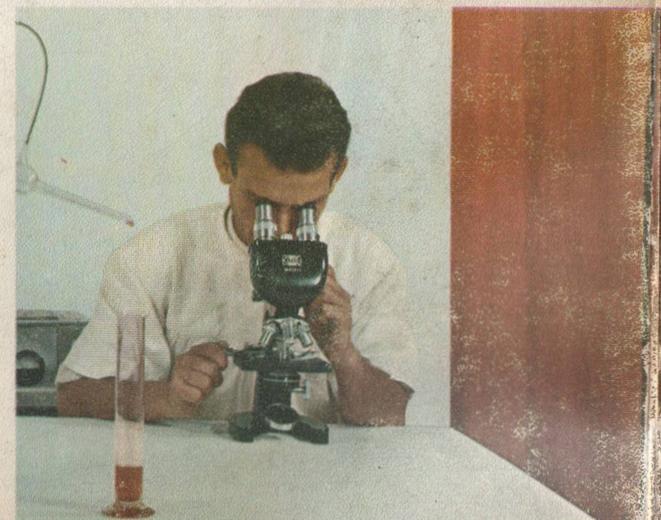
Virginia L. Mullin



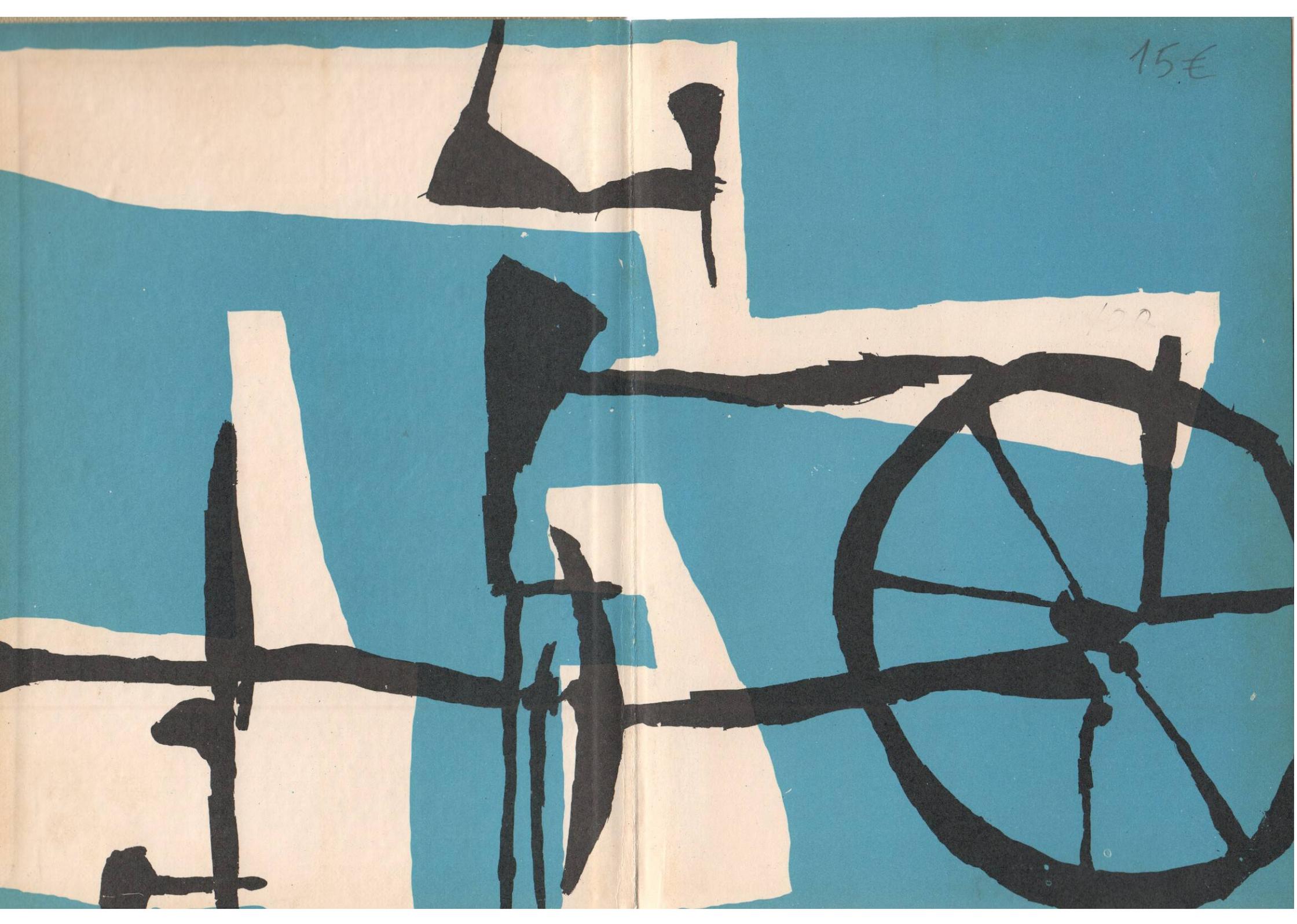
QUIMICA RECREATIVA

santillana

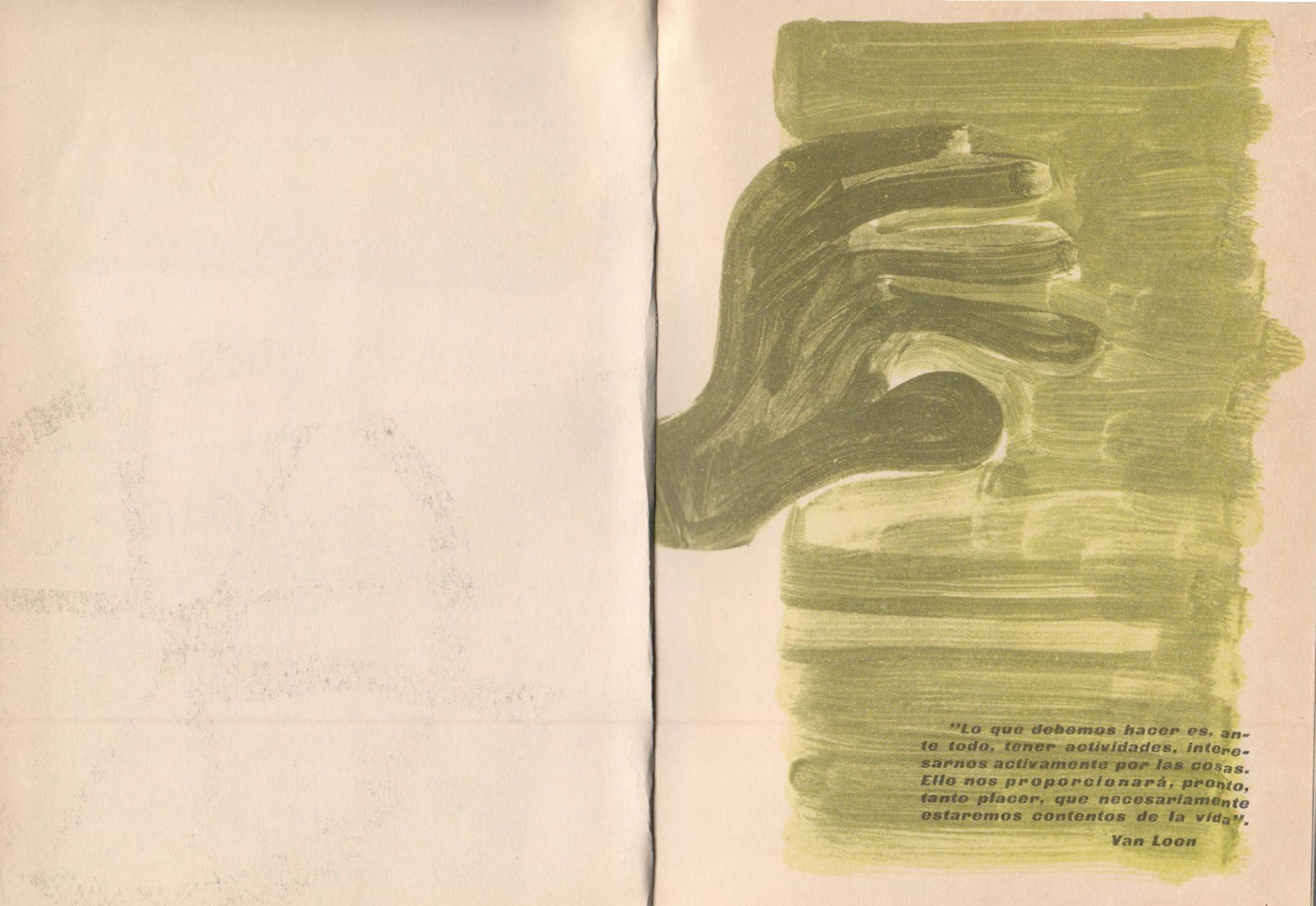
ENCICLOPEDIA
de las AFICIONES



15€



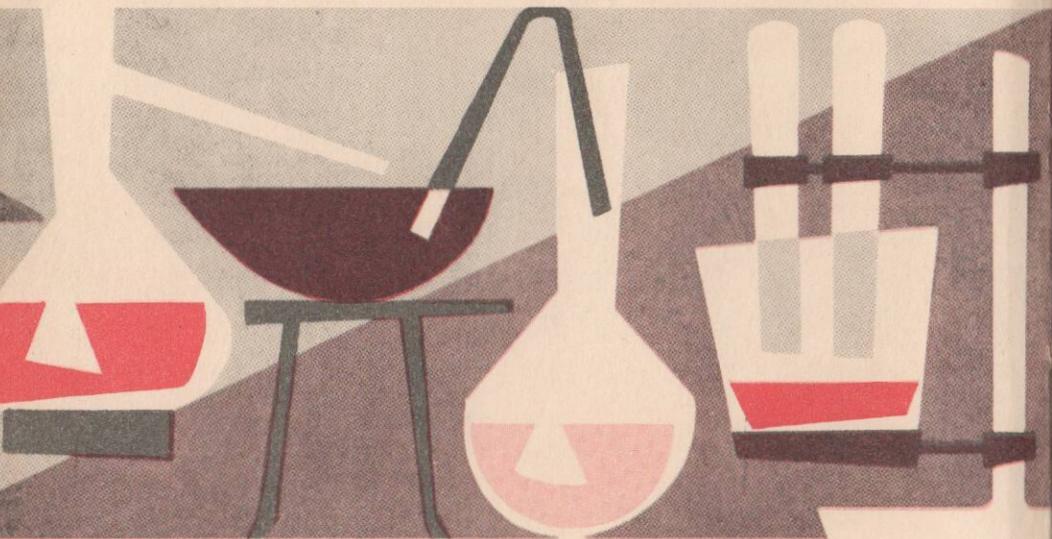
100



"Lo que debemos hacer es, ante todo, tener actividades, interesarnos activamente por las cosas. Ello nos proporcionará, pronto, tanto placer, que necesariamente estaremos contentos de la vida".

Van Loon

**ENCICLOPEDIA
DE LAS AFICIONES**



**LA INTELIGENCIA CREA
LA MANO REALIZA**

QUIMICA

RECREATIVA



Virginia
L. Mullin

9.ª EDICION

santillana

Titulo original:
CHEMISTRY FOR CHILDREN

Publicado por
STERLING PUBLISHING CO. INC.

Versión castellana:
J. A. ARROYO MERINO

PRIMERA EDICION: FEBRERO 1963
NOVENA EDICION: SETIEMBRE 1969

© by SANTILLANA, S. A. DE EDICIONES
ELFO, 32 - MADRID-17
PRINTED IN SPAIN
Dep. Leg. M. 18497-1969

GRAFIPRES - Luis Missón, 13 - Madrid

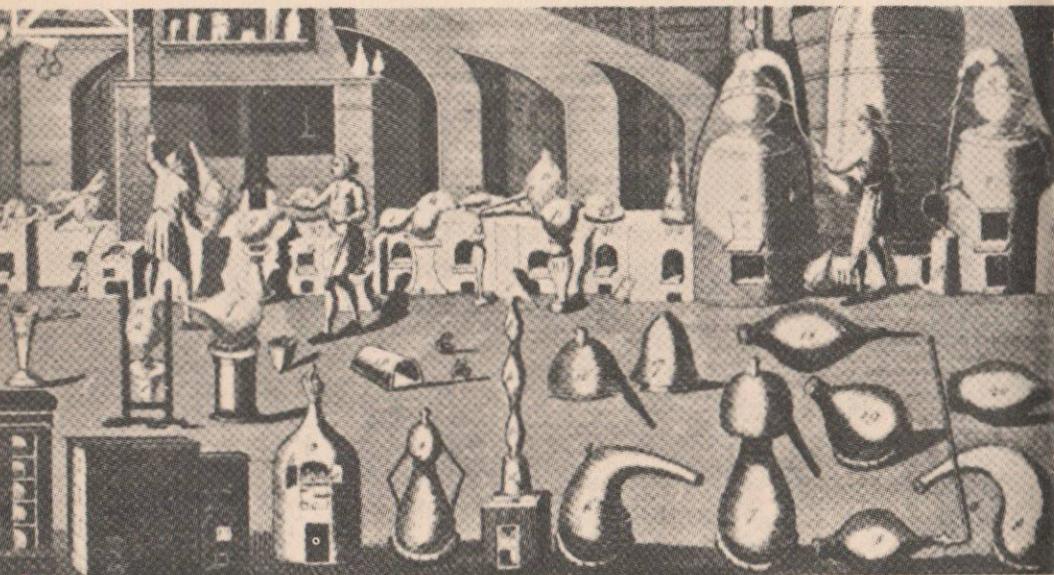


antes
de
comenzar

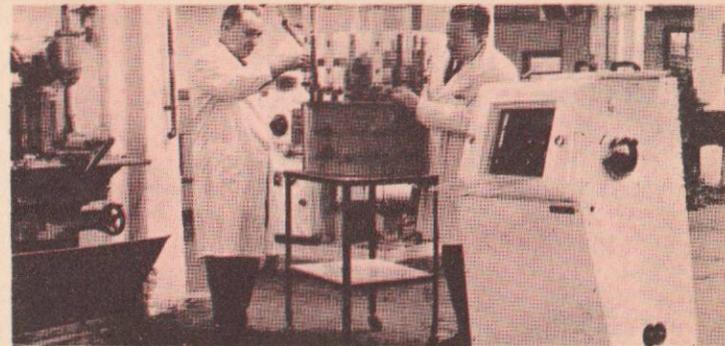
Bien puede ser llamada Edad de la Ciencia la etapa que está atravesando la Humanidad, por el fantástico impulso y las extraordinarias perspectivas que se abren ante esta actividad del hombre. Y en esta etapa tú, a quien va dirigido este libro, has tenido la maravillosa oportunidad y fortuna de ser joven, es decir, que potencialmente dispones, por el solo hecho de tus pocos años, del caudal vital suficiente para que el futuro pueda presentarte como realidad los sueños científicos que hoy despuntan por los laboratorios de todo el mundo.

Pero probablemente tú no quieres contentarte con ser un mero espectador del quehacer científico que hoy apasiona a muchas gentes, y en ocasiones te habrás dicho a ti mismo: «Me gustaría llegar a ser un gran investigador y descubrir algo importante.» Este deseo de colocar un poco más lejos el horizonte del conocimiento científico es algo así como la versión moderna del que tuvieron, posiblemente cuando eran jóvenes como tú, los grandes conquistadores y exploradores que soñaron llevar más allá los límites del mundo en que vivieron. Pero además, en la actualidad, la exploración y la conquista de lo desconocido está tan unida a la Ciencia que podemos afirmar que los grandes adelantados que abrirán los nuevos caminos del futuro, serán íntimamente relacionados con los estudios científicos.

En el conjunto de la Ciencia, son indudablemente las ciencias físicas las que mayor impulso han recibido en nuestro siglo, de manera que hoy abarcan una buena parte del horizonte científico, y muchas actividades humanas de gran trascendencia están relacionadas muy directamente con lo que los estudiosos de estas ciencias pueden lograr o no en los grandes laboratorios del mundo. Las ciencias físicas tienen por objeto el estudio de la materia y la energía, y entre ellas hay una, la Química, que se ocupa de las diferentes clases de materia que existen y de su comportamiento, estudiando las reacciones que se producen entre las diversas sustancias cuando se ponen en contacto unas con otras y estableciendo reglas, mediante las cuales puede llegar a conocerse por anticipado cuál será el resultado de un determinado experimento.



El camino seguido por los experimentadores no ha sido ni corto ni fácil, pero desde el estudio de las reacciones más sencillas, el hombre ha llegado a descubrir muchos de los secretos de la Química, cuyo resultado, entre otros muchos, son los combustibles que ayudan a poner en órbita los satélites artificiales, que ante los ojos maravillados de la Humanidad van alcanzando metas más lejanas en el espacio exterior.



Esta misma senda es la que debes seguir tú, comenzando por estudiar los fundamentos más sencillos de la Química, que serán los primeros pasos en la senda que puede llevarte a las metas que hoy te gustaría alcanzar, cuando sueñas en trabajar con un reactor nuclear o investigar sobre la propulsión de los cohetes.

Si eres aficionado a algún deporte y lo practicas con alguna asiduidad, sabrás por propia experiencia que el aprendizaje debe seguir los debidos pasos, sin intentar saltarse las obligadas etapas. Esto mismo debes trasladarlo al mundo de la Química, si cabe con mayor rigor. No debe intentarse una reacción química sin conocer de antemano la ecuación a la que debe ajustarse, y que sobre el papel te indicará las sustancias que deben combinarse y los resultados que del experimento puedes obtener. Ciertamente, en algunas ocasiones, los resultados no serán totalmente correctos debido a errores en la experimentación, pero lo fundamental es que llegues a saber las clases de átomos que intervienen en cada reacción y su comportamiento en la misma.

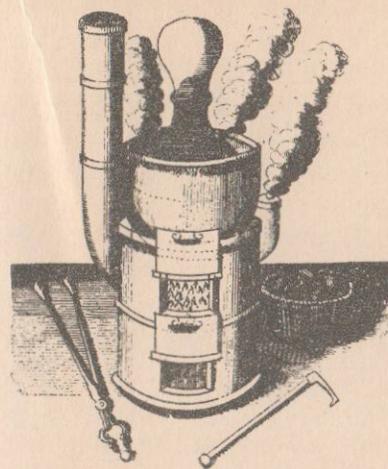
También deberás conocer el lenguaje de la Química y llegarás a convencerte de que no se trata de una clave extraña y misteriosa, sino de un lenguaje muy claro y sencillo. Su conocimiento te facilitará además la lectura de artículos científicos en las correspondientes revistas y comprobarás con agrado que están al alcance de tu comprensión y que entiendes perfectamente cuanto en ellos se dice. Posiblemente esta comprensión te llevará a encariñarte con tus experimentos y ese será el camino, que otros han seguido antes que tú, para que algún día puedas lograr algún descubrimiento que amplíe el horizonte de la Ciencia.

Este libro te iniciará en el camino a seguir, mediante una serie de experimentos científicos que se describen detalladamente. Debes leer las instrucciones que se dan para cada uno de ellos, preparando así el material necesario y las sustancias químicas que te harán falta para el experimento, pudiendo además obtener una idea anticipada de los resultados que debes alcanzar. Si alguna sustancia te resulta desconocida, puedes consultar el cuadro de la página 24 y verás que la mayoría de los compuestos que deberás manejar son de empleo corriente y no difíciles de adquirir.

En cada experimento hay una sección titulada «resultados», que puedes leer antes o después de verificada la experiencia, según tu criterio. Sin embargo, te aconsejamos que, una vez leídas con atención las instrucciones verifiques el experimento y sólo después leas la citada sección, como comprobación de tus propios resultados. Entendemos que eso dará mayor interés a tu trabajo y es, además, más científico.

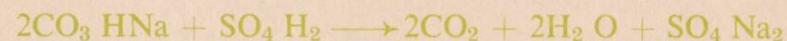
Te aconsejamos, por último, conozcas las debidas reglas de seguridad en tus experimentos; que los realices con orden y limpieza; que cuides las sustancias que manejas en cuanto a su pureza y que seas muy exacto en los datos numéricos que reflejan sobre el papel los resultados de tus experiencias. Todo ello es muy importante, y no dudamos en afirmar que un verdadero científico nunca guarda un tubo de ensayo sucio, ni falsea en ningún sentido el resultado de sus experiencias.

Ahora ya puedes cruzar el umbral que te lleva al mundo de la Química, y donde te esperan con toda seguridad muchos y apasionantes conocimientos.



el lenguaje de la química

Cuando tengas edad suficiente para poder leer este libro, tú ya habrás escuchado a la gente usar palabras como éstas: átomo, molécula, elemento y compuesto. Probablemente ya conocerás el significado de algunas, pero otras son más difíciles de comprender. También habrás visto algunas extrañas combinaciones de números y letras, como las que encontrarás a continuación, que te habrán hecho pensar sobre lo que puedan significar:



Este es el lenguaje de la Química. Antes que tú comiences a estudiar este lenguaje debes conocer algunas cosas muy importantes. Toda ciencia está basada en leyes naturales y estas leyes de la Naturaleza son fundamentalmente sencillas y exactas. Si dejas caer una piedra que sostienes en alto, caerá al suelo. Enfriando suficientemente el agua terminará congelándose. Si sumas correctamente 2 y 2, tendrás siempre 4. El Sol aparece siempre por el Este y se oculta por el Oeste.

La Química, como todas las Ciencias Físicas, está basada también en leyes naturales. Así, cuando unos mismos átomos (las más pequeñas partículas de la materia) o combinaciones de átomos se unen bajo las mismas circunstancias, tienen lugar las mismas reacciones químicas. De este modo, los químicos han ido descubriendo paulatinamente las moléculas (pequeños grupos de átomos unidos quími-

camente) siguiendo exactamente el mismo camino y actuando bajo idénticas condiciones.

Ahora, vamos a intentar comprender este lenguaje de la Química. Átomos y moléculas no son siempre una misma cosa, pero sí lo son en determinados casos. Un átomo es una unidad indivisible, es decir, no puede ser dividida en unidades más sencillas salvo en excepcionales circunstancias. Una molécula puede contener uno o más átomos, por lo que, en general, puede ser dividida en sus átomos componentes.

Los químicos han adoptado una especie de taquigrafía científica en la que unas determinadas letras representan los nombres de los *elementos*, o sea, las sustancias que están compuestas de una sola clase de átomos. Tales letras se denominan símbolos químicos. Las combinaciones de símbolos representan los diferentes átomos que componen una determinada clase de molécula, siendo llamadas *fórmulas*, y mostrando, de este modo, qué elementos son contenidos en un *compuesto*.

Un compuesto, tú probablemente ya lo habrás oído, es una sustancia formada de moléculas conteniendo átomos de diversas clases de elementos. Los químicos en su taquigrafía emplean números para indicar la proporción que guardan los distintos átomos en una molécula de un compuesto. De este modo, utilizando el mismo sistema de símbolos y fórmulas, los químicos han hecho posible para todo científico comprender cualquier reacción escrita en el lenguaje de la Química.

Na es el símbolo que representa al elemento sodio. *Cl* es el símbolo del cloro. Cuando ambos elementos reaccionan entre sí, un átomo de sodio se combina con un átomo de cloro dando lugar a una molécula de cloruro sódico, o *ClNa*. Esta reacción es expresada ahora en el lenguaje químico de esta manera:



Esta fórmula nos dice que un átomo de cloro y un átomo de sodio dan lugar o producen una molécula de cloruro sódico. Esta expresión toma la forma de una *ecuación*. En ella no aparece ningún número y el más adecuado sería el «1», que está implícitamente comprendido en la expresión. Pero esto no significa que forzosamente un solo átomo de cloro o uno de sodio hayan intervenido en la reacción, ya que ésta habrá comprendido varios millones de átomos de cada clase, y aún muchos más que esos, dado el diminuto tamaño que tienen. Pero lo que el sobrentendido «1» significa es que cada átomo de cloro se une a un solo átomo de sodio para dar *una sola* molécula de cloruro de sodio.

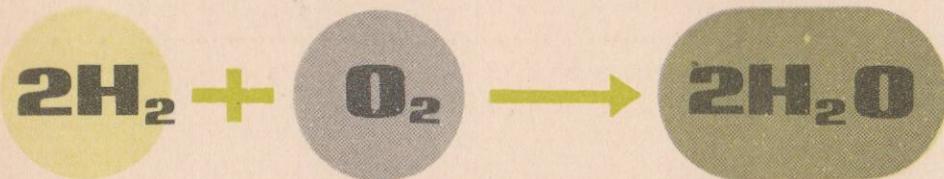
K es el símbolo del potasio. Con lo que ya sabes, a ver si eres capaz de explicar lo que significa esta ecuación:



Siempre que dos o más átomos se combinan, forman una molécula. Para que las moléculas sean de la misma clase, los átomos que contengan deberán estar presentes en iguales números relativos. Se llama Ley de las Proporciones Definidas la que expresa la relación numérica entre los diferentes átomos de un compuesto. Tú seguramente conoces la fórmula de una molécula de agua, H_2O . Observa que no es como la del *ClNa* o la del *ClK*. En ella hay un número 2 que figura escrito como un pequeño subíndice más bajo que el nivel de la línea. Esta fórmula indica que una molécula de agua contiene dos átomos de hidrógeno (H) y un átomo de oxígeno (O). Siempre que dos átomos de hidrógeno se combinan con uno de oxígeno se produce una molécula de agua. Esta es una de las leyes básicas de la Química. ¿Sabrías decir qué representa esta fórmula: H_2O_2 ? Desde luego representa una molécula, pero no es de agua. En ésta, la razón (o proporción relativa) es 2 a 1; en la fórmula propuesta, la razón es 2 a 2. Por lo tanto, no puede ser agua, porque la razón (o relación)

entre sus componentes es distinta. Se trata del peróxido de hidrógeno (el agua oxigenada que se emplea como desinfectante de heridas). Por ello, vemos que cuando la razón entre los diferentes átomos de una molécula varía, la sustancia resultante es diferente.

Ahora, si los pequeños números del subíndice representan el número de átomos de una molécula, ¿qué significado tienen los números más grandes escritos en la misma línea? Observa esta ecuación:



El 2 grande delante de H nos muestra que hay dos moléculas de hidrógeno y cada una de ellas contiene dos átomos de este elemento, como indica el correspondiente subíndice. Entonces, ¿cuántos átomos de hidrógeno son representados en la ecuación? Cuatro. Estas dos moléculas, de dos átomos cada una, son como dos bolsas en cada una de las cuales hay dos manzanas. En total tú tienes cuatro manzanas. El número 2 grande delante de la fórmula del agua significa que son dos también las moléculas de este líquido. Pero ahora, en cada una de las moléculas hay tres átomos, dos de hidrógeno y uno de oxígeno, por lo que las dos moléculas sumarán en total seis átomos.

¿Para qué serán necesarios los números grandes? Para expresar adecuadamente una de las leyes fundamentales de la Naturaleza. La Ley de la Conservación de la Materia. La materia no se crea ni se destruye, solamente se transforma. Si tú escribes $\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$ habrías expresado una reacción imposible, aniquilando totalmente un átomo de oxígeno; algo que en la actualidad ni los más grandes científicos pueden lograr. Para que la ecuación sea expresada correctamente, ambos miembros deben contener el mismo número de átomos, por lo que tú debes inmediatamente corregir esta ecuación errónea igualando sus miembros mediante la aplicación de los números adecuados.

