

G
E
B

8

Química

63-311



ENCIAS

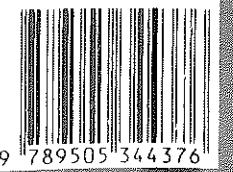
Naturales

Química

HUGO LABATE / PAULA BRIUOL
O JUAN L. BOTTO (COORDINADOR)

Q
U
I
M
I
C
A
8

ISBN 950-534-437-6



9 789505 344376

00521

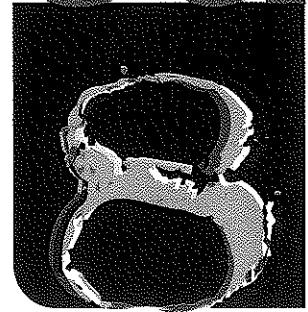


A-Z editora

LIBRO DE DISTRIBUCIÓN GRATUITA
PROHIBIDA SU VENTA
MINISTERIO DE CULTURA Y EDUCACIÓN DE LA NACIÓN

CONSEJO PROVINCIAL EDUCACION
Biblioteca Escobar
C.E.M. 36
JOSE M. ESTRADA
ALBARRACIN 284 3400 BARILOCHE

Química



C
— PS 1254 —

CONSEJO PROVINCIAL EDUCACION
Biblioteca Escobar
C.E.M. 36
JOSE M. ESTRADA
ALBARRACIN 284 3400 BARILOCHE

540
LAB 0

00522



PLAN
SOCIAL
EDUCATIVO
PRESIDENCIA DE LA NACION
Ministerio de Cultura y Educacion de la Nacion

Concepción gráfica de cubierta e interiores:

ESTUDIO MANELA & ASOC.

Ilustraciones: Pablo Aparicio, Andy Crawley y Aldo Chiape.

Fotografías: Archivo A.Z., Carlos Tabachnik y Marcelo Perinetti;
Super Stock.

1^{ra}. edición: febrero de 1997

2^{da}. edición: mayo de 1997

3^{ra}. edición: enero de 1998

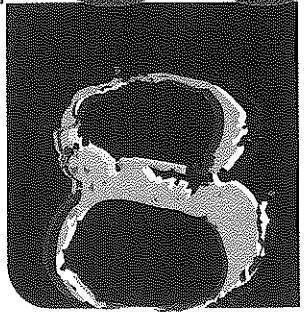
Agradecemos a Microscopía Briuolo, por facilitarnos la toma de algunas fotos para este libro.

CIENCIAS

Naturales

Química

HUGO LABATE / PAULA BRIUOLO
JUAN L. BOTTO (COORDINADOR)



© A-Z editora S.A.
Paraguay 2351 (1121)
Buenos Aires, Argentina.
Teléfonos: 961-4036 y líneas rotativas
Fax: 961-0089

Libro de edición argentina.
Hecho el depósito de Ley 11.723.
Derechos Reservados.

ISBN: 950-534-437-6

Índice

Unidad 1

ASÍ SON LOS LÍQUIDOS

Revisemos algunos temas	8
El modelo de partículas	
Conozcamos un poco más las atracciones	
de los materiales	
Materiales polares y no polares	9
Los materiales polares	10
Los materiales polares y los no polares	
no se llevan bien...	12
Solubilidad y polaridad	12
Hablemos de las moléculas	14
Cuando las moléculas se atraen	16
Emulsiones y suspensiones	19
Otra propiedad de las sustancias líquidas	
La viscosidad	20
Trabajos de integración	23

Unidad 2

LÍQUIDOS: SOLOS Y ACOMPAÑADOS

Cuando las moléculas se escapan	
La evaporación	26
Los líquidos se convierten en gases	
La ebullición	29
Un método para separar componentes	
de una solución	
La destilación	32
Propiedades de las soluciones	
También con el frío	33
iHuy, qué dulce estaba el té!	
La concentración de las soluciones	34
Las moléculas atraviesan membranas	
¡Qué agrio!	36
Soluciones ácidas y básicas	38
Muy ácido, menos ácido, neutro,	
básico, muy básico	
La escala de pH	40
Trabajos de integración	43
	45



Unidad 3

TRANSFORMACIONES QUÍMICAS Y ENERGÍA

Las cosas cambian y dan señales	48
Un modelo para explicar los cambios	52
¿Qué habrá adentro de las moléculas?	53
Cuando chocan las moléculas	57
La energía en las transformaciones	
químicas	60
Trabajos de integración	65

Unidad 4

LA QUÍMICA DEL CARBONO

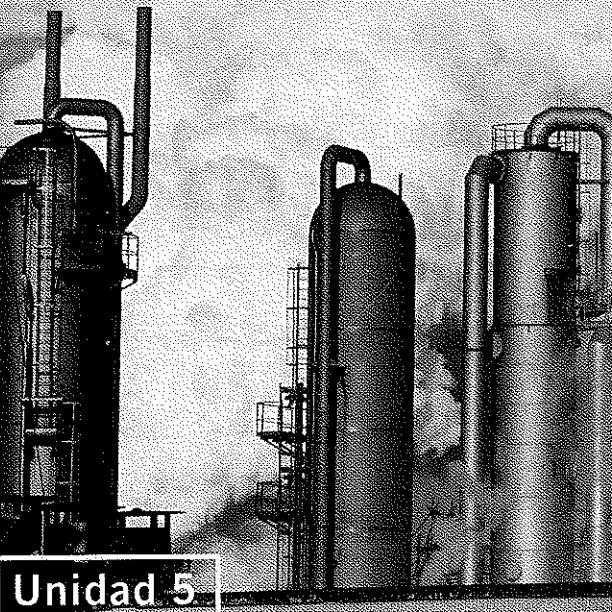
La química tiene "ramas", aunque	
no es un árbol	
Química inorgánica y química orgánica	70
¿Qué tienen en común las moléculas	
de las sustancias orgánicas?	73
Los hidrocarburos	74
La familia de los alcoholes	75
La fermentación alcohólica	76
Otras familias de sustancias orgánicas	79
Los ácidos orgánicos	79
Los que se hacen sentir	80
Polímeros	80
Los plásticos	81
Trabajos de integración	87



Unidad 5

QUÍMICA PARA EL CONSUMIDOR

Los materiales sintéticos	90
Petróleo, el punto de partida	92
Tipos de combustibles	93
La nafta	94
Petroquímica	96
Los insecticidas y plaguicidas	97
Cómo hacer brillar las cosas	
Los productos de limpieza	98
Para lavarte mejor	
Productos para la higiene personal	100
Trabajos de integración	103



Unidad 1

LÍQUIDOS

¿Por qué el agua moja? ¿Por qué algunos líquidos se vuelcan más despacio que otros?
¿Cómo juntar agua con aceite?
¿Por qué conviene que los adhesivos sean líquidos?

Los líquidos tienen propiedades muy interesantes; conociéndolas podremos saber cómo son y para qué nos sirven.

Lo que van a aprender

- Modelo de partículas.
- Los líquidos y las atracciones entre materiales.
- Materiales polares y no polares.
- Solubilidad y polaridad.
- Moléculas y sustancias.
- Tensión superficial.
- Viscosidad.



REVISEMOS ALGUNOS TEMAS

El modelo de partículas

Como aprendimos en *Química 7*, vivimos en un mundo lleno de materiales. El mar, el aire, la tierra, nuestro cuerpo, están hechos de **materiales**. Todos ellos tienen **propiedades** que hacen que sean lo que son y no otro material. El color, el sabor, la dureza, la temperatura a la que se funden, etc., son algunos ejemplos de propiedades.

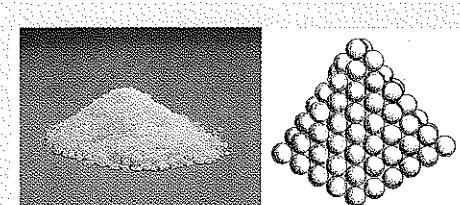
Los químicos, al tratar de averiguar qué hay dentro de todo material, crearon un **modelo científico** al que llamaremos *modelo de partículas*. El modelo propone una forma de representar cómo serían internamente los materiales. Algunas de sus ideas son las siguientes:

Todos los materiales están formados por unidades muy pequeñas llamadas partículas, que no son visibles con los microscopios comunes.

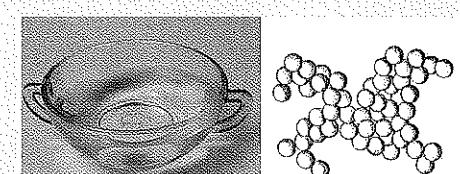
Distintos tipos de materiales están formados por diferentes partículas.

Las partículas se acomodan de diferentes formas en el espacio. A veces, pueden estar dispuestas formando cuerpos geométricos.

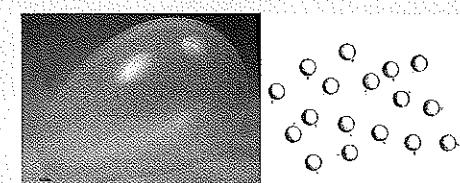
Entre las partículas de los materiales, hay fuerzas de atracción que pueden ser muy fuertes, no tan fuertes, y hasta muy débiles, según el material y las condiciones de temperatura.



Sólido



Líquido



Gaseoso

CONOZCAMOS UN POCO MÁS LAS ATRACCIONES DE LOS MATERIALES

Materiales polares y no polares

Uno de los problemas que intentaron resolver los químicos es averiguar de dónde proceden las fuerzas internas de los materiales. En esta unidad, veremos algunas respuestas a esa pregunta.

ACTIVIDAD

La atractiva agua

Comenzaremos con una experiencia sencilla para observar el comportamiento del agua cuando está en contacto con una superficie de vidrio. Sobre un portaobjetos o sobre un plato pequeño, depositemos una gota de agua con un gotero como los de los frascos de remedio. Con cuidado demos vuelta el portaobjetos o el plato para que la gota quede hacia abajo. La pregunta que podemos llegar a hacernos antes de darlo vuelta es ¿se caerá la gota?

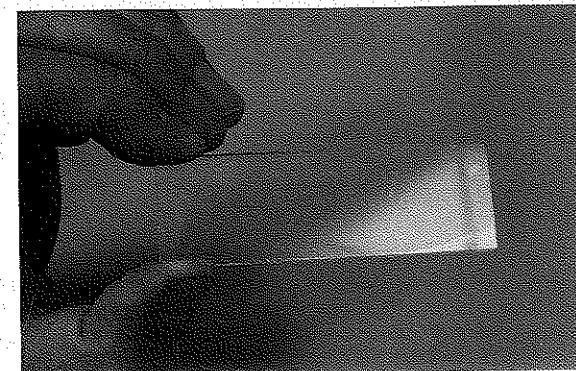
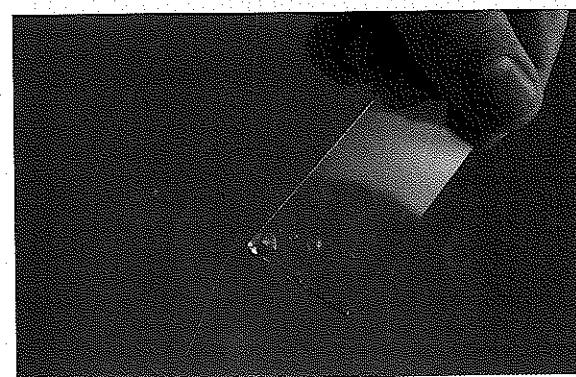
Después de hacer el experimento, pueden haber pasado dos cosas: la gota se cayó o no se cayó. A ustedes, ¿qué les pasó?

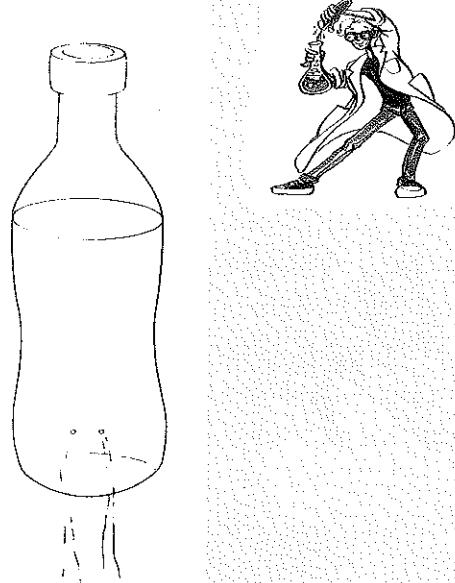
Si la gota se cayó, no es motivo de mucho asombro, ¿no es cierto? La gota de agua pesa y todo lo que tiene peso debería caer...

Pero si una parte no se cayó a pesar de su peso, ¿por qué se quedó pegada al vidrio?

Para esta segunda parte de la actividad, necesitamos dos portaobjetos o dos trozos chicos de vidrio plano. Pon-gamos sobre uno de los vidrios algunas gotas de agua y encima pongamos, con cuidado, el otro vidrio formando una especie de sandwich.

Ahora traten de despegar los dos vidrios. ¿Cuesta más o menos esfuerzo separar los vidrios mojados que los secos? ¿Por qué?





Después de hacer estas experiencias podemos entender qué significa decir que *el agua y el vidrio son dos materiales que se atraen*.

ACTIVIDAD

También consigo misma

El agua es un material muy curioso. No sólo se atrae con el vidrio, sino también con muchas otras cosas, por ejemplo consigo misma. Vamos a intentar comprobarlo con esta actividad. Necesitamos una botella de plástico, un alfiler y agua. Hacemos dos agujeros con el alfiler en el costado de la botella, casi contra la base, a 0,5 cm uno de otro. El tamaño de cada agujero tiene que permitir que se escape un chorro finito de agua cuando llenemos la botella. Llenemos la botella con agua y juntemos los dos chorros con los dedos. ¿Se puede decir que, con esta actividad, se comprueba que el agua se atrae consigo misma? ¿Por qué?

LOS MATERIALES POLARES

En las actividades anteriores habrán podido observar que el agua tiene atracciones con sus propias partículas y con las de otros materiales, como el vidrio. Podríamos preguntarnos cómo son las partículas del agua para permitir estas atracciones.



ACTIVIDAD

Atracciones a distancia

Trataremos de mostrar con esta actividad que existe una relación entre las cargas eléctricas y las atracciones entre las partículas de los materiales. Para esto necesitaremos ir a una canilla de la que salga un chorro bien fino y continuo de agua. Regulemos primero la canilla y, una vez que salga un chorro delgado, frotemos una regla plástica contra un suéter de lana varias veces, y

acerquemos la regla al chorro de agua, sin tocarlo. Si todo va bien, la regla es capaz de hacer desviar la dirección del chorro de agua, aunque no lo toque.

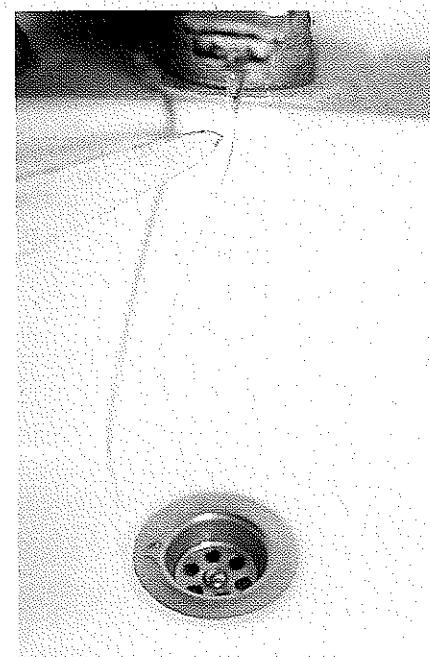
CONEXIONES

Pueden averiguar más sobre la electricidad y las cargas eléctricas en el libro **Física 7** de esta colección.

Algunos materiales son más fáciles de atraer que otros. La capacidad de ser atraído eléctricamente es una **propiedad** de cada material. Así, los químicos han encontrado materiales que:

- no se dejan atraer o lo hacen muy débilmente; se denominan **materiales no polares**;
- se dejan atraer con bastante fuerza o con mucha fuerza; se denominan **materiales polares**.

Las experiencias que hicimos anteriormente nos ayudan a mostrar que el agua, por ejemplo, es un material polar. Esta palabra significa que las partículas que forman el agua tienen **polaridad eléctrica**. Esto hace que puedan atraerse con otro material que también la tenga, por ejemplo, el vidrio. Un material con partículas sin polaridad eléctrica, no se dejará atraer eléctricamente y, por eso, se lo llama material no polar.





ACTIVIDAD

Los materiales no polares

Para hacer esta actividad, primero tenemos que saber que las partículas que forman el querosén son no polares. ¿Qué creen ustedes que ocurrirá si con la misma regla plástica electrizada de la experiencia anterior, intentamos desviar un chorrito de querosén?