Cuando tú comiences a hacer tus experimentos, procura adquirir el hábito de emplear símbolos, fórmulas y ecuaciones. Pero no dejes sin corregir aquellas que sean incorrectas. Podrían engañarte a ti y a cualquiera que llegase a leer tu cuaderno de prácticas. Una ecuación incorrecta es algo parecido a una falta de ortografía.

Indudablemente tú ya sabes que los símbolos de algunos elementos químicos son la inicial o las dos primeras letras del nombre con el que son conocidos. Pero en otros no ocurre lo mismo, como con el sodio, cuyo símbolo es *Na*. Esto se debe a que el símbolo procede de su primitivo nombre griego o latino. Puede ocurrir que las primeras letras de tales nombres coincidan con el nombre que se les da en español. Te presentamos una breve lista de elementos cuyos símbolos son diferentes de sus primeras letras:

Elementos	Nombre latino o griego	Símbolo
Cobre	Cuprum	Cu
Hierro	Ferrum	Fe
Mercurio	Hydrargyrum	Hg
Oro	Aurum	Au
Plata	Argentum	Ag
Plomo	Plumbum	Pb
Potasio	Kalium	K
Sodio	Natrium	Na

Para llegar a comprender el lenguaje de la Química, tú puedes disponer de ciertos indicios. Observando los nombres de algunos elementos y estudiando las denominaciones de ciertos compuestos, podrás fácilmente decir cuáles son los elementos que integran el compuesto. Así, al ver la frase «cloruro de sodio» adivinarás que este compuesto está formado de cloro y sodio. Por otra parte, se emplean

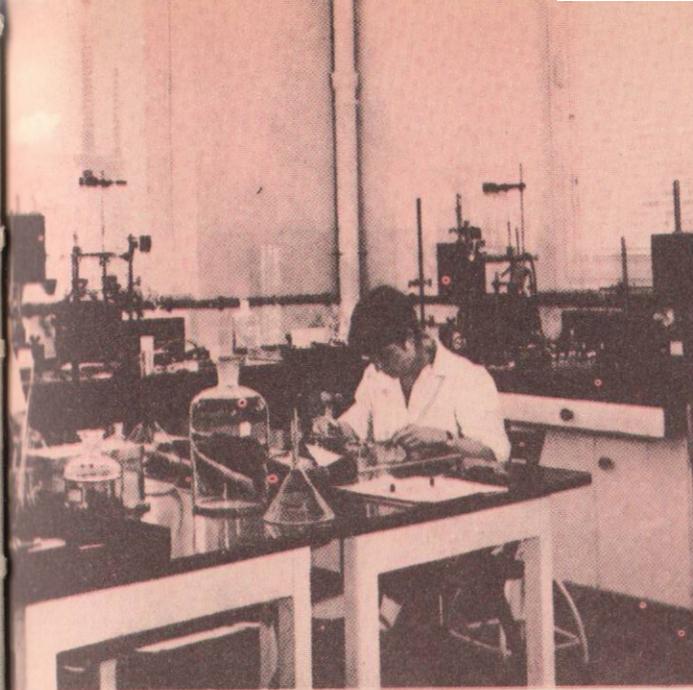


una serie de prefijos y sufijos que indican cómo está formado un compuesto, expresado en el lenguaje químico. Por ejemplo, la terminación «uro» puede expresarse como «en combinación con». De este modo, cloruro de sodio puede leerse como cloro en combinación con sodio. La terminación «ato» indica la presencia del oxígeno en la combinación. Por ejemplo, «clorato potásico» te informará de que el compuesto no contiene solamente cloro y potasio, sino que tiene también oxígeno.

Ciertos grupos de átomos estrechamente unidos se conocen con el nombre de *radical*, que podrás estudiar más ampliamente en la página 24. Por ahora, todo lo que necesitas saber es que los más corrientes radicales son: el radical sulfato, formado de azufre y oxígeno; el radical nitrato, que está compuesto por nitrógeno y oxígeno, y el radical o grupo oxidrilo, consistente en hidrógeno y oxígeno. De este modo, siempre que veas que un compuesto se denomina por las palabras sulfato, nitrato, etc., puedes estar seguro de que contiene en su molécula dichos radicales.

Hay también una serie de prefijos que muestran el número de átomos o radicales que existen en un compuesto. Algunos de los más comunes son: «di» y «bi», que significan 2; «tri», que quiere decir 3; «tetra», que indica 4, y «penta», que significa 5. Así, dicromato amónico expresa la presencia de dos radicales cromato, y tetraborato sódico te informa de la existencia de cuatro radicales borato.

Una vez conocidos todos estos «indicios», habrás recorrido un buen camino que te llevará a la comprensión del lenguaje de la Química.



instalación de tu laboratorio

Hasta cierto punto, un laboratorio es semejante a una biblioteca, pero se diferencian en que la segunda te facilita una gran información, mientras que el primero te proporciona los medios para que tú descubras por ti mismo aquello que buscas. En ambos casos el método de trabajo es parecido. El bibliotecario prepara un catálogo de los libros y los clasifica y guarda según un método ordenado y claro. El silencio es una regla imprescindible en la biblioteca, para que los lectores puedan concentrarse en la lectura o en el trabajo de investigación. Igualmente debe ser guardado silencio en el laboratorio, para que quienes allí trabajan puedan dedicar una completa atención a su tarea.

Por tales motivos, y también por mayor seguridad y conveniencia, te gustará disponer de algún lugar especialmente adecuado para ins-

tualar el laboratorio. Sería ideal que reuniese unas determinadas condiciones; entre ellas, que el local esté apartado del paso normal de las personas que habitan en la casa y, por razones de seguridad, fuera del alcance de los niños más pequeños, que siempre sentirán la tentación de curiosear entre la colección de aparatos y productos químicos allí almacenados y que pueden ser peligrosos para ellos. Es imprescindible que el local esté bien iluminado y que cuente con un buen suministro de agua corriente para poder instalar un fregadero para limpiar los utensilios y realizar muchos experimentos que necesitan buena cantidad de agua.

Una vez encontrado el emplazamiento adecuado será imprescindible dotar a tu laboratorio de las siguientes cosas:

1. Una mesa bastante amplia para poder trabajar en ella. Es muy conveniente cubrirla de algún material a prueba de posibles deterioros causados por el calor o por sustancias químicas. Lo más conveniente es el linóleoum o el cristal. Si esto no es posible, puedes disponer una capa de papel de periódico con una hoja de papel de filtro, cuyo conjunto puedes renovar fácilmente.

2. Encima de la mesa y adosados a la pared, siempre accesibles fácilmente, debes montar uno o dos estantes donde reunir tus productos químicos. Estos deben estar adecuadamente colocados y con sus correspondientes etiquetas. Puede adoptarse un orden alfabético o disponerlos en grupos, según los experimentos a realizar. Hay, sin embargo, una importante excepción a tener en cuenta. No coloques un *ácido*, tal como el vinagre, junto a un *álcali*, por ejemplo la sosa cáustica. Son bastantes las moléculas de ambos compuestos que se escapan del frasco, y al reaccionar en el aire circundante pueden contaminar el exterior de los frascos y adulterar la parte superior de su contenido.

3. Los aparatos del laboratorio comprenderán todos aquellos que puedes fabricar tú mismo (página 19), o que debes comprar (página 20), y muchas otras cosas que puedes ir aprovechando, como cacharros de juguete, pequeñas botellas de plástico y corchos de diversos tamaños. Para todos ellos debes tener previsto un lugar en los estantes donde figuren debidamente etiquetados o guardados en un armario o en unas cajas especialmente destinadas a ellos.



4. Dispón también de un recipiente de cerámica o material semejante, donde puedas echar todas las sustancias desechadas por no haber sido empleadas en algún experimento, vidriería rota, etc. Los desperdicios líquidos puedes verterlos en el fregadero acompañados de abundante agua, o ponerlos en un recipiente de metal, donde pueden quedar hasta que sean tirados en lugar adecuado.

Tu laboratorio, como tu pupitre, es de tu exclusivo dominio y el lugar donde, según tu conveniencia, puedes desarrollar tus propios métodos de trabajo. Pero también es de tu exclusiva responsabilidad, y, por ello, el trabajo que allí realices no debe causar ni peligros ni molestias a nadie.



MATERIAL NECESARIO

MATERIAL QUE PUEDES ENCONTRAR EN CASA O DE FACIL ADQUISICION

Acetona	Linterna
Alambre de cobre	Martillo
Amianto, tela	Pila lavaplatos
Anillas de goma	Pajas de refrescos
Balanza	Papel de dibujo, blanco y negro
Bayetas	Papel de celofán
Botes con tapa	Papel y lápiz
Bramante	Placas de vidrio, cuadradas y rectangulares
Cazos y cazuelas	Pilas secas de 1,5 voltios
Cartulina	Recipientes o vasos de cristal (varios tamaños)
Cerillas	Recipientes para desperdicios
Clavos	Servilletas de papel
Corchos	Sujetapapeles (clips)
Cortaplumas	Tijeras
Cucharas y cucharillas	Tinta china
Cuentagotas	Tazas de té
Delantal, de goma o plástico	Taza de medida
Embudos (uno grande y uno pequeño)	Termómetro
Estropajo limpiametales	Tubos de quinqué (2)
Frasco pìrex, pequeño	Velas, grandes y pequeñas
Fuente de aluminio	
Lima triangular	

MATERIAL QUE PUEDES ADQUIRIR EN UN ALMACEN DE PRODUCTOS DE LABORATORIO

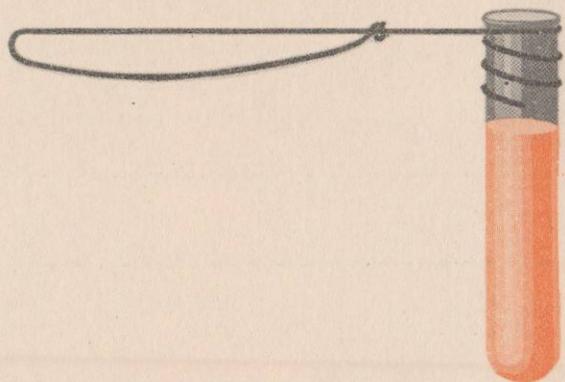
Cristalizador	Tubo de goma (de 1 a 1,5 metros)
Frascos (2) de laboratorio	Tubos de ensayo (24)
Mechero de alcohol, con amplificador en «cola de pez»	Tubos de ensayo pìrex
Papel de filtro	Tubos de vidrio (de 1 a 1,5 metros de largo)
Papel tornasol, azul y rojo	Varilla de vidrio (de 0,75 metros de largo)
Pipetas (2)	
Tapones de goma (3 de un orificio y 3 de dos)	

MATERIAL QUE PUEDES CONSTRUIR TU MISMO

No es necesario que gastes mucho dinero para adquirir los aparatos de laboratorio que necesitarás en los experimentos de este libro. Tú mismo puedes hacer muchos de ellos, aprovechando cosas muy corrientes en las casas y con un poco de iniciativa por tu parte. Muchos científicos construyen e idean nuevos instrumentos y aparatos para su laboratorio, porque no encuentran nada adecuado para los experimentos que proyectan y que deben ser suplidos con inventiva y habilidad.

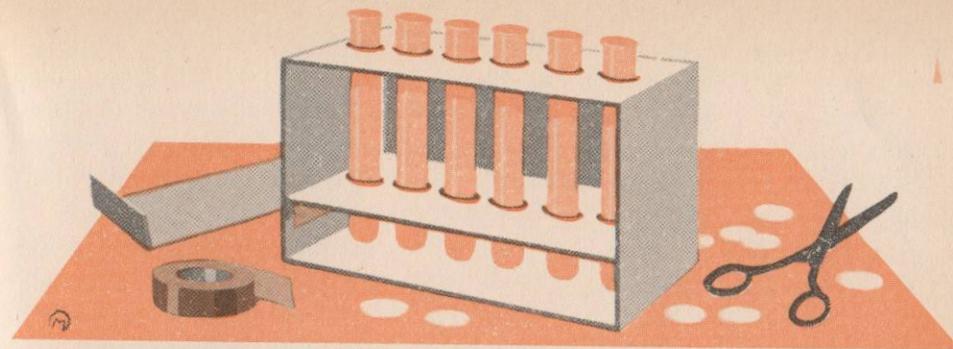
CONSTRUCCION DE UN AGARRADOR PARA TUBOS DE ENSAYO

Corta un trozo de alambre de cobre de unos 24 centímetros, usando para ello unos alicates. Con este mismo instrumento dobla el alambre alrededor de un palo o bastón del mismo diámetro que los tubos de ensayo, de modo que le den unas tres vueltas. Retira el bastón y dobla el otro extremo del alambre en un bucle para emplearlo a modo de asa.



CONSTRUCCION DE UNA GRADILLA PARA TUBOS DE ENSAYO

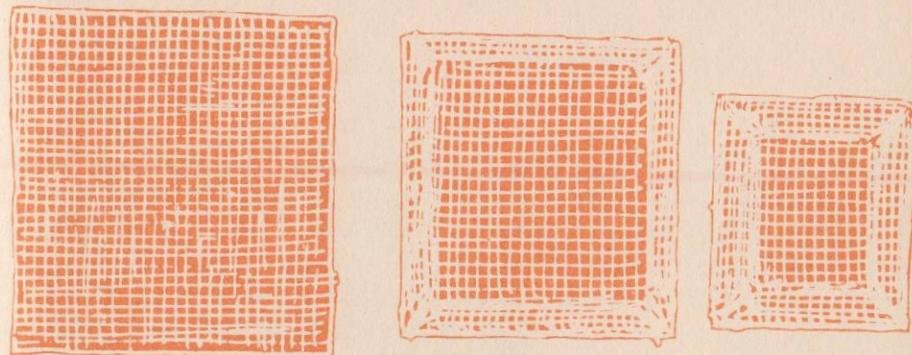
Busca una caja de zapatos que sea menos ancha que el largo de los tubos de ensayo. Quita la tapa y apóyala en pie sobre uno de los costados con la parte abierta mirando hacia ti. Con el borde del tubo



de ensayo como guía traza seis círculos sobre el costado superior de la caja y córtalos cuidadosamente con las tijeras o el cortaplumas. Después corta la tapa de modo que encaje dentro de la caja y con un lápiz dibuja otros seis círculos que correspondan perfectamente con los del costado superior de la caja. Recorta los seis círculos, como has hecho antes, y ajusta la nueva pieza dentro de la caja. De este modo la caja se convierte en gradilla, como ya habrás adivinado, y la pieza ajustada de la tapa hace de estante inferior de la misma. Por último, con celofán adhesivo une esta pieza inferior a la gradilla a unos dos centímetros por encima de su parte inferior.

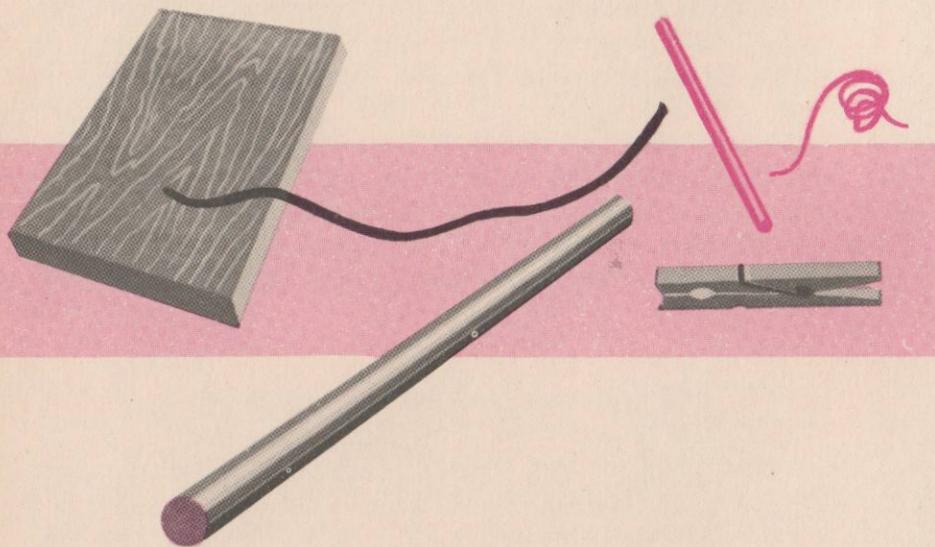
CONSTRUCCION DE UNA PANTALLA DE TELA METALICA

Corta unos trozos de tela metálica fina (de la empleada para impedir la entrada de insectos en el verano) de forma cuadrada y de 10 centímetros de lado cada uno. Con un lápiz oscuro o tiza mide un



centímetro a cada lado, y dibuja un cuadrado. A partir de éste, vuelve a medir otro centímetro y dibuja un segundo cuadrado. Ahora, con una regla de borde metálico que te servirá de guía, dobla la tela metálica del primer cuadrado y a continuación, sobre este pliegue, dóblala por el segundo cuadrado. Si encuentras alguna dificultad para plegar las esquinas, ayúdate suavemente de un martillo.

De esta manera tienes una pantalla de tela metálica que puede proteger tus manos de la llama del mechero de alcohol cuando uses éste. Puedes emplearla colocada sobre uno de los anillos del soporte vertical y situando sobre ella el recipiente que deseas calentar.



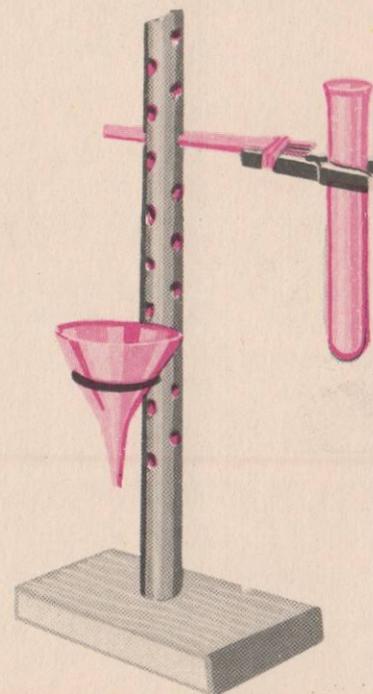
CONSTRUCCION DE UN SOPORTE VERTICAL CON UN ANILLO Y PINZA

Para el soporte, busca una madera de 12 centímetros de largo, 8 de ancho y uno de grosor. Halla su centro trazando las dos diagonales del rectángulo que forma la pieza. Practica un orificio de medio centímetro de diámetro alrededor del punto central. Busca un palo o bastón, que servirá de clavijero, de un diámetro igual al orificio practicado y de medio metro de largo. Ahora debes taladrar el palo con

agujeros de 2 y 4 milímetros de ancho respectivamente, y a intervalos de 2 centímetros comenzando a 8 centímetros de cada extremo. Estos orificios te servirán para introducir en ellos, a la altura deseada, el anillo o la pinza. Inserta el palo taladrado en el agujero del pie y ya tienes tu soporte vertical.

Para hacer el anillo soporte, corta un trozo de alambre fuerte de unos 20 centímetros de largo. Mide 12 centímetros desde un extremo y con unos alicates dobla el alambre hasta que forme un círculo. Este te servirá como soporte de un embudo, un crisol o la pantalla de tela metálica. Para usarlo debes introducir el extremo derecho por los agujeros del soporte vertical, situándolo a la altura deseada.

La pinza puedes hacerla tomando un palito de medio centímetro de grueso y 12 de largo. Después coloca una pinza de ropa, pegada fuertemente al palito por una de sus «asas», reforzando la unión por medio de un alambre fino que podrás apretar fuertemente retorciéndolo con los alicates. Cuando coloques la pinza en la posición de «abierta» podrás sujetar el tubo de ensayo, el tubo de vidrio u otras piezas de tu instrumental. Al igual que el soporte circular, tú puedes insertar la pinza a la altura necesaria para tu trabajo en el soporte vertical.



SUSTANCIAS O COMPUESTOS QUIMICOS NECESARIOS

Nombre científico	Fórmula	Nombre común	Cómpralo en:
Acetona	CH ₃ COCH ₃	Acetona	Droguería
Acido acético	CH ₃ COOH	Vinagre	Ultramarinos
» acetilsalicílico	CH ₃ COOC ₆ H ₄ COOH	Aspirina	Farmacia
» bórico	BO ₃ H ₃	—	»
» carbónico	CO ₃ H ₂	Agua carbónica	Ultramarinos
» clorhídrico	ClH	—	Almacén p. quím.
» esteárico	(CH ₂) ₁₆ CO ₂ H	—	Ultramarinos
» hipocloroso	ClOH	—	Droguería
» pirogálico	C ₆ H ₃ (OH) ₃	—	»
» nítrico	NO ₃ H	Agua fuerte	»
» sulfúrico	SO ₄ H ₂	Aceite de vitriolo	Almacén p. quím.
Almidón	C ₆ H ₁₀ O ₅	Almidón	Ultramarinos
Anhídrico silícico	SiO ₂	Cuarzo (Arenas)	Almacén p. quím.
Benceno	C ₆ H ₆	—	» » »
Bicarbonato cálcico	(CO ₃ H) ₂ Ca	—	Droguería
» sódico	CO ₃ HNa	Bicarbonato	Farmacia
Bióxido de manganeso	MnO ₂	Sal de Epsom	Droguería
Carbonato cálcico	CO ₃ Ca	Caliza	Material de constr.
» potásico	CO ₃ K ₂	Potasa	Droguería
» sódico	CO ₃ Na ₂	Sosa	»
Cloruro-hipoclorito cálcico	Cl ₂ O Ca	Polvos de gas	»
Cloruro de cobalto	Cl ₂ Co	—	Almacén p. quím.
» mercurioso	Cl Hg	Calomelanos	Farmacia
» sódico	ClNa	Sal común Sal gema	Ultramarinos
Dicromato amónico	Cr ₂ O ₇ (NH ₄) ₂	—	Almacén p. quím.
Etanol	CH ₃ CH ₂ OH	Alcohol	Farmacia
Ferricianuro potásico	Fe(CN) ₆ K ₃	—	Almacén p. quím.
» sódico	Fe(CN) ₆ Na ₃	—	» » »
Glucosa	C ₆ H ₁₂ O ₆	Glucosa	» » »
Hidróxido amónico	NH ₄ OH	—	» » »
» cálcico	Ca(OH) ₂	—	» » »
» potásico	KOH	Potasa caústica	Droguería
» sódico	NaOH	Sosa caústica	»

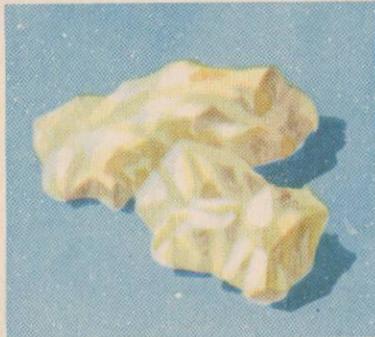
Nombre científico	Fórmula	Nombre común	Cómpralo en:
Hidroquinona	C ₆ H ₄ (OH) ₂	—	Droguería
Iodo	I ₂	Tintura de iodo	Farmacia
Magnesio, cinta	Mg	Magnesio	Almacén p. quím.
Mercurio	Hg	Azogue	» » »
Metanol	CH ₃ OH	Alcohol de madera	Droguería
Naftaleno	C ₁₀ H ₆	Naftalina	»
Nitrato de plata	NO ₃ Ag	—	Farmacia
» de plomo	(NO ₃) ₂ Pb	—	Almacén p. quím.
» sódico	NO ₃ Na	Nitro	Droguería
Octano	C ₈ H ₁₈	Gasolina	Est. carburantes
Oxalato férrico	(C ₂ O ₄) ₃ Fe ₂	—	Droguería
Oxido cálcico	CaO	Cal viva	Materiales constr.
Paraformaldehido	CH ₂ O ₂	—	Droguería
Permanganato potásico	MnO ₄ K	—	»
Peróxido de hidrógeno	H ₂ O ₂	Agua oxigenada	Farmacia
Propanotriol	C ₃ H ₅ (OH) ₃	Glicerina	»
Sacarosa	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	Azúcar	Ultramarinos
Silicato sódico	SiO ₃ Na ₂	—	Almacén p. quím.
Sulfato aluminico-potásico	(SO ₄) ₃ Al ₂ SO ₄ K ₂	Alumbre	Droguería
Sulfato cálcico	SO ₄ Ca	Yeso	Materiales constr.
» cúprico	SO ₄ Cu	Vitriolo azul	Droguería
» cúprico, hidróxido amónico	SO ₄ Cu, NH ₄ OH	Reactivo Benedict.	»
Sulfato férrico y amónico	(SO ₄) ₃ Fe ₂ SO ₄ (NH ₄) ₂	Sustancias fundamentales de la tinta	»
Sulfato ferroso	SO ₄ Fe	Vitriolo verde	»
» manganoso	SO ₄ Mn	—	Almacén p. quím.
Talco	(SiO ₃) ₄ H ₂ Mg ₃	Talco	Farmacia, Droguería
Tetraborato sódico	B ₄ O ₇ Na ₂	Bórax	Droguería
Tetracloruro de carbono	Cl ₄ C	—	»
Tiosulfato sódico	S ₂ O ₃ Na ₂	—	»



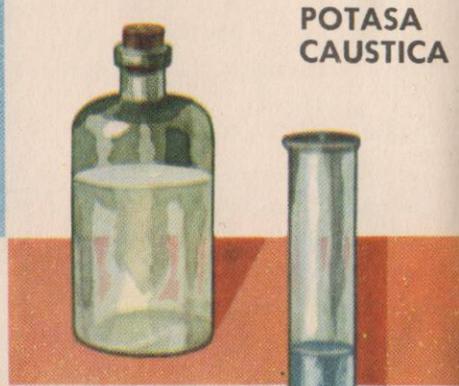
NAFTALINA



TINTURA IODO



CAL VIVA



POTASA CAUSTICA

ALCOHOL



VINAGRE



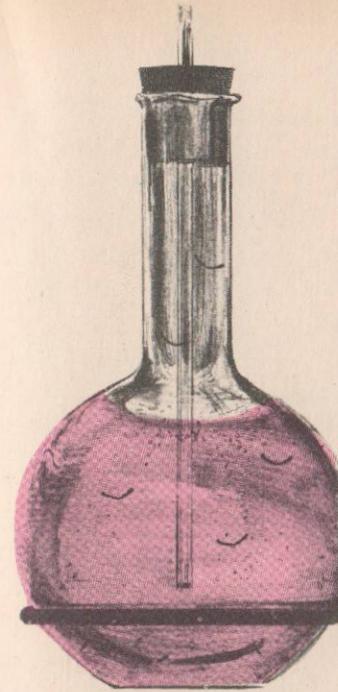
ALMIDON



A. OXIGENADA



AZUCAR

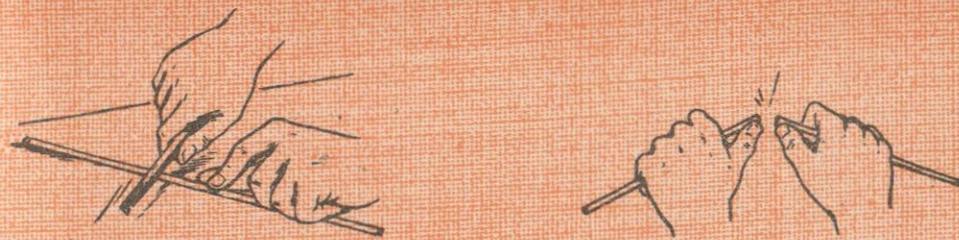


técnicas de laboratorio

El orden y la limpieza son muy importantes en el laboratorio. Puedes disponer estantes sobre tu mesa a tu gusto pero después de cada experimento debes cuidar de volver a colocar cada cosa en su sitio. Procura guardar los utensilios de cristal o metal bien limpios y secos. Repasa y sustituye las cajas gastadas o rotas, al mismo tiempo. Las etiquetas deben estar en tu laboratorio correctamente colocadas y bien legibles. Las botellas deben quedar bien limpias exteriormente de cualquier sustancia química. **PRECAUCION:** Si empleas utensilios de cocina en el laboratorio, procura tener la seguridad de que tu madre no va a necesitarlos nunca más. Aunque sean después bien lavados, no es conveniente volver a emplear en la cocina utensilios que hayan contenido determinadas sustancias químicas.