Les proponemos que diseñen un aparato que deje caer un chorrito fino de querosén desde una botella. Primero dibujen cómo debería ser el equipo y hagan una lista del material que precisan. Comparen el diseño con el de otros grupos y elijan el mejor para hacer el experimento. ¡Hay muchas maneras de hacerlo! Una vez diseñado el equipo, comprobemos si se cumple lo que han pensado, haciendo la prueba de desviar el chorrito con la regla frotada sobre el suéter. ¿Podrían averiguar ahora si las partículas del alcohol son polares o no?

Las partículas de los materiales polares tienen capacidad de atraerse fuertemente entre sí, mientras que las partículas de los materiales no polares se atraen muy poco. Por la mayor fuerza de atracción entre sus partículas, los materiales polares suelen ser más duros y más difíciles de evaporar que los materiales no polares.

A partir de lo que hemos dicho, ¿qué materiales serán los de olor más fuerte, los polares, o los no polares? ¿Por qué?

LOS MATERIALES POLARES CON LOS NO POLARES NO SE LLEVAN BIEN...

Solubilidad y polaridad

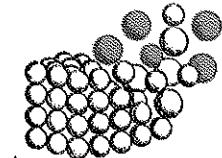
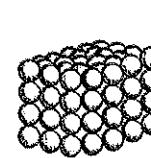
Otra propiedad que diferencia a estos dos tipos de materiales es su capacidad de disolverse. Un líquido formado por partículas polares, por ejemplo el agua, puede atraer las partículas de otro material, si éstas también son polares. Las partículas del líquido se in-

tercalan entre las del otro material y se producen muchas atracciones nuevas. El efecto que vemos es que el material se disuelve en el líquido. Así pasa con muchos materiales capaces de disolverse en agua, como el azúcar.

Otros materiales, formados por partículas no polares, no se disuelven en el agua. Observemos, por ejemplo, el caso de la manteca.

Azúcar

Azúcar y agua



En la solución, las partículas del azúcar polar quedan más separadas unas de otras, y las del líquido polar también quedan más separadas unas de otras.

ACTIVIDAD

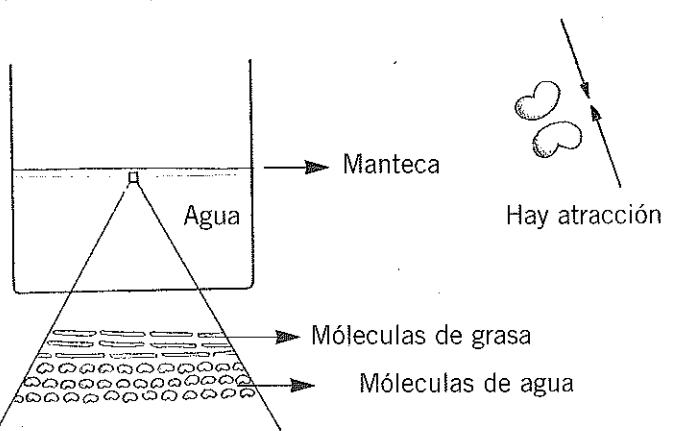
¿Quién disuelve a quién?

Aquí probaremos si la manteca puede disolverse en agua. Para comparar, vamos a utilizar un material que sí se disuelve para detectar parecidos y diferencias.

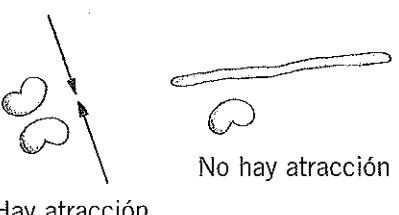
1. En un tubo con agua coloquemos un dadito de manteca de 1 cm de lado. Tapemos la boca del tubo y sacudamos el contenido. ¿Qué aspecto tienen los materiales al final? Repitamos la experiencia en otro tubo con agua y media cucharadita de azúcar.

¿Qué diferencias notamos con el contenido del tubo anterior?

Como las partículas de la manteca no tienen polaridad, no pueden hacer fuerza y atraerse con las del agua. Las partículas del agua están atraídas entre sí, y no aceptan que se interpongan entre ellas otras partículas con las cuales no tienen atracción eléctrica.



No hay atracción



sigue del otro lado →

2. En otros dos tubos bien secos, intentemos de nuevo disolver manteca y azúcar, pero en vez de usar agua utilizamos querosén como disolvente. ¿Se disuelve la manteca en el querosén? ¿Y el azúcar?

Datos

Partículas de agua:	polares
" de azúcar:	polares
" de manteca:	no polares
" de querosén:	no polares

Ya dijimos que el querosén es un líquido formado por partículas no polares. Es bastante fácil predecir si va a poder o no disolver el azúcar, que está formada por partículas polares, si tenemos en cuenta que las partículas del querosén no ejercen atracción.

Para predecir lo que va a pasar entre la manteca y el querosén, tenemos que recordar que no hay ninguna fuerza que se oponga a que las partículas del querosén se intercalen con las de la manteca.

HABLEMOS DE LAS MOLÉCULAS

Hasta aquí estuvimos analizando detalladamente cómo son los materiales. Sabemos que están formados de partículas muy diminutas, que estas partículas se atraen entre sí con diferentes fuerzas. Y aun más, sabemos ahora que las fuerzas con las que se atraen estas partículas se deben a cargas eléctricas que se encuentran en su interior. Teniendo en cuenta todo esto, los químicos le han puesto el nombre especial de **moléculas** a las unidades que forman los materiales. Esto quiere decir que cada partícula, ya sea polar o no polar, es una molécula, y representa la unidad de un material.

*Muchas moléculas le otorgan a un material las propiedades que posee. Así el sabor, el color, la temperatura de ebullición, la temperatura de fusión, el peso específico y la dureza dependen de ellas. Las moléculas por sus características y, por supuesto, por sus **atracciones** son las determinantes de todas las características del material.*

Es importante que aprendamos ahora otro concepto usado por los químicos. Cuando hablamos de una **sustancia** nos referimos a *un material formado por moléculas idénticas*. Pensemos en algunos ejemplos: el agua es una sustancia, la sal de mesa y el azúcar también, pero el agua de mar, que es una solución, no lo es, porque tiene varios tipos de moléculas.

Para saber + Los símbolos de los químicos

Todas las sustancias tienen un nombre químico que no depende del idioma, y que todos los científicos del mundo entienden. Además, para facilitar la comunicación entre los investigadores, se utiliza una forma abreviada para nombrar a todas las moléculas por medio de fórmulas. Ustedes ya conocen algunas de ellas como la del agua H_2O o la del dióxido de carbono CO_2 . Aquí tienen algunos ejemplos más:

Ácido acetilsalicílico (aspirina): $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$.

Glucosa: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Sacarosa (azúcar de caña o de remolacha): $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

Cloruro de sodio (sal de cocina): NaCl .

Etanol (alcohol fino): $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Dióxido de silicio (arena): SiO_2 .

Ácido ascórbico (vitamina C): $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$.

Hidróxido de calcio (cal): $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

ACTIVIDAD Buscando Informaciones...

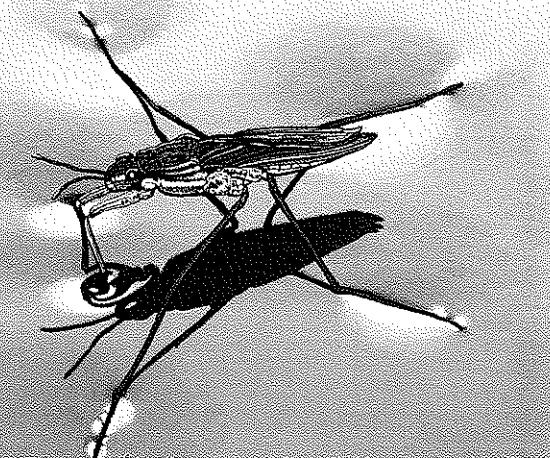
Busquen datos sobre algunos materiales que están formados por más de una sustancia. Para esto recurriremos al libro de Química 7, al diccionario u otro texto que nos suministre información sobre la composición del material que investigan, y anoten la información en la siguiente tabla:



MATERIAL	SUSTANCIA 1	SUSTANCIA 2	SUSTANCIA 3
Agua de mar	agua	cloruro de sodio	otros minerales
Leche			
Pintura			
Granito			

CUANDO LAS MOLÉCULAS SE ATRAEN

Se llama **tensión superficial** al fenómeno por el cual se nota una gran atracción entre las moléculas de los líquidos polares, y la superficie de éstos tiende a mantenerse unida.



El insecto del dibujo no está flotando en el agua como un barco; está "parado" sobre la superficie del agua, aprovechando la atracción que las moléculas tienen entre sí.

© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.

ACTIVIDAD Fiesta de burbujas



El jabón y los detergentes están formados por moléculas capaces de intercalarse entre las partículas del agua, y reducir la fuerza de atracción en la superficie. Vamos a utilizar esa propiedad en una experiencia con pompas de jabón. Trataremos de ver cuánto aumenta el detergente la facilidad para formar las pompas. Para eso necesitaremos una pajita de las que se usan para tomar gaseosas, un gotero, detergente líquido y cuatro vasos con agua. Usen la tabla siguiente para preparar las diferentes mezclas de agua y detergente, y ensayan a formar pompas con cada una. En la misma tabla, pueden anotar el resultado.

Mezcla número	Gotas de detergente	Observaciones: ¿se pueden hacer pompas? ¿son grandes y duran mucho tiempo?
1	ninguna	
2	5	
3	20	
4	50	

¿Por qué les parece que hay que hacer una experiencia sin detergente?



ACTIVIDAD La tensión superficial

Un alambre de cobre bien fino como el que está dentro de los cables eléctricos puede apoyarse sobre el agua, sin que se hunda. Para eso, hay que apoyarlo sobre un tenedor, y hundir el tenedor bien despacio en una fuente honda con agua. Si en vez de apoyar el alambre acostado sobre la superficie, lo introducimos verticalmente, el alambre tiene que vencer muchas menos atracciones para entrar en el agua, y se hunde fácilmente.

Las pompas se forman cuando una *piel* o película muy finita de moléculas de agua encierra una cantidad de aire. Si cuando soplamos la pompa, observamos atentamente lo que pasa, veremos que la pequeña cantidad de agua con detergente que queda colgando en la punta de la pajita, se estira a medida que inflamos. En el agua sin detergente, las moléculas están muy atraídas, y no se puede hacer que formen una capa delgadita. El jabón o el detergente reducen la fuerza entre las moléculas del agua, y nos permiten *estirar* más a la misma cantidad de agua, y así poder hacer pompas más grandes.

Los materiales como el jabón o el detergente reducen la tensión superficial del agua. Por eso, se los llama **tensioactivos**. Miremos una etiqueta de detergente con atención:



© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.

Cuando lavamos la ropa o los platos, lo que hacemos es eliminar las partículas de suciedad y grasa con ayuda del agua. Pero el agua sola no es capaz de sacar toda la suciedad. ¿En qué ayuda al lavado un detergente?

Una de las acciones del detergente es reducir la fuerza de atracción de las partículas en la superficie del agua. Así, el detergente permite que las moléculas de grasa sean arrastradas más fácilmente por el agua, sacándolas del objeto que estaba sucio. Te proponemos que investigues ahora el efecto limpiador del detergente.

ACTIVIDAD Cómo limpia el detergente

Necesitamos dos tubos, agua, aceite, detergente y un gotero. El objetivo es comparar qué pasa cuando mezclamos agua y aceite en un tubo y en el otro ponemos las



mismas cantidades de agua y aceite, pero además incluimos detergente.

Planifiquen en grupo las cantidades que van a usar y decidan cómo van a registrar los resultados de la experiencia. ¿De qué manera piensan que debe verse el efecto del detergente?

Hagan la experiencia. ¿Qué observaron?

EMULSIONES Y SUSPENSIONES

A veces, sólo con mirar podemos percibir que tenemos delante de nosotros una *mezcla*, por ejemplo, arena con agua. En el otro extremo, están las *soluciones*. En ellas, los materiales se mezclan al intercalarse sus moléculas, de modo que ni con el mejor microscopio óptico podríamos darnos cuenta de que lo que vemos contiene partículas de diferentes clases. Pero, entre estos dos casos, hay algunos sistemas intermedios que tienen interesantes propiedades: las **suspensiones** y las **emulsiones**.

Un ejemplo de **suspensión** se obtiene fácilmente si colocamos harina en un frasco con agua y agitamos vigorosamente; después de dejar reposar unos momentos, los granos más gruesos de la harina se depositan en el fondo. El líquido que queda por encima, y que tiene aspecto turbio, es una suspensión. Los granitos más pequeños de la harina están *suspendidos* en el líquido y tardan en hundirse. Si tomamos con un gotero una gota de suspensión y la miramos al microscopio, podemos detectar fácilmente los granitos de harina.

Otros ejemplos de suspensiones son el polvo en el aire, y las gotitas de líquido en el aire. Las nubes son exactamente eso: grandes conjuntos de gotitas de agua líquida, muy pero muy pequeñas, que están suspendidas en el aire. Cada gotita pesa muy poco y el

rozamiento con el aire demora tanto su caída que permanecen en suspensión.

La palabra **emulsión** se emplea para un tipo de *mezcla* de dos líquidos que no se disuelven uno al otro, como el agua y el aceite. Si agitamos muy vigorosamente agua y aceite, el líquido turbio que vemos es una emulsión. Con el tiempo, las gotitas de cada líquido se juntan y se vuelven a separar y observamos de nuevo cada uno de los dos líquidos. Pero si agregamos una pequeña cantidad de una tercera sustancia, que tenga atracción hacia los dos líquidos, se puede formar una emulsión que se mantiene estable. La mayonesa y la crema de leche son emulsiones. En la mayonesa (ver la receta para su preparación en un libro de cocina), uno de los líquidos es aceite y el otro es el agua que contiene el huevo. La sustancia que mantiene la emulsión formada proviene de la yema del huevo y se llama *lecitina*. Al batir el huevo con aceite, las moléculas de la lecitina de la yema envuelven a las gotitas de agua, y así ayudan a mantenerlas dispersas en medio del aceite.

OTRA PROPIEDAD DE LAS SUSTANCIAS LÍQUIDAS

La viscosidad

Las sustancias líquidas tienen ciertas propiedades que no mencionamos aún. Por ejemplo, la **viscosidad** es *una medida de la resistencia que tiene un líquido para deslizarse, sin importar la superficie sobre la que se desliza*. Existen líquidos muy viscosos, como el aceite, la miel y otros menos viscosos, como el agua o el alcohol. La mayor o menor fuerza de atracción entre moléculas y la forma de éstas determinan la viscosidad. Existe una manera de medir esta propiedad que consiste en tener en cuenta la fuerza que hay que ejercer para mover una capa de líquido con una determinada velocidad. Los químicos han aprovechado esta propiedad para fabricar ciertos materiales llamados *adhesivos*. Los adhe-

sivos, o vulgarmente llamados *pegamentos*, están hechos de sustancias que mantienen unidas las superficies de dos cuerpos. Los adhesivos pegan los materiales formando atracciones con las dos superficies por pegar. Para aplicarlos fácilmente, se los vende en forma líquida de alta viscosidad que no deja que chorreen. Hay adhesivos de origen natural, como el almidón y la goma arábiga. Otros son artificiales, como los pegamentos de contacto e instantáneos.

ACTIVIDAD

Midamos la viscosidad

Vamos a medir comparativamente la viscosidad de algunos líquidos. Para ello tendremos en cuenta que necesitamos medir la velocidad con que se mueve una determinada cantidad del material.

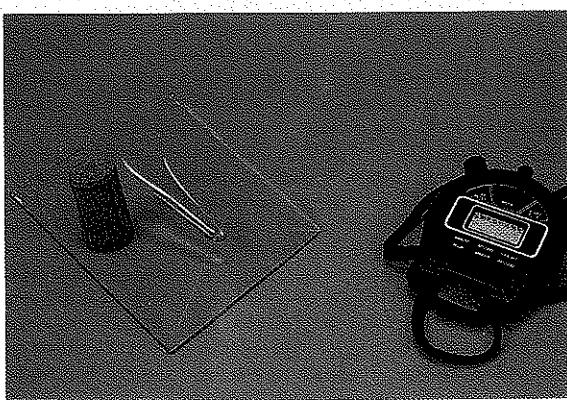
Necesitaremos un gotero medicinal, un vidriecito de aproximadamente 10 cm de largo por 2 o más cm de ancho, un reloj con cronómetro y una cucharada de cada uno de los siguientes materiales: agua, aceite de cocina, querosén, leche, miel y todo otro material líquido que quieran agregar. El vidrio tiene que estar bien desengrasado, conviene lavarlo con detergente y luego pasarse un algodón mojado con alcohol.