COMO EMPLEAR EL MECHERO DE GAS

Muchos experimentos requieren calor, y el mechero de alcohol es más eficiente que una vela para este propósito. Ten cuidado que la mecha esté bien limpia y recortada. Siempre que la llama no es azul es porque la mecha está sucia o necesita ser recortada. Después de su empleo, guárdalo bien ajustado para que no pueda evaporarse el alcohol. Al encenderlo, cuida frotar la cerilla en su dirección, alejándola de ti mismo. Para apagarlo, cúbrelo rápidamente con su tapa de metal. Cuando renueves el alcohol antes de encender una cerilla ten la seguridad de que sobre el mechero no queda alcohol sobrante. Igualmente procura que no haya caído sobre la mesa o que tus manos queden impregnadas del líquido. Como sabes podría incendiarse rápidamente.



COMO CORTAR TUBOS DE VIDRIO

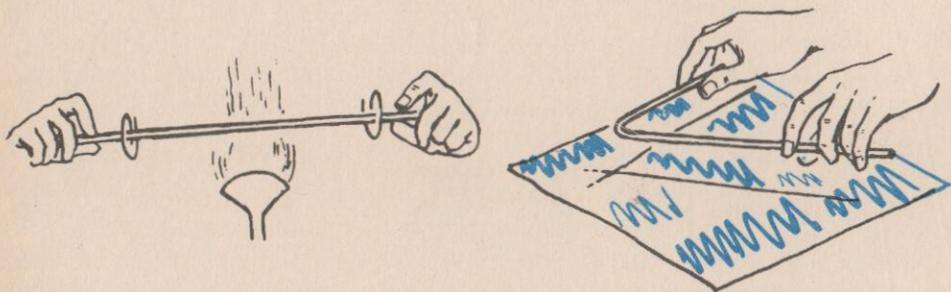
Con la arista de una lima de acero de sección triangular, señala una muesca de cierta profundidad en el tubo de vidrio y en el punto exacto por donde deseas cortarlo. Ahora coloca ambos pulgares a cada lado de la muesca y rompe el tubo rápidamente por medio de un golpe seco en dirección de tu cuerpo. Cualquiera que sea el diámetro del tubo, el método a emplear es siempre el mismo.

COMO PULIMENTAR EL VIDRIO AL FUEGO

Los bordes recién cortados de un tubo de vidrio resultan ásperos y cortantes, por lo que su uso puede hacerse molesto y hasta peligroso. Si los bordes son muy ásperos puedes frotarlos con fuerza sobre un cedazo de tela metálica colocado sobre un periódico. De este modo desaparecen los salientes mayores. Cuida después de recoger cuidadosamente el periódico y arrojarlo a la papelera o cubo de desperdicios. Ahora puedes encender el mechero de alcohol y colocar un extremo del tubo en la llama azulada, sosteniendo el otro extremo en tu mano.

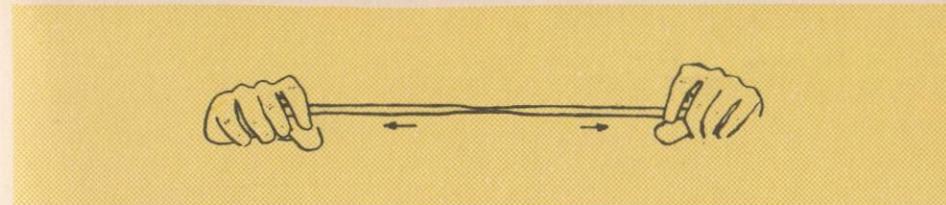


Verás cómo la llama llega a tomar un brillante color naranja. Al mismo tiempo debes ir dando vueltas al tubo empleando solamente el pulgar y el índice de la mano derecha, hasta observar que el extremo situado en la llama toma una forma redondeada. Colócalo después sobre un trozo de amianto y cuando se haya enfriado repite la operación con el otro extremo. **PRECAUCION:** Si dejas el tubo durante un tiempo demasiado largo, el vidrio se ablanda y el orificio quedará cerrado. Habrás obtenido entonces un tubo cerrado en lugar de uno abierto.



COMO DOBLAR EL VIDRIO

Enciende el mechero de alcohol y procura que la llama quede ampliamente extendida en forma de «cola de pez» sobre la mecha. Coge un trozo de tubo de vidrio con las dos manos, de forma que cada una quede a un lado de la llama. Gira el tubo lentamente hasta que la llama tome el ya conocido color naranja brillante. Entonces retira el tubo de la llama y dóblalo rápidamente en el ángulo deseado. Si deseas obtener un ángulo o forma especial, puedes dibujarlo primero sobre un papel y cuando el tubo está preparado para ser doblado, sitúalo a un par de centímetros sobre el dibujo, que puede ser seguido como patrón. **PRECAUCION:** Recuerda que el vidrio está muy caliente y puede quemar el papel si llegas a tocarlo con él.



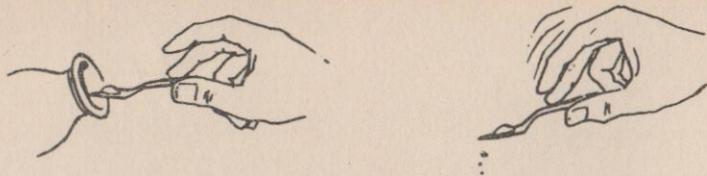
COMO ESTIRAR EL VIDRIO

La llama en este caso no debe ser del tipo «cola de pez». Coge el tubo de vidrio con ambas manos y giralo sobre la llama. Cuando aparece el color naranja brillante empuja ambos extremos del tubo, de manera que sus paredes en el lugar donde se efectúa el calentamiento lleguen a espesarse un poco. Separa el tubo de la llama y separa rápidamente sus extremos tirando en direcciones opuestas. Prueba a obtener una fina línea con el tubo, córtalo a la longitud deseada y pulimenta al fuego sus extremos.

COMO MANEJAR SUSTANCIAS QUIMICAS EN POLVO O CRISTALES

Si el tapón del frasco es hueco, puede invertirse éste hasta que alguna parte de su contenido caiga en el hueco del tapón. Retirar éste, de tal manera que la sustancia permanezca en su interior, pero sin que caiga nada del interior del frasco. Golpear suavemente el tapón con el dedo índice hasta que caiga la cantidad de sustancia deseada. Volver a colocar el tapón.





Por medio de una espátula se extrae del frasco una pequeña parte del material seco. Golpear suavemente la hoja de la espátula con el dedo índice, de la misma manera que hiciste con el tapón.

COMO RETIRAR EL TAPON DE UNA BOTELLA QUE CONTIENE UNA SUSTANCIA QUIMICA

Sosteniendo el tapón en su lugar con una mano, ladear la botella hasta el momento en que el líquido moje el tapón. Ahora sostener derecha la botella y, usando el tapón, humedecer su borde. Colocar nuevamente el tapón y retirarlo ahora entre el tercer y cuarto dedos. Volver la palma de la mano hacia abajo y coger la botella con los dedos pulgar e índice. Así, empleando la misma mano para coger el tapón y vaciar el frasco, la otra mano queda libre para manejar cualquier otro instrumento.

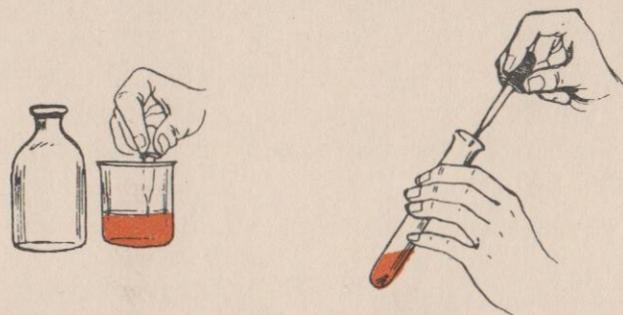


COMO VERTER UN LIQUIDO

Si retiras el tapón adecuadamente, el borde húmedo de la botella evitará que el líquido salga demasiado deprisa. Ahora coloca un tubo de vidrio o mejor una varilla cruzada sobre la boca de la botella inclinada y el líquido caerá a lo largo de la varilla, que de esta manera actúa para dirigir el chorro.

EMPLEO DEL CUENTAGOTAS

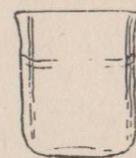
Nunca uses el cuentagotas para sacar directamente un líquido de una botella. Primero vierte una pequeña cantidad de líquido en un tazón y entonces emplea el cuentagotas. Para trasladar el líquido al



tubo de ensayo que contiene otra sustancia, no introduces directamente el cuentagotas en ésta, excepto si las instrucciones así lo señalan expresamente. Por el contrario, pon el cuentagotas cerca de la boca del tubo de ensayo y vierte gota a gota su contenido dentro de éste.

COMO MEDIR UN LIQUIDO

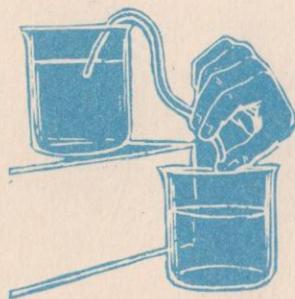
Si miras a través de una probeta graduada llena de un líquido, observarás que su superficie presenta una doble curva. Esta curva se denomina un *menisco*. Al hacer la medida hay que estar seguro de que la observación se realiza por la parte inferior de la curva más baja.



La mayoría de los líquidos presentan un menisco *cóncavo* (la curvatura se presenta hacia el interior del líquido), pero algunos líquidos muy densos tienen meniscos *convexos* (la curvatura está dirigida hacia fuera). En tal caso, la medida debe hacerse observando la superficie del líquido por encima de la curva superior.

COMO USAR EL PAPEL DE FILTRO

Recortar un papel de filtro de forma circular. Se dobla este círculo por la mitad y después en cuatro partes, y así sucesivamente. Abrelo después de manera que tome la forma de un cono. Colócalo a continuación en un embudo y llénalo de agua, dejándola correr hasta que no quede aire alguno en el tubo, en cuyo momento se para el chorro tapándolo con el dedo. A continuación se añade el líquido que debe ser filtrado. La presencia del agua en lugar del aire en el tallo del embudo, hace que el otro líquido que debe ser filtrado fluya más rápidamente.



EL SIFON

Cuando desees trasladar un líquido de uno a otro recipiente sin necesidad de inclinar uno de ellos para verter líquido en el otro, puedes usar la técnica del sifón. Para ello necesitas dos recipientes y un tubo de cierta longitud. Este tubo no debe ser de cristal sino de alguna sustancia flexible, como el plástico. Los recipientes se colocan a diferente altura, más alto el que contiene el líquido y más bajo aquel que quieres llenar. Un extremo del tubo se sumerge en el líquido del recipiente superior, se llena de líquido, por absorción u otro procedimiento, y cerrando su extremo libre con el dedo se hace colgar sobre el segundo recipiente. En cuanto se deja abierto, el líquido fluirá por el tubo vaciando el recipiente superior.



normas de seguridad

No permitas a tus amigos mezclar sustancias con las que no sabes qué puede ocurrir. No lo hagas tú tampoco. Algunas combinaciones de sustancias químicas son peligrosas y podrías mezclar accidentalmente algunas de ellas. Realiza *solamente* los experimentos para los que tú conozcas las instrucciones completas.

Dispón siempre de una buena cantidad de agua sobre tu mesa de laboratorio, y a menos que estés trabajando junto a una fuente debes tener a mano un recipiente de boca ancha lleno de unos dos o tres litros de agua, así como una gran esponja para recoger y limpiar cualquier sustancia química que pueda verterse.

Si un ácido o álcali (base) cae sobre tu piel, tus vestidos o incluso en cualquier lugar del laboratorio, lávalo inmediatamente con una buena cantidad de agua.

Si puedes disponer de algún manual de primeros auxilios, éste debe formar parte del equipo de tu laboratorio. Sigue sus consejos en caso de accidente y no vaciles en consultar con el médico si sufres alguna quemadura o aspiras vapores irritantes.

Sé muy cuidadoso con el vidrio caliente. No parece que está a gran temperatura y además se enfría muy despacio. Puedes tratar las quemaduras con una solución de bicarbonato sódico aplicada rápidamente. Tampoco coloques cristalería caliente sobre una mesa que no esté debidamente protegida.



Cuando calientes alguna sustancia química en un tubo de ensayo, procura no apuntar con el extremo abierto ni hacia ti mismo ni hacia otros. Gira lentamente y sin parar el tubo de forma que las burbujas que se forman rápidamente en su fondo no proyecten el líquido fuera del mismo peligrosamente.

Antes de emplear tubos de vidrio asegúrate de que ambos extremos han sido pulimentados al fuego. Para pasar el tubo por un corcho o tapón de caucho, humidéclo antes. Asegúralo con un trozo de tela e introdúcelo suavemente en el orificio del tapón, girándolo en su interior, al mismo tiempo que se hace presión sobre el tubo. Una vez atravesado el tapón, nunca sujetes el tubo por un punto que esté situado más de unos cinco centímetros de aquél, porque el peso del tapón puede hacer que el tubo se rompa. Si el tubo forma parte del embudo sigue la misma técnica por idénticas razones, y aplícala igualmente al manejo de termómetros.

Nunca uses ninguna sustancia química que no tenga su etiqueta. Podría tratarse de algún veneno o provocar una reacción peligrosa. Las sustancias químicas sobrantes en cualquier experimento no deben ser devueltas a su envase, porque pueden producir contaminaciones o alterar el futuro resultado de tus experiencias. Estos sobrantes deben ser arrojados en un recipiente de desechos adecuado. Solamente el papel de filtro sobrante debe ser echado en la papelera. Las sustancias químicas desechadas en estado sólido deben colocarse en un recipiente de barro o cerámica. Más tarde puedes envolverlas en un papel y quemarlas en un incinerador o arrojarlas al cubo de basura. Los líquidos sobrantes se tiran por el fregadero lavándolo después durante unos minutos con gran cantidad de agua corriente, de modo que las sustancias se disuelvan lo suficiente para que no puedan dañar la tubería.

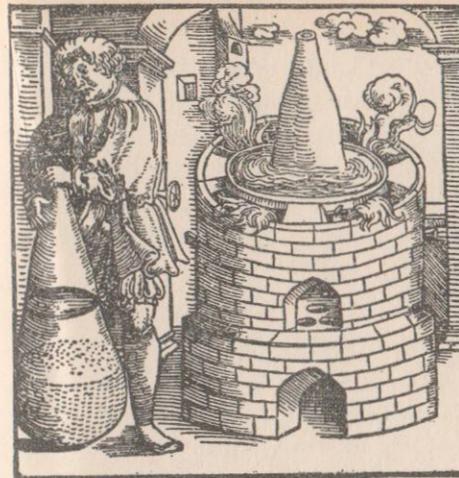




Nunca pruebes una sustancia química directamente. Tampoco debes olerla. Para probar un compuesto, toma una gota del mismo con una varilla de cristal y llévala hacia la lengua. Después de probado lávate la boca inmediatamente con agua que no debes tragar. Para oler una sustancia lleva un poco de vapor hacia la nariz, empleando la mano como abanico, y si el compuesto es irritante desvía inmediatamente la cara.

Guarda los aparatos de cristal cuidadosamente limpios. Las contaminaciones, a menudo alteran los resultados de los experimentos. Si los utensilios están bien limpios, el agua forma sobre ellos una fina película líquida; pero si están sucios, queda en forma de pequeñas gotitas. Puedes limpiarlos con un buen detergente, pero cuida de enjuagarlos completamente después.

Usa siempre un delantal de caucho o plástico para proteger tus vestidos cuando realices algún experimento, y si no usas normalmente gafas emplea unas de plástico o de cristal de seguridad para proteger tus ojos siempre que lo haga necesario la naturaleza de algún experimento. Cuando alguna experiencia se haga con fuego intenso es recomendable emplear unos guantes de amianto.



la química del aire

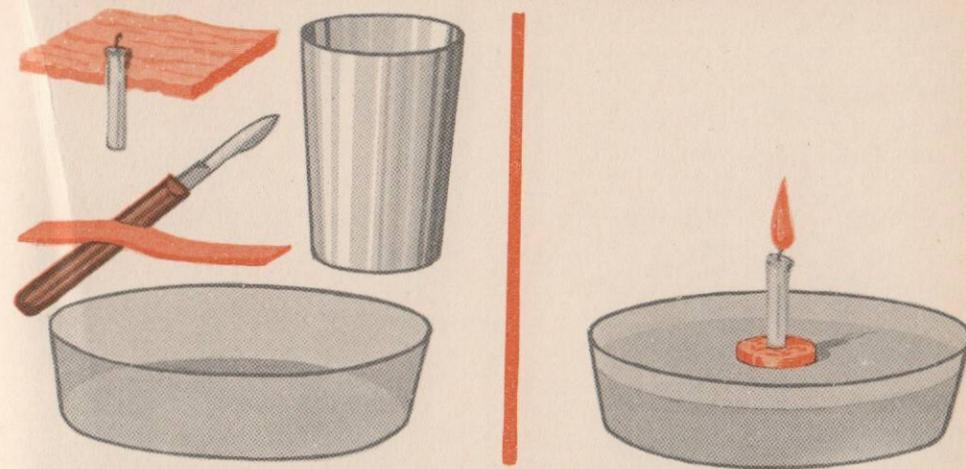
Con toda seguridad tú ya sabes que el aire es una reunión de varios gases y que nosotros vivimos sumergidos en esta especie de océano gaseoso. Estas mismas o parecidas afirmaciones ya las habrás escuchado antes y te resultarán familiares. Pero ¿qué sabes sobre los gases que forman el aire? Ante todo, el conjunto de gases del aire forman lo que se llama una *mezcla*. Al igual que en los compuestos, una mezcla está formada por dos o más sustancias diferentes, pero que no están unidas mediante una reacción. Además, la proporción de las sustancias integrantes de la mezcla puede variar de lugar en lugar y de tiempo en tiempo, y pueden ser separadas unas de otras con mayor facilidad que las que forman un compuesto.

La mezcla que conocemos con el nombre de aire contiene moléculas de nitrógeno (N_2), oxígeno (O_2), anhídrido carbónico (CO_2), vapor de agua (H_2O) y de los llamados *gases inertes*: helio (He), radón (Rn), argón (A), neón (Ne), kriptón (Kr) y xenón (Xe). De todos los gases, el más abundante en el aire es el nitrógeno, con un 78 por 100 del total de la masa gaseosa. Es un gas muy inactivo (los químicos dicen *inerte*) y la gran cantidad que se encuentra en estado libre varía muy poco. El oxígeno puro o libre es el gas más importante para nosotros, ya que es imprescindible en la respiración; forma parte del aire en un 20 por 100 aproximadamente, pero además es

el elemento más abundante en la Tierra por tener una extraordinaria actividad y dar lugar a un gran número de compuestos que se encuentran en todas partes. Por esta causa, el oxígeno del aire varía más o menos ampliamente, porque está normalmente combinándose con numerosos cuerpos. El anhídrido carbónico del aire sólo entra en una pequeña cantidad en relación con los dos gases mencionados, pero su proporción varía entre amplios límites relativos. También el porcentaje de vapor de agua es muy variable.

¿Cómo se explican las variaciones de los porcentajes de vapor de agua y anhídrido carbónico en el aire? Unos pocos ejemplos te pondrán esto en claro. Tú sabes que hay mucha más humedad en un bosque que en un desierto, pero ¿por qué? Una razón es que en el bosque se encuentran una gran cantidad de árboles y plantas. Cuando las plantas crecen absorben mucha agua del suelo; una parte va a formar parte de su organismo vegetal, pero otra parte, aún mayor, es expulsada a la atmósfera a través de los *estomas*, una especie de «poros» que existen en las hojas. Este aumento de la humedad del aire no puede tener lugar en el desierto porque existen muy pocas plantas en él, y éstas, además, no producen mucha evaporación porque para sobrevivir en condiciones tan difíciles procuran ahorrar toda el agua disponible y que tan preciosa es para su existencia. En consecuencia, donde la atmósfera tiene mucha humedad son frecuentes las lluvias, pero donde es muy seca, generalmente no llueve o llueve muy poco.

El porcentaje de anhídrido carbónico varía por razones distintas. ¿Puedes adivinar por qué el aire de las ciudades industriales contiene más cantidad de este gas que el aire del campo? Una de las razones es que el anhídrido carbónico es uno de los productos resultantes de la *combustión* de muchas sustancias que se queman en el interior de las grandes ciudades, especialmente en fábricas, hogares de las casas, motores de automóviles, camiones y autobuses, etc., todos los cuales desprenden una buena cantidad del citado gas. Además, la ausencia de zonas de vegetación en las ciudades es otra de las razones del gran porcentaje de anhídrido carbónico que en ellas presenta el aire. Las plantas verdes absorben grandes cantidades de este gas en el proceso denominado *fotosíntesis*, mediante el cual, y en presencia de la luz solar, pueden fabricar sus alimentos a partir del agua y de unas pocas sustancias minerales.

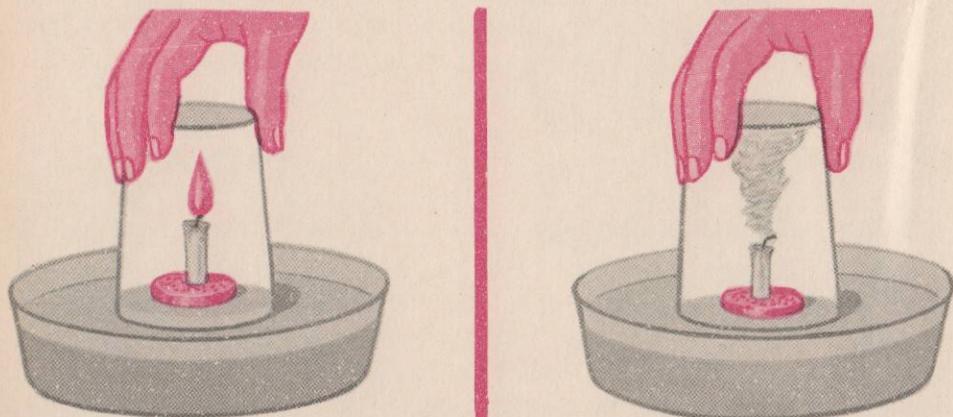


MEDIDA DE LA PROPORCION DE OXIGENO DEL AIRE

Material necesario.—Un gran corcho; una vela pequeña; un vaso grande de cristal fino; una tira de goma; un cortaplumas y un recipiente ancho y de poco fondo que contenga dos centímetros de agua.

Sigue este método: Con el cortaplumas corta el corcho a lo ancho, de modo que obtengas una pieza de algo más de medio centímetro de espesor. Para cortarlo gira el corcho, con lo que no tendrás que hacer mucha presión con el cortaplumas y además tus dedos estarán a salvo de cortaduras y la pieza de corcho no se romperá. Calcula el centro de la pieza de corcho y coloca allí la vela uniéndola con un poco de cera fundida. Ahora sitúa todo en la superficie del agua y observa si el conjunto flota y además queda bien equilibrado. En caso contrario quita la vela y prueba otra vez. Cuando flote perfectamente equilibrado, puedes encender la vela. Cuidadosamente coloca el vaso invertido, de modo que la vela encendida quede en su interior y sólo el borde del vaso quede bajo el agua, procurando no apretarlo sobre el fondo del recipiente. Observa lo que ocurre dentro del vaso. Antes de que comience a observarse algo, desliza el anillo de goma sobre el vaso de manera que marque la altura que el agua tiene en su interior.

Resultados.—La vela arde durante uno o dos minutos y después se apaga. Mientras la vela va ardiendo, verás cómo el agua sube poco a poco en el interior del vaso, y cuando se apaga, el agua cesa en su ascensión.



La llama necesita oxígeno para producirse. La vela encendida va consumiendo el oxígeno contenido en el aire del vaso y cuando se termina se apaga. Por efecto de la pérdida de oxígeno el aire interior del vaso llega a ser más ligero que el del exterior, y éste presiona sobre el agua del recipiente con más fuerza que lo hace el aire interior. Esta diferencia de presión produce el ascenso del agua en el interior del vaso proporcionalmente, suministrando un método para medir en forma muy exacta la cantidad de oxígeno que se ha consumido. Como todo el oxígeno contenido en el aire del interior del vaso ha sido consumido, tú puedes calcular la proporción de oxígeno contenido inicialmente en el aire.

DEMOSTRACION DE QUE EL AIRE EXPULSADO EN LA RESPIRACION CONTIENE ANHIDRIDO CARBONICO

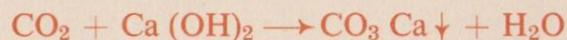
Material necesario.—Hidróxido cálcico ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) en polvo; un tubo de ensayo lleno de agua en sus $3/4$ y otro tubo de ensayo vacío; un mechero de alcohol y una paja larga para absorber.

Sigue este método: En el tubo de ensayo semilleno de agua coloca una cucharada pequeña de hidróxido cálcico. Enciende el mechero de alcohol y calienta el tubo de ensayo suavemente hasta que el polvo se disuelva totalmente, o hasta que no se disuelva más cantidad. Si se disuelve totalmente añade un poco más. Separa el tubo de ensayo y déjalo enfriar; al enfriarse el exceso de hidróxido cálcico se depositará en el fondo. Una vez enfriado totalmente y depositado todo el hidróxido cálcico, separa en el otro tubo de ensayo unos cinco centímetros de la parte superior, totalmente clara, de la disolución. Ahora sopla a través de la paja en el interior del líquido claro del segundo tubo de ensayo y continúa soplando durante unos tres minutos. A continuación enciende una cerilla y apágala con tu aliento.

Resultados.—Al soplar en el líquido observarás que tan pronto como tu aliento penetra en el interior de la solución de hidróxido cálcico comienza a tomar un aspecto blanco lechoso, que poco a poco llega a ser más acusado. Si permites a la solución reposar un cierto tiempo, observarás que se va formando en el fondo del tubo de ensayo un *precipitado* de color blanco. Un precipitado es una sustancia insoluble que se separa en el curso de ciertas reacciones químicas en el seno de una disolución.



El hidróxido cálcico en disolución proporciona una buena prueba química de la presencia de anhídrido carbónico, el cual produce el precipitado blanco lechoso, cosa que no ocurre con cualquier otro gas al ser introducido en el tubo de ensayo. La ecuación que expresa la reacción es la siguiente (la flecha pequeña apuntando hacia abajo indica que se forma un precipitado insoluble):



En el caso de la cerilla que se apaga cuando proyectas tu aliento sobre ella, la explicación es la siguiente: La combustión no puede producirse sin oxígeno, y como el anhídrido carbónico es un gas pesado, permanece rodeando el objeto ardiente e impide que el oxígeno del aire alimente la combustión. Esto explica por qué tu aliento apaga la cerilla encendida, al contener una gran cantidad de anhídrido carbónico.

COMO FABRICAR UN EXTINTOR DE INCENDIOS

Material necesario.—Un tapón de caucho, perforado; un tubo de vidrio con un extremo estirado en forma de cuentagotas; una botella de las de leche; un pequeño y estrecho frasco de perfume; un cordón de unos 12 centímetros; bicarbonato sódico (CO_3HNa), y ácido acético (CH_3COOH).

Sigue este método: Llena hasta la mitad la botella de leche con agua. Añade tres cucharaditas de café llenas de bicarbonato sódico. Ata el cordón al cuello del frasco de perfume, que se llena con el ácido acético. Suspende el frasquito en el interior de la botella sujetando el cordón al borde y procurando que no caiga ninguna gota del frasquito. Coloca el tubo de vidrio en el tapón y tapa con éste la botella de modo que sujete el cordón.

Resultados.—Al invertir la botella, el ácido acético se pone en contacto con la solución de bicarbonato sódico, reaccionando ambas sustancias y produciéndose anhídrido carbónico en gran cantidad, que al salir por el tubo y proyectarse sobre las llamas extinguen el fuego. Este extintor es muy eficaz pero sólo en pequeños incendios.



EL VAPOR DE AGUA EN LA ATMOSFERA: EL CICLO DEL AGUA

El agua sigue un ciclo continuo sobre la tierra. Hoy en Madrid puede hacer un día claro y soleado, pero puede llover mañana. Igualmente, hoy puede ser un día lluvioso o nublado en Barcelona y mañana ser esplendoroso. Tales cambios ocurren porque el agua en la atmósfera y sobre la tierra está continuamente cambiando de estado; esto es, de sólido (hielo) a líquido (agua) o a gaseoso (vapor de agua). Se encuentra líquido en grandes masas de agua sobre la tierra. Cuando el sol calienta estas masas de agua, una parte se evapora y marcha a la atmósfera, donde se enfría y condensa. La condensación se produce en pequeñas gotitas que dan lugar a las nubes, y cuando éstas llegan a hacerse muy pesadas las gotas de agua se precipitan sobre

la tierra, dando lugar a lluvias, nieve, granizo o nieblas (las principales formas de *precipitación*.) Las masas de agua de la tierra recuperan el agua perdida en la evaporación y el ciclo comienza nuevamente.



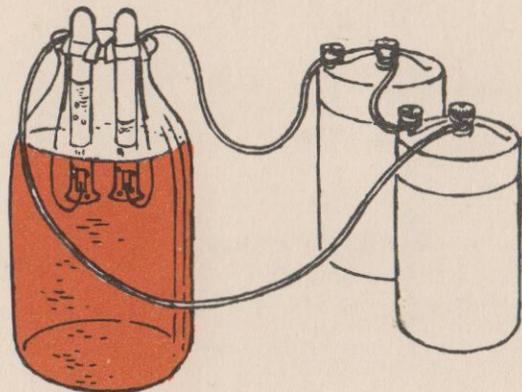
la química del agua

El agua es uno de los compuestos más sencillos y abundantes de la tierra. Es mayor la superficie cubierta por las aguas que la parte emergida. El cuerpo humano está en buena parte formado también por agua, siendo ésta una de las razones por las que este cuerpo es tan necesario para la vida como el alimento y el aire.

El agua ha interesado siempre al hombre, pero sólo en tiempos relativamente recientes ha llegado a penetrar en su naturaleza y saber lo que es realmente. Para los antiguos griegos existían solamente cuatro elementos, de los cuales uno era el agua, siendo los otros tres el aire, la tierra y el fuego. La denominación de elementos era muy diferente de la actual y ahora sería considerada como equivocada; pero hasta el final del siglo XVIII, incluso los hombres de ciencia más instruidos aceptaban sin vacilar esta cuestión. Hoy sabemos que ninguno de aquellos «elementos» lo es realmente, ya que, por ejemplo, el agua es un compuesto formado de hidrógeno y oxígeno y que tal compuesto puede aparecer como un sólido (hielo), un líquido (agua) y un gas (vapor de agua). Su estado natural es el líquido y así aparece dentro de la escala de temperaturas comprendida entre los 0° y 100° centígrados.

DESCOMPOSICION DEL AGUA POR ELECTROLISIS

Material necesario.—Dos trozos de alambre de cobre de 24 centímetros cada uno y otros dos de 8 centímetros; dos pilas secas; cloruro sódico (ClNa); dos tiras de lámina de aluminio de 6 por 1 centímetros de tamaño; dos tubos de ensayo y un frasco de boca ancha y tamaño mediano.



Sigue este método: 1. Observa el dibujo de la página 48 y dispón tus elementos de la misma forma. Si aplicas tales directrices cuidadosamente y ajustas cada paso que des al diagrama, todo saldrá perfectamente. Monta tu aparato exactamente de esta manera:

Fija una de las tiras de aluminio a un extremo de uno de los trozos grandes de alambre de cobre.

Conecta el extremo libre del alambre a uno de los polos de una pila.

Con uno de los alambres pequeños de cobre monta en serie las dos pilas secas.

Une el segundo alambre de cobre grande al otro libre de las dos pilas unidas.

Conecta el otro extremo del segundo alambre grande a la segunda lámina de aluminio.

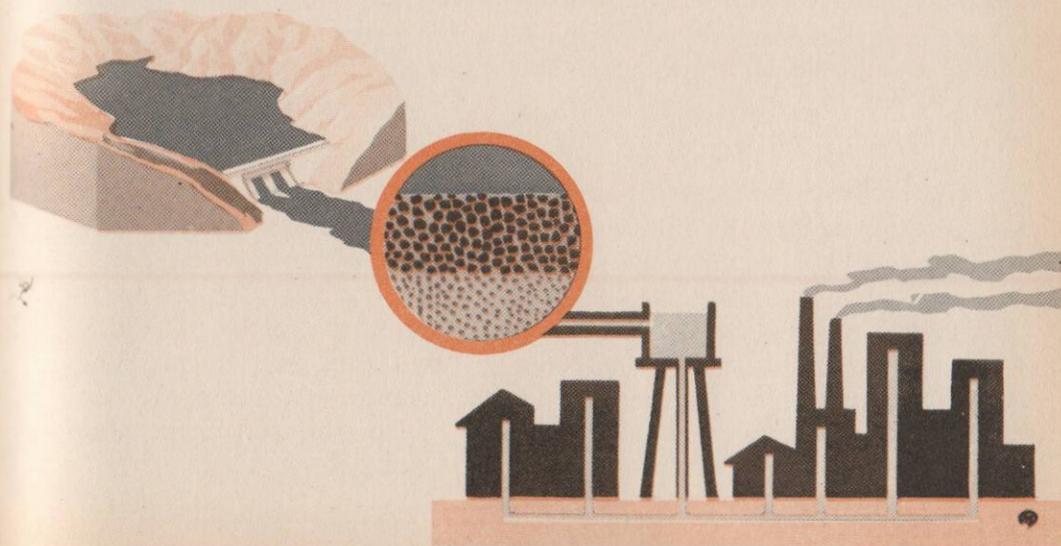
Ahora llena de agua el frasco de boca ancha. Para que pueda pasar la electricidad, añade al agua media cucharadita de cloruro

sódico. Coloca las tiras de aluminio como indica el esquema y cubre cada una de ellas con un tubo de ensayo lleno de agua. Deja el aparato ya montado y en funcionamiento durante una hora y media, y al cabo de ese tiempo observa los tubos de ensayo.

Resultados.—Comienzan a formarse burbujas de gas que se van acumulando sobre las bandas de aluminio. Después el gas se acumula en la parte superior de cada tubo de ensayo, desplazando el agua hacia abajo. Observarás que el gas formado en uno de los tubos es doble, en volumen, que en el otro.

COMO HACER EL AGUA APTA PARA LA BEBIDA

En las diferentes fases del ciclo de las aguas, enunciado en la página 44, el agua puede caer procedente de las nubes sobre muy diversos lugares. Cuando cae sobre ciertas rocas o penetra en determinados suelos, puede disolver más o menos algunas sustancias minerales. Tales sustancias comunican a las aguas muy diversos gustos. ¿No has observado en tus visitas a algunas ciudades, o al pasar algún verano en el campo, que el agua tiene sabor diferente del que tú conoces como habitual? Esto se debe a que el agua contiene minerales distintos de aquellos a los que ya estás acostumbrado, y que están disueltos en el agua.

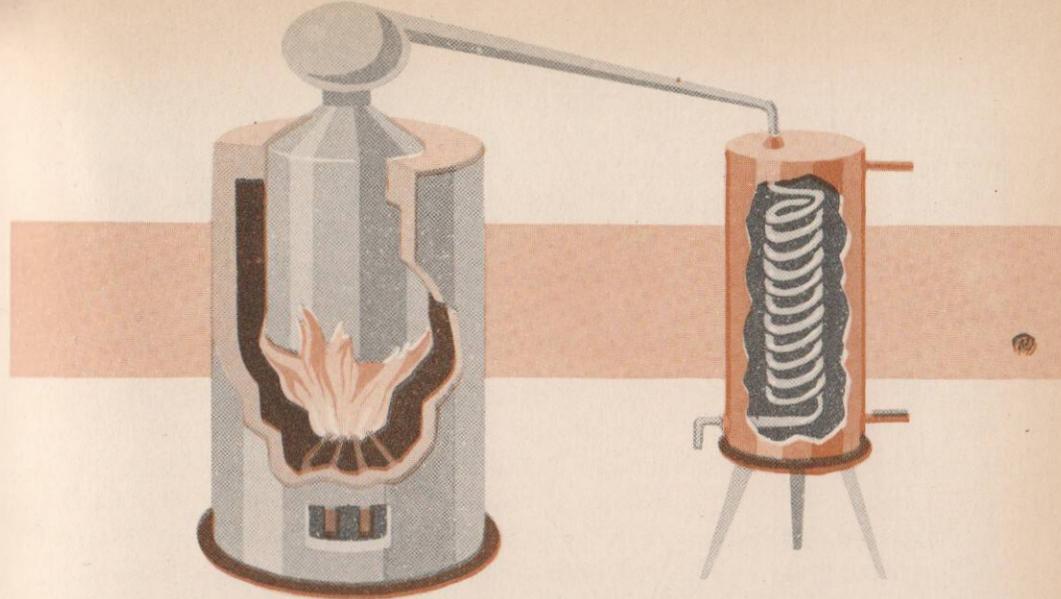


Pueden emplearse seis procedimientos para eliminar todas las sustancias perjudiciales que pueden encontrarse en las aguas. La mayoría de las ciudades utilizan una combinación de tales procedimientos, escogiendo los más adecuados a sus especiales características y condiciones.

Ebullición. —Los elementos más peligrosos que contaminan las aguas son las bacterias. No todas las bacterias son causa de enfermedades, pero sí muchas de ellas. Como su tamaño tan pequeño las hace invisibles a simple vista, tú no puedes afirmar que cualquier agua no contenga bacterias nocivas. Estas pueden ser destruidas por medio de la ebullición del agua que se va a beber, pero es un procedimiento que sólo puede seguirse para pequeñas cantidades de agua. Es recomendable, siempre que acampes y bebas agua de algún lago o corriente de agua, que antes tengas la precaución de hervirla.

Filtración. —Algunas de las partículas contaminantes de las aguas son sólidas e inanimadas. No producen en muchos casos enfermedad alguna, pero sí hacen que las aguas sean bebidas con desagrado. En ocasiones, por ejemplo, las grandes lluvias hacen que los ríos arrastren grandes cantidades de sustancias en suspensión que impurifican las aguas de bebida, cambiando no sólo su sabor sino también su color. En el laboratorio, tales partículas sólidas pueden ser separadas fácilmente del agua empleando papel de filtro. En las grandes ciudades se hace pasar el agua por filtros formados de capas sucesivas de arena y gravilla, debidamente tratadas y que retienen entre sus numerosos poros las impurezas. Ambas sustancias obran del mismo modo y solamente se diferencian en el tamaño de sus poros, por lo que retienen impurezas de diferente tamaño.

Coagulación. —En este procedimiento se añade al agua, antes de ser filtrada, sulfato aluminico potásico. Esta sustancia hace que las partículas muy diminutas que contiene el agua se agrupen ellas mismas de forma que alcancen un tamaño suficiente para que las retengan los filtros. La coagulación se emplea en zonas donde las partículas sólidas contaminantes son de arcilla y, por tanto, de muy pequeño tamaño. También se utiliza en grandes ciudades para separar gérmenes ya destruidos por otros medios, pero que son demasiado pequeños para ser retenidos en los filtros normales.



Tratamiento con cloro. —El cloro tiene la propiedad de destruir los gérmenes perjudiciales del agua, pero para comprobarlo debes visitar cualquier laboratorio de biología, porque el cloro es un gas muy venenoso en ciertas cantidades y por tanto peligroso para manejarlo. Además, para estas experiencias tú deberías preparar cultivos de bacterias patógenas en tubos de ensayo y después matarlas con cloro, pero todo ello es muy peligroso y sobre todo difícil de hacer en casa.

Añadiendo a las aguas soluciones de cloro, se asegura en muchas ciudades a sus habitantes frente a los gérmenes contaminantes. En la guerra son familiares a los soldados ciertas tabletas que contienen cloro y que se añaden a las aguas utilizables para la bebida, matando de este modo sus gérmenes nocivos de un modo muy eficaz. Quizá tú también conozcas el olor y el sabor del cloro, porque es muy empleado para purificar el agua de las piscinas.

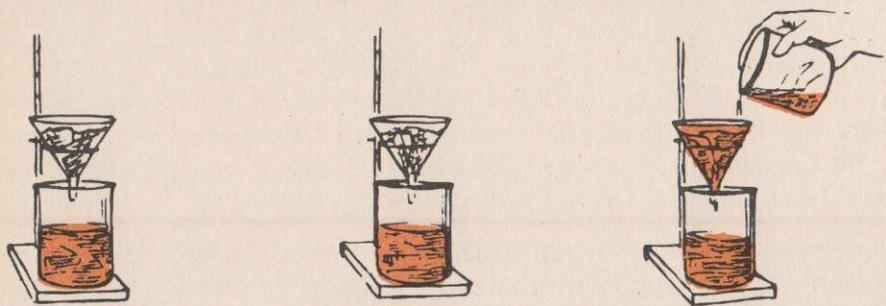
Aireación. —En un sistema de purificación de agua que emplea este método, se encuentran una especie de grandes cuentagotas cerca de los depósitos que lanzan el agua al aire como si fueran gigantescos surtidores. Como los pulverizadores rompen el agua en pequeñas gotitas, aumenta de este modo la acción del aire, mejorando su sabor y eliminando los olores desagradables.

Destilación.—El agua destilada es la única que es totalmente pura químicamente. La *destilación* es un proceso que estudiarás más ampliamente en la página 54 y que tiene dos fases: evaporación y condensación. Después de la destilación no quedan sustancias contaminadas de ninguna clase en el agua. Las aguas, en su ciclo, son sometidas a un proceso natural de destilación, evaporándose de la superficie de los mares y condensándose en las nubes. El agua de lluvia es, por lo tanto, totalmente pura si cae a la tierra a través de aire limpio.

DEMOSTRACION DE LA UTILIDAD DE LA ARENA Y LA GRAVILLA EN LA FILTRACION

Material necesario.—Tres embudos; un soporte vertical y tres anillos soportadores; unos trozos de gasa; tres recipientes de medio litro; arena de playa o de río; tierra de jardín o de huerta; gravilla fina de río o de construcción.

Sigue este método: Dispón el soporte vertical y sitúa los anillos según el esquema. Coloca un embudo conteniendo un trozo de gasa en cada uno. En el primer embudo puedes poner dos centímetros de tierra ordinaria; en el segundo otros dos centímetros de arena, y en el tercero igual cantidad de gravilla. Ahora vierte en cada embudo la misma cantidad de agua muy fangosa y realiza la operación lentamente, recogiendo el agua de cada embudo en los recipientes preparados y por separado. Compara los resultados.



Resultados.—La cantidad de fango que pasa a través de cada filtro varía mucho. La gravilla, que permite a la mayoría del fango pasar a su través, resulta el menos eficaz. Si la tierra empleada en la

experiencia contiene arcilla, el fango no solamente pasa a través del filtro, sino que arrastra además parte de ésta. La arena es la que realiza el mejor trabajo de filtrado de las partículas sólidas. En las grandes ciudades se filtra el agua haciéndola pasar a través de grandes capas de arena en tanques especiales donde el agua permanece en reposo.

OBSERVACION DE LA COAGULACION

Material necesario.—Sulfato aluminico potásico ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3\text{K}_2\text{SO}_4$); una pequeña cantidad de arcilla; un poco de arena; dos embudos; papel de filtro; un soporte vertical y dos anillos soportadores; cuatro recipientes de medio litro.



Sigue este método: Coloca el soporte, anillos soportadores y embudos con papel de filtro, como muestra el esquema. Pon en los embudos unos dos centímetros de arena. Mezcla 2/3 de una taza de té de agua, con dos cucharaditas de arcilla, en uno de los recipientes. Realiza una mezcla semejante en otro recipiente, pero añadiendo dos cucharaditas de sulfato amónico potásico. Remueve ambas mezclas. Vierte ambas mezclas a través de los embudos en los dos recipientes limpios restantes. Compara los líquidos que se van acumulando en ambos recipientes.

Resultados.—El sulfato aluminico potásico produce la adherencia de las pequeñas partículas de arcilla, por lo que son retenidas por el filtro igual que si fueran de mayor tamaño. En cambio, las que no son sometidas a la acción del sulfato aluminico potásico pasan mucho más fácilmente. Por esta razón, en los lugares donde las aguas pasan a través de terrenos arcillosos se emplea este procedimiento de depuración.



DESTILACION DEL AGUA

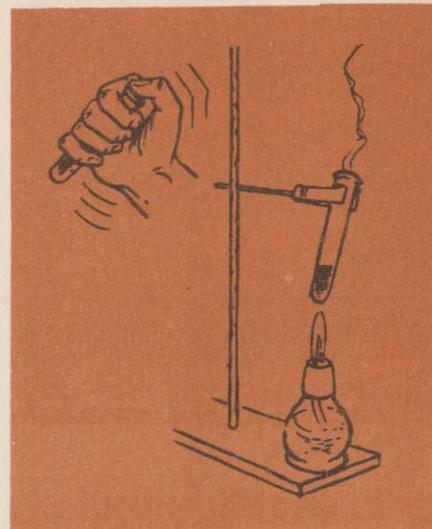
Material necesario.—Un frasco de pírrex; un corcho o tapón de caucho perforado; un tubo de vidrio de unos 20 centímetros de largo; un recipiente de medio litro; un tazón que pueda contener fácilmente al recipiente anterior; una bandejita con cubos de hielo; una varilla de cristal; un mechero de alcohol; un soporte vertical con una pinza; tres tazas; unos cristales de sulfato de cobre (SO_4Cu); cloruro sódico (ClNa); sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

Sigue este método: Disuelve una cucharadita de sacarosa en $\frac{1}{4}$ de taza de té de agua. Igualmente, una cucharadita de cloruro sódico en la misma cantidad de agua. Por último, en igual cantidad de agua caliente disuelve una cucharadita de sulfato de cobre. Observa el color azul de esta última solución. A continuación vierte las tres soluciones en el frasco de pírrex y dispón el aparato según el esquema, para lo cual previamente deberás haber doblado el tubo de vidrio por dos lugares. Pon algunos cubos de hielo en el tazón y añade algo de agua, que guardará la temperatura más constantemente. Después coloca el recipiente de medio litro dentro del tazón. Sitúa el mechero de alcohol debajo del frasco y comienza primero una ebullición lenta y después más rápida hasta que la mayor parte del líquido salga por el tubo de vidrio. Observa el color del líquido que se va depositando en el recipiente.

Resultados.—Al hervir el líquido, el color se va tornando más oscuro. Después se va evaporando, y por lo tanto la cantidad de agua del recipiente disminuye, mientras que el vapor va pasando por el tubo y penetrando en el recipiente rodeado de hielo. La baja temperatura de éste hace que el vapor que llega por el tubo se condense rápidamente en forma de agua, que aparece totalmente incolora.

En la dilatación, primero se produce la evaporación. Esto significa que a la temperatura de 100°C , es decir a la de ebullición del agua, sus moléculas van escapando de la superficie en forma de vapor invisible. Cuando estas moléculas llegan al recipiente a baja temperatura, rápidamente se agrupan unas con otras formando otra vez un líquido. Todas las moléculas de los cuerpos disueltos, sacarosa, cloruro sódico y sulfato de cobre, quedan detenidas en el frasco de pírrex, porque sus puntos de evaporación son diferentes entre sí y muy superiores al del agua. Como habrás podido comprobar, la destilación es un procedimiento fácil para separar las sustancias sólidas disueltas en el agua, pero, desafortunadamente, es demasiado lento y sobre todo excesivamente caro para ser aplicado en la purificación del agua de las grandes ciudades, donde se necesitan enormes cantidades de agua potable.

El agua destilada se emplea en el laboratorio, en determinadas prescripciones médicas, en baterías y, en general, en todos aquellos experimentos donde se necesita emplear agua químicamente pura.



COMO PUEDES TRANSFORMAR AGUA «DURA» EN POTABLE

Material necesario.—Agua destilada (H_2O); agua corriente (H_2O con impurezas); jabón; bicarbonato cálcico ($(CO_3H)_2Ca$); sulfato magnésico (SO_4Mg); tetraborato sódico ($B_4O_7Na_2$) o carbonato potásico (CO_3K_2); seis tubos de ensayo; una gradilla para tubos de ensayo; una pinza para sostener tubos; un mechero de alcohol; un recipiente pequeño y un cuentagotas.

Sigue este método: Prepara una disolución de jabón en un cuarto de litro de agua. Después dispón un cuadro de datos semejantes al que a continuación te señalamos y lo irás llenando con la información obtenida en tu experimento:

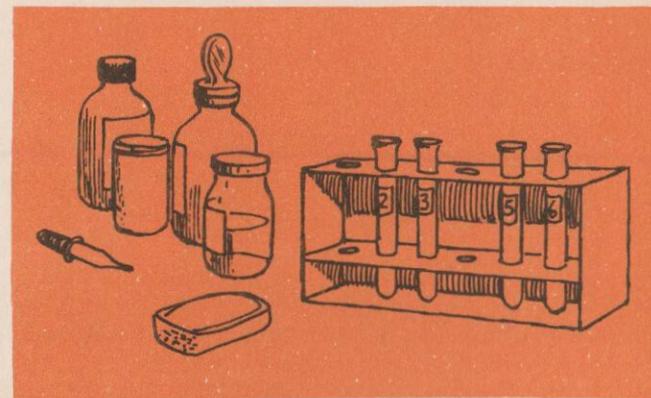
Tubo de ensayo Número	Contenido del tubo	Operación realizada	Observaciones
1	agua destilada	añadida solución de jabón, agitado el tubo después de cada gota, contadas las gotas.	las gotas deben producir espuma.

Coloca los tubos de ensayo en la gradilla y márcalos con una etiqueta del número 1 al 6. Al hacer el experimento debes añadir a cada etiqueta los nombres de las sustancias que vas colocando en cada tubo. Llena los tubos del siguiente modo: núm. 1, agua destilada; núm. 2, agua corriente; núm. 3, agua con una cucharadita de bicarbonato cálcico; núm. 4, igual que el número 3; núm. 5, agua con una cucharadita de sulfato magnésico; núm. 6, igual que el número 5.

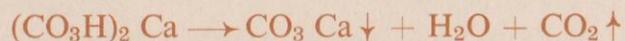
Con el cuentagotas añade la solución de jabón, gota a gota, al tubo número 1, agitando el tubo fuertemente entre cada dos gotas. Cuenta las gotas que son necesarias para producir espuma y anota

el número. Al tubo de ensayo número 2 añade la solución de jabón de la misma forma que al número 1. Procede igualmente con el número 3. Toma después el tubo número 4 de la gradilla y hierve el líquido en la llama de alcohol. Añade la solución de jabón después de que se haya enfriado y cuenta las gotas que hayas necesitado para producir espuma. Al tubo de ensayo número 5 añade solamente la solución de jabón, agita el tubo, cuenta las gotas y anota el resultado. En el tubo número 6, echa una cucharadita de tetraborato sódico o carbonato potásico; añade después un poco de solución de jabón, agita, cuenta las gotas y anota el resultado. En este momento tú ya dispones de una gran cantidad de datos. Compara todos tus resultados.

Resultados.—El agua destilada (tubo núm. 1) produce espuma muy fácilmente y necesita muy pocas gotas de la solución de jabón o mucho agitado del tubo. El agua ordinaria (tubo núm. 2) puede hacer la espuma muy fácilmente o, por lo contrario, producir muy poca espuma. Todo depende del lugar donde residas y de la naturaleza de las aguas allí. Cuanto mayor es la cantidad de minerales que contenga, tanto más difícilmente producirá espuma. El bicarbonato cálcico (tubo núm. 3) produce muy poca espuma y además desaparece muy rápidamente. La otra solución de bicarbonato cálcico (tubo núm. 4) hace muy buena espuma después de haber hervido su contenido, que ha producido un precipitado blanco. La solución de sulfato magnésico (tubo núm. 5) forma poca espuma. La otra solución de la misma sustancia (tubo núm. 6) produce muy buena espuma después de haber añadido tetraborato sódico o carbonato potásico.