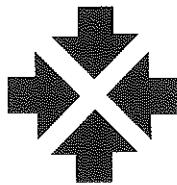
Procedan de la siguiente forma: inclinen el vidrio como en la foto. Dejen caer una gota de cada líquido por separado desde el extremo superior. Midan el tiempo que tarda en llegar al extremo inferior. Luego ordenen los materiales de mayor a menor viscosidad.

Para saber +

Los lubricantes

Todos los artefactos y mecanismos móviles que utilizamos, por ejemplo, los motores de los autos, las bicicletas, las bisagras de las puertas, las disqueteras de una computadora





Trabajos de integración

Realicen esta actividad

o las licuadoras, tienen que enfrentar el problema del rozamiento. Éste es un factor que acelera el desgaste de las piezas de las máquinas y aumenta la cantidad de energía que deben gastar para hacer su trabajo.

Se han buscado soluciones químicas al problema del rozamiento desde hace muchísimos siglos, y aunque los *lubricantes*, que son los materiales con que se reduce el rozamiento, han ido cambiando, el fundamento de su acción sigue siendo el mismo. Tomemos un cubito de hielo y apóyemoslo sobre un plato: al inclinar el plato, el cubito resbala sobre la fina capa de agua producida al derretirse. Como las partículas de los líquidos se mueven y pueden intercambiar posiciones fácilmente, al poner una capa de líquido entre dos superficies sólidas, se reduce la fuerza necesaria para vencer el rozamiento entre éstas. ¿Cualquier líquido servirá entonces para lubricar? La respuesta a esta pregunta es que un buen lubricante tiene que reunir necesariamente algunas propiedades como:

- Alta viscosidad: porque si el líquido se escurre fácilmente, se escapa enseguida y deja de actuar donde se lo necesita.
- Baja temperatura de congelación: para que siga siendo líquido, aunque las temperaturas sean muy frías.
- Poca volatilidad: para que no se escape por evaporación.

Los lubricantes comerciales cumplen con estas características y, por lo general, son materiales formados por *hidrocarburos*, mezclas de moléculas grandes que se obtienen a partir del petróleo. Según su aspecto a temperatura ambiente, se los llama vulgarmente *aceites*, si fluyen; y *grasas* si tienen consistencia pastosa.

a. Busquen tres etiquetas de alimentos y anoten los componentes. Ahora recurran al diccionario y verifiquen si esos componentes son **sustancias**.

b. En un vaso lleno de agua, espolvoren pimienta molida. Mójense la punta de un dedo con detergente y toquen apenas el agua en el centro del vaso. ¿Cómo explican lo que sucede?

c. Averigüen en la estación de servicio más cercana cuántos tipos de lubricantes se venden, cuáles son aceites y cuáles son grasas.

Si consiguen una pequeña cantidad de cada uno, pueden intentar comparar su viscosidad como en la actividad o buscar otra manera para medirla.

Unidad 2

LÍQUIDOS: SÓLOS Y ACOMPAÑADOS

¿Cómo se puede obtener agua pura del mar? ¿Qué es el pH?

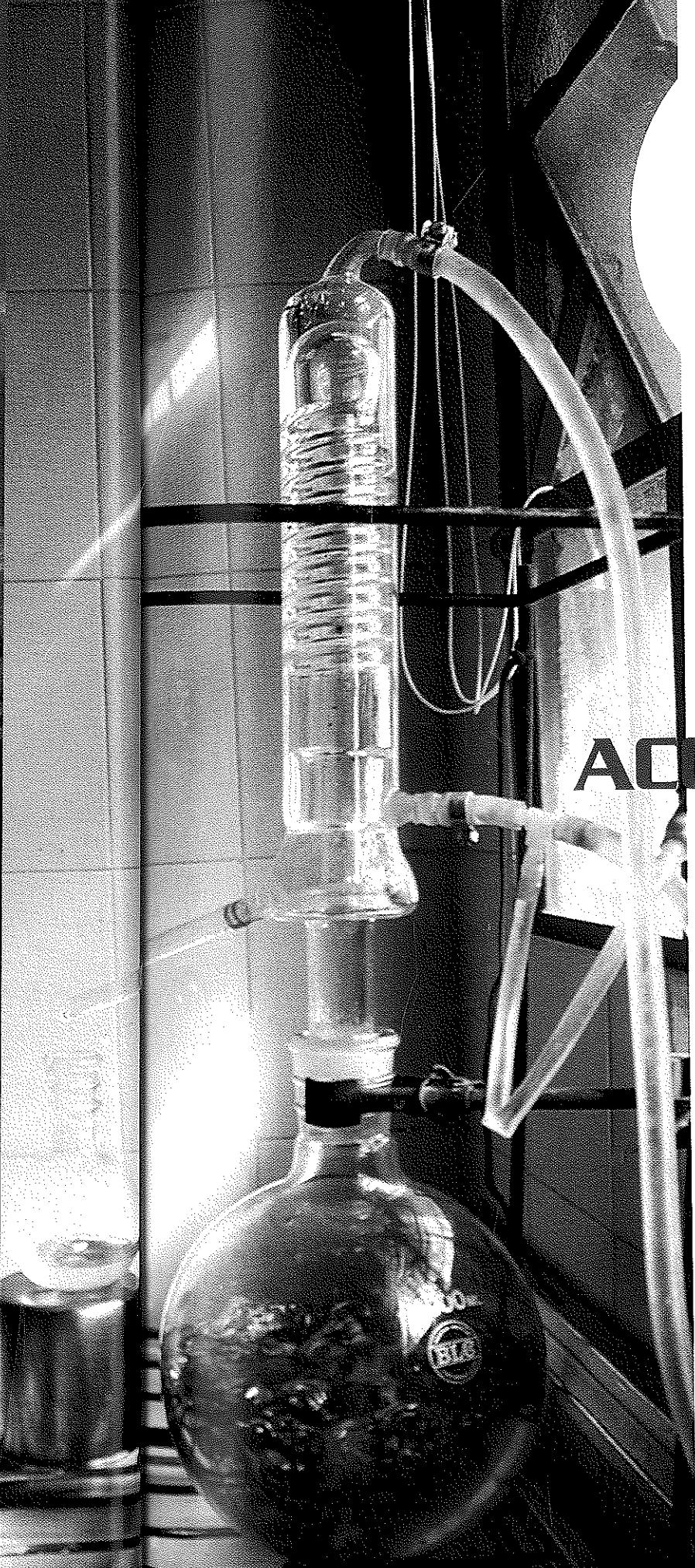
¿Tienen todos los mares la misma cantidad de sal?

¿Por qué el alcohol se evapora más fácilmente que el agua? ¿Por qué se huele tanto la nafta?

Los líquidos son un estado intermedio entre los sólidos y los gases. Disuelven muchas cosas, se convierten en gases o en sólidos. Todas estas características serán analizadas y explicadas en esta unidad.

Lo que van a aprender

- Presión de vapor - evaporación.
- Ebullición - temperatura de ebullición.
- Destilación.
- Soluciones y propiedades coligativas.
- Concentración de soluciones.
- Ácidos y bases - pH.



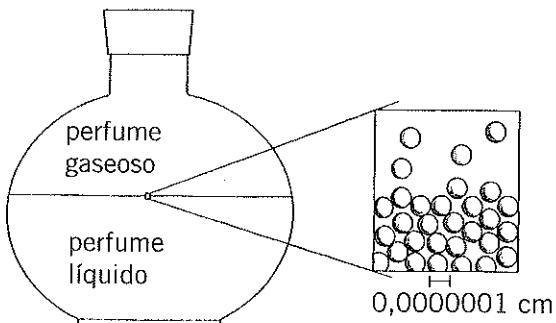
CUANDO LAS MOLÉCULAS SE ESCAPAN

La evaporación

Las partículas de los líquidos están en contacto, pero tienen la posibilidad de moverse *resbalando* unas sobre otras. Pero las partículas ubicadas en la superficie de un líquido están menos atraídas, porque tienen menos vecinas con las que atraerse. Por eso, tienen más posibilidad de escapar del líquido y adquirir libertad de movimiento. Esas partículas liberadas van saliendo del líquido, en el que estaban juntas, para intercalarse con las del aire. Si este proceso de escape continúa, el recipiente que contiene el líquido se vacía de a poco. Cuando termina el proceso, decimos que el líquido *se evaporó* totalmente.

Los químicos llaman *presión de vapor* a la fuerza de escape que hacen las partículas contra la superficie límite del líquido. Un líquido que se evapora muy fácilmente tiene una alta presión de vapor; por ejemplo, los perfumes o el alcohol.

Para evaporar un líquido, no hace falta calentarlo. Las partículas de la superficie siempre están escapándose. Por eso se seca la ropa aun en los días muy fríos, a medida que se evapora el agua. Pero, por supuesto, la evaporación puede hacerse más rápida, si se aumenta la temperatura. ¿Por qué será?



ACTIVIDAD

Las bebidas cola tienen agua

En esta actividad utilizaremos la capacidad de evaporación del agua para separar una solución. Para eso tendremos en cuenta que, al calentar una solución que contenga agua y otras sustancias sólidas disueltas, el agua será la primera que se evapora a una determinada temperatura, y así podremos separarla de los otros componentes.



Necesitamos un recipiente grande y uno más chico que quepa dentro del primero y que sobre espacio. También un trozo de plástico, como el que se usa para envolver fiambres y carnes, una moneda pesada, un poco de bebida cola y una cacerola o un jarro para calentarla.

Procedan así:

Calienten la bebida cola en el jarro. Vuelquen con cuidado la bebida cola muy caliente dentro del recipiente grande hasta una altura de 2 cm aproximadamente. Coloquen adentro el recipiente chiquito, de manera que no flote. Si hace falta coloquen un objeto pesado dentro del recipiente más chico. Tapen el recipiente grande con el plástico y coloquen la moneda en el centro, como se ve en el esquema. Esperen media hora. ¿De dónde proviene lo que hay en el recipiente pequeño? ¿Qué creen que es? Prueben el sabor del contenido del recipiente chico y anoten sus conclusiones.

© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.

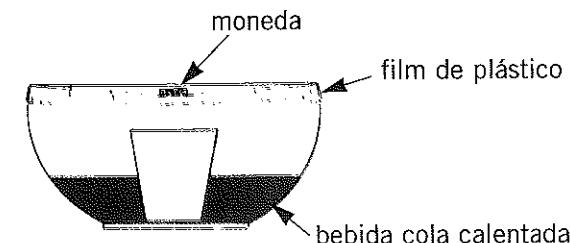


CONEXIONES

Pueden averiguar más sobre el calor como forma de energía en el libro **Física 8** de esta colección.

Gracias a la mayor energía que adquieren, las moléculas se mueven con mayor velocidad y las que están en la superficie se separan del resto. Cuanto mayor energía reciban las moléculas, mayor será su velocidad.

En el caso de la actividad propuesta, al calentar la bebida hacemos que se muevan más rápidamente las moléculas de las sustancias que la componen. Algunas de ellas consiguen liberarse del líquido y se separan formando un gas. Al encontrarse con la moneda fría, las moléculas pierden movimiento, se atraen más y se reagrupan formando un líquido. Por otra parte, las otras



sustancias que componen la bebida no logran evaporarse, porque la energía recibida no es suficiente para vencer sus atracciones.



ACTIVIDAD

Velocidad de evaporación

¿Se evaporan todos los líquidos a la misma velocidad? Averígüémoslo realizando la siguiente exploración: Necesitamos un gotero medicinal, un azulejo o una cerámica lisa, un reloj con segundero. Con el gotero dejamos caer una gota de *solvente* (el que se emplea para limpiar manchas de la ropa), cerca de una esquina del azulejo; y tomamos el tiempo que tarda en evaporarse. Luego, hacemos lo mismo con una gota de alcohol del mismo tamaño y, finalmente, con una gota de agua.



¿Qué relación hay entre la velocidad de evaporación de un material líquido y la atracción que tienen sus partículas entre sí? Tengamos en cuenta que los tiempos se pueden comparar para sacar conclusiones, porque la experiencia se realizó siempre a la misma temperatura. Cuando un líquido se evapora con mucha facilidad, aunque la temperatura sea baja, se dice que es **volátil**. La acetona, que es un disolvente que antes se usaba para sacar el esmalte de las uñas, se evapora muy rápidamente a temperatura ambiente. Pero hay líquidos, como los aceites comestibles, que son muy poco volátiles; por ejemplo, una gota de aceite podría estar sin evaporarse durante días. Si en la exploración anterior hubiéramos usado una gota de aceite, habríamos notado que se conserva líquida durante mucho tiempo.

PARA CONTESTAR

Con la información que tienen traten de explicar por qué un líquido cualquiera se evapora mucho más despacio cuando está dentro de una botella destapada que cuando está en una palangana.

LOS LÍQUIDOS SE CONVIERTEN EN GASES

La ebullición

Las sustancias en estado líquido tienen una fuerza de atracción entre sus moléculas que es menor a la que existe en las sustancias sólidas y mayor que la de los gases. También sabemos que se puede convertir una sustancia que está en un estado físico a otro modificando la temperatura. Llamamos **ebullición** al cambio que se produce cuando una sustancia líquida se convierte en gaseosa al calentarla. El cambio inverso es la **condensación**, que se logra al disminuir la temperatura de una sustancia gaseosa para convertirla en una sustancia líquida.

Para saber +

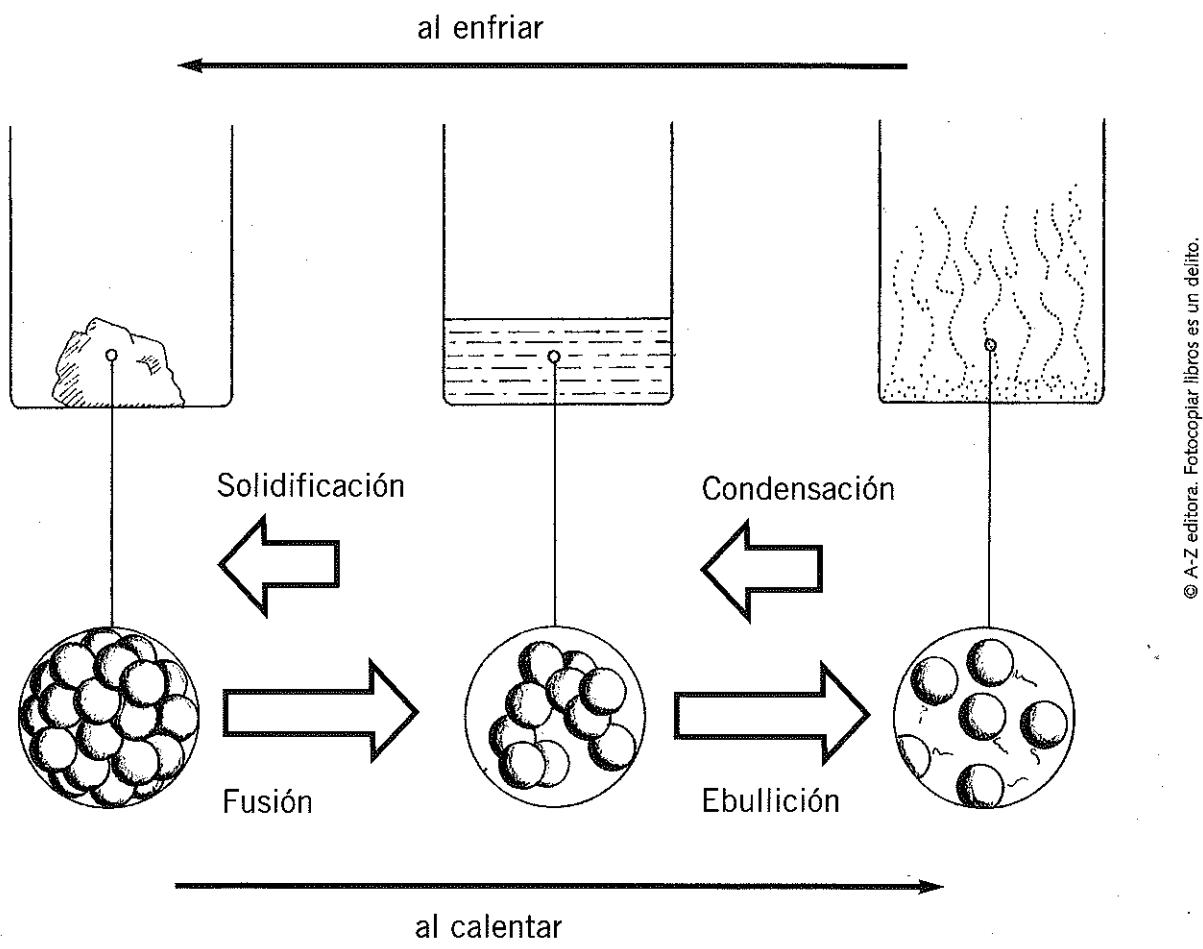
Cuando se transforma en líquido una sustancia que está en estado gaseoso a temperatura ambiente, como el gas que se usa en las cocinas, a este caso de condensación se le da el nombre especial de **licuación**.