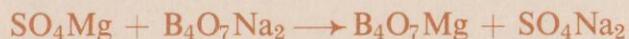


En esta experiencia tú has estado trabajando con cuatro clases diferentes de agua. El agua destilada es químicamente pura, H_2O , por lo que al no contener impurezas forma espuma con el jabón muy fácilmente. El agua corriente puede ser «dura» o potable o «blanda», dependiendo tal condición de la cantidad de sustancias minerales que contenga. Si ha producido poca o ninguna espuma, entonces la cantidad de sustancias disueltas es muy grande, y por consiguiente es «dura». Los bicarbonatos disueltos en el agua producen una dureza especial que se conoce con el nombre de «dureza temporal». Puedes «ablandar» este tipo de aguas simplemente hirviéndolas, como has hecho en la experiencia. La ecuación que muestra cómo las impurezas son forzadas a precipitar, se expresa como sigue:

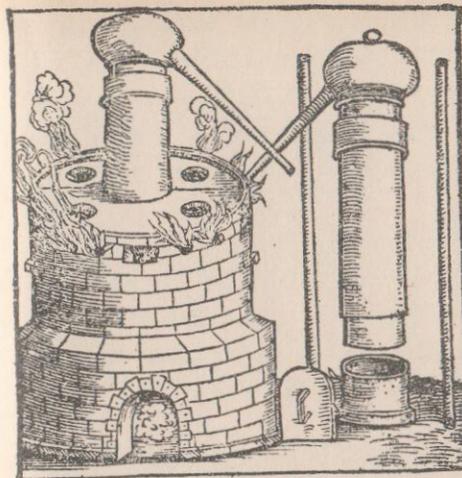


Recuerda que la flechita apuntando hacia arriba indica que se produce un gas que se desprende, y hacia abajo un precipitado que se deposita en el fondo del tubo.

La letra griega *delta* sobre la flecha que separa los dos miembros de la ecuación indica calor. El sulfato magnésico también produce aguas duras, pero a menudo se pueden «ablandar» por medio de la ebullición. También pueden añadirse sustancias químicas que, al reaccionar con las impurezas del sulfato, permiten al jabón formar espuma. El tetraborato sódico y el carbonato magnésico son sustancias que tienen tal comportamiento. He aquí las ecuaciones que expresan su actuación:



Para los usos industriales se pueden ablandar grandes cantidades de agua por medio de la adición de *zeolita*, un compuesto especial para el tratamiento de aguas «duras» .



la química de las disoluciones difusión y ósmosis

Cuando se disuelven en agua, sal ($ClNa$) o azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$), aquella permanece limpia e incolora, pero su sabor ha cambiado y ahora resulta salado o dulce. Al disolver sulfato de cobre (SO_4Cu) en el agua, ésta toma un color azulado. Unas pocas gotas de tinte echadas en un vaso de agua producen un efecto semejante. En resumen, un líquido que contiene cualquier otra sustancia disuelta recibe el nombre de *disolución*, con independencia de las cantidades relativas de ambas sustancias. Una disolución, por lo tanto, es una mezcla de dos o más sustancias, cuyas cantidades pueden variar ampliamente. El líquido que disuelve las sustancias se denomina *disolvente*, y los cuerpos disueltos en él son llamados *solutos*. Una taza de té es, por lo tanto, una disolución en la que el disolvente es el agua caliente, que puede estar mezclada con limón o leche; los solutos son las sustancias químicas de las hojas de té y el azúcar.

El agua suele llamarse el «disolvente universal», porque casi todas las sustancias químicas pueden ser disueltas en ella, al menos

un poco. Pero las disoluciones presentan una serie de curiosos fenómenos, alguno de los cuales estudiaremos a continuación.

Una elevación de la temperatura del disolvente favorece la disolución y permite que una mayor cantidad de sustancias puedan ser disueltas. Este es el motivo por el que el azúcar se disuelve mejor en el té caliente que en el frío.

Los gases son una excepción a esta regla, ya que se disuelven con mayor facilidad en los líquidos fríos que en los calientes. Por eso, las bebidas carbónicas de cualquier clase producen una gran cantidad de efervescencia dentro de las botellas cerradas al sacar éstas de una nevera. El líquido disolvente se calienta y el gas (anhídrido carbónico) disuelto se escapa en forma de burbujas.

Las partículas del soluto son disueltas más fácilmente cuanto más pequeñas sean. Por eso el azúcar refinada se disuelve mejor en las bebidas frías.

Cuando un líquido se disuelve en otro, el volumen de la disolución es inferior al de los dos líquidos separados. Por ejemplo, medio litro de agua unida a medio litro de alcohol, produce una disolución de alcohol en agua cuyo volumen es inferior a la suma de los volúmenes iniciales.

Algunos de los más vitales procesos de los seres vivientes dependen de la propiedad que tienen las soluciones de pasar a través de *membranas*, que son una especie de películas muy finas que envuelven los órganos o las células. Este fenómeno se llama *ósmosis*.

Cuando ciertas partículas sólidas no se disuelven en un líquido, se forma una *suspensión*. Ciertamente parece que se haya producido una disolución, pero falta una propiedad característica de éstas, que es la de poder pasar a través de una membrana, por lo que no es realmente una disolución aunque aparentemente no se encuentre diferencia entre unas y otras. Si los dos líquidos que se mezclan no forman un conjunto claro y transparente se dice que forman una *emulsión*. Los coloides y las emulsiones son dos clases de suspensiones.

La propiedad de una sustancia para disolver a otras diferentes es muy empleada en la industria de la tintorería. Por ejemplo, la goma de mascar no puede ser quitada de los vestidos por mucho jabón y agua que se emplee, pero si el tintorero conoce el disolvente adecuado, podrá eliminarla fácilmente.

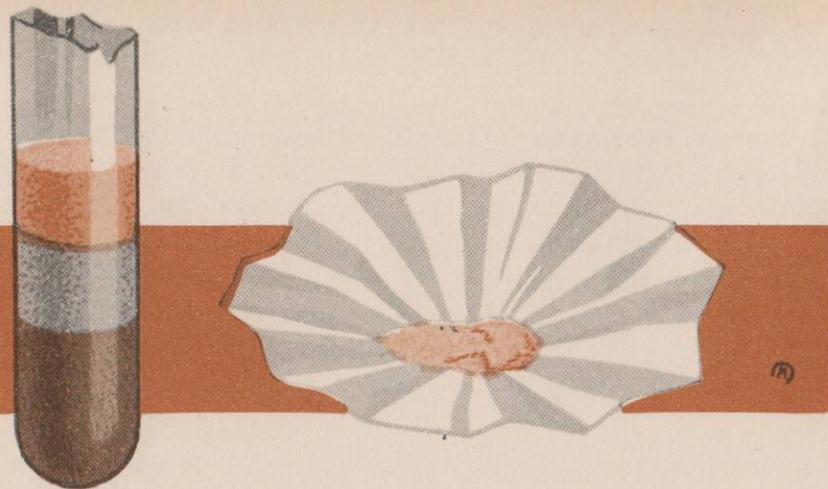
DISOLUCION DE UN SOLIDO EN UN LIQUIDO

Material necesario.—Cloruro sódico (ClNa); polvos de talco; sulfato de cobre (SO_4Cu); tierra de jardín; sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$); sulfato aluminico potásico ($\text{SO}_4)_3\text{Al}_2\text{SO}_4\text{K}_2$); cinco trozos de papel de filtro; un embudo corriente; 10 tubos de ensayo; una gradilla de tubos de ensayo; agua caliente; un mechero de alcohol.



Sigue este método: Marca con etiquetas cinco tubos de ensayo, del 1 al 5, o marca estos números en el lugar que les corresponda en la gradilla. Llena hasta la mitad estos tubos de ensayo con agua caliente. En el primer tubo pon media cucharadita de cloruro sódico, igual cantidad de polvos de talco en el segundo, y así sucesivamente se van colocando las restantes sustancias en los correspondientes tubos. No uses todavía el sulfato aluminico potásico. Si alguna sustancia no se disuelve adecuadamente, calienta el tubo de ensayo en el mechero de alcohol hasta que lo haga, o hasta que quedes convencido de que es insoluble. Prepara un cuadro de datos semejante a éste.

Número del tubo de ensayo	Sustancia que contiene	Apariencia antes de calentar	Apariencia después de calentar	Apariencia después de filtrar



Prepara el embudo con papel de filtro y ahora, una a una, filtra todas las soluciones, vertiéndolas lentamente en los tubos de ensayo no empleados, cuidando de cambiar el papel de filtro al hacer cada filtrado. Observa los resultados y anota los datos. Separa y lava el tubo donde hayas puesto la tierra de jardín. Añade una pequeña cantidad de sulfato aluminico potásico al tubo de ensayo que contenga el filtrado de la tierra y filtra otra vez su contenido, vertiéndolo en el tubo lavado.

Resultados.—El cloruro sódico, la sacarosa y el sulfato de cobre pasan fácilmente a través del papel de filtro. Puedes afirmar que se trata de verdaderas disoluciones, ya que no dejan residuo alguno en el papel de filtro. El filtrado separó totalmente el talco de la tierra de jardín, por lo que no se trata de verdaderas disoluciones. Al añadir sulfato aluminico potásico al tubo ya citado y refiltrar su contenido, se observa que ahora queda algún residuo en el papel de filtro y que en la primera vez había escapado al filtrado.

Muchas ciudades emplean el procedimiento de añadir sulfato aluminico potásico y refiltrar las aguas que pueden contener arcillas. Este proceso que tú has estudiado en la página 51 con el nombre de *coagulación*, se basa en el hecho de que el sulfato aluminico potásico aglomera las pequeñas partículas de arcilla en otras mayores y no filtrables.

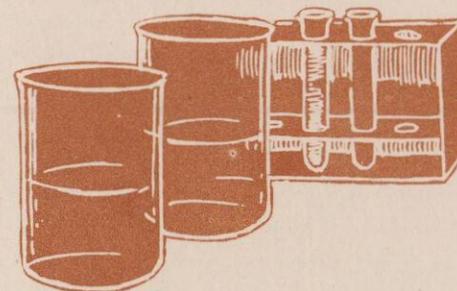
OBSERVACION DEL COMPORTAMIENTO DE LA MEZCLA DE VARIOS LIQUIDOS

Material necesario.—Zumo de uva concentrado (puede servir otra clase de frutas); aceite; alcohol de 85 a 90 grados; dos recipientes de 1/4 de litro; dos tubos de ensayo; tres recipientes de 1/4 de litro con unas tapas adecuadas.

Sigue este método: Prepara un cuadro de datos del siguiente modo:

Agua mezclada con:	Resultado

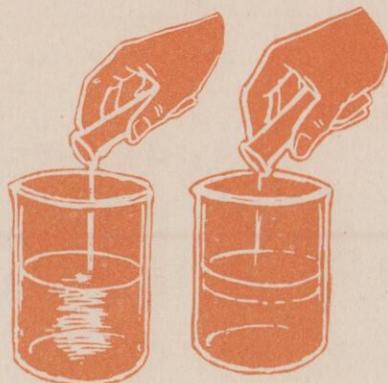
Llena uno de los recipientes hasta la mitad de agua. Llena un tubo de ensayo con el zumo de uva y viértelo en el recipiente anterior. Cúbrela y agítalo fuertemente. Después déjalo reposar unos minutos y observa si se produce algún cambio en el líquido. Llena a continuación otro recipiente, añade el aceite contenido en un tubo de ensayo, cúbrela y agítalo también fuertemente. Anota el resultado, primero inmediatamente, y después al cabo de cinco minutos. Por último, mide una cantidad de agua en un recipiente y la misma cantidad de alcohol en otro. Mezcla ambos líquidos en un tercer recipiente de los que tienen tapa, coloca ésta y agítalo fuertemente. Toma nota del volumen obtenido en el recipiente así como de la apariencia del líquido.



Resultados.—El zumo de uva y el agua se mezclan muy fácilmente. Al dejar reposar la mezcla, ambos líquidos no se separan. El agua y el aceite no se mezclan, y aunque al dejar de agitar parecen estar unidos, inmediatamente comienzan a separarse y queda el aceite en la superficie del agua. El alcohol y el agua se mezclan muy activamente y de un modo semejante a lo ocurrido con el zumo de uva, pero hay una notable diferencia, y es que el volumen obtenido disminuye notablemente.

Algunos líquidos cuando se unen forman mezclas, igualmente a como lo que hemos estudiado de los sólidos. Ninguno de ellos cambia ni física ni químicamente. Tal es el comportamiento del agua y el zumo de uva. Cuando dos líquidos se unen de este modo al resultado se le denomina *difusión*, y los líquidos se dice que son *miscibles*. Los que no difunden uno en otro como el agua y el aceite, son llamados *no miscibles*.

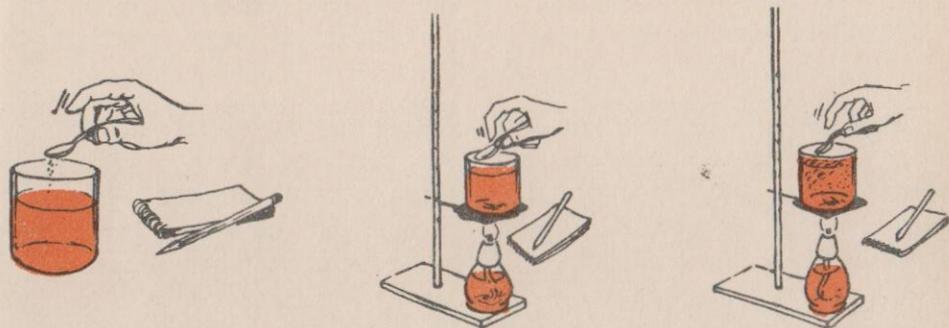
Cuando dos o más líquidos forman una verdadera solución, el conjunto sufre una disminución de volumen. Al disolverse un líquido en otro, las moléculas del soluto ocupan los espacios vacíos entre las moléculas del disolvente, ya que en los líquidos, los espacios entre las moléculas son regularmente grandes. Así la disolución se hace más densa que sus dos componentes y tiene un volumen menor que éstos.



OBSERVACION DEL EFECTO DEL CALOR EN LAS DISOLUCIONES

Material necesario.—Tiosulfato sódico cristalino ($S_2O_3Na_2$); tres recipientes de pírrex; una cucharilla; un mechero de alcohol.

Sigue este método: Llena uno de los recipientes hasta sus dos terceras partes de agua a la temperatura ambiente. Añade lentamente el tiosulfato sódico con la cucharilla, hasta que se disuelva



totalmente y no admita mayor cantidad. Remueve el líquido constantemente y lleva la cuenta de la cantidad añadida hasta que el agua no admita más a la temperatura ambiente. Anota esta cantidad. Pon la misma cantidad de agua en un segundo recipiente y añade la misma cantidad de tiosulfato sódico. Ahora, calienta la solución hasta que aparezcan pequeñas burbujas pero no dejes que comience la ebullición. Después de calentar se añade nuevamente tiosulfato sódico, agitando siempre y tomando nota de la cantidad adicionada. Deja el recipiente enfriar lentamente. Por último, en el tercer recipiente pon la misma cantidad de agua que en los anteriores, e igual cantidad de tiosulfato sódico que en total has añadido al segundo. Calienta hasta la ebullición esta tercera disolución y después, añade más tiosulfato sódico, dejando que se enfríe también lentamente. Cuando los dos últimos recipientes se han enfriado hasta la temperatura ambiente, coloca en todos ellos un cristalito de tiosulfato sódico. Observa el resultado muy atentamente.



Resultados.—Comparada con las otras dos, la primera disolución, efectuada a la temperatura ambiente, contiene relativamente poca cantidad de tiosulfato sódico, aunque se trata de una verdadera solución. La segunda disolución contiene más cantidad que la primera de sustancia disuelta y la tercera mucha más que ninguna.

La primera disolución, se dice que *no está saturada*, es decir, que es capaz de contener más cantidad de soluto del que realmente tiene. Por ello, al añadir un cristalito de tiosulfato sódico, éste se disuelve. La segunda solución está *saturada*, o sea, que contiene todo el soluto posible a más de una pequeña cantidad que no se disuelve, y que al añadir el cristal de tiosulfato sódico, precipita en el fondo del recipiente. La tercera disolución, preparada a la temperatura de ebullición, es una solución *sobresaturada*, ya que la alta temperatura del agua produce una mayor capacidad de ésta para absorber mayor cantidad del soluto, que a temperaturas más bajas. Al introducir algún cristal más en el líquido, se produce una rápida precipitación en forma de nuevos cristales, que se forman precisamente alrededor de los que han sido añadidos y que actúan como núcleos de cristalización. Después, los cristales van creciendo sobre tales núcleos, molécula a molécula, hasta que la disolución sea solamente saturada en lugar de sobresaturada.

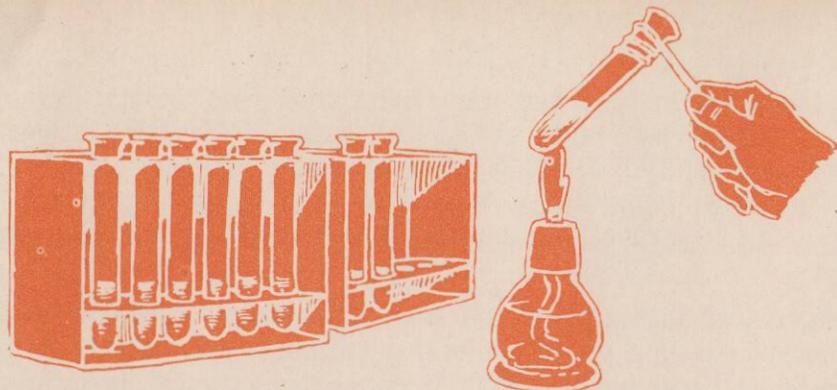
Puedes repetir este experimento con cualquier sustancia química en estado cristalino, pero obtendrás mejores resultados cuando las sustancias contengan agua de cristalización (ver página 77), tal como el sulfato de cobre, ya que se disuelven más fácilmente.

COMO SEPARAR LOS SOLUTOS DEL DISOLVENTE

Material necesario.—Cloruro sódico (ClNa); sulfato magnésico (SO_4Mg); aspirina en tabletas ($\text{CH}_3\text{COOC}_6\text{H}_4\text{COOH}$); ácido bórico (BO_3H_3); hidróxido cálcico en polvo ($\text{Ca}(\text{OH})_2$); sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$); sulfato de cobre (SO_4Cu); alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$); agua caliente; ocho tubos de ensayo; una gradilla para tubos de ensayo; un soporte para los tubos; un mechero de alcohol; papel y lapiz.

Sigue este método: Toma una pequeñísima cantidad de cada sustancia cristalina o pulverulenta y pruébala (ver página 37 sobre el modo de hacer las pruebas). Después toma media cucharadita de cloruro sódico en el primer tubo de ensayo, media cucharadita de sulfato magnésico en el segundo y así sucesivamente colocando la misma cantidad de cada sustancia en los restantes tubos de ensayo, hasta que estén todos preparados. Añade ahora a cada tubo una cucharada grande de agua y una cucharada pequeña de alcohol etílico. Prueba una pequeña porción de agua y alcohol. Prepara un cuadro de datos dibujados según el siguiente esquema:

N.º de Tubo de ensayo	1	2	3	4	5	6	7	8
Contenido	Cl Na	SO_4Mg	$\text{CH}_3\text{COOC}_6\text{H}_4\text{COOH}$	BO_3H_3	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	SO_4Cu	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
Aspecto antes de disolverse								
Descripción de la prueba								
Aspecto de la disolución								
Aspecto después de la evaporación								
Descripción de la prueba								



Calienta suavemente haciendo girar el tubo de ensayo hasta que su contenido comience la ebullición. **PRECAUCION:** Recuerda que debes apuntar con la boca del tubo al lado opuesto a ti y en un pequeño ángulo. Continúa hirviendo cada tubo, excepto el octavo, hasta que toda el agua se haya evaporado. Cuando así haya ocurrido, prueba el residuo que ha quedado. Anota los datos en la columna correspondiente. Respecto al octavo tubo, somételo a ebullición hasta que sólo quede en él medio centímetro de líquido. Ahora, para cada sustancia, compara los datos de que dispones y que se refieren al aspecto y pruebas realizadas.

Resultados.—Algunas de estas sustancias se disuelven más fácilmente que otras, pero todas llegan a disolverse cuando la temperatura aumenta suficientemente. Cada solución es incolora, con la excepción del sulfato de cobre que es azul. Al evaporarse el agua de los siete primeros tubos de ensayo, quedan residuos cristalizados en cada uno, ya que lo que se evapora es sólo el agua, pero no las sustancias disueltas en ella, por tener un punto diferente de evaporación, muy bajo para el agua en comparación con las otras sustancias. Algunos cristales son iguales a los que tenías inicialmente, pero otros han sufrido ligeras modificaciones. En el caso del alcohol, éste se evapora antes que el agua, por tener un punto de ebullición más bajo que ésta. Por estas razones, al hacer la primera prueba de cada sustancia, se encuentra un sabor especial que se repite en todos los tubos, cuando haces la segunda prueba, con la excepción del alcohol, ya que en este caso solamente tendrás agua en el tubo de ensayo, que se habrá evaporado.

La evaporación es un rápido y eficaz método para separar los solutos de un disolvente. Se emplea para extraer el azúcar del jarabe bruto de la caña de azúcar y para purificar la sal. El proceso de evaporación, cuando va seguido por una condensación se denomina *destilación*, como ya sabes, y se emplea para depurar el agua con fines especiales.

ESTUDIO DE LA ELECTROLISIS

Material necesario.—Seis pequeños recipientes o vasos; dos pilas secas; tres trozos de alambre de cobre aislado de 12 centímetros de largo y uno de 8 centímetros; una pequeña bombilla; un cortaplumas; ácido sulfúrico diluído (SO_4H_2); ácido acético (CH_3COOH); cloruro sódico (ClNa); almidón ($\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$); sulfato magnésico (SO_4Mg); aceite.

Sigue este método: Dispón los seis vasos en una fila marcándolos con el nombre de cada sustancia química que has preparado. Llena los cinco primeros solamente, hasta la mitad de agua. Añade una cucharadita y media de ácido sulfúrico en el que le corresponda por su marca, la misma cantidad de ácido acético en el suyo y así sucesivamente en todos. Por último, en el sexto vaso, que no contiene agua, coloca aceite hasta su mitad.

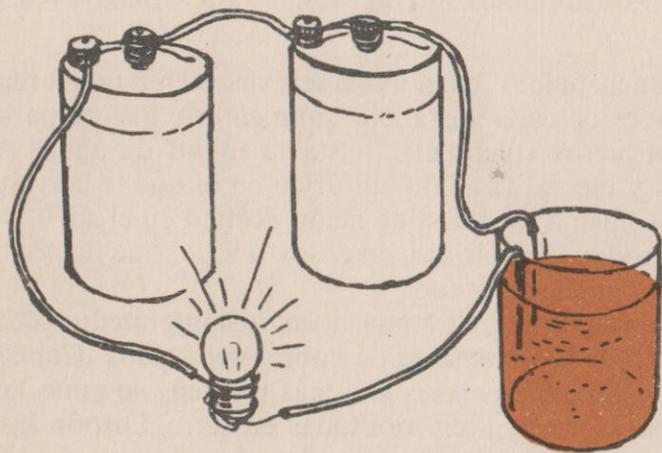
Con el cortaplumas, desnuda de su aislante medio centímetro de cada extremo de los alambres de cobre preparados. Conecta uno de los grandes a una de las pilas y el más pequeño lo conectas a ambas pilas de modo que resulten montadas en serie. Dispón las cosas del modo siguiente montando de izquierda a derecha: un alambre grande, una pila, alambre pequeño, segunda pila, alambre grande. A continuación, el extremo libre del último conductor se enrosca alrededor de la pequeña lámpara eléctrica, haciendo que la unión sea suficientemente firme e íntima. El otro extremo libre del primer conductor y un extremo del alambre que aún no se ha empleado se dobla en forma de S, quitando el aislante de cada uno con el cortaplumas. Ambos extremos en S se apoyan sobre el borde de cada vaso de modo que la parte desnuda entre en el líquido correspondiente. Estudia el esquema y obra de acuerdo con él.

Primero se introducen los conductores en el vaso marcado con ácido sulfúrico. Ahora, el extremo aún no conectado del último alambre,

se apoya en el extremo de la rosca de la lámpara eléctrica de modo que se cierre el circuito. Observa lo que ocurre en la bombilla y repite este experimento en cada vaso de líquido. Procura limpiar los conductores con un paño húmedo cada vez que los cambies de vaso.

Resultados.—Cuando se practique el experimento con los vasos marcados, como ácido sulfúrico, ácido acético, cloruro sódico y sulfato magnésico, la lámpara se enciende, cosa que no ocurre con los vasos que contienen almidón o aceite.

En los casos en que hay luz en la lámpara las soluciones son *electrolitos*, es decir, líquidos que permiten el paso a su través de la corriente



eléctrica. La mayoría de los ácidos, bases y sales en disolución acuosa son electrolitos. Estas disoluciones que hemos preparado y que han demostrado ser electrolitos, sirven para cerrar el *circuito* eléctrico y la corriente procedente de las pilas secas produce el encendido de la lámpara. En los dos casos en que no se produce luz, las soluciones no son electrolitos. Ni el almidón ni el aceite dejan pasar la corriente a su través y rompen el circuito en lugar de completarlo. La electricidad, por esa causa, no hace lucir la lámpara.



ESTUDIO DE LA DIFUSION

Material necesario.—Tres pequeños vasos llenos de agua; un cristal de permanganato potásico (MnO_4K); un cristal de sal gema ($ClNa$); una varilla de vidrio; tinta china; un cuentagotas.

Sigue este método: Coloca los vasos de agua de modo que el líquido contenido quede totalmente inmóvil. Entonces coloca en uno el cristal de permanganato potásico, en otro, el de sal gema y una gota de tinta china en el último. No agitar, tocar o mover el agua en los vasos. Obsérvalos durante varios minutos y toma nota de lo que ocurre. Puedes dejarlos así una noche y comprueba el aspecto de las tres soluciones, probando con una varilla de vidrio, la de sal gema del segundo vaso.

Resultados.—En el primer vaso, el permanganato potásico produce una estrecha línea a través de toda la masa de agua en los primeros momentos. Muy pronto, el agua que rodea al cristal se colorea y después de una noche, el cristal se ha disuelto prácticamente y todo el agua del vaso aparece de un color violeta.

La observación que realices del comportamiento de la sal gema, dará como resultado, que no se produce ningún cambio visible, ya que tanto la sal como el agua son incoloros, pero el cristal comienza a disolverse inmediatamente y después de toda una noche, el contenido del vaso tendrá un sabor salado.

Respecto a la tinta china, al añadir una gota de esta substancia al agua, se va formando una especie de zona nebulosa, sin que en principio llegue hasta el fondo del recipiente. Después de toda la noche, la tinta llega a colorear completamente el contenido del vaso de una manera uniforme.

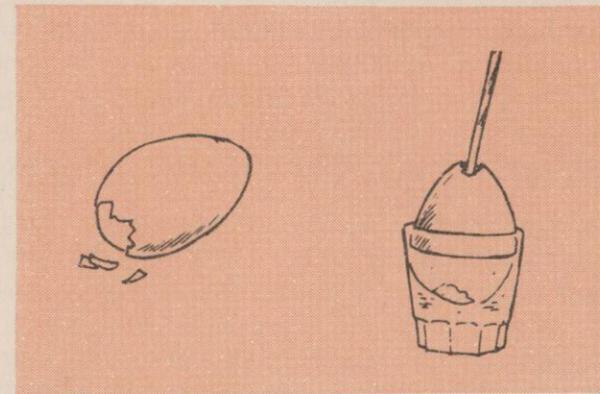
Todos estos fenómenos deben producirse sin que toques para nada el agua. Las moléculas de ésta, así como la tinta o las componentes de los cristales, se encuentran en constante movimiento. En el interior de la masa líquida se producen, por lo tanto, choques constantes que aumentan o mantienen el movimiento de forma constante. El movimiento producido por esta serie de choques casuales llegan a producir una distribución uniforme de las sustancias disueltas en el agua. Es el fenómeno conocido con el nombre de *difusión* y que se produce en el seno de los *flúidos* (líquidos y gases), de una manera puramente mecánica y sin cambio alguno en la estructura molecular de los cuerpos puestos en contacto, a diferencia de las combinaciones químicas, donde sí se produce un cambio en las moléculas integrantes. La difusión se produce, asimismo, cuando cualquier flúido o sólido se disuelve en el seno de otro flúido. Por lo tanto, la difusión puede dar lugar tanto a una suspensión como a una verdadera solución.

OBSERVACION DE LA OSMOSIS

Material necesario.—Varios huevos frescos: un tubo de vidrio fino o una paja de refrescos; un vaso pequeño, del tamaño justo para sostener el huevo; un cortaplumas; una vela.

Sigue este método: Ya sabes que los dos extremos del huevo son diferentes, siendo uno de ellos más redondeado que el otro. Coge uno de los huevos por este extremo redondeado y con el cortaplumas, muy cuidadosamente, levanta la cáscara sólida hasta que veas aparecer una fina membrana interior blanda. Hay una película directamente unida a la cáscara, y aproximadamente a unos dos milímetros debajo de ella, se encuentra una segunda membrana, que es la que pones al descubierto al romper la cáscara del huevo que arrastra la primera membrana, íntimamente adherida a ella y que tú no tienes más remedio que romper. Ahora, cuidadosamente retira la cáscara hasta que la superficie libre de ellas tenga un tamaño aproximado al de una moneda de diez céntimos. El contenido del huevo no debe salir al exterior si has procurado no romper la segunda membrana, cosa que puedes realizar con un poco de cuidado y paciencia.

Cuando hayas llegado a esta parte de la experiencia, llena el vaso pequeño de agua y coloca el huevo de manera que al descansar sobre el borde quede introducida la parte sin cáscara dentro del agua. Toma otra vez el cortaplumas y en el otro extremo del huevo practica un agujero más profundo que el anterior, que será más fácil de hacer que el otro, porque no hace falta respetar la membrana interior. Introduce el tubo de vidrio o la paja de refrescos, a través del agujero hasta que llegue a la clara del huevo. Cierra totalmente la abertura poniendo alrededor del tubo de vidrio cera fundida de la vela, que al solidificarse obtura herméticamente el orificio. Esta operación se practica encendiendo la vela y cuando la cera se funde, se inclina de manera que caiga sobre la parte escogida y al volver al estado sólido la cera, forma una capa que cierra el orificio. Por último, deja el huevo preparado de esta forma en reposo, durante toda la noche, y al día siguiente rómpelo y observa el resultado.



Resultado.—Observarás que el nivel del líquido en el tubo ha ascendido por encima del nivel del huevo. El agua del vaso, por el contrario, ha descendido por debajo de su nivel primitivo. Además, al examinar la clara del huevo ésta es mucho más flúida que la de un huevo fresco normal. ¿Qué ha sucedido?

La película fina y blanda que rodea el huevo ya sabes que es una *membrana*, que, como todas las estructuras vivientes, está formada por *células*, que son las unidades fundamentales que forman las plantas y animales. Las membranas, observadas al microscopio, presentan una estructura porosa, aunque aparentemente no parecen tener discontinuidad alguna y ser ciertamente fuertes y sólidas. Precisamente, la presencia de los poros hace posible el fenómeno de la *ósmosis*, que es un proceso mediante el cual pasan las moléculas a través de una membrana, atravesando sus paredes celulares. La ósmosis es en realidad una difusión a través de una membrana.

En el experimento, las moléculas de agua contenidas en el vaso pasan, a través de la membrana del huevo, empujando la clara que sube en el interior del tubo de vidrio. Al mismo tiempo, algunas moléculas de la clara del huevo pasan también al agua, pero como la ósmosis o difusión se realiza desde un líquido menos denso, como el agua, a otro más denso, como la clara de huevo —y siempre ocurre lo mismo cuando se encuentran dos líquidos de diferente densidad separados por una membrana—, es por lo que no advertirás la presencia de clara de huevo en el agua y, por el contrario, el agua ha entrado ampliamente en el interior del huevo, cuya clara es menos espesa que de ordinario.

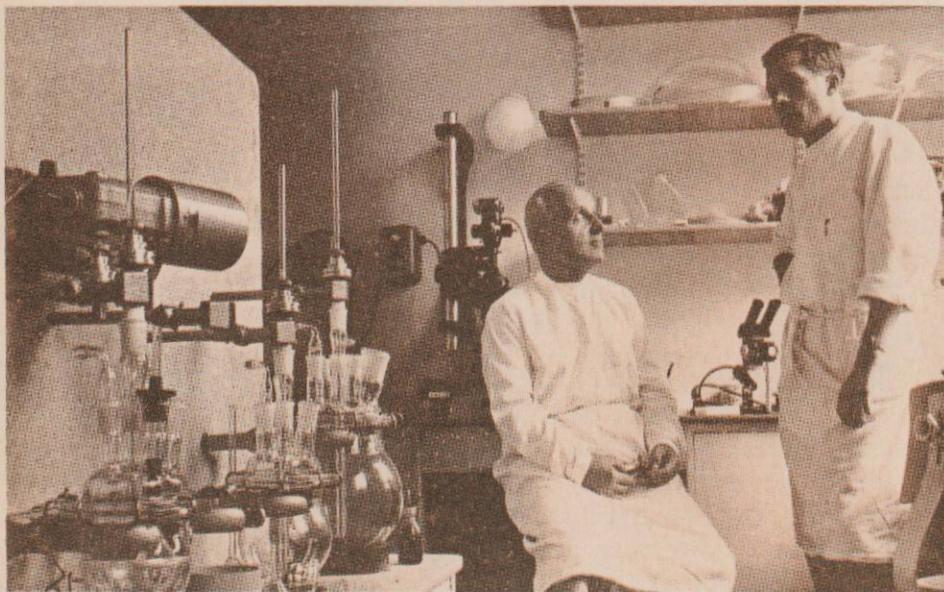
El proceso de la ósmosis es muy importante en los seres vivientes, ya que todo el aire que respiran, el alimento que les nutre y las sustancias que eliminan por inservibles para el organismo, pasan a través de las membranas que rodean las células por este mismo procedimiento.



la química de los cristales

Muchas sustancias químicas especialmente las sales, se presentan en forma cristalina (ver página 72). Un *crystal* es una porción de materia en estado sólido, compuesto de muchos átomos dispuestos según una distribución específica de cada sustancia. De esta manera, cada sustancia cristalina tiene una disposición tan especial de sus componentes atómicos que es diferente de todas las demás, de la misma manera que las huellas digitales de cada persona son distintas de las de todas las otras personas. Los cristales de una sustancia química pueden variar en tamaño, pero su distribución atómica no cambia y cuando muchos cristales de la misma clase se reúnen, se repite una y otra vez la disposición específica, sin que se produzcan otras modificaciones que las de tamaño del cristal resultante o las motivadas por pequeñas impurezas. La nieve está formada por pequeños cristallitos de hielo que se disponen según una distribución exagonal. Esta disposición se repite cualquiera que sea el tamaño del cristal, y así la encontraremos en los más pequeños cristales de nieve que podamos observar.

Algunas veces los cristales incluyen moléculas de agua entre sus propios componentes y el aspecto de tales moléculas adopta la del resto de la masa cristalina, pero no sus propiedades químicas. Por ejemplo, el sulfato de cobre contiene en su forma cristalina moléculas de agua, presentándose en cristales de un hermoso color azul. Cuando se disuelve en un líquido, los cristales dan lugar a una disolución, también de color azul. Si se calientan los cristales, éstos se rompen tomando la sustancia un aspecto pulverulento, o pierden el agua tomando un color blanco. No obstante, sus propiedades químicas continúan siendo las mismas de antes.

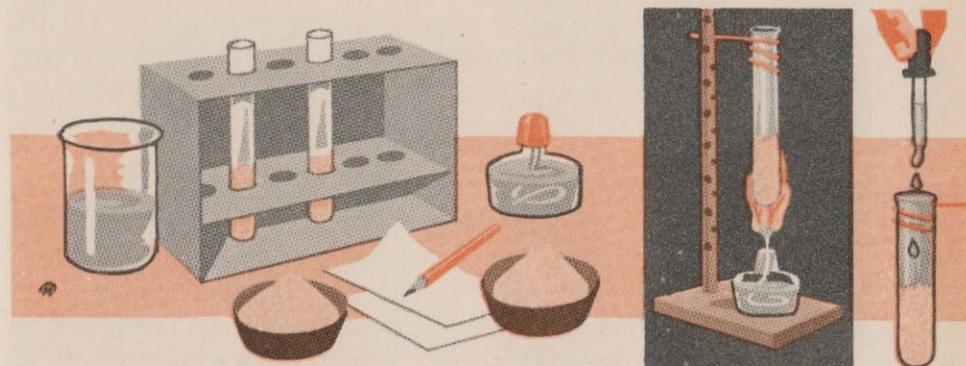


Las moléculas de agua, cuando aparecen en el interior de los cristales, dan lugar a la *agua de hidratación* o *agua de cristalización*. Pero no todos los cristales contienen agua en sus elementos componentes. Cuando los cristales pierden el agua de cristalización por medio de la evaporación, el fenómeno se llama *eflorescencia*. Cuando los cristales absorben agua del aire, el proceso se denomina *deliquescencia*. Los experimentos siguientes te mostrarán los efectos de tales fenómenos.

DESCUBRIMIENTO DEL AGUA DE HIDRATACION

Material necesario.—Sulfato de cobre cristalizado (SO_4Cu); carbonato sódico cristalizado (CO_3Na_2); dos tubos de ensayo; un mechero de alcohol; una pequeña cantidad de agua; papel y lápiz.

Sigue este método: Escribe una pequeña descripción del aspecto de cada cristal. Pon una pequeña cantidad de cada sustancia en su tubo de ensayo correspondiente. Calienta los tubos a la llama del mechero de alcohol durante varios minutos, y al final de este tiempo vuelve a describir cada sustancia y compárala con la original. Después de dejar enfriar los tubos, echa en cada uno de ellos un par de gotas de agua. Toma nota de lo que observes.

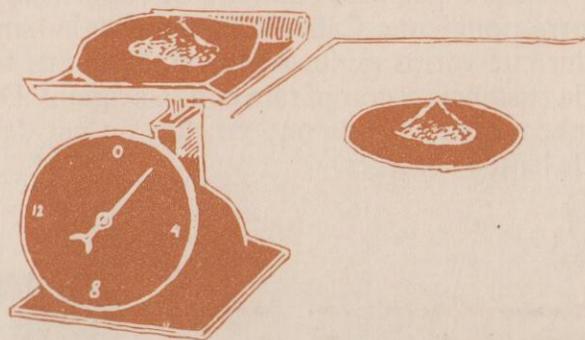


Resultados.—Los cristales, al ser calentados, toman un aspecto pulverulento y si son coloreados, pierden su color. Vuelven a recuperar su aspecto inicial y su color al añadir unas gotas de agua a cada sustancia.

Al calentar cristales que contienen agua de hidratación, las moléculas de agua se evaporan y el cuerpo cambia su aspecto, llegando a aparecer incoloro, si es coloreado o tomado un aspecto pulverulento. El agua, ayuda a los átomos del cristal a adoptar su estructura característica, por lo que al añadir unas gotas de agua al cristal calentado, vuelve a recuperar sus características especiales de color y forma.

OBSERVACION DE EFLORESCENCIA Y DELICUESCENCIA

Material necesario.—Una balanza de cocina capaz de pesar tres cucharaditas de una sal; carbonato sódico cristalizado (CO_3Na_2); hidróxido sódico puro (NaOH); papel de filtro; papel y lápiz.



Sigue este método: Describe por escrito el aspecto que presenta cada sustancia. Coloca tres cucharadas pequeñas de cada sustancia en dos trozos de papel de filtro limpio. Pesa el papel y la sustancia de cada uno. **PRECAUCION:** No toques con los dedos el hidróxido sódico, y si por descuido lo haces, lávate inmediatamente con gran cantidad de agua fría. Anota los pesos en un papel. Ahora esparce las sustancias, cada una sobre su papel, y déjalas una noche al aire libre. Al día siguiente, por la mañana, vuelve a pesarlas y anota los cambios que observes.

Resultados.—El hidróxido sódico ha ganado peso, y por el contrario, el carbonato sódico lo ha perdido. También ha cambiado el aspecto de ambas sustancias. ¿Por qué se han producido estos cambios?

El carbonato sódico pesa menos porque ha perdido su agua de hidratación por la evaporación. El hidróxido sódico ha aumentado su peso porque ha sido capaz de absorber agua del aire. ¿Puedes pensar en que podrían encontrar utilidad práctica tales propiedades? Recuerda que, pérdida de agua, es eflorescencia y adquisición de agua, es delicuescencia.

Hay muchas sustancias, drogas, tejidos, productos químicos comerciales, que son afectados por la humedad del aire. Tú habrás visto telas enmohecidas por la humedad y medicinas estropeadas por la misma causa. Aquí es donde el conocimiento de los fenómenos de eflorescencia y delicuescencia pueden tener aplicación práctica. Ciertas sustancias delicadas pueden almacenarse con el grado de humedad necesario para su conservación, colocando en sus envases sustancias eflorescentes. Por el contrario, en casa puedes guardar ropas de verano, durante todo el invierno, colocando en el ropero sustancias delicuescentes. Una de éstas, es el paraformaldehído (CH_2O_2).

CONSTRUCCION DE UN JARDIN DE CRISTAL

Material necesario.—Silicato sódico (SiO_3Na_2); cloruro de cobalto (Cl_2CO); sulfato de cobre (SO_4Cu); sulfato de manganeso (SO_4Mn); nitrato de plomo ($\text{NO}_3)_2\text{Pb}$); sulfato ferroso (SO_4Fe); una fuente o recipiente amplio y bajo, a ser posible de cristal; un tubo de goma de unos 16 centímetros; un tazón; agua. Si tienes dificultad de encontrar alguno de los compuestos mencionados, pide al droguero cualquier otra sal coloreada.

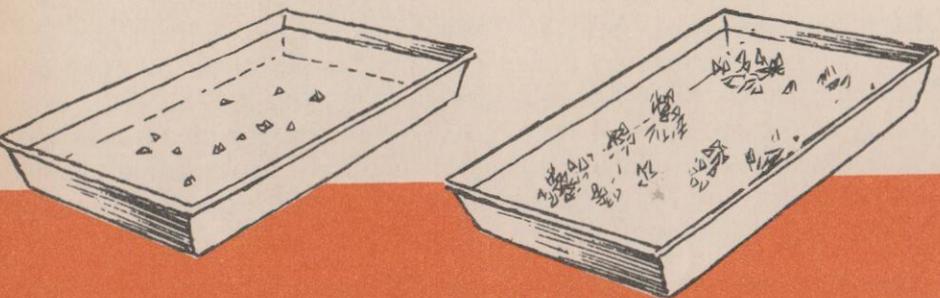
Sigue este método: En la fuente, mezcla una taza de silicato sódico con cuatro tazas de agua. El agua debe estar ligeramente templada o al menos a la temperatura ambiente. Remueve, hasta que estés seguro de que ambas sustancias se han mezclado íntimamente. Coloca uno o dos cristales de cada sustancia en la disolución de la forma que quieras, pero cuidando que quede suficiente espacio entre los cristales para que



puedan crecer. Deja reposar la fuente y cuando los cristales dejen de crecer, con la goma, expulsa la disolución sobrante empleando la técnica del sifón (ver página 33) y reemplázala con agua corriente, que preserva tu jardín de cristal.

Resultados.—Al terminar el crecimiento de los cristales y enfriarse la disolución, los colores combinados producen un sorprendente efecto, que además es muy hermoso.

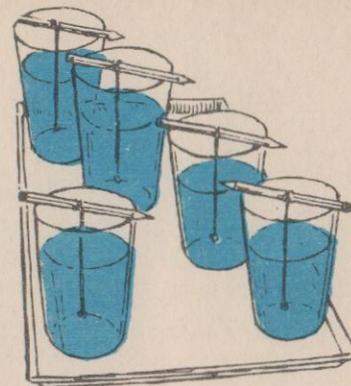
En este jardín de cristal la sustancia básica es el silicato sódico, que es incoloro en estado de pureza. Pero en las partes donde las sales metálicas han cedido al silicato algunas moléculas de metal, proporcionan su gran belleza al jardín.



OBTENCION DE CRISTALES GIGANTES

Material necesario.—Azúcar cande ($C_{12}H_{22}O_{11}$); sal gema ($ClNa$); sulfato de cobre (SO_4Cu); cloruro de cobalto (Cl_2Co); sulfato ferroso (SO_4Fe); cinco palitos o lapiceros; cinco vasos de agua; unos 60 centímetros de bramante; un puchero pequeño; una bandeja suficientemente grande para contener los cinco vasos. Pide permiso a tu madre para utilizar la cocina.

Sigue este método: Llena el puchero con unos seis vasos de agua. Debes poner uno más de los necesarios para compensar la evaporación. Pon el puchero en la cocina y calienta el agua, hasta la ebullición.



Mientras esperas, marca los vasos con el nombre de los compuestos químicos citados antes. Corta después el bramante en trozos que sean una cuarta parte más cortos que la altura de los vasos. En uno de los extremos de cada bramante ata cuidadosamente un cristal de cada sal y el otro extremo lo sujetas a cada palito o lapicero, colocando éstos atravesados sobre el borde de los vasos de manera que los cristales queden a un par de centímetros del fondo. Cuando el agua ha hervido, quita los lapiceros y llena cada vaso hasta la mitad de agua caliente. Ahora en el primer vaso pon una cucharada pequeña de azúcar cande y remueve la mezcla. En el segundo, la misma cantidad de sal gema, y agítalo; procediendo de la misma forma en los vasos restantes. Repite la operación una y otra vez en cada vaso, añadiendo más cantidad de sustancia, hasta que la solución llegue a estar saturada. Llena otra vez los vasos con el agua sobrante, que aún estará muy caliente, y añade más compuesto a cada uno, hasta que todas las disoluciones lleguen a estar sobresaturadas.

Coloca ahora, muy despacio, cada bramante en su correspondiente vaso y apoya los palitos o lapiceros en el borde de cada uno. Coloca los cinco vasos en la bandeja y pon ésta en un lugar adecuado, donde no sufra ninguna perturbación, dejando que se enfríe el agua en los vasos lentamente. Cuando la temperatura del agua llega a ser la del ambiente, procura trasladarla con mucho cuidado a un lugar más frío. Al cabo de una hora vuelve a trasladar la bandeja con los vasos a un

lugar más frío aún, si es posible a la nevera, bajando de este modo la temperatura gradualmente y trasladando siempre la bandeja de modo que el agua de los vasos no sufra perturbación alguna. Este cuidado al manejar la bandeja es muy necesario para el buen resultado de la experiencia. Una vez que las disoluciones han llegado a enfriarse hasta unos 8°C déjalas en reposo durante varios días.

Resultados.—Cada disolución tiene un punto para el cual llega a estar sobresaturada, alcanzando alguna este punto más pronto que otras. Cuando las soluciones se van enfriando se forman sobre el cristal que se ha introducido atado al bramante nuevos cristales, que forman sucesivas capas sobre el primero. Con un poco de fortuna, encontrarás al final del experimento unos grandes cristales que han ido creciendo paulatinamente.

Este experimento puede tardar bastante tiempo, porque los cristales gigantes no crecen rápidamente y tienden además a romperse en pequeños cristallitos. Por ello debes repetir el experimento hasta obtener resultados satisfactorios, que te compensarán del tiempo gastado y la paciencia demostrada. Precisamente, los científicos suelen constarse entre los hombres más pacientes del mundo.



la química del fuego

Los científicos piensan que el hombre pudo llegar a descubrir el fuego por uno o dos caminos. En primer lugar podía ser el resultado de las erupciones volcánicas. Como ya sabes, las erupciones son explosiones naturales que tienen lugar en el interior de la tierra y que proyectan al exterior gases ardientes, lavas y cenizas, todo ello acompañado por grandes llamas. Por otra parte, el hombre primitivo pudo observar los incendios causados en los bosques por la caída de algún rayo durante las tormentas. El caso es que el descubrimiento del fuego se produjo y que el hombre aprendió pronto a usarlo, llegando a depender su vida en buena parte de este elemento.

Encedía una gran hoguera a la entrada de su caverna, y de este modo la familia estaba libre de los animales salvajes, que sienten temor del fuego. Mientras las llamas brillaban, todos los miembros de la familia podían dormir y descansar. Por último, el fuego le proporcionaba calor en el invierno y mediante él pudo aprovechar más la carne, aprendiendo a cocinarla.

Seguramente tú habrás sentido más de una vez la fascinación de las llamas. Al sentarte delante del fuego en el campo, o ante una antigua chimenea con su fuego de leña, habrás sentido el encanto que su atenta observación produce. Pero ¿qué es lo que da lugar a las llamas? El único camino para llegar a saberlo es examinar desde un punto de vista químico cómo llegan a producirse.

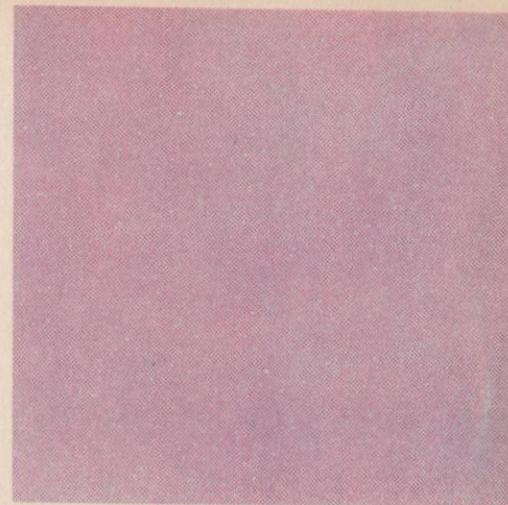
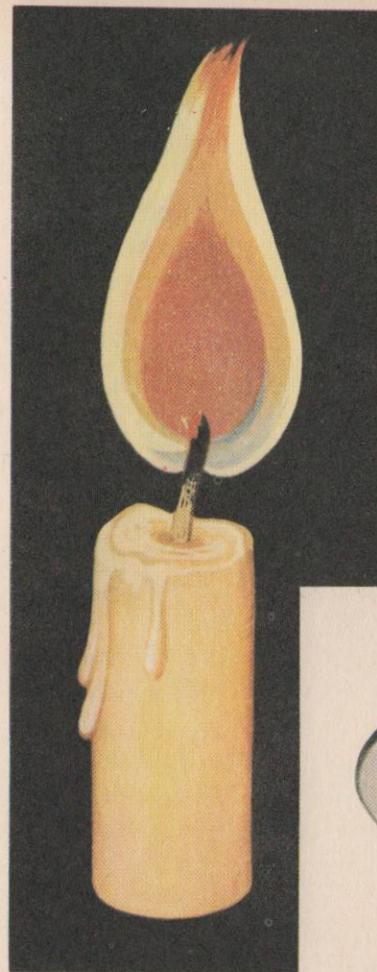
COMO PUEDES DESCUBRIR LO QUE ES LA LLAMA

Material necesario.—Una cerilla de madera; una vela pequeña; un encendedor; un trozo de papel; tres platos de la cocina. (No olvides pedir permiso a tu madre para usar los platos.)

Sigue este método: Enciende la cerilla y coloca uno de los platos de modo que la parte inferior del mismo se sitúe inmediatamente encima de la zona amarilla de la llama. Observa lo que ocurre. Apaga la cerilla y observa la humedad que se ha depositado en el plato. Enciende la vela y realiza la misma operación empleando otro plato. Termina la experiencia empleando el encendedor y el último plato.



Resultados.—Al ponerse en contacto la parte amarilla de la llama con el plato frío se deposita en su cara inferior una sustancia negra. Esta sustancia es carbono. Cuando el carbono arde incompletamente, que es lo más frecuente, produce un resplandor amarillo. Una llama está formada por pequeñísimas partículas de carbono ardiente, que al enfriarse rápidamente, como ocurre al chocar la llama con el plato frío, se deposita en forma de finas partículas negras. Si el enfriamiento se produce más lentamente, como en la parte superior de la llama libre, se une al oxígeno del aire y da lugar a un gas incoloro e invisible llamado anhídrido carbónico (CO_2). Si observas atentamente el plato por su parte inferior, verás que está húmedo después de aplicarle la llama. Esta



aparente paradoja es debida a que el combustible contiene hidrógeno, que al combinarse con el oxígeno del aire a una elevada temperatura produce vapor de agua. Por consiguiente, en la llama hay una sustancia fundamental, y dos sub-productos, el anhídrido carbónico y el vapor de agua.

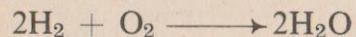
Toda sustancia que arde se denomina *combustible* y siempre presentan propiedades químicas comunes. La mayoría de los combustibles contienen carbono e hidrógeno en diversas proporciones. Son los llamados *hidrocarburos orgánicos*. La palabra orgánico indica que se encuentra en sustancias vivas, o que han tenido vida alguna vez, como la madera, que anteriormente fue un árbol. Así, el carbón actual procede de la madera de árboles que formaron bosques muchos siglos atrás. El carbón de leña, o los carboncillos de dibujo, también proceden de la madera, pero se han formado por un procedimiento diferente. El aceite, el petróleo, la gasolina e incluso la cera, son sustancias orgánicas hidrocarbonadas. El petróleo procede en buena parte de gotitas de aceite contenidas en las células de unas algas, muertas hace mucho tiempo, llamadas *diatomeas*. La palabra hidrocarburo significa que la sustancia así llamada se compone de carbono e hidrógeno.

El fuego es una *combustión*, y ésta es un tipo especial de *oxidación*, es decir, de una reacción en la que interviene el oxígeno. Las oxidaciones, y especialmente las combustiones, son reacciones químicas *exotérmicas*, palabra cuyas raíces griegas significan «desprendimiento de calor». Otras reacciones químicas no solamente desprenden calor, sino que lo necesitan para poder producirse, y son llamadas *endotérmicas*, o sea, que absorben calor.

En resumen, observa las ecuaciones químicas que expresan las reacciones de oxidación del carbono y del hidrógeno:

$C + O_2 \longrightarrow CO_2$ (esta reacción tiene lugar cuando hay bastante oxígeno para la formación de anhídrido carbónico).

$2C + O_2 \longrightarrow 2CO$ (reacción que se produce cuando el oxígeno es escaso, dando lugar a monóxido de carbono, un gas venenoso).