Aquí les contamos a qué temperatura hay que enfriar algunas sustancias gaseosas para poder licuarlas:

Metano (gas natural)	161° C bajo cero
Cloro	34° C bajo cero
Butano (gas de garrafa)	0° C
Ozono	112° C bajo cero

Por ejemplo, cuando ponemos al fuego una olla con agua para cocinar fideos, el calor que le entregamos al sistema hace que las moléculas del agua se muevan cada vez más rápidamente. Si la cantidad de energía que le entregamos a la olla es suficiente, todas las moléculas de agua alcanzarán la velocidad necesaria para escaparse. En ese momento, las moléculas de agua *de toda la olla* y no sólo las de la superficie, se separan cada vez

más unas de otras, y a simple vista vemos que aparecen burbujas grandes en el líquido de la cacerola. Decimos que el líquido empezó a hervir o, para usar nuestra definición anterior, decimos que **ebulle**.



© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.



ACTIVIDAD Temperatura de ebullición

Determinemos ahora las temperaturas de ebullición de los líquidos que usamos en la actividad anterior. Para que un líquido hierva hay que calentarlo hasta una temperatura en la que las moléculas del líquido se separen. Ese valor de temperatura se llama la *tempera-*

tura de ebullición del líquido y es una propiedad característica de cada sustancia.

Para eso necesitaremos un recipiente que pueda calentarse al fuego, un termómetro de laboratorio, dos tubos de ensayo, alcohol y solvente de limpiar la ropa.

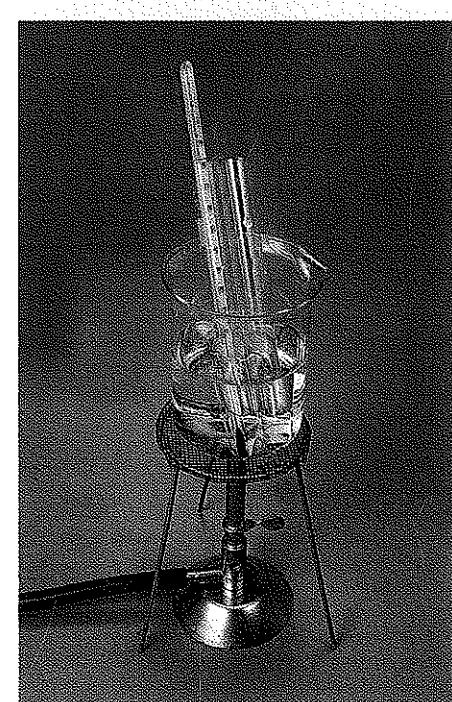
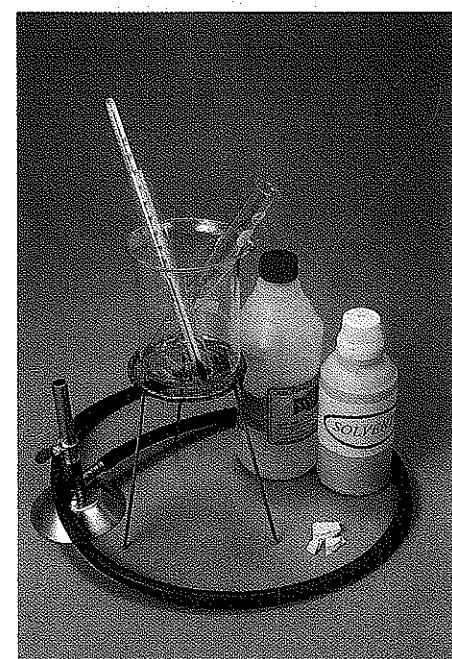
Nota: como el solvente y el alcohol son inflamables, **nunca** se los debe calentar a fuego directo. En esta experiencia, los pondremos dentro de tubos a los que sumergiremos en un recipiente con agua. Esta forma de calentar indirectamente un material, se llama *Baño de María*.

Colocamos el alcohol en un tubo hasta unos 2 cm de altura y, en el otro tubo, ponemos una cantidad igual de solvente. Los apoyamos dentro del recipiente con agua e introducimos en cada tubo un trocito de azulejo roto muy pequeño (ver foto). El trocito de azulejo no influirá en el resultado del experimento, pero hará que sea más fácil ver las burbujas en el momento de la ebullición. En el recipiente con agua, ponemos el termómetro y empezamos a calentar.

Cuando veamos que, en un tubo, se forman muchas burbujitas que ascienden continuamente, anotamos qué temperatura mide el termómetro en ese momento. Esa será la temperatura de ebullición del líquido. En este mismo experimento, podemos medir la temperatura de ebullición del agua, cuando hierva la que contiene el recipiente exterior.

Registremos nuestras mediciones:

- | | |
|----------------------------------|----|
| T. Eb. Solvente de limpiar | °C |
| T. Eb. Alcohol | °C |
| T. Eb. Agua | °C |



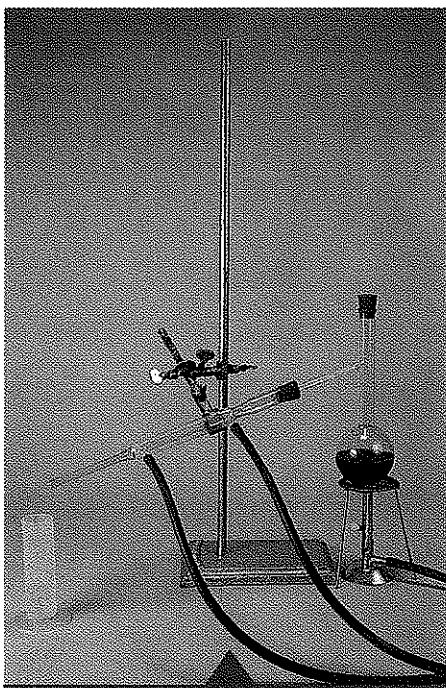
UN MÉTODO PARA SEPARAR COMPONENTES DE UNA SOLUCIÓN

La destilación

¿Cómo podemos hacer para *des-mezclar* una solución, es decir, para separar sus componentes? Por ejemplo, si disolvimos sal en agua, la sal ya no se ve y está repartida dentro del agua. ¿De qué manera podríamos volver a tener el agua y la sal por separado?

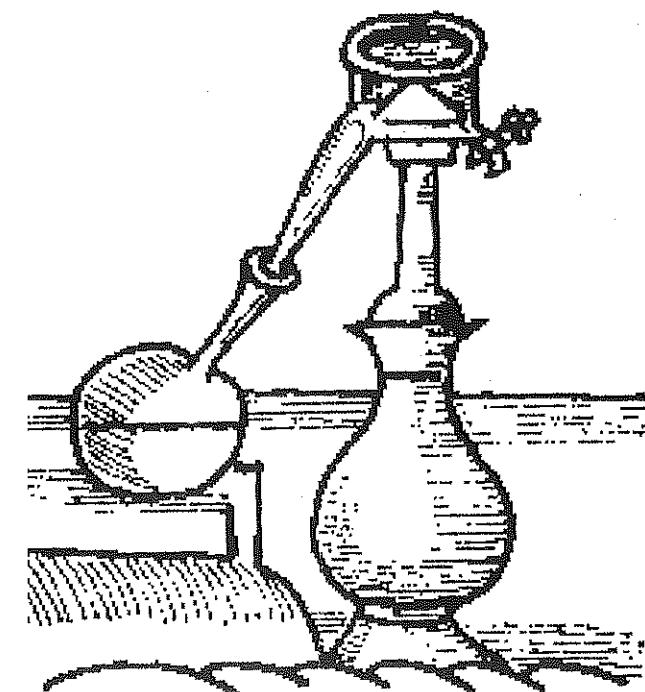
Seguramente después de hacer la experiencia con la bebida cola, se les habrá ocurrido como respuesta algo parecido a lo siguiente: *dejemos la mezcla de agua y sal en un plato y, cuando el agua se evapore, nos va a quedar nada más que la sal.* Pero así no podemos recoger el agua. Si queremos atrapar el agua, tendríamos que hervir la solución y enfriar el vapor que se produce para que las moléculas de agua pierdan velocidad y puedan atraerse entre ellas lo suficiente como para volver a formar agua en estado líquido. Este proceso, que permite separar los componentes de una solución, recibe el nombre especial de **destilación**.

Equipo de destilación actual



En los dos casos, el líquido pasa al estado gaseoso al ebullir. Cuando el gas entra en contacto con la superficie fría del condensador, sus partículas pierden velocidad y pasan nuevamente a estar juntas, formando un material en estado líquido.

Aparato destilador de hace 400 años



Los inventores de la destilación fueron los alquimistas, es decir, los químicos de hace unos 1000 años. Los equipos antiguos de destilación no son muy diferentes de los que se usan hoy en día. El uso principal de aquellos viejos **alambiques** era destilar vino o cerveza, para obtener el *espíritu* que contienen esas bebidas. Así se llamaba antiguamente al alcohol, porque era el componente característico que les da a las bebidas sus conocidos efectos. Las bebidas alcohólicas son soluciones de agua y alcohol. Al calentar, el alcohol se evapora más fácilmente: sus moléculas ejercen menos atracción que las del agua y, por eso, el producto destilado tiene mayor porcentaje de alcohol. Este producto es conocido, en general, como **aguardiente**, aunque a veces se le da un nombre especial, como coñac, vodka, caña o ginebra, según la bebida que se usó como materia prima para producirlo.

Para saber +

¿Qué es el agua destilada?

Cuando se destila agua de pozo o agua de mar, que contienen sales disueltas, el agua se convierte en vapor y luego se la condensa de nuevo para formar agua líquida. El agua que se obtiene así no contiene otros materiales mezclados, pues las sales se evaporan a muy altas temperaturas y, en este proceso, no se llega ni siquiera a fundirlas. Por eso, el agua pura preparada de esta manera, se llama *agua destilada*.

PROPIEDADES DE LAS SOLUCIONES

Cuando se disuelve un material en otro, no se forman nuevas partículas; simplemente las partículas de un material se separan repartiéndose entre las partículas del otro. Sin embargo, al poner en contacto dos tipos de partículas, permitimos que, entre ellas, haya atracciones

nuevas y estas atracciones son responsables de algunas características importantes de las soluciones.



ACTIVIDAD

La sal y el agua, ¿se atraen?

Para contestar esta pregunta, probemos usando una solución de sal de cocina en agua. Pongamos en dos vasos iguales el mismo volumen de agua. A uno de los dos vasos, agreguémole una cucharada sopera de sal de cocina y revolvamos bien para que la sal se disuelva. Hagamos una marca a la altura del borde del líquido y vayamos midiendo, con una regla, el nivel de líquido en cada vaso, todos los días.

Sabemos que las partículas del agua y la sal se atraen, porque la sal se disuelve fácilmente en el agua. ¿Se evaporará el agua con la misma facilidad en los dos vasos?

¿Cómo explican los resultados que esperan obtener?

Para pensar y poner en práctica

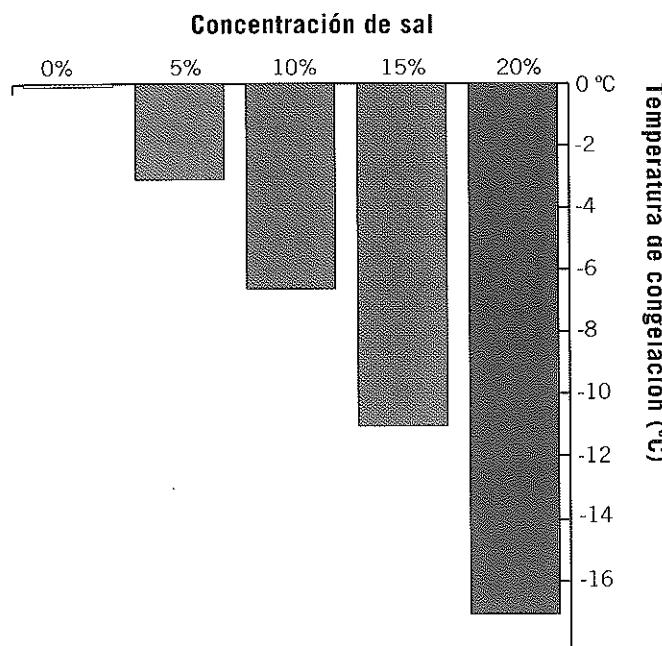
Si intentamos medir la temperatura a la que hiere una solución de agua con bastante sal y comparamos esa temperatura con la temperatura de ebullición del agua pura, ¿qué creen que va a pasar?

También con el frío

Si preparamos una solución de sal en agua y la ponemos a congelar, hay que enfriarla a una temperatura más baja que al agua pura para lograr formar hielo. Incluso en una heladera común es posible que la solución no se llegue a congelar.

Los químicos han realizado mediciones cuidadosas y anotaron los resultados en tablas y gráficos como estos:

100 cm ³ de agua sin agregado de sal	congela a	0° C
100 cm ³ de agua con 5 g de sal	congela a	-3° C
100 cm ³ de agua con 10 g de sal	congela a	-6,5° C
100 cm ³ de agua con 15 g de sal	congela a	-11° C
100 cm ³ de agua con 20 g de sal	congela a	-16,5° C



© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.

Recordemos que cuando una temperatura se indica con un signo “-” esto quiere decir bajo cero. Por ejemplo, -3°C significa 3 grados menos que 0.

A partir de estos datos, y sin usar termómetro, podemos averiguar la temperatura más baja a la que llega el congelador de nuestra heladera, si preparamos las mezclas anteriores y las ponemos en recipientes separados en el congelador. ¿Cuáles formaron hielo?

Interpretaremos ahora este comportamiento de las soluciones con el modelo de partículas. Cuando enfriamos agua pura, las moléculas del agua se mueven cada vez menos. A 0° C, se mueven bastante poco y comienzan a acomodarse para formar los cristales de hielo. Si tratamos de enfriar una solución que, además de moléculas de agua contiene partículas de sal, como estas últimas atraen mucho a las moléculas de agua, a éstas le resultará más difícil acomodarse para formar el sólido. Por eso hay que bajar más la temperatura y lograr que las moléculas estén con muy poca movilidad para lograr que puedan ordenarse y formar los cristales de hielo.

En el invierno, la temperatura ambiente baja a menos de cero grados en algunas regiones y el agua se congela dentro de los caños de las casas y en el interior de los radiadores de los autos. Para evitar esto se agrega un **anticongelante** al agua del radiador, es decir, una sustancia cuyas moléculas se atraen muy fuertemente con las del agua e impiden que la solución se congele aunque la temperatura sea muy baja.

En nuestra actividad, hemos visto que la proporción de sal en la solución influye en sus propiedades. Vamos a estudiar más de cerca esta característica de las soluciones.

¡HUY, QUÉ DULCE ESTABA EL TÉ!

La concentración de las soluciones

Una vez confundí la sal con el azúcar al preparar una taza de té. Ya no me vuelve a pasar, porque miro muy bien el azúcar antes de usarla. Ya sé diferenciar alguna **propiedad física** que permite determinar que una sustancia sea esa y no otra.

El azúcar endulza, pero no es lo mismo el sabor del té con una cucharadita, que con dos o con tres. Se dice que cuanto más soluto (en este ejemplo, el azúcar) tenga una solución (que aquí es el té) más **concentrada** estará la solución.

Esto significa que una manera de decir la cantidad de soluto que tiene una solución es hablar de su **concentración**. La concentración se puede escribir de diferentes formas que indican la cantidad de soluto que hay en relación al total de la solución o al solvente.

ACTIVIDAD La concentración

Vamos a indagar algunas formas de expresar concentraciones, que aparecen comúnmente en los envases de comidas u otros productos.



Busquen tres o cuatro etiquetas de detergente, lavandina, jugos de fruta envasados, bebidas alcohólicas, que tengan información sobre la composición del producto y completen la siguiente tabla en la que para ayudarlos hemos puesto un ejemplo.

Nombre del producto	Componente 1	Concentración del componente 1	Componente 2	Concentración del componente 2
Lavandina	Cloro activo	55 g/l (Gramos en cada litro.)		

© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.

En su búsqueda, habrán observado diferentes formas de expresar la concentración. La más común es decir el porcentaje de soluto en la solución. Así, si una solución de sal en agua es del 10%, significa que en cada 100 ml de solución, hay 10 g de sal. Se puede calcular cuánta sal tiene, por ejemplo, 1 litro de la solución anterior, mediante una regla de tres simple:

$$100 \text{ ml de solución} \longrightarrow 10 \text{ g de sal}$$

$$1000 \text{ ml de solución} \longrightarrow \frac{10 \text{ g de sal} \times 1000 \text{ ml de solución}}{100 \text{ ml de solución}} = 100 \text{ g de sal}$$

De la misma manera, los químicos calculan cuánto soluto tienen que pesar para preparar una determinada solución. Por ejemplo, si quisieramos preparar 500 ml de lavandina, ¿cuánto cloro hay que utilizar?

También aquí el cálculo se resuelve con regla de tres simple:

$$1000 \text{ ml de solución} \longrightarrow 55 \text{ g de cloro}$$

$$500 \text{ ml de solución} \longrightarrow \frac{55 \text{ g de cloro} \times 500 \text{ ml}}{1000 \text{ ml}} = 27,5 \text{ g de cloro}$$

PARA CONTESTAR

¿Cómo están preparadas estas soluciones?

- El *alcohol* que compramos en la farmacia es, en verdad, una solución de alcohol y agua al 96%. Esto quiere decir que hay 96 ml de alcohol puro en 100 ml del líquido de la botella, mientras que el resto es agua. ¿Cuántos mililitros de alcohol puro hay en un frasco de 250 ml?
- ¿Cuántos gramos de azúcar deberá tener una taza con 200 ml de té para que resulte una solución al 7,5%?

Cuando las soluciones poseen muy poco soluto para mucho solvente, se las llama **diluidas**. Si colocamos una cucharadita de sal en un balde lleno de agua, tendremos un ejemplo de solución diluida. Muchos jarabes para la tos y otros remedios son también soluciones diluidas; así también resultan muy diluidos los jugos de frutas en polvo, que se preparan agregando agua al producto comercial, si ponemos demasiada agua para poca cantidad del polvo.

Llamamos **saturada** a una solución que ya tiene el máximo de soluto que puede disolverse en esa cantidad de solvente. Si le agregamos un poquito más, ya no se disolvería. Por ejemplo, en una solución saturada de cal en agua (agua de cal), un granito más de cal, agregado a la solución saturada, ya no se disuelve y se mantiene sólido.

La cantidad máxima de soluto que puede tolerar una solución hasta saturarse, depende de la fuerza con que se atraen las moléculas del soluto con las del solvente y de la temperatura de la solución. En general, cuanto más alta sea la temperatura, más soluto se puede disolver, como en el caso del azúcar en el té.

LAS MOLÉCULAS ATRAVIESAN MEMBRANAS

Algunos materiales, cuando están extendidos formando una capa muy finita, tienen en su superficie agujeritos

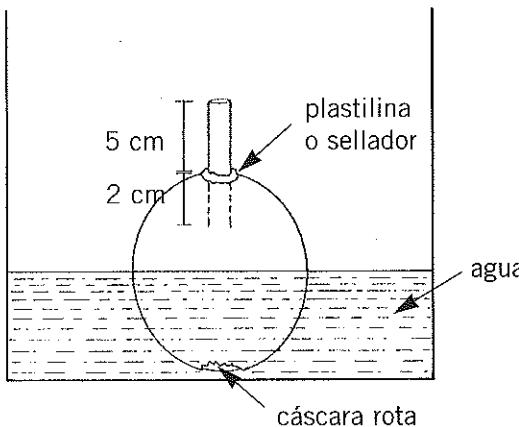
de tamaño tan pero tan pequeño que a simple vista parecen lisos, pero que pueden ser atravesados por cosas tan pequeñas como las moléculas. Una superficie así puede incluso dejar pasar las moléculas de tamaño pequeño, pero no las más grandes. Te proponemos una actividad para explorar el funcionamiento de estas membranas.

ACTIVIDAD

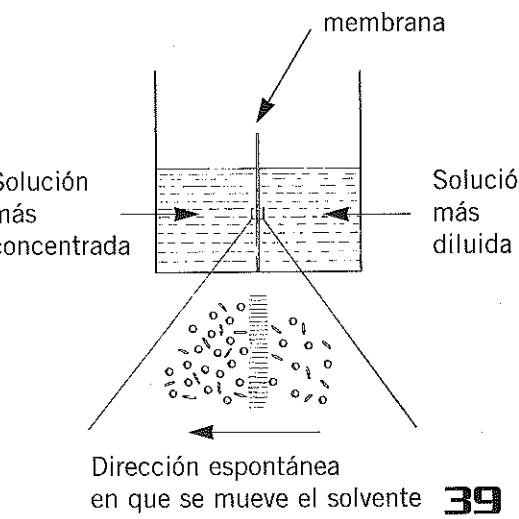
Ósmosis

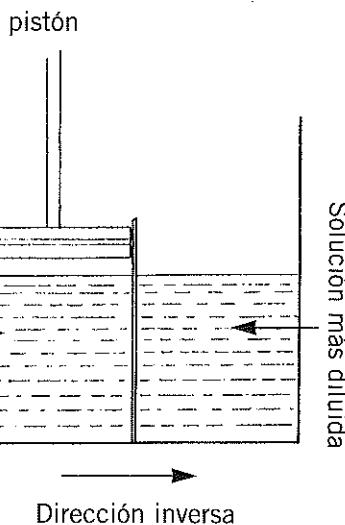
La membrana que utilizaremos es la *piel* finita que está del lado de adentro de la cáscara de los huevos. Necesitamos un huevo crudo, una pajita de las que se usan para tomar gaseosas, un vaso o frasco transparente, agua y plastilina.

Tomen el huevo y, con cuidado, casquen la punta más ancha sin que se rompa la membrana que está debajo. Quitele sólo la cáscara a ese pedacito (ver esquema). Colocuen agua en el vaso y pongan el huevo de modo que la mitad del lado agujereado quede sumergida en el agua. Ahora rompan con cuidado la parte de arriba haciendo un agujerito en el que quepa justo la pajita. Claven la pajita unos 2 cm dentro del huevo y córtenla de manera que sobresalgá 5 cm hacia afuera. Sellen la unión entre la pajita y el huevo con plastilina. Dejen el dispositivo armado por 24 horas y obsérvenlo.



Lo que han realizado es una demostración de un proceso llamado **ósmosis**. En el experimento, el agua ha penetrado a través de la *piel* que encierra al líquido del interior del huevo. ¿Cómo podemos interpretar este fenómeno? Cuando tenemos una membrana capaz de dejar pasar el solvente, de una solución, que en esta actividad es el agua, éste puede pasar a través de la membrana desde el lado donde hay poco o nada de soluto hacia el lado donde hay más cantidad de éste. Para usar las definiciones que aprendimos, diremos que en la ósmosis el solvente pasa a través de una membrana fluyendo des-





de el lado que contiene una solución diluida, o solvente solo, hacia el lado en el que hay una solución más concentrada. En el interior del huevo, hay varias sustancias como las proteínas y las sales minerales, cuyas moléculas tienen fuerte atracción con el agua.

La dirección espontánea en la que se mueven las partículas de solvente a través de la membrana (del lado más diluido al más concentrado) puede invertirse artificialmente, si del lado que contiene la solución más concentrada aplicamos **presión**. La fuerza que hagamos impulsará a todas las partículas a pasar al otro lado de la membrana, pero sólo la atravesarán las de menor tamaño, que pasan por sus perforaciones. Esta técnica se llama **ósmosis inversa** y hay grandes instalaciones industriales en países que no disponen de agua de ríos o de pozos, que la utilizan para obtener agua pura a partir del agua de mar.

Para saber más sobre este tema, pueden consultar el libro **Biología 8** de esta misma colección.



¡QUÉ AGRIÓ!

Soluciones ácidas y básicas

Entre otras cosas, los químicos se dedican a estudiar las propiedades de las soluciones. Al investigar las soluciones **acuosas**, es decir aquellas en las que el solvente es agua, determinaron que una característica que poseen algunas de ellas es ser ácidas. ¿Qué significa **ácido**? Si pensamos un poco, la palabra ácido la hemos escuchado muchas veces. Comemos caramelos llamados ácidos, nos han dicho que los limones, las naranjas y los pomelos son ácidos, y alguna vez escuchamos a algún adulto quejarse porque tiene acidez estomacal y también sabemos que existe la *lluvia ácida*.



Puedes averiguar más sobre el tema de la lluvia ácida en el libro **Geología 7** de esta misma colección.

Los químicos establecen que una solución es **ácida** si entre sus propiedades observan que tiene sabor agrio, carcome algunos metales como el hierro, corrode el mármol y daña las membranas mucosas, como la de la lengua y la boca.

Existen otras soluciones que son **básicas** y que anulan el efecto de las ácidas. Las soluciones básicas tienen sabor amargo y descomponen las grasas; por eso, se las usa por ejemplo como limpiahornos.

Aquellas soluciones, que no son ni ácidas ni básicas, son llamadas **neutras**, es decir, que no poseen ni las propiedades de las soluciones ácidas, ni la de las soluciones básicas.

AVISO IMPORTANTE

Recuerden que hay que tener cuidado al determinar las propiedades de las sustancias. Por nuestra seguridad, **nunca** debemos probar sustancias desconocidas. Sabemos sobre el sabor de algunas sustancias peligrosas porque hubo gente que se intoxicó o se dañó al ingerirlas inadvertidamente.

Para que una solución acuosa sea ácida o básica, tenemos que disolver en agua una sustancia que ocasione esta característica. Un **ácido** es cualquier sustancia que forma soluciones ácidas al disolverlo en agua, mientras que una **base** es una sustancia que forma soluciones básicas al disolverla en agua.

ACTIVIDAD

Encontremos ácidos y bases

Para esta actividad vamos a utilizar la ayuda de unas sustancias llamadas *indicadores*, que tienen la propiedad de cambiar su color, según estén frente a sustancias ácidas, básicas o neutras. Para preparar el indicador, corten un trozo de hoja de repollo colorado en pedacitos chicos y pónganlos en una cacerola con agua. Calienten hasta que el agua hierva durante 3 minutos. De-





jen enfriar el contenido de la cacerolita y ya tendrán el indicador listo para usar.

Consigan 7 tubos de ensayo o vasos de vidrio y una cucharadita como las de té de cada uno de los siguientes productos comerciales: jabón común, vinagre blanco, jugo de limón, lavandina, agua, destapacañerías, bebida gaseosa incolora y cualquier otra sustancia que quieran. Coloquen en los tubos las sustancias para clasificar. A las que sean sólidas, agréguelas agua hasta 2 cm de altura, y luego agreguen en cada tubo 5 gotitas del indicador preparado. El color que vean con el limón les mostrará el color que toman los ácidos con el indicador; el que vean con el agua es el color de los materiales neutros y el del destapacañerías es el color de las bases. Anoten los resultados.

Una solución que contenga un ácido es más ácida si está concentrada y lo será menos si está diluida. Así, el vinagre que compramos es más ácido que una solución preparada mezclando mitad de agua y mitad de vinagre. Podemos aclarar también que los diferentes ácidos y bases se pueden ordenar según su *fuerza*, es decir la capacidad de producir transformaciones. Así hay *ácidos fuertes*, como el ácido clorhídrico, al que los ferreteros llaman *muriático* y que se usa para limpiar inodoros, o el ácido sulfúrico, que se forma a partir del azufre, y que es el responsable de la lluvia ácida. Otros ácidos son *débiles* como el vinagre, que contiene ácido acético, la aspirina, cuyo nombre científico es ácido acetilsalicílico, o el jugo de limón que contiene ácido cítrico. Entre las bases, la soda cáustica o hidróxido de sodio, que es el principal componente del destapacañerías, es una base fuerte; el bicarbonato de sodio es una base débil.

PARA SABER + *Los antiácidos*

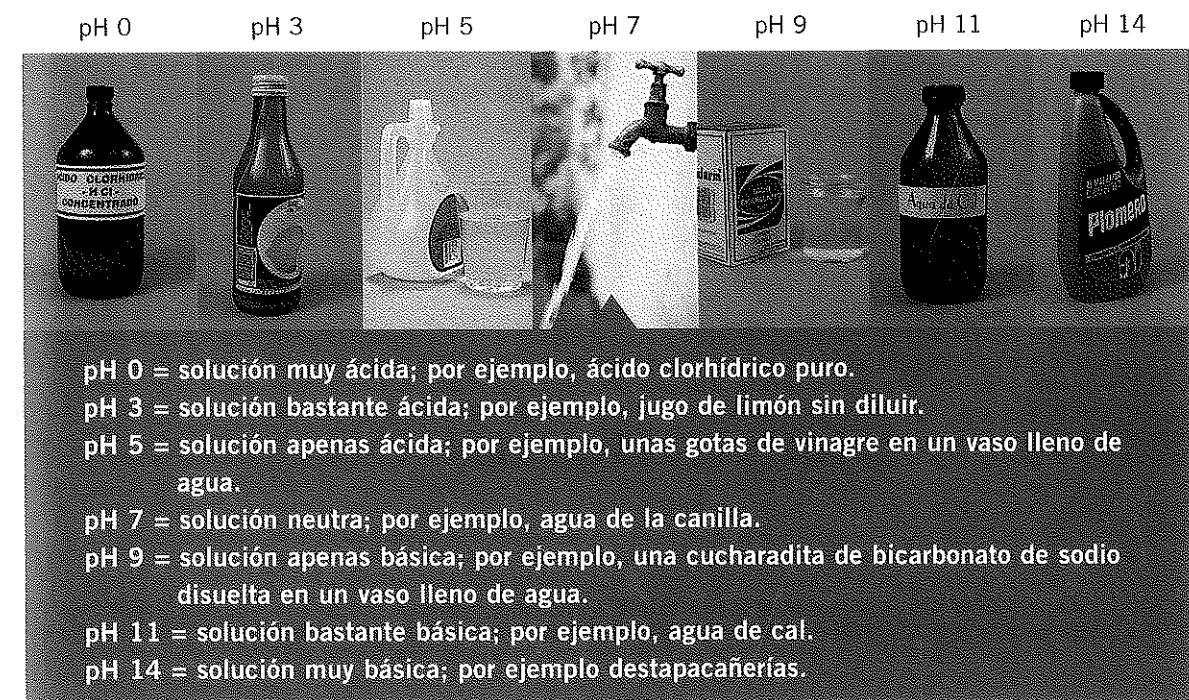
Nuestro estómago produce un jugo digestivo que contiene ácido clorhídrico. Ese ácido contribuye a

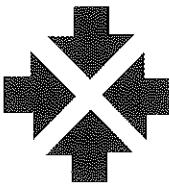
disgregar los alimentos durante el proceso digestivo. Cuando una persona tiene acidez estomacal, siente una sensación de ardor en la boca del estómago. Esto se debe a que, en ese momento, tiene más cantidad de ácido que lo habitual (quizás debido a la comida o a un estado de excitación nerviosa). La acidez se combate tomando algún **antiácido**. Estas sustancias son bases débiles, como el bicarbonato de sodio, que anulan el efecto de los ácidos, sin llegar a dañar el estómago.

MUY ÁCIDO, MENOS ÁCIDO, NEUTRO, BÁSICO, MUY BÁSICO

La escala de pH

Una manera muy frecuente de informar si una solución es ácida, neutra o básica usada es indicar cuál es su **pH**. (Se lee "pe-ache"). El pH es un número entre 0 y 14 unidades, y se lo emplea como una escala que permite decir la acidez o la basicidad de una solución en unidades numéricas. Así tenemos:

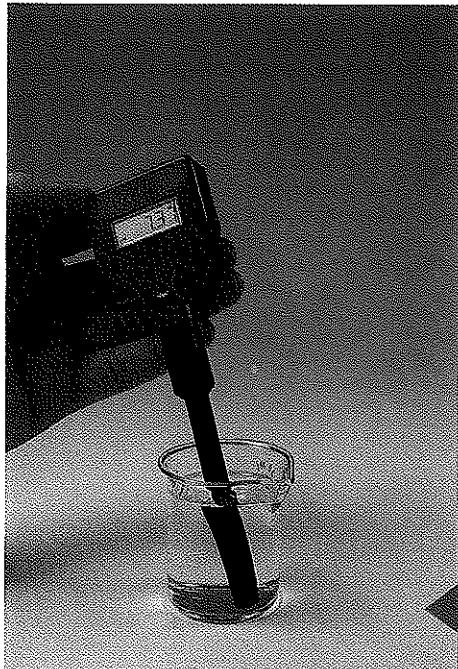




El pH de un líquido tiene que estar entre 4 y 9 para que no produzca efectos perjudiciales sobre nuestra piel. Lo ideal para el cuidado de la piel es que el pH del agua con que nos lavamos sea entre 7 y 8; en cambio, el cabello queda mejor acondicionado cuando lo enjuagamos con una solución de pH entre 4 y 5. Por eso, nuestras abuelas acostumbraban enjuagarse el cabello con una mezcla de agua y vinagre, que tiene aproximadamente ese pH.