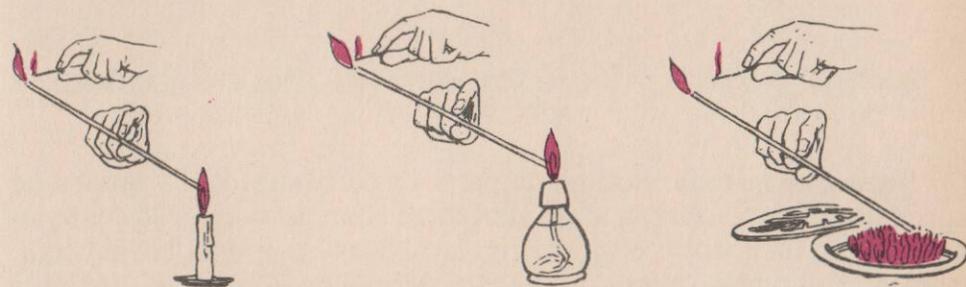


Estas reacciones producen gran cantidad de la energía que tú puedes sentir y ver: el *calor* y la *luz*.

DIFERENTES PARTES DE LA LLAMA

Material necesario.—Una vela un poco larga; un mechero de alcohol; un tubo de vidrio afinado por un extremo. Pide permiso a tu madre para emplear la cocina de gas. Si tu familia no tiene, puedes omitir la parte del experimento que requiere su uso.

Sigue este método: Enciende la vela, el mechero de alcohol y la cocina de gas. Compara las tres llamas. Observa las diferentes partes que en ellas existen. Ahora introduce el tubo de vidrio en la llama de la vela, directamente junto a la mecha. Después de unos pocos segundos prueba a encender el gas que escapa por el extremo afinado del tubo y anota el resultado. Sigue el mismo procedimiento con la llama del mechero y con la de la cocina. En cada caso procura situar el tubo de vidrio en el mismo centro de la llama. Compara todos los resultados.



Resultados.—Ninguna de las llamas observadas te habrán parecido exactamente iguales. La de la vela es la más amarilla, pero su parte interior es azul. La llama del mechero de alcohol es azul, especialmente si la mecha está bien limpia, pero su centro es más azul aún. Por último, la llama del gas es también azul, pero su interior aparece también diferenciado. Las diferencias observadas se deben al hecho de que tu observación se ha efectuado sobre la llama de diferentes combustibles. Sin embargo, recuerda la definición de combustible, donde se ha dicho que se trata generalmente de hidrocarburos, que al arder

producen anhídrido carbónico, acompañado de monóxido de carbono que puede ser también el gas principal) y vapor de agua. Las partes centrales que adoptan una forma cónica, disponen de poca cantidad de oxígeno, por lo que el combustible arde mejor en la zona externa de la llama, en contacto con mayor cantidad de aire, que le suministra todo el oxígeno necesario para su combustión. En el centro de la llama los gases están incompletamente quemados, por lo que puede producirse su combustión haciendo que salgan a través del tubo de vidrio.

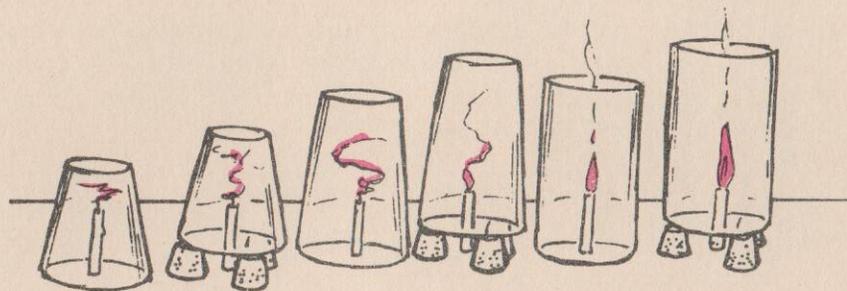
La zona más caliente de cualquier llama es la que está en la parte superior del cono interior. ¿Puedes suponer por qué? Cuando la llama de un hidrocarburo es amarilla, o cuando el cono interior es muy grande en comparación con el exterior, el combustible no se quema totalmente, por lo que una parte se pierde inutilmente. Puedes hacer esta observación en tu cocina e informar a tus padres del resultado.

DEMOSTRACION DE QUE EL FUEGO NECESITA AIRE

Material necesario.—Dos vasos pequeños; otros dos grandes; dos tubos de vidrio de quinqué, grandes; seis velitas; nueve corchos.

Sigue este método: Sobre una parte de tu laboratorio a prueba de incendio, dispón sobre la mesa las velitas situadas a unos 16 centímetros de distancia entre ellas. Afírmalas a la mesa con su propia cera, para que no puedan caer durante el experimento. Coloca los distintos vasos del modo siguiente: un vaso pequeño detrás de la primera vela; un vaso grande detrás de la tercera, y uno de los tubos de quinqué detrás de la quinta. Coloca tres corchos rodeando a cada una de las velitas segunda, cuarta y sexta. Enciende la velita primera y tápala con uno de los vasos pequeños, observando el comportamiento de la llama. Enciende la segunda velita y coloca el otro vaso pequeño de modo que la velita quede en el interior, pero el vaso estará apoyado ahora sobre el triángulo formado por los corchos alrededor de aquella. Observa la llama y mira lo que pasa con ella. Repite el mismo método con las restantes velas y con los vasos y tubos de que dispones. Cada vez observa el comportamiento de la llama y compara tus observaciones.

Resultados.—En los vasos que no descansan sobre corchos la llama se apaga más rápidamente. El vaso grande, sin embargo, permite a la llama arder un tiempo más largo que el pequeño. En los vasos situados sobre los corchos es posible que las llamas no lleguen a extinguirse, especialmente si los corchos son muy largos. En el interior de los tubos de quinqué no se apaga ninguna llama, pero en el que reposa sobre los corchos es más larga y brillante.

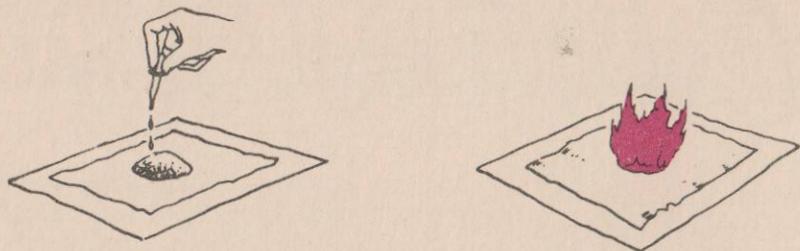


La unión del oxígeno del aire con un combustible ardiente produce una llama. Como el fuego es el resultado de una oxidación, es obvio que no puede producirse en ausencia del oxígeno. Por eso las velitas situadas en los lugares 1 y 3 se apagan, porque no puede entrar ningún oxígeno en el interior de los vasos, y arde la segunda llama durante más tiempo porque dispone de un poco más de oxígeno. En las velitas segunda y cuarta no se extingue la llama porque puede entrar un poco de aire, que entra por la parte donde están los corchos. Por último, en las velitas quinta y sexta el aire entra por arriba, por lo que siguen ardiendo, y aún más en la última que también se alimenta por abajo, dando lugar a una llama más intensa.

COMO PRODUCIR UNA COMBUSTION ESPONTANEA

Material necesario.—Una almohadilla de amianto; una pieza de hoja de aluminio de unos 25 centímetros cuadrados; permanganato potásico (MnO_4K); unas gotas de glicerina ($C_3H_5(OH)_3$); un cuentagotas y tu delantal de plástico.

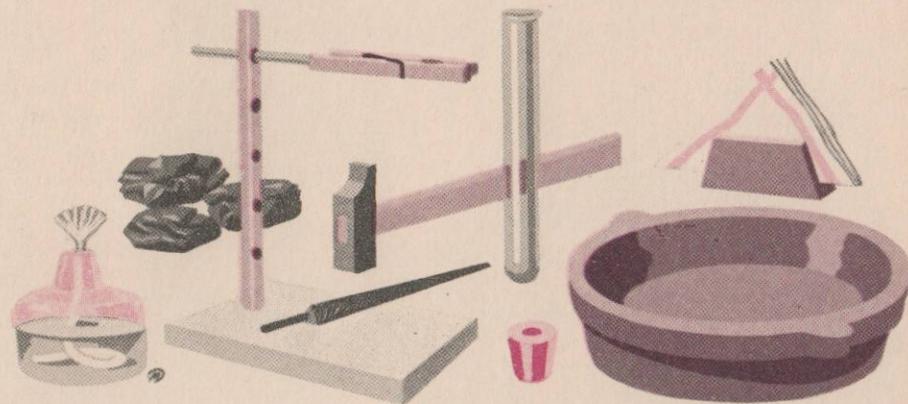
Sigue este método: Coloca la almohadilla de amianto sobre la mesa y encima de ella la hoja de aluminio para evitar manchas. Pon una cucharadita de permanganato potásico en el centro de la hoja de aluminio. **PRECAUCION:** debes hacer el experimento con los brazos extendidos y no pongas la cara en ningún momento directamente sobre las sustancias químicas, porque pueden arder bruscamente produciendo gran calor y gases. Añade despacio la glicerina con el cuentagotas. Echa primero tres gotas, y si al cabo de tres minutos no se produce la combustión, puedes añadir una gota más. Deja que el fuego se produzca por sí mismo.



Resultados.—En principio, parece que es la glicerina la causa de la combustión que produce la fusión del permanganato potásico. Si tú hubieras podido medir la temperatura de éste habrías comprobado cómo ha ido creciendo poco a poco. De este modo, la mezcla sobre el aluminio ha llegado a arder sin necesidad de aplicar ninguna cerilla o cosa semejante.

Tú sabes que para producir cualquier combustión se necesitan tres cosas: un combustible, oxígeno y suficiente calor. El combustible es cualquier sustancia que pueda arder; el oxígeno está siempre presente en el aire, y el calor se produce corrientemente por los mismos medios, con el rozamiento (al encender una cerilla) o percusión (el disparo de un cartucho por el golpe del gatillo de un arma). También puede proceder de alguna reacción exotérmica, en las cuales la elevada

temperatura puede producirse por la energía que generan las diferentes sustancias al ponerse en contacto, llegando a alcanzar un *punto de ignición* (el punto en que aparecen las llamas) espontáneamente. Esto es lo que ocurre al poner permanganato potásico en contacto con la glicerina. También puede ocurrir cuando se dejan trapos manchados de grasas o viejas latas de pintura que contienen aceites volátiles en una habitación caliente y poco ventilada.



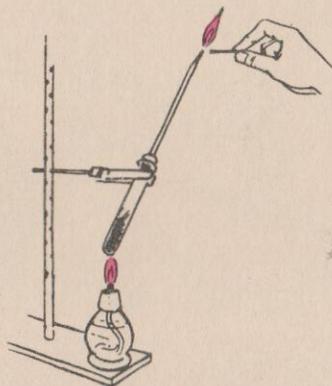
FABRICACION DE UN COMBUSTIBLE

Material necesario.—Un mechero de alcohol con mecha en forma de «cola de pez»; un soporte vertical con una pinza; un tubo de ensayo pírex; un tubo de vidrio de unos 16 centímetros de largo; una lima triangular; un tapón perforado; algunos trozos de carbón; una cazuela regular; servilletas de papel; un martillo.

Sigue este método: Enciende el mechero de alcohol poniendo la mecha en forma de cola de pez. Coge el tubo de vidrio y aplícale la llama de la forma explicada en la página 29. Cuando la llama se vuelve anaranjada brillante, presiona sus extremos e inmediatamente sepáralos rápidamente. Después deja que se enfríe. **PRECAUCION:** Recuerda que el vidrio caliente no parece estarlo; procura no tocarlo hasta tener la seguridad de que se ha enfriado. Cuando esté ya frío, córtalo de manera que se formen dos picos aguzados y después pulimentas al fuego ambos extremos.

Coloca el carbón en la cazuela y cúbrelo con las servilletas de papel. Después con el martillo golpéalo hasta desmenuzarlo en pequeños trozos, que deben ser lo más diminutos que puedas. Llena con este carbón pulverizado el tubo de ensayo hasta la mitad. Introduce el tubo aguzado por el agujero del tapón como muestra el esquema y de acuerdo con las reglas de seguridad que ya debes conocer.

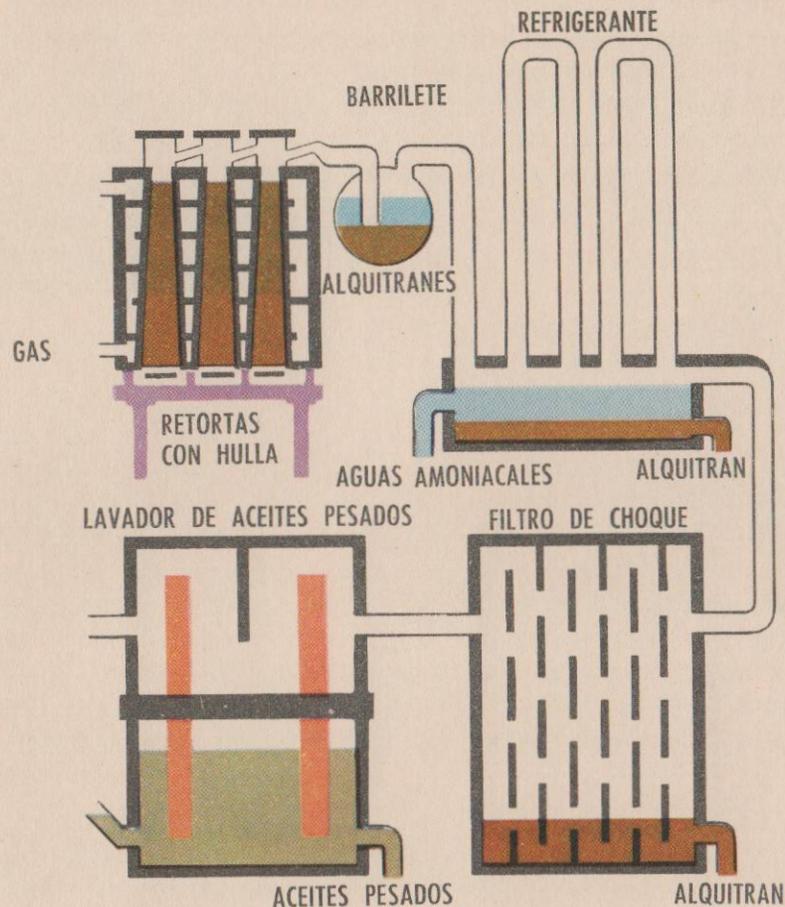
Calienta el carbón a la llama del mechero durante varios minutos y después enciende el gas que sale por el tubo de vidrio.



Resultados.—Cuando calientas el carbón se producen gases diversos, principalmente metano (CH_4) y etano (C_2H_6). Esta mezcla de gases arde con una característica llama azul. El residuo que queda en el tubo es el llamado *cok*, que es un carbón especial. Si aparece alguna sustancia pegajosa y de color castaño oscuro en el tubo de ensayo se trata de alquitrán, sustancia que también se produce entre los residuos del carbón tratado de esta manera.

Con la energía proporcionada por la luz solar, las plantas verdes forman sus propios tejidos vegetales con agua y sustancias minerales de la tierra y anhídrido carbónico de la atmósfera. Los restos de tales tejidos que se van depositando en los grandes bosques, llegan a transformarse en carbón, y los elementos que contienen pasan en buena parte a éste. El carbón es fundamentalmente carbono, al que se añaden

ESQUEMA DE OBTENCION DE GAS DE HULLA

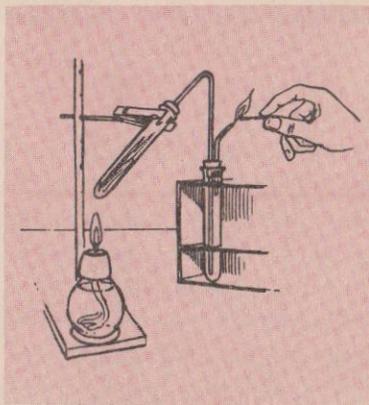


algunas otras sustancias procedentes de los tejidos muertos de las plantas. Cuando calientas el carbón en la forma explicada, las sustancias acompañantes del carbono pasan a través del tubo de vidrio dando lugar a una mezcla gaseosa, que es muy semejante a las mezclas de gases que se emplean en las cocinas. Para su obtención industrial, las grandes compañías hacen pasar una corriente de vapor de agua sobre el carbón caliente, haciendo así el proceso más eficaz. El residuo que queda después de este proceso es también carbón de *cok*.

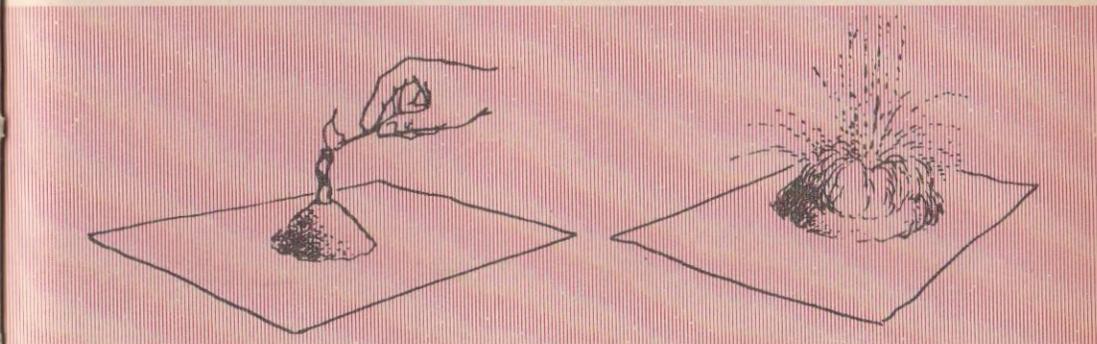
PREPARACION DE OTRO COMBUSTIBLE

Material necesario.—Un soporte vertical con su pinza; un mechero de alcohol; dos tubos de ensayo; un tapón con un orificio y otro con dos; seis cerillas grandes sin sus cabezas; un tubo de vidrio doblado por la mitad en ángulo de 45° ; un tubo de vidrio aguzado en un extremo; una gradilla para tubos de ensayo.

Sigue este método: Empleando el soporte vertical y su pinza, coloca un tubo de ensayo con el tubo de vidrio doblado en ángulo apuntando hacia abajo. Coloca las cerillas previamente en su interior cerrando el tubo de ensayo con el tapón agujereado, a cuyo través debe pasar el tubo de vidrio doblado. Este tubo debe penetrar por uno de los agujeros del segundo tapón y llegar hasta el fondo del segundo tubo de ensayo. Por el orificio que queda en el segundo tapón se hace pasar un segundo tubo de vidrio, más corto que el otro y que no debe llegar al fondo del tubo de ensayo, sino rebasar apenas el nivel del tapón. Por último, este segundo tubo de ensayo colócalo en la gradilla para que se sujete en pie. Observa el diagrama y comprueba que el aparato ha quedado montado correctamente. Ahora enciende el mechero y calienta el tubo de ensayo que contiene las cerillas de madera (puedes emplear en lugar de cerillas pequeñas astillas de madera seca). Observa el segundo tubo de ensayo. Al cabo de unos cinco minutos de calentamiento aplica una cerilla encendida al extremo del tubo libre.



Resultados.—En el interior del primer tubo de ensayo no se produce ninguna llama, ya que tú no aplicas el fuego directamente a la madera, que no llega a alcanzar el punto de combustión. Pero, sin embargo, podrás observar que la madera se va quemando y que, por la acción del calor, algunas sustancias químicas se desprenden de aquella en forma de un líquido amarillento que va a parar al fondo del segundo tubo de ensayo. Al aplicar una cerilla encendida al tubo libre, los gases que se desprenden a su vez de la madera se encienden.



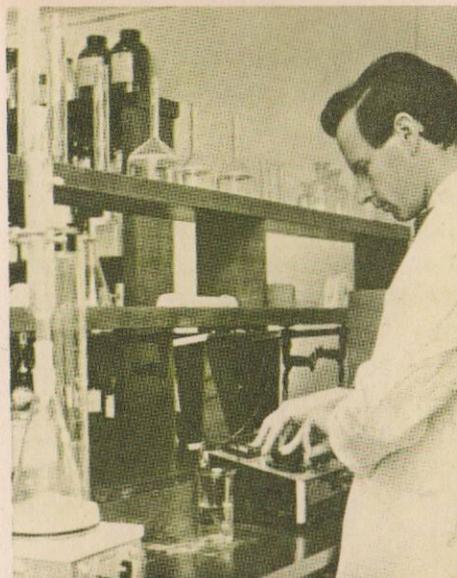
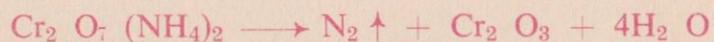
EL VOLCAN MINIATURA

Material necesario.—Una pequeña cantidad de dicromato amónico ($\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{NH}_4)_2$); unos ocho centímetros de cinta de magnesio; una gran cerilla de madera; una almohadilla de amianto.

Sigue este método: En el centro de la almohadilla de amianto coloca una especie de cono de dicromato amónico. Introduce en este cono la cinta de magnesio de modo que sólo sobresalgan unos tres centímetros y dobla un poco su extremo. Ahora enciende la gran cerilla y enciende la cinta de magnesio. **PRECAUCION:** El magnesio arde con una llama muy brillante, por lo que debes utilizar tus gafas protectoras o volver la cara rápidamente si la luz es demasiado intensa para tí. No debes tocar el «volcán» hasta que se haya apagado y quede completamente frío.

Resultados.—Observarás el tiempo verdaderamente sorprendente que tarda la cinta de magnesio en comenzar a arder, pero cuando lo hace actúa como una *mecha* que transmite la llama a la masa de dicromato amónico. Cuando éste arde cambia el brillante color naranja de sus cristales en un verde apagado, que alumbra mucho más y produce un aumento del volumen original. En principio, esta sustancia verde comienza por formar una especie de «montaña» en forma de cono volcánico con su cráter, semejante al de un volcán real. Al seguir ardiendo el dicromato amónico podrás observar chispas, gases ardientes y nubes de polvos químicos, igual que si te encontraras en la cima del monte Vesubio durante la erupción famosa del año 79 de nuestra Era, que destruyó la ciudad de Pompeya.

Como el dicromato amónico tiene un alto punto de ignición, se debe emplear para que arda la mecha de cinta de magnesio. Si se aplica una cerilla, ésta no produce el calor suficiente para que se encienda la citada sustancia. El magnesio al arder produce una llama mucho más caliente que la de la cerilla. Cuando comienza la combustión, ésta significa que el oxígeno se combina con alguna sustancia química para dar lugar a un nuevo compuesto. En este caso, el cromo que existe en la molécula de dicromato amónico se combina con el oxígeno para dar sexquíóxido de cromo, según la ecuación química siguiente:



la química de los ácidos bases y sales

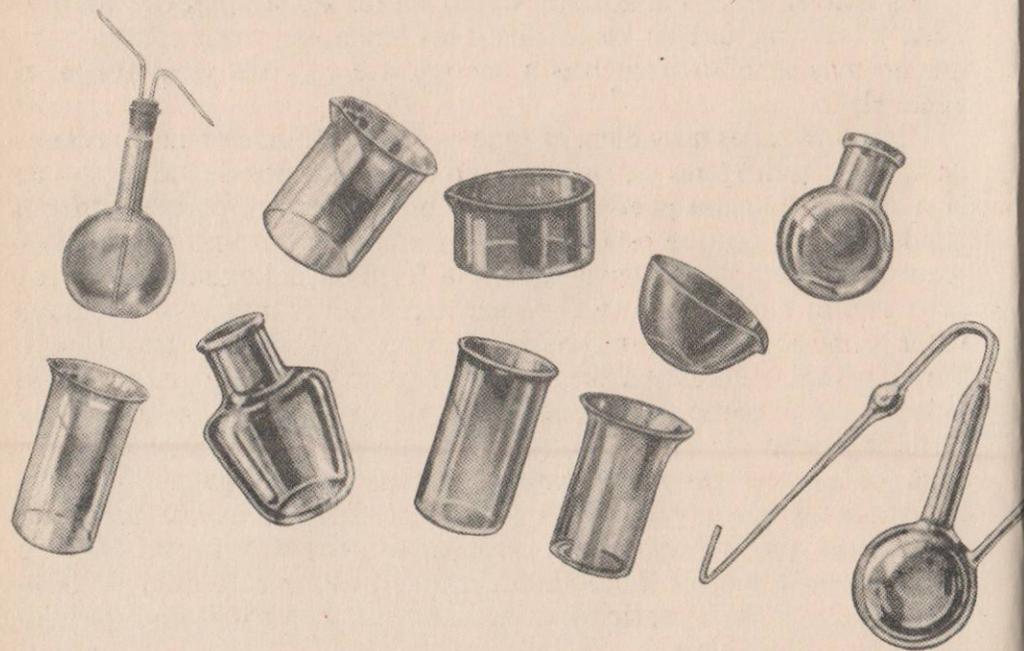
Es conveniente que aprendas algo acerca de la composición química y la estructura de los ácidos y las bases, pero este estudio será mucho más sencillo si vuelves a encontrarte con una vieja amiga, el agua, H_2O .

Como ya sabes muy bien, el agua es una combinación de dos clases de átomos, hidrógeno y oxígeno. Uno de los átomos de hidrógeno de la molécula de agua puede estar con independencia, pero el otro no puede hacerlo porque está ligado fuertemente al átomo de oxígeno. Aquí hemos empleado hasta ahora la fórmula del agua como H_2O , pero escrita correctamente debe ser expresada como H—OH , cuyo valor numérico es el mismo de la anterior. H—OH muestra, sin embargo, no solamente los átomos de hidrógeno y oxígeno que hay en la molécula, sino cómo se disponen en la misma. En otras palabras, esta fórmula muestra la estructura química, además de la composición del agua. Es la forma *empírica* de expresar la molécula del agua.

Ahora vamos a ver qué nos dice esta fórmula acerca del agua. Observarás que no hay ningún guión escrito entre el grupo OH . Esto indica que estos dos átomos están muy estrechamente unidos, hasta el punto de que si la molécula de agua se rompe, estos átomos permanecen siempre unidos.

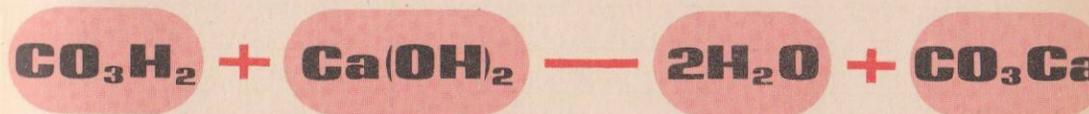
El guión después del primer H indica que el hidrógeno está unido al radical OH, pero no tan estrechamente como los componentes de éste entre sí. El primer H puede ser separado del radical con relativa facilidad. Si la molécula del agua se rompe será el primer H el que se separe, pudiendo quedar libre durante un tiempo, o en una nueva molécula podría quedar unido a un nuevo radical OH mediante el mismo tipo de unión débil, o, por último, podría llegar a formar parte de un nuevo radical OH. Cuando las dos partes de una molécula de agua se separan actúan indistintamente, pero siempre es posible que se unan a otras partes semejantes para recomponer nuevas moléculas de agua.

Ahora, ¿cómo relacionarías estos conocimientos con los ácidos y bases y el efecto que producen sobre unos y otras? Un *ácido* es una sustancia con un átomo de hidrógeno que puede ser fácilmente desprendido de su molécula. Son ejemplos de ácidos el ácido clorhídrico (ClH), el ácido sulfúrico (SO₄H₂) y el ácido carbónico (CO₃H₂). Una



base (se denominan también corrientemente *álcalis*) es una sustancia con un radical OH que puede salir con relativa facilidad fuera de la molécula. Ejemplos de bases son el hidróxido amónico (NH₄OH), el hidróxido cálcico (Ca(OH)₂) y el hidróxido potásico (KOH). Las *sales* se forman cuando un ácido reacciona con una base. La sal es una sustancia consistente en la combinación de los átomos de un ácido que han quedado después de perder su H, con los resultados de la pérdida de un radical OH por una base. El H sobrante y el radical OH perdido se reúnen siempre para producir una molécula de agua. Ejemplos de sales son el cloruro sódico (ClNa), el sulfato magnésico (SO₄Mg) y el sulfato de cobre (SO₄Cu). Siempre que se forma una sal se origina agua al mismo tiempo.

Toma nota del siguiente ejemplo teórico de la reacción entre una base, hidróxido cálcico (Ca(OH)₂), y un ácido, el ácido carbónico (CO₃H₂). Cuando se ponen estas dos sustancias juntas ya sabes que se separan el H de una y el OH de otra para combinarse y formar agua. Entonces, solamente restan el Ca, C y O, que deberán combinarse para dar lugar a una sal. Observa la ecuación que resume esta reacción:



Naturalmente, es muy importante poder saber si una sustancia tiene en sus moléculas átomos de H o radicales OH que pueden quedar libres, es decir, si se trata de un ácido o una base. Los químicos llegan a saber esto por medio de los *indicadores*, que son sustancias que pueden cambiar de color cuando se ponen en contacto con otras que pueden desprender átomos de H o radicales OH. En los siguientes experimentos podrás estudiar cómo se emplean tales radicales.

COMO PUEDES DIFERENCIAR UN ACIDO DE UNA BASE

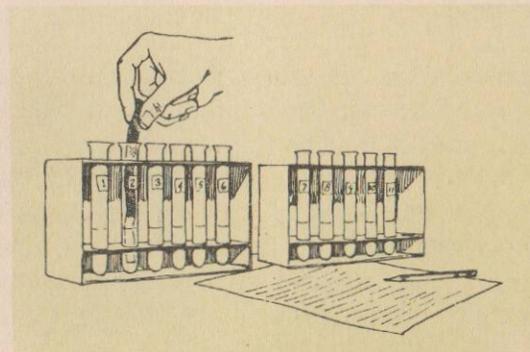
Material necesario.—Acido carbónico (CO_3H_2); una disolución de cloruro sódico (ClNa); una disolución diluída de hidróxido amónico (NH_4OH); disolución diluída de hidróxido sódico (NaOH); ácido hipocloroso (ClOH); sulfato magnésico (SO_4Mg); ácido bórico (BO_3H_3); ácido acetilsalicílico ($\text{CH}_3\text{COOC}_6\text{H}_4\text{COOH}$); etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$); aceite común o mineral (fundamentalmente $(\text{CH}_2)_{16}\text{CO}_2\text{H}$); bicarbonato sódico (CO_3HNa); 11 tubos de ensayo; gradillas para los tubos de ensayo; papel de tornasol azul y rojo; papel y lápiz.

Sigue este método: Coloca los tubos de ensayo en las gradillas y márcalos con el nombre de cada uno de los productos reseñados antes. Pon en cada uno media cucharada pequeña de la sustancia correspondiente. Añade suficiente agua para llenar los $\frac{2}{3}$ de su altura. Prepara un cuadro de datos semejantes al que se expresa a continuación y procede a llenar los espacios.

Sustancia	Reacción papel tornasol azul	Reacción papel tornasol rojo
CO_3H_2	Enrojece el papel	Ninguna
ClNa		
NH_4OH		
NaOH		
ClOH		
SO_4Mg		
BO_3H_3		
$\text{CH}_3\text{COOC}_6\text{H}_4\text{COOH}$		
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$		
$(\text{CH}_2)_{16}\text{CO}_2\text{H}$		
CO_3HNa		

Coloca pequeñas tiras de papel tornasol azul sobre el borde de cada tubo de ensayo, de modo que un extremo llegue a introducirse

en el líquido. Repite el mismo procedimiento con el papel de tornasol rojo y anota los resultados de ambos. Ahora llena hasta el borde todos los tubos con agua corriente para diluir las disoluciones. Vuelve a probar con los papeles azul y rojo y anota los resultados.



Resultados.—El ácido carbónico, el hipocloro, el bórico y el acetilsalicílico enrojecerán el papel azul de tornasol por completo, pero no producirán efecto sobre el papel rojo. El hidróxido sódico y el amónico volverán el papel de tornasol rojo en azul, pero no producirán ningún efecto sobre el papel azul. El cloruro sódico, el sulfato magnésico, el etanol, el aceite y el bicarbonato sódico no producirán efecto alguno ni sobre el papel azul ni sobre el rojo.

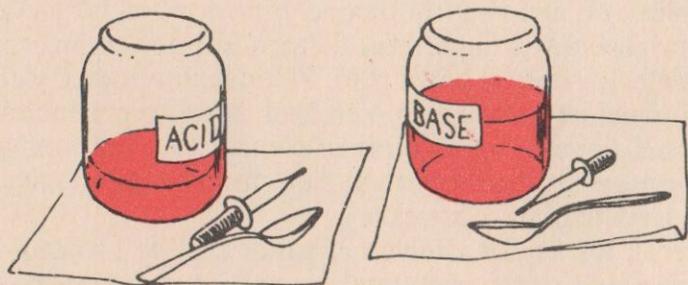
En general, los ácidos vuelven el papel azul de tornasol rojo. Las bases cambian el color rojo del papel en azul. Los primeros no producen efecto alguno sobre el papel rojo; las segundas no alteran el papel azul. Ya verás cómo en muchas ocasiones hay que usar las dos clases de papel para obtener un resultado concluyente. Las sustancias que no alteran el color de los papeles son neutras. Esto significa que no se desprenden ni átomos H ni radicales OH de sus moléculas. Tales sustancias neutras no son, por consiguiente, ni ácidos ni bases.

Observando tus datos obtenidos antes y después de diluir con agua las distintas disoluciones, podrás llegar a establecer unas conclusiones sobre el efecto de la acidez o alcalinidad respecto a la mayor o menor concentración de las disoluciones.

NEUTRALIZACION DE UN ACIDO CON UNA BASE

Material necesario.—Acido acético (CH_3COOH); disolución de hidróxido cálcico ($\text{Ca}(\text{OH})_2$); papel de tornasol rojo y azul; dos cuentagotas; una cuchara grande y una cucharilla; dos pequeños recipientes algo distintos.

Sigue este método: Pon tres cucharadas grandes de ácido acético y otras dos de agua en uno de los recipientes y márcalo como «ácido acético». Pon junto a él la cuchara empleada y un cuentagotas. Después pon una cucharadita de disolución de hidróxido sódico en el otro recipiente y coloca la cucharadita y el otro cuentagotas junto a él. Llena este segundo recipiente hasta la mitad de agua. Remueve el contenido de cada recipiente con su correspondiente cuchara. Recuerda que estas cucharas no deben volver a emplearse en la cocina.



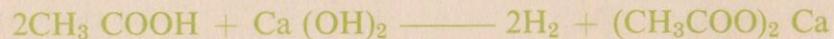
Realiza la prueba del papel tornasol azul y rojo en ambos recipientes para comprobar qué solución es ácida y cuál alcalina. Coloca el recipiente del ácido directamente enfrente de ti. Pon el recipiente alcalino a tu derecha y ligeramente detrás del otro recipiente. Ahora, con el cuentagotas correspondiente a la disolución de hidróxido cálcico añade tres gotas a la de ácido acético, agita el contenido con la cuchara

empleada para este último y realiza de nuevo la prueba del papel tornasol. Repite este procedimiento una y otra vez, contando las gotas cuidadosamente, y observa el distinto efecto que se produce sobre el papel tornasol. Cuando el efecto llegue a ser muy pequeño usa solamente una gota de álcali cada vez. Continúa del mismo modo hasta alcanzar un punto en el que ya no se produzca cambio alguno en el papel tornasol.

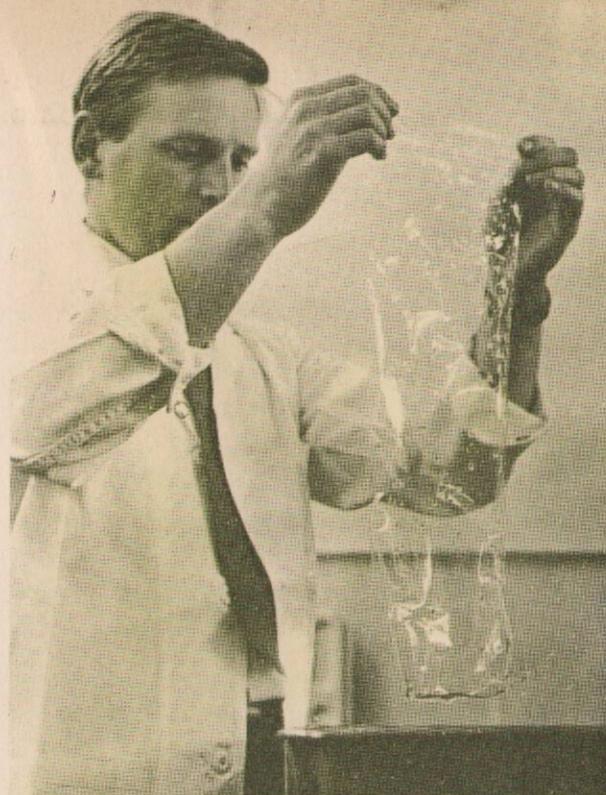


Resultados.—El cambio de color del papel tornasol, de azul a rojo, llega a ser cada vez más pequeño según vas añadiendo álcali a la disolución ácida. Esto demuestra que la adición de una base va disminuyendo la acidez de la disolución. Finalmente, llegarás a alcanzar el punto en el cual la disolución no produce cambio alguno en el color del papel tornasol. Este será el *punto final*, o punto de *neutralización*: Si la base añadida es suficiente, la disolución perderá su carácter de tal y se podrá decir que ha sido *neutralizada* por el álcali. Si continuaras

añadiendo más álcali, la disolución llegaría prontamente a tener carácter alcalino, que tú podrías comprobar mediante el papel tornasol rojo. La ecuación de esta neutralización se expresa de este modo:

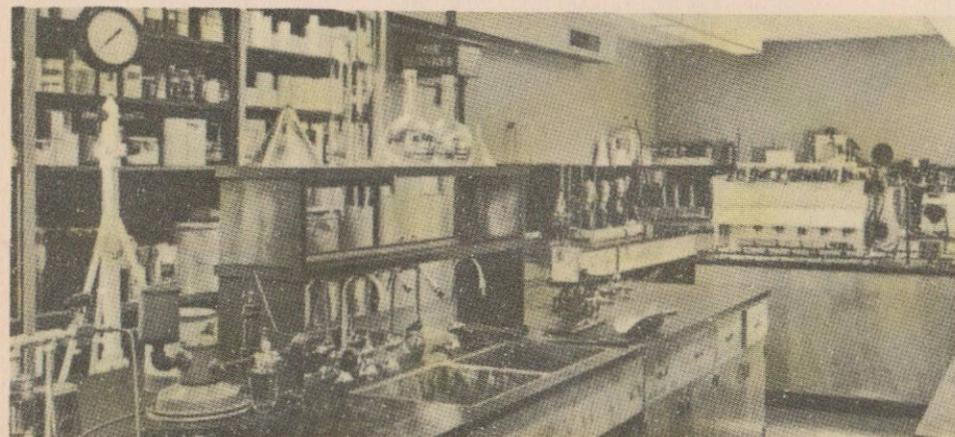


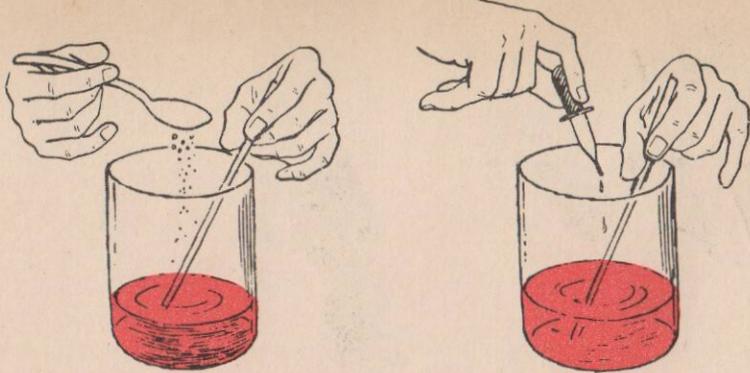
El líquido neutralizado es una solución de acetato cálcico. En una forma más completa, el proceso que has seguido, de gradual neutralización del ácido y constante comprobación del experimento, se denomina *titulación*. Los químicos, a menudo, emplean la titulación para conocer con exactitud qué cantidad de átomos H o radicales OH están presentes en una disolución. Esto es importante en medicina y en las industrias de farmacia y tintorería. También para preparar las pinturas, tanto artísticas como industriales.



la química
de todos
los días

Hay un antiguo dicho popular que explica cómo sólo los tontos se asombran de las cosas extrañas e infrecuentes, mientras que los sabios sienten admiración por las que aparentemente son muy comunes y sencillas. En relación con esto ¿te has preguntado alguna vez cuántas cosas de uso normal y diario han sido posibles gracias a la Química? Mediante ella, muchas cosas, como el nylon y la seda artificial, el jabón y los plásticos, están a nuestro alcance y las empleamos a diario sin que nos paremos a pensar qué son o cómo se producen. En las secciones siguientes, podrás aprender cómo algunas de estas cosas de la vida de cada día pueden ser fabricadas en tu laboratorio.

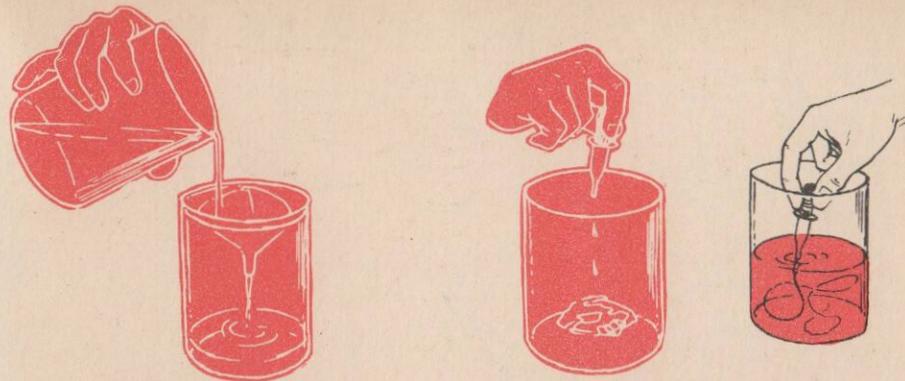




FABRICA TU PROPIA SEDA ARTIFICIAL (RAYON)

Material necesario.—Hidróxido amónico concentrado (NH_4OH); sulfato de cobre en cristales (SO_4Cu); ácido sulfúrico diluído (SO_4H_2); una varilla de vidrio para agitar las disoluciones; una cuchara grande; un embudo de cristal; un cuentagotas; papel de filtro; cinco recipientes pequeños o vasos.

Sigue este método: Llena uno de los recipientes de agua, hasta una cuarta parte de su capacidad. Añade unos cristales de sulfato de cobre y remueve la disolución con la varilla. Sigue añadiendo más sulfato de cobre hasta que la disolución llegue a estar completamente saturada. Vierte el líquido resultante en un segundo vaso y entonces con el cuentagotas, añade hidróxido amónico concentrado. La operación debe ser hecha cuidadosamente, echando el líquido gota a gota, y removiendo al mismo tiempo con la varilla de vidrio la disolución, para lo que deberás emplear la mano libre. Continúa añadiendo hidróxido amónico, hasta que la disolución tome un color azul luminoso. Por el contrario, si aparece un color azul oscuro, debes repetir el experimento. Si la cosa marcha bien, filtra la disolución a través del embudo revestido de papel de filtro, empleando un tercer recipiente. El papel de filtro, con las sustancias retenidas colócalo en un cuarto vaso, añadiendo hidróxido amónico hasta que el papel se disuelva totalmente. A continuación, en un quinto recipiente, pon once cucharadas de ácido sulfúrico diluído. PRECAUCION: No debes tocar el ácido con las manos. Limpia bien el cuentagotas y empléalo para introducir a cierta presión, la disolución azul del cuarto vaso en el que contiene ácido sulfúrico. Finalmente remueve el resultado con la varilla de vidrio, limpiándola después de utilizarla.



Resultados.—Después de añadir hidróxido amónico al recipiente que contiene el papel de filtro, se forma una sustancia algo gelatinosa de color azul oscuro. Se trata de un *sol de celulosa*. La celulosa es la misma sustancia que forma las paredes celulares de las plantas. Es la sustancia fundamental para la fabricación de papel y muchas sustancias sintéticas. En tu experimento, la celulosa te la ha proporcionado el papel de filtro, que al ser atacado por el hidróxido amónico, ha quedado reducido a partículas muy finas en suspensión en un medio líquido. A este tipo de suspensión se le llama sol, y en el presente caso, las partículas están tan íntimamente unidas, que toman un aspecto gelatinoso.

Cuando introduces a presión el sol en la disolución de ácido sulfúrico, el color azul oscuro se va aclarando y finalmente se vuelve blanco. El sol, por su parte, se va transformando en un hilo de rayón, que después de bien lavado y seco puede emplearse para coser.

La transformación del sol en seda artificial se produce por la reacción del sol con el ácido sulfúrico. El método que has empleado para obtener la seda artificial se conoce con el nombre de método del *cupramonio*. En la industria, la fuente de celulosa procede de la madera o de otros productos vegetales como la paja, etc.

PREPARACION DE UNA PASTA DENTIFRICA

Material necesario.—Carbonato cálcico en polvo (CO_3Ca); raíz de lirio de Florencia; bicarbonato sódico (CO_3HNa); esencia de menta; un tubo de pasta dentrífica vacío; un tazón pequeño; una cucharilla; unas tijeras; un cuentagotas.



Sigue este método: Endereza cuidadosamente el tubo de pasta vacío. Con las tijeras corta la parte final y enjuégalo muy cuidadosamente incluyendo la tapa. Quitla la tapa y déjala, junto con el tubo, aparte para que se sequen. Ahora, en el tazón, mezcla dos cucharadas pequeñas de carbonato cálcico y otras dos de raíz de lirio de Florencia pulverizada. Añade 1/4 de cucharadita de bicarbonato sódico y tres gotas de esencia de menta. Añade agua a esta mezcla, gota a gota, batiendo la pasta al mismo tiempo hasta que tome la consistencia adecuada. Llena, con la cucharilla, el tubo de pasta vacío, cierra su extremo abierto, doblándolo varias veces sobre sí mismo y ya puedes usar tu pasta dentrífica.

Resultados.—El carbonato cálcico y el polvo de raíz de lirio de Florencia, no se mezclan fácilmente con el agua pero la esencia de menta y el bicarbonato sódico favorecen la mezcla y proporcionan a la pasta el debido grado de consistencia.

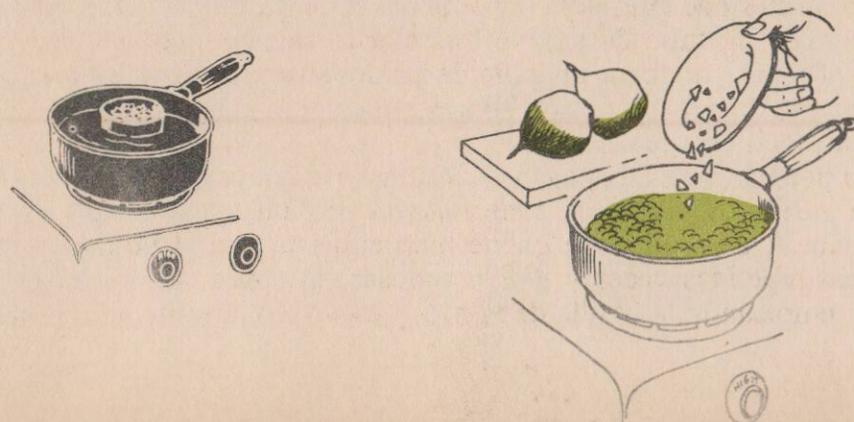
PREPARA TU PROPIO TINTE VEGETAL

Material necesario.—Un mechero de alcohol; 100 gramos de espinacas; una remolacha pequeña; alcohol etílico; un cazo; tres

tubos de ensayo; un tenedor; dos embudos; papel de filtro; una varilla de cristal; cuatro recipientes de cristal o vasos, tres de ellos muy pequeños. Pide permiso a tu madre para usar la cocina.

Sigue este método: 1. Hierve las espinacas en la cocina unos dos minutos. Filtra las espinacas y el agua empleando un embudo revestido de papel de filtro, recogiendo el filtrado en un recipiente de regular tamaño. Las espinacas, y cualquier sustancia colorante recogida en el papel de filtro, colócalas en un recipiente pequeño, añadiendo después unos dos centilitros de alcohol. Pon unos cuatro centímetros de agua en el cazo y sitúa en su centro el vaso con las espinacas recogidas, calentando todo ello en la cocina. **PRECAUCION:** No pongas la llama muy alta, porque el vapor de alcohol es inflamable. Hierve el agua del cazo a fuego lento, pero no dejes que el alcohol del recipiente interior llegue a la ebullición. Remueve, entretanto, las espinacas con la varilla de vidrio. Después de diez o quince minutos, exprime las espinacas, recogiendo el líquido en otro pequeño vaso y filtralo a través de un embudo con papel de filtro, a un tubo de ensayo. Si el papel de filtro, recoge todas, o la mayor parte de las sustancias verdes, vuelve a tratar el residuo con alcohol caliente, repitiendo la operación de calentar y filtrar. Después retira a un lado el tubo de ensayo y déjalo reposar hasta que el alcohol se evapora completamente. Entonces añade la cuarta parte de un tubo de ensayo de agua, remueve con la varilla y vierte el contenido en un recipiente pequeño, cubriéndolo cuidadosamente.

Resultados.—El color del extracto de espinacas obtenido finalmente, será verde. Este color es debido a la presencia en las plantas de la *clorofila*. Cuando se hierven hojas verdes, una parte de la clorofila se pierde, por lo que se deben tratar con alcohol caliente que la



disuelva completamente. Cuando el alcohol se evapora, queda la clorofila como residuo en el tubo de ensayo.

2. Corta la remolacha en pequeños cubos sin necesidad de pelarla. Limpia el cazo y cuece la remolacha en él, durante media hora, con media taza de agua. Al cabo de este tiempo, retira con un tenedor las partes sólidas, vertiendo el líquido restante a través de un embudo a un tubo de ensayo limpio. Trata de obtener una solución transparente y limpia, evitando el empleo del papel de filtro, para lo cual deja reposar el líquido en el tubo de ensayo, hasta que las partes sólidas se posen en el fondo. Deja evaporar la disolución filtrada, o depurada, de modo que sólo quede al final 1/4 del tubo de ensayo lleno de líquido. Traslada éste a otro vaso pequeño y tápalo cuidadosamente.

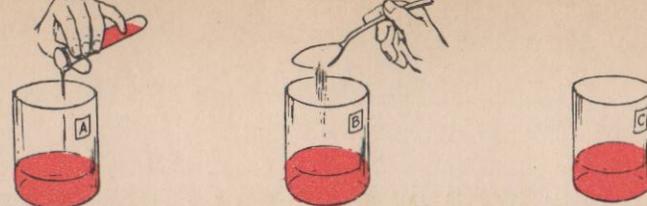
Resultados.—El color final de líquido será rojo. Al igual que la clorofila, los colorantes rojos también escapan al hervir las remolachas, pero se disuelven con mayor facilidad en el agua, que al evaporarse posteriormente, da lugar a una disolución más concentrada y de color más fuerte. Los colorantes rojos de las plantas consisten generalmente de una combinación de magnesio y sales de hierro.

DESCOLORACION DE TELAS POR EL PROCEDIMIENTO COMERCIAL

Material necesario.—Acido nítrico diluido (NO_3H); cloruro-hipoclorito cálcico (Cl_2OCa); agua; tres recipientes pequeños; una varilla de cristal; unos trozos de telas de colores.

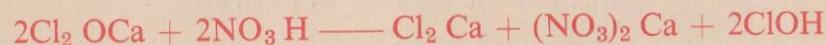
Sigue este método: Marca los tres vasos, A B y C. Llénalos hasta un tercio de su capacidad con agua corriente. Al recipiente A, le añades un tubo de ensayo lleno de ácido nítrico diluido. Al B, échale un tercio de un tubo de ensayo hipoclorito cálcico seco. **PRECAUCION:** Procura no tocar ninguna de las dos sustancias con las manos. Si accidentalmente las tocas, lávate inmediatamente las manos con gran cantidad de agua.

No pongas nada en el vaso C. Remueve el contenido de los A y B con la varilla de vidrio. A continuación pon un trozo de tela en el recipiente A de modo que quede bien cubierta con el líquido y remuévelo repetidas veces y déjalo reposar. Después sácalo del recipiente, empleando la varilla de vidrio, y escúrrelo durante un minuto.

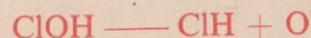


Cuando el exceso de líquido ha dejado de gotear, pon el trapo en el vaso B. Remuévelo otra vez y, por último, retira la tela y échala en el vaso C sumergida en agua corriente. El agua arrastrará la mayoría del ácido y ya puedes coger la tela con las manos sin cuidado. Déjala al chorro del agua fría durante unos pocos minutos y después ya puedes secarla.

Resultados.—El color habrá desaparecido de la tela. La reacción entre el cloruro-hipoclorito cálcico y el ácido nítrico, da lugar a ácido hipocloroso que es el que produce la descoloración de la tela. La ecuación de la reacción es la siguiente:

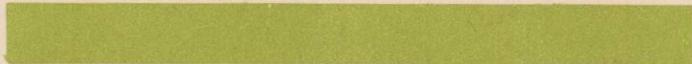


El ácido hipocloroso es una sustancia química que produce oxígeno *naciente*, que es el oxígeno en forma atómica, antes de que haya tenido lugar la combinación de sus átomos en moléculas de O . Es un cuerpo muy inestable y tiende a combinarse rápidamente con otras sustancias. Observa la reacción que tiene lugar y que produce el oxígeno naciente:



Como el oxígeno naciente se combina con muchos cuerpos, también lo hará rápidamente con las moléculas complejas del tinte de la tela y de esta forma cambia el color de los compuestos, perdiendo el tejido su color y quedando blanquecino.





INDICE

Págs.

Antes de comenzar.....	5
El lenguaje de la química.....	9
Instalación de tu laboratorio.....	15
Sustancias o compuestos.....	24
Técnicas de laboratorio.....	27
Normas de seguridad.....	35
La química del aire.....	39
La química del agua.....	47
La química de las disoluciones.....	59
La química de los cristales.....	75
La química del fuego.....	83
Acidos, bases y sales.....	97
La química de todos los días.....	105