Las plantas para crecer sanas necesitan un suelo que tenga el pH adecuado. El pH de un suelo depende de los minerales que contiene, y que se disuelven en el agua de riego o de lluvia. Algunos suelos son ácidos (pH entre 5 y 6) y en ellos crecen bien las azaleas, los crisantemos, los robles, las frutillas y las batatas.

Otros suelos son prácticamente neutros (pH = 7) y, en ellos, prosperan los manzanos, los pensamientos, los zapallos y el arroz. Finalmente, hay plantas, como los espárragos, los repollos, los claveles, las cebollas y el apio, que prefieren los suelos básicos (pH = 8). Si un suelo es demasiado ácido para un cultivo puede corregirse ese defecto agregándole una base como cal o cenizas de madera; si es muy básico, se soluciona agregando un ácido como el alumbré (sulfato de aluminio y potasio) o agujas de pino, que liberan ácidos al descomponerse.



Los jardineros y los agricultores miden el pH del suelo con un pequeño equipo electrónico como el de la fotografía, llamado *pachímetro*.

© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.

Trabajos de integración

1) Hagan la siguiente exploración

Necesitan indicador de repollo, vasos transparentes, un gotero y algunos antiácidos que se venden comúnmente en farmacias o kioscos.

Disuelvan los diferentes antiácidos en agua y ensáyelos con el indicador de repollo como en la actividad anterior. Comparen los resultados que obtengan con lo que vieron en esa ocasión con el hidróxido de sodio y el bicarbonato de sodio, y traten de determinar cuáles son bases fuertes y cuáles débiles.

2) Contesten estas preguntas

Si prepararan una solución con cinco sobrecitos de azúcar (de los que dan en las confiterías) disueltos en 250 cm³ de agua tibia:

- ¿Cuál sería la concentración (porcentaje de azúcar en agua) de la solución preparada?
- ¿Cómo creen que será la temperatura de ebullición de la solución preparada con relación a la del agua? ¿Cómo lo explican?
- ¿Cómo será la temperatura de congelación de la solución con relación a la del agua? ¿Cómo lo explican?

Unidad 3

TRANSFORMACIONES QUÍMICAS Y ENERGÍA

Lo que van a aprender

- Transformaciones físicas y químicas.
- Los átomos como integrantes de las moléculas.
- La energía y las reacciones químicas.



¿Cómo sabemos que un material se ha transformado?

¿Cuáles son los cambios que se producen cuando una sustancia se convierte en otra?

¿Qué tienen que ver las bombas con las reacciones químicas?

Las reacciones químicas son transformaciones que ocurren a nuestro alrededor con mucha frecuencia.

En esta unidad estudiaremos cómo se producen y los cambios de energía que las acompañan.

LAS COSAS CAMBIAN Y DAN SEÑALES

Hemos estudiado que existen diferentes materiales que son parte de nuestra vida cotidiana. Estos materiales forman parte de nuestra ropa, nuestra comida, nuestros muebles, nuestros juguetes y de las cosas con las cuales tenemos contacto todos los días.

También aprendimos que los materiales están formados por sustancias diferentes, cada una de ellas compuesta por una clase diferente de moléculas.

Existen sustancias *naturales*, así llamadas porque se encuentran en la naturaleza, y otras *sintéticas*, que son las que fabrica el hombre.

Pero para obtener una sustancia siempre es necesario partir de otra. La primera es transformada en otra, que se distingue porque tiene propiedades diferentes de las de la sustancia inicial. Pensemos en algunos ejemplos: ¿Qué sucede cuando se decolora el cabello? Si, por ejemplo, tenemos un cabello que es de color castaño y le ponemos un *decolorante*, como el agua oxigenada, se observa que el cabello **cambia** y se vuelve rubio. ¿Cómo explicamos este cambio? Una explicación es suponer que existe una sustancia que le da el color castaño al cabello. Por acción del agua oxigenada, esa sustancia se transforma en otra, que se puede detectar por un cambio de propiedad que, en este caso, es el color.

Al cortar una manzana y dejarla expuesta al aire unos minutos, se observa un oscurecimiento de la parte cortada. Esto también es un **cambio**. Podemos explicarlo suponiendo que alguna sustancia que posee la manzana se transforma en otra sustancia, de otro color, al ponerse en contacto con el aire.

ACTIVIDAD

Transformaciones químicas

Vamos a analizar algunas transformaciones con diferentes sustancias que contienen distintos materiales.

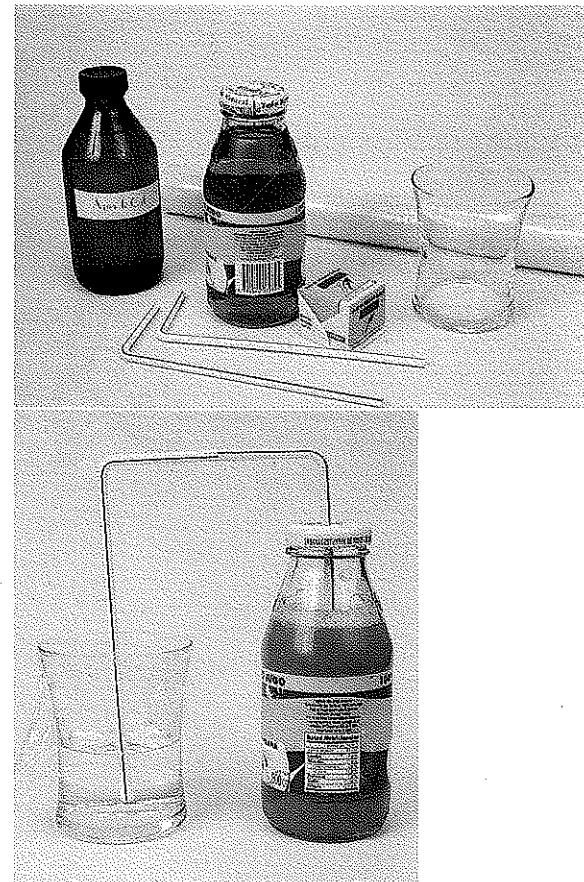


Necesitamos una botellita de jugo de manzana con su tapa, una cucharadita de levadura fresca, dos pajitas para tomar gaseosas de las que se doblan por un sector plegado como un acordeón, un vaso de vidrio, agua de cal y un trocito de plástico transparente para cubrir el vaso, como el que se usa para cubrir la carne o el fiambre.

El agua de cal se puede preparar mezclando una cucharada de cal en un litro de agua; se deja reposar por un día y filtrarse con un colador con fondo de algodón. Coloquen la levadura dentro del jugo de manzana y revuelvan bien. Hagan un agujerito en la tapa de la botellita con un clavo, para que pase la pajita. Introduzcan la pajita, coneéntelo con el otro y hagan llegar el segundo al vaso que contiene agua de cal. El vaso debe cubrirse previamente con el plástico.

Dejen el conjunto por dos días cerca de una ventana que reciba calor del sol o bien en la cocina, cerca de las hornallas que tengan uso. Al cabo de ese tiempo, observen qué pasó en el vaso con agua de cal y qué sucedió en la botellita. Para esto, destápenla con cuidado y hueylanla. Si quieren, pueden probar el contenido.

Seguramente observarán que las sustancias originales han sufrido transformaciones. A estos cambios, en los que se modifican las sustancias, se los llama **transformaciones o reacciones químicas**. En algunos casos, el cambio es fácilmente detectable y en otros, no. Como en una transformación química, las propiedades de la sustancia cambian y algunas propiedades se pueden detectar con los sentidos; a estas transformaciones las percibimos inmediatamente. Así comprobamos fácilmente un cambio de color, un olor diferente, un nuevo sabor o la aparición de una sustancia gaseosa. Debe aclararse, además, que algunas reacciones son lentas; en el caso del jugo de manzana, tuvimos que dejarlo dos días para poder observar el cambio.



Hay algunos cambios que parecen reacciones químicas, pero no lo son. Veamos si, a través de una actividad, podemos reconocer las diferencias entre una transformación química y otro cambio que no lo es.

ACTIVIDAD

Diferentes tipos de cambios

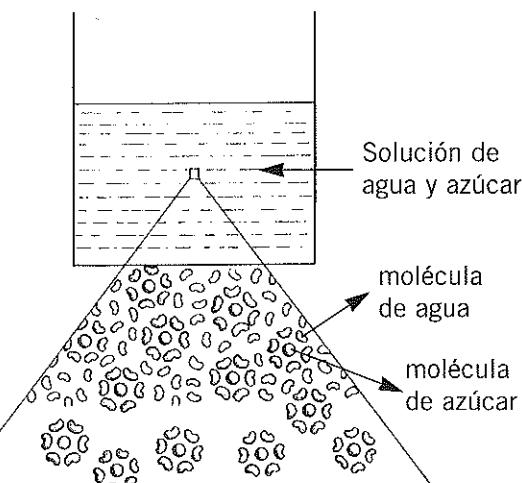


Vamos a realizar dos experiencias. Luego compararemos los posibles cambios de las sustancias utilizadas. Necesitamos un trozo de papel, una caja de fósforos, un vaso transparente, agua y dos cucharaditas de azúcar.

1. Pongan agua en el vaso hasta la mitad y agreguen las cucharaditas de azúcar. Revuelvan bien y observen lo que sucede. Prueben el sabor y anoten todas sus observaciones.
2. Quemen el papel. Observen y anoten lo que vean, oigan y huelan.

Analicemos lo que sucedió en las experiencias anteriores usando la idea de moléculas. En el caso del agua con azúcar, hemos preparado una solución: se formó una mezcla homogénea de azúcar y agua. Las moléculas de azúcar se repartieron entre las de agua y éstas las han rodeado totalmente, debido a que existe una atracción entre las moléculas de azúcar y agua, mayor que las del agua entre sí.

Una comprobación de que el proceso debe ser así, es que, al probar, el agua tiene gusto azucarado. Aunque no vemos más el azúcar, podemos detectarla por el sabor. Así que las moléculas de azúcar no han sufrido modificaciones, *sólo han cambiado su distribución en el espacio* y además están ahora interactuando con otras moléculas. Podríamos tratar de evaporar la solución. Entonces, el agua se convertiría en vapor y se distribuiría en el ambiente, mientras el azúcar quedaría nuevamente sólida en el recipiente. ¿Cómo piensan que podría hacerse?



Por otro lado, el papel antes de quemarse estaba formado por ciertas sustancias. Al quemarlo, éstas se transformaron en otras que ahora están en las cenizas y los gases producidos.

ACTIVIDAD

Neutralización de un ácido



En esta actividad, también realizaremos un cambio químico, pero en este caso se requiere usar un indicador para poder observarlo mejor.

Vamos a hacer una reacción con un **ácido** y una **base** con el agregado de un **indicador** que permitirá reconocerlos. Para ello, necesitamos vinagre blanco, indicador de repollo (ver unidad anterior), bicarbonato de sodio, una cuchara para té y otra sopera y un vaso incoloro.

Coloquen en el vaso 5 cucharadas de vinagre y agreguénle 5 gotas de indicador de repollo. Anoten el color. Luego agreguen el bicarbonato de a una cucharadita, revolviendo cada vez. Anoten cada vez que haya un cambio de color. Continúen agregando bicarbonato hasta obtener un color violeta.

Si recordamos lo que marca el indicador de repollo, se habrán dado cuenta de que lo que han hecho es transformar el **ácido** primero en una sustancia **neutra**. Posteriormente, el indicador detecta el exceso de una sustancia **básica**. Estos cambios no serían observables de no ser por el agregado del indicador de repollo, que permite detectar sustancias ácidas, neutras y básicas por el cambio de color.

Habrán notado que hace falta una cantidad de cucharaditas de bicarbonato para producir cada cambio. ¿Cuánto bicarbonato creen que hará falta para producir los mismos cambios en el doble de cantidad de vinagre?

UN MODELO PARA EXPLICAR LOS CAMBIOS

Estamos tan acostumbrados a algunas cosas que suceden todos los días, que ni siquiera les prestamos atención. Sin embargo, son nada más y nada menos que *cambios químicos*. Cuando nos ponemos a pensar un poquito en ellos, muchos pueden asombrarnos. Por ejemplo, cuando crecemos, aumentamos de estatura y de peso. ¿De dónde vienen los materiales *extra* que hay ahora en nuestro cuerpo? Esto no parece difícil de contestar, porque sabemos que derivan de la transformación de los alimentos.

Este hecho tan sencillo no parece demasiado sorprendente. Pero si pensamos qué tienen que ver las papas fritas del almuerzo o la manzana del recreo con nuestros músculos o nuestro cabello. ¿Cómo puede ser que lo que una vez fue un churrasco ahora sea parte de mi piel? ¿Es cosa de magia?

Las transformaciones de materiales no sólo ocurren en nuestro cuerpo, sino también en las fábricas que producen hierro a partir de un mineral o plásticos a partir del petróleo.

Los modelos y las teorías que los químicos desarrollan intentan dar una respuesta a la pregunta: *¿qué les ocurre a los materiales cuando se transforman?* Veamos algunas de las respuestas posibles:

La mayoría de la gente opina que cuando un trozo de hierro se oxida, el material deja de ser *hierro* para convertirse en *óxido*. Es como si el hierro *desapareciera* y en su lugar *apareciera el óxido*. Pero esta explicación es insuficiente; lo único que decimos es que el material que hay después de la transformación no se parece al que había antes. Si un material pudiera convertirse en cualquier otro, *¿por qué al dejar el hierro a la intemperie se forma siempre ese óxido marrón y no azúcar, por ejemplo?*

Antiguamente, los alquimistas pensaban que se podía encontrar una manera de convertir en oro el plomo y otros metales de bajo precio. Hicieron miles de expe-

rimentos, pero no lo lograron. Como conclusión, aquellos antiguos químicos se dieron cuenta de que *no todos los cambios son posibles*. A partir de sus experiencias y los datos que acumularon, fue aumentando el conocimiento sobre los cambios que hoy conocemos.

Al pensar en los cambios conocidos es importante recordar que son **repetibles**: *cuando un material se transforma en las mismas condiciones, se obtienen siempre los mismos productos*. ¡Menos mal! ¿Se imaginan qué pasaría si el fabricante de detergente pusiera todas las materias primas necesarias para obtener su producto y en lugar de detergente obtuviera jarabe contra la tos o mayonesa? Por suerte, esto no pasa.

¿Qué habrá dentro de las moléculas?

¿Por qué los productos de una transformación determinada son siempre los mismos? Analicemos, por ejemplo, el cambio que ocurre en la fabricación de la lavandina. La materia prima para esa industria es la sal de cocina, llamada por los químicos *cloruro de sodio*. A partir de esta materia prima, se produce el *cloro*, que está presente en la lavandina.

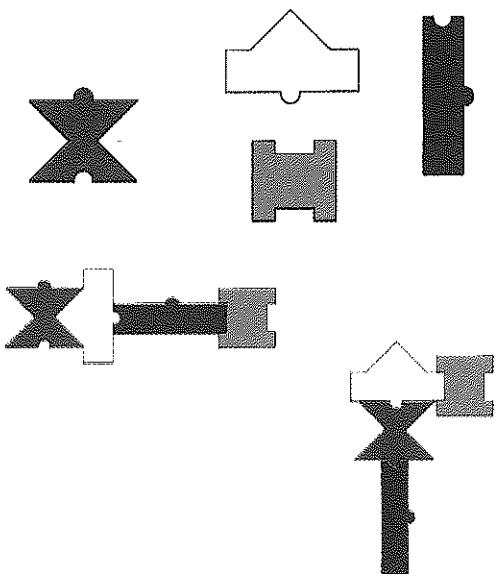
En otras industrias se parte de la misma sal para fabricar *carbonato de sodio*, un polvo blanco que se utiliza para facilitar la acción del jabón en polvo. Esto nos lleva a pensar que la sal de cocina contiene dentro de ella varios componentes. El cloro tiene que estar de alguna manera contenido en la sal: si no fuera así, ¿cómo podríamos sacarlo de ella? El nombre químico de la sal nos informa que tiene relación, por lo menos, con dos sustancias: el cloro y el sodio.

ACTIVIDAD

Armemos diferentes figuras

En esta actividad, intentaremos simular gráficamente los procesos que suceden con las moléculas en una





transformación química. Para esto, necesitamos cortar en cartulinas figuras iguales a las siguientes:

Armen 2 estructuras distintas a las del ejemplo en las cuales la pieza roja ocupe diferentes lugares, por ejemplo, al principio, en el medio y al final.

Con esta actividad, estamos representando algo semejante o análogo a lo que sucede con las moléculas cuando ocurren **transformaciones químicas**. Las moléculas están representadas por las diferentes estructuras. Estas se desarmen y se reordenan durante el cambio, por lo que se forman nuevas estructuras.

No es posible crear materiales, si no tenemos otro material del que partir; sólo en la fantasía de alguna película se crean materiales sin tener otros. Como dice la *ley de la conservación de la materia*, enunciada por Lavoisier, *los materiales no se destruyen, sólo se transforman* (ver *Química 7*).

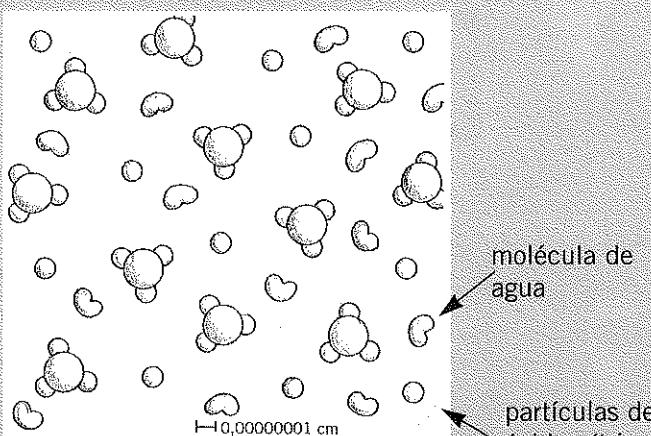
Para que esto sea posible, nuestro modelo propone que las moléculas deben estar formadas por *partecitas* o unidades más pequeñas. Estos constituyentes de las moléculas se llaman **átomos**.

Existen diferentes clases de átomos; en la actualidad se conocen 109 variedades. Los átomos pueden agruparse en distintas cantidades y clases, y forman una gran cantidad de moléculas diferentes.

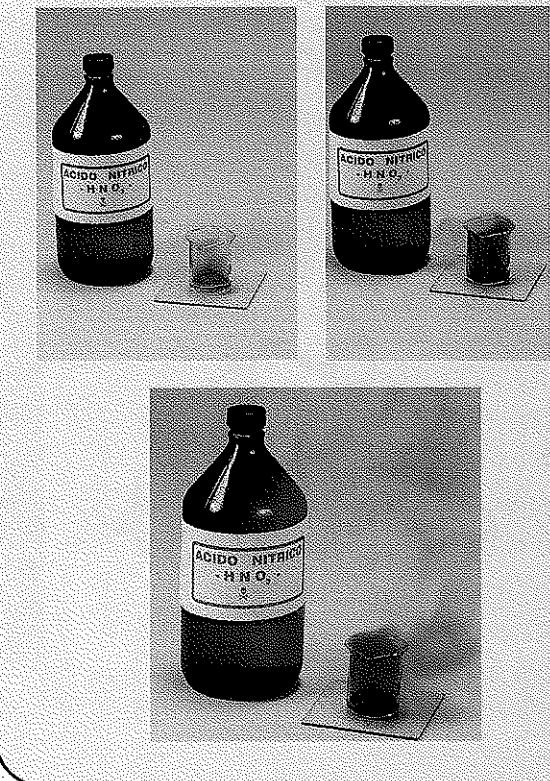
Personajes célebres

John Dalton (inglés, 1766-1844) escribió sobre los átomos. En 1808, este maestro de escuela publicó lo que se conoce como teoría atómica de Dalton. Esta enuncia que todos los materiales están formados por átomos y que éstos nunca se destruyen, sino que se reordenan para formar nuevas moléculas.

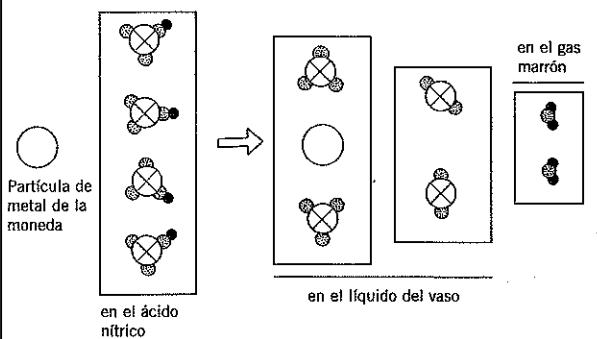
Un modelo o una teoría que explique las transformaciones de materiales debe ayudarnos a anticipar qué productos se van a formar y a comprender de qué modo se produce esa transformación y no otra. Veamos si el modelo de átomos y moléculas que los químicos usan actualmente nos ayuda a explicar los cambios.

Lo que vemos	Cómo lo explicamos
 Monedas de metal.	La dureza, por ejemplo, puede entenderse, si suponemos que entre las moléculas que forman el material hay mucha atracción.
 Solución de ácido.	 molécula de agua
	Moléculas de agua y ácido. partículas del ácido nítrico

Mezclamos los dos materiales y observamos que se forma un gas rojizo y, en el recipiente, queda un líquido verde. El material sólido inicial ya no está visible luego de un rato.



El gas rojizo es un material que antes no estaba, así que sus moléculas tienen que haberse formado durante la transformación. El líquido verde tampoco estaba antes, así que sus moléculas también deben haberse formado durante la transformación.



Una partícula de metal reacciona con cuatro moléculas de ácido. Después del reordenamiento, quedan formadas moléculas nuevas, algunas se mantienen como líquido y otras se van como gases.

© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.

El modelo que usan los químicos para representarse lo que pasa durante una transformación de materiales afirma que:

-Las moléculas de los materiales están formadas por unidades más pequeñas, llamadas átomos.

-Cuando los materiales se transforman, lo que ocurre es que sus moléculas se desarmán y los átomos que las formaban se unen de un modo diferente. Dicho de otra manera, los mismos átomos se ordenan en forma diferente y arman moléculas distintas de las que había al principio.

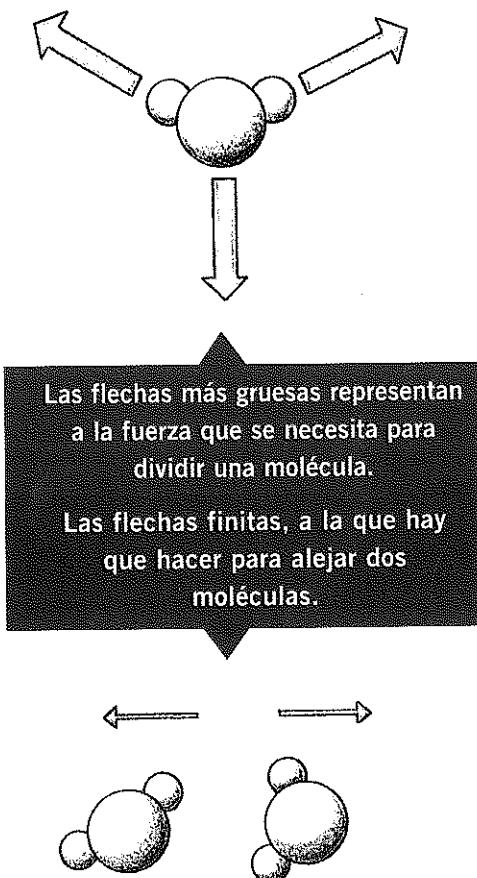
Este conocimiento les permite a los científicos controlar los procesos de fabricación: qué materias primas usar, cuánto poner, qué cantidad de energía utilizar. Los científicos, además, pueden usar el modelo para predecir qué propiedades tendrá una sustancia antes de producirla.

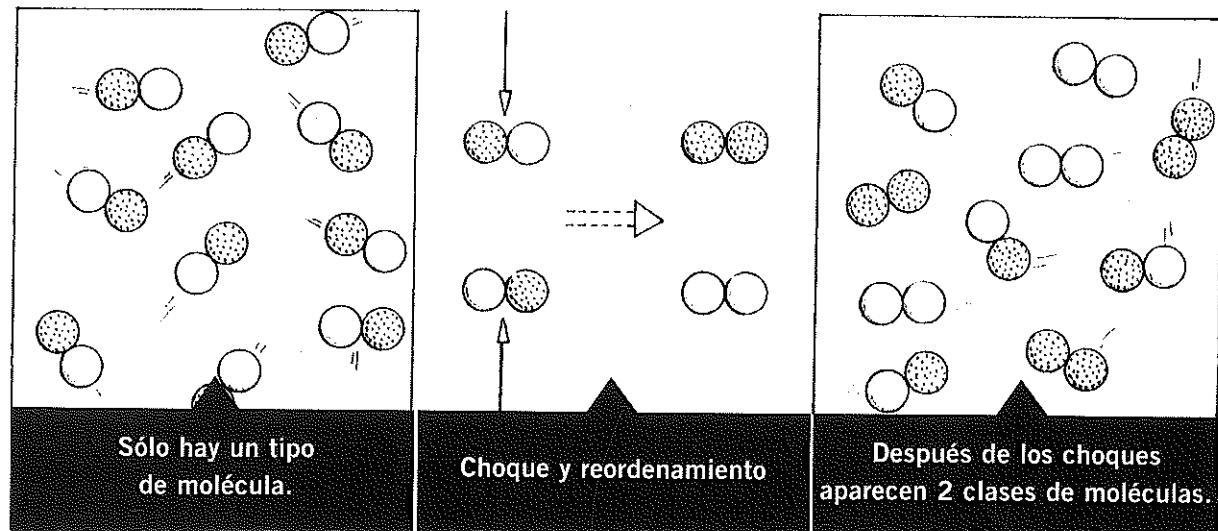
CUANDO CHOCAN LAS MOLÉCULAS

Los átomos unidos no son fáciles de separar. Por eso, a pesar de que la idea de su existencia es bastante antigua, se tardó muchos siglos en poder demostrar que existen. Las fuerzas que mantienen atraídos a los átomos para formar una molécula son muy grandes y, para vencerlas, hay que ejercer una fuerza contraria mayor. En el caso del agua, *no es muy difícil separar una molécula de otra*: es lo que hacemos al hervir el agua y pasarla al estado gaseoso. Con eso solamente hemos alejado las moléculas, *pero no logramos dividir las moléculas en partes más pequeñas*. Para lograrlo hay que llegar a una temperatura muy alta, superior a los 2000° C. En cambio para la ebullición, sólo hay que llegar a los 100° C.

Dicho de otra manera, las fuerzas que mantienen estructuradas a las moléculas *por dentro* son mucho mayores que las fuerzas que se ejercen *entre* las moléculas.

Para romper las moléculas de los materiales y provocar transformaciones, se pueden usar distintos procedimientos. Una forma muy común es *calentar*. Al calentar un material, le estamos entregando energía y con eso hacemos que sus moléculas se muevan cada vez con mayor velocidad. Esta idea nos permite explicar los cambios de estado de agregación, como la *fusión* y la *ebullición*. ¿Pero qué ocurre si calentamos un material mucho más que lo que haría falta para que ebulla? Veámoslo primero en imágenes:





© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.

-Cuanto más calentamos, la velocidad de las moléculas es mayor y **aumenta la posibilidad de que choquen entre ellas con fuerza**. En estos choques, las moléculas "golpeadas" pueden desarmarse y reagruparse en otro orden.



ACTIVIDAD

Simulemos los choques moleculares

Armen varios modelos de moléculas con 2 bolitas de telgopor pegadas con muy poquito adhesivo. Pónganlas dentro de un frasco grande tapado y sacúdanlas. Sacudir más rápido equivale en nuestro modelo a calentar más. ¿A qué velocidad de sacudida se rompen nuestros modelos de moléculas? Si el adhesivo todavía está pegajoso, pueden haberse formado "moléculas" nuevas.

No siempre hay que llevar un material al estado gaseoso para conseguir que haya transformaciones por choques de moléculas. Así, por ejemplo, se puede hacer estallar pólvora con un martillazo. La pólvora es una mezcla sólida y al golpearla hacemos que se produzcan

choques entre sus moléculas; así ocurre la reacción química entre los componentes de la pólvora, que nosotros observamos cuando explota.

Otras formas de romper moléculas y armar otras se basan en la *aplicación de la electricidad*. Como la fuerza que mantiene unidos a los átomos en las moléculas es una fuerza eléctrica, al aplicar electricidad a un conjunto de moléculas es posible vencer esas atracciones.

Ya conocemos algunas de las transformaciones que produce la electricidad como, por ejemplo, cuando cae un rayo sobre un árbol y es capaz de carbonizarlo. La electricidad se usa en la industria para efectuar muchas reacciones químicas importantes, como la fabricación de la lavanda y el aluminio o la purificación del cobre para hacer cables eléctricos.

Una tercera manera, menos conocida, de producir transformaciones en los materiales es *iluminarlos*. Por ejemplo, los colorantes con los que están teñidas las ropas se van aclarando, si se deja la ropa mucho tiempo expuesta en una vidriera al sol. La energía de la luz es suficiente para ir rompiendo y transformando lentamente las moléculas del colorante en otras moléculas. Pero no todas las transformaciones producidas por la luz son así de lentas. Al sacar una fotografía, la energía de la luz que entra por la lente de la cámara, produce casi instantáneamente una reacción en el material de la película que, al ser revelada, mostrará la imagen que fotografiamos.

Personajes célebres

La fotografía, un invento maravilloso

A pesar de que hubo varios intentos previos, los primeros en sacar fotografías nítidas de buena calidad fueron dos franceses: Louis J. Daguerre (francés 1787-1851) y Joseph N. Niepce (francés 1765-1833). Ellos conocían un dato descubierto por los químicos de su época: algunos materiales derivados de la plata cambian de color permanentemente, cuando se los expone a la luz. Daguerre formó una capa finita de este material *sensible a la luz* so-



bre una placa de vidrio. Encerró la placa en un cajoncito que no dejara pasar la luz más que por un orificio y apuntó el orificio a una ventana. La luz que atravesó el orificio fue suficiente para provocar la reacción química que produce el oscurecimiento del material sensible. En los lugares donde entró más luz, la placa se puso más oscura y más clara donde entró menos luz. Las primeras fotos que sacó Daguerre resultaban así, imágenes en negativo. Más adelante, se inventó la manera de obtener imágenes positivas, o sea, más claras donde recibieron más luz y más oscuras donde fueron menos iluminadas.

Hay un cambio químico producido por la luz que es tan importante que sin él no tendríamos alimentos ni podríamos respirar: la *fotosíntesis*. En este proceso, que ocurre en los vegetales, la energía luminosa del Sol se emplea para desarmar moléculas de *agua* y unir las moléculas de *dióxido de carbono* que las plantas toman del aire con estas partes produciendo *oxígeno* y *azúcares*. Los azúcares que se producen les sirven luego a los vegetales –y a los animales que se los comen– como materia prima para construir sus cuerpos y como combustible para obtener energía.

Pueden averiguar más sobre el tema de la fotosíntesis en el libro *Biología 7* de esta colección.

LA ENERGÍA EN LAS TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

Cuando estiramos un resorte, utilizamos energía, generada por nuestros músculos. Esa energía no se pierde: queda *almacenada* en el resorte, porque cuando vuelva a su longitud original, puede, por ejemplo, levantar un peso.

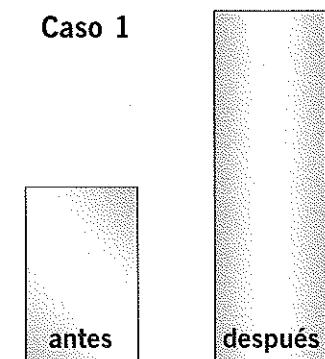
CONEXIONES

Para profundizar sobre el tema de la energía pueden recurrir al libro *Física 9* de esta colección.

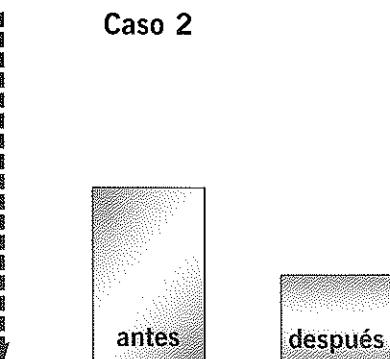
Así también al desarmar moléculas en las transformaciones químicas, hay que invertir energía para vencer las atracciones entre los átomos. Pero, en el proceso contrario, cuando los átomos vuelven a unirse para formar nuevas moléculas, se libera una cantidad diferente de energía. Dicho de otra manera, cuando hablamos de átomos, separarlos cuesta energía, unirlos la devuelve.

© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.

Caso 1



Caso 2



Para que se produzcan algunas transformaciones hay que aportar energía que queda depositada en las moléculas. (Caso 1) En otras, las moléculas al final conservan menos energía que al principio y la energía sobrante se libera. (Caso 2)

En las dos actividades que siguen vamos a estudiar la liberación de energía en dos transformaciones químicas. Trataremos de ver cómo la energía almacenada en algunos materiales puede transformarse en otras formas de energía.

ACTIVIDAD

La nuez energética

Necesitamos: una nuez pelada, fósforos, un termómetro, 10 cm de alambre, un tubo de ensayos y un soporte para sujetarlo. Cargamos el tubo de ensayos con agua



hasta la mitad, lo sujetamos en el soporte e introducimos el termómetro. Hay que clavar la nuez en un extremo del alambre. Con un fósforo, encendemos la nuez (sí, es combustible!) y luego ubicamos la llama que hace la nuez bajo el tubo de ensayos. ¿Qué temperatura alcanza el agua cuando la nuez se apaga? ¿Qué aspecto tiene la nuez después de la combustión?

Para saber + La combustión y la temperatura del cuerpo

Una parte de los alimentos que comemos se emplea para producir calor. Así, entre otras cosas, podemos mantener constante la temperatura de nuestro cuerpo en alrededor de 36,5ºC, aunque haga frío. En los organismos vivos, la combustión del alimento ocurre gradualmente y sin llamas, controlada por una familia especial de materiales que se llaman *enzimas*. Las células de los seres vivientes pueden producir calor, transformando químicamente los materiales con que se alimentan.

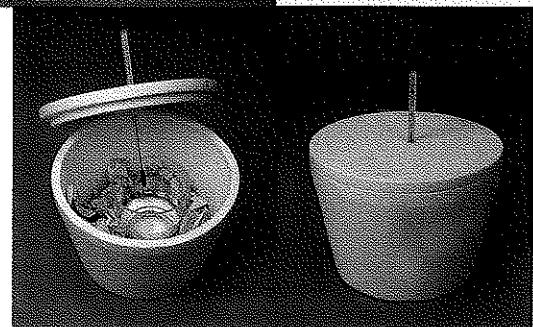
ACTIVIDAD Cuidado con la acetona



Necesitamos un recipiente de telgopor para 1 kilogramo de helado, con su tapa, un vasito plástico que quepa dentro del recipiente, un termómetro de laboratorio, una cuchara sopera, papel de diario, lavandina y acetona que se consigue en las farmacias.

Hagan un pequeño agujero en la tapa del envase de telgopor con el termómetro. En el centro del recipiente, pongan el vasito y rodéenlo de bollitos pequeños de papel de diario (ver fotos).

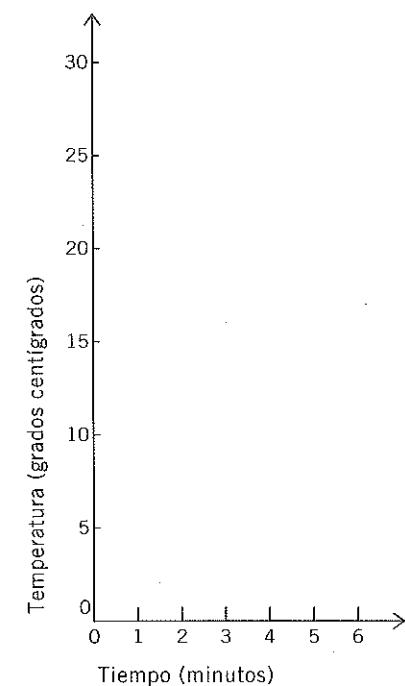
Pongan 4 cucharadas soperas de lavandina en el vasito y prepárense para el experimento, sosteniendo en la mano la tapa de telgopor con el termómetro ya colocado. Cuando cierran la tapa, el bulbo del termómetro tiene que quedar sumergido en el líquido del vasito.



Agreguen 1 cucharada sopera de acetona en el vasito y tapen rápidamente. Midan la temperatura cada minuto, hasta que no aumente más.

¿Qué temperatura mide el termómetro apenas se cierra el aparato?

¿Cuál es la máxima temperatura que se alcanza? Trasladen los resultados a un gráfico como este:



Atención: es importante tener en cuenta que esta actividad debe realizarse con un adulto que los supervise y nunca **solos** en casa, ya que, de lo contrario, podrían lastimarse o quemarse.

Pueden repetir el experimento reemplazando las 4 cucharadas de lavandina por 2 cucharadas de lavandina y dos de agua.

¿Esta solución de lavandina más diluida producirá más o menos calor al hacerla reaccionar con la cucharada de acetona?

En esta reacción se forma una sustancia llamada **clorofórmico**, que tiene un olor característico. Para verificar el resultado, comparen el olor de la mezcla final con el de la lavandina y el de la acetona.



CONEXIONES

Para averiguar más sobre estos temas, pueden consultar el libro **Biología 8** de esta misma colección..

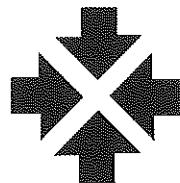
Para saber + *La primera anestesia*

El cloroformo es una sustancia descubierta en el siglo XVIII. Uno de sus primeros usos fue como anestésico para operaciones menores, como la extracción de dientes. Con el tiempo, se dejó de usar, porque se demostró que producía intoxicaciones graves. Hoy en día, se utilizan anestésicos con moléculas parecidas a las del cloroformo, pero que no causan efectos secundarios nocivos. Los anestésicos se disuelven en nuestra sangre y se introducen en los nervios impidiendo que éstos envíen señales al cerebro.

Muchas reacciones químicas liberan energía, pero lo hacen muy lentamente, de manera que no llegamos a darnos cuenta. Por ejemplo, cuando el hierro se oxida al aire, la cantidad de calor que se libera en esa reacción es bastante grande, pero como es un proceso lento, el calor se disipa y no llegamos a detectarlo. Si provocamos la oxidación rápida del hierro, por ejemplo, agregándole ácido, como el proceso ocurre en muy poco tiempo, podemos detectar fácilmente el calor producido.

Al cargar una batería descargada, se produce una reacción que consume energía. Esa energía, que entregamos a la batería en forma de corriente eléctrica, se utiliza para producir una transformación química en el interior de la batería, que la deja en condiciones de volver a funcionar.

Trabajos de integración



Realicen estas actividades

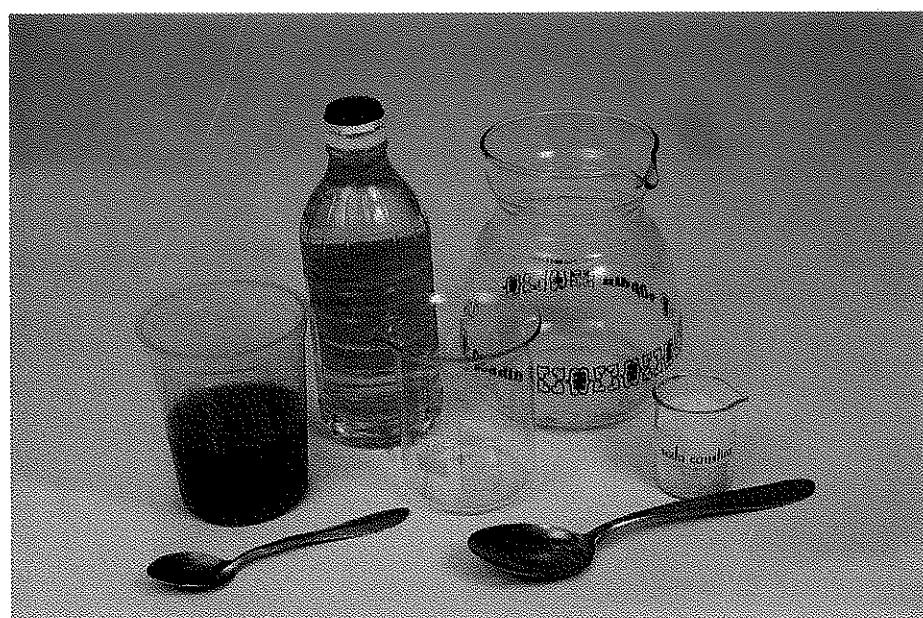
ATENCIÓN: Para esta actividad tengan en cuenta que deben estar junto a un adulto que los supervise. Además por el tipo de actividad, les recomendamos utilizar guantes de goma o látex y, si es posible, anteojos.

Si en algún momento sintieran ardor en la piel, lávense con abundante agua y colóquense una crema para quemaduras. La soda cáustica (hidróxido de sodio) produce quemaduras en contacto con la piel.

1) Fabricación de jabón

Necesitan:

- 1 vaso,
- agua,
- 1 cucharita,
- un jarro de acero inoxidable o de vidrio térmico,
- 1 cucharada sopera de soda cáustica que se vende en las ferreterías,
- 300 cm³ de aceite de cocina, de oliva o de coco
- una cucharadita de miel.



Procedan así: pongan en el vaso 100 cm³ de agua y, lentamente, agréguenle la soda caustica de a poco, revolviendo hasta que se disuelva. Tengan cuidado; cuando se prepara esta solución se desprende mucho calor.

Calienten aparte el aceite junto con la miel en el recipiente, hasta que estén tibios y cuando la solución de soda caustica se haya enfriado a temperatura ambiente, échennla sobre la mezcla anterior, revolviendo continuamente. Sigan calentando a fuego bajo. Cuando la mezcla se espese, suspendan el calentamiento: el jabón ya se formó y puede retirarse con cuchara. Si lo desean, pueden pasarlo a algún molde de plástico y ponerlo boca abajo sobre cartón para que éste absorba el exceso de agua. Necesitan dejarlo así en un lugar calentito y seco. Cuando el jabón esté solidificado, se puede envolver en papel *mantequilla* y esperar que endurezca en unos días.

Ahora, contesten las siguientes preguntas:

- a) ¿Qué sustancias se necesitan para fabricar jabón?
- b) Este proceso es una transformación química. ¿Cómo pueden explicarlo?
- c) Mencionen dos propiedades de los ingredientes y dos propiedades del jabón.
- d) ¿En qué partes del proceso hubo que entregar energía y en qué partes el proceso la liberó? Indiquen qué tipo de energía es en cada caso.

2) *Hagamos una explosión inofensiva*

Necesitan:

- un tubo de rollo de fotografía con tapa,
- una pastilla antiácida efervescente
- un poco de agua.



Coloquen agua en el frasco hasta 1 cm del borde, echen la pastilla adentro, cierren el frasco rápidamente, apóyeno sobre algún lugar y aléjense un poco.

Ahora, contesten las siguientes preguntas:

- a) ¿Cómo se puede explicar que esta “explosión” es una transformación química?
- b) ¿Qué estado de agregación tienen las sustancias utilizadas y las aparecidas después de la transformación?
- c) ¿Qué tipos de energía son detectables en el proceso?

Unidad 4

LA QUÍMICA DEL CARBONO

Lo que van a aprender

- Características de compuestos orgánicos.
- Algunas sustancias orgánicas conocidas.
- Polímeros sintéticos.



¿Todos los materiales proceden de seres vivos? ¿Saben en qué se parecen la nafta y el alcohol? ¿Los plásticos y los polímeros son la misma cosa?

De todos los productos químicos conocidos, más del ochenta por ciento pertenecen a la familia de los compuestos del carbono. En esta unidad, conoceremos más de cerca a esta familia.

LA QUÍMICA TIENE RAMAS, AUNQUE NO ES UN ÁRBOL

Química inorgánica y química orgánica

Seguramente habrán escuchado que existe una Química Inorgánica y otra Orgánica. No faltará algún tío que les diga –Así que estudiás Química. ¿Pero cuál estudiás, Orgánica o Inorgánica? En realidad, la Química es la ciencia que estudia todos los tipos de materiales y sus cambios, pero los materiales pueden agruparse en dos grandes grupos:

- los **inorgánicos**, que no tienen origen en los seres vivos, y
- los **orgánicos**, así llamados porque se han originado en algún momento a partir de materiales presentes en los organismos.

Durante muchos años y hasta principios del siglo pasado, se consideraba que eran sustancias orgánicas exclusivamente las provenientes de plantas, animales o sus restos. Se creía que estos materiales se formaban gracias a una **fuerza vital** presente en los seres vivos, ya que sustancias muy conocidas como el alcohol, el azúcar, los aceites, el almidón, sólo se podían obtener de los organismos. Hoy sabemos que hay otros materiales de origen orgánico, como los derivados del petróleo.

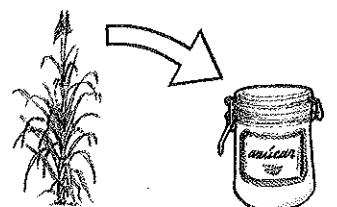
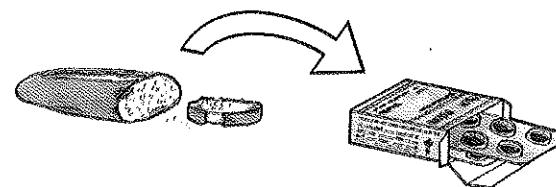
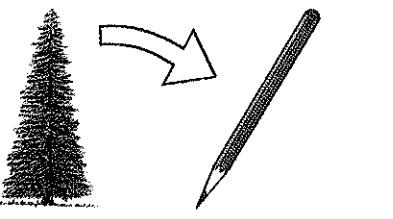
Pueden averiguar más sobre el petróleo en el libro **Geología 8** de esta colección.

En el siglo XVIII, un químico llamado Friedrich Wohler realizó un experimento por el cual demostró que no eran necesarios los seres vivos para producir sustancias orgánicas. Convirtió un mineral, como el cianato de amonio, por acción del calor en una sustancia orgánica llamada urea (carbamida) que se encuentra en la orina de todos los seres vivos. En los siguientes años, se pre-

pararon en el laboratorio otras sustancias orgánicas a partir de materiales inorgánicos y así se dejó de lado la creencia en la fuerza vital.

Existen muchas sustancias orgánicas que se obtienen por algún proceso. Sólo es posible saber que lo son, cuando nos informan cuáles son los materiales orgánicos de donde se los ha obtenido.

En el siglo pasado, se extraían varias sustancias orgánicas de la madera y del carbón. Para eso se calentaba la materia prima en un horno a alta temperatura. El calor produce la descomposición del carbón o de la madera y, como resultado, se obtienen diferentes productos. Les proponemos realizar esta experiencia en pequeña escala para apreciar distintos materiales que pueden obtenerse a partir de la madera.



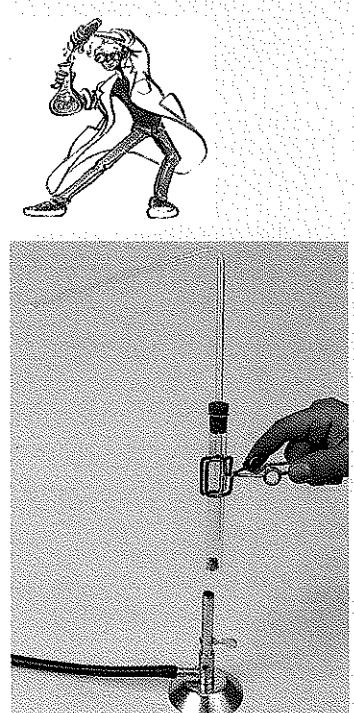
Algunos seres vivos y los productos que se obtienen de ellos.

ACTIVIDAD

La destilación seca de la madera

Necesitamos un tubo de ensayo, una pinza para sostenerlo sin quemarse, un tapón perforado y un tubo de vidrio que calce justo en el agujero del tapón, en lo posible doblado en "L". Dentro del tubo, hay que poner un trocito pequeño de madera o aserrín. Luego tapen el tubo con su tapón perforado (ver foto) y calienten la parte donde está la madera sobre el fuego de un mechero o de una hornalla de la cocina.

Cada tanto acerquen una llama al extremo del tubo a ver si pueden encender el gas que sale. Recojan algo del líquido que sale después del gas y ensayen con indicador de repollo, si es ácido o básico. Probablemente, haya quedado un residuo alquitranoso en el interior del tubo. ¿A qué huele?



Aunque hoy se sigue usando el nombre de Química Orgánica para el estudio de estas sustancias, el nombre moderno de esta rama de la Química es Química del Carbono.

¿Pero por qué se llamará Química del Carbono? Lo que sucede es que todas las sustancias estudiadas tienen átomos de carbono en sus moléculas. También se preguntarán, ¿por qué estas sustancias merecen un estudio aparte? Existen dos razones: una es que actualmente existen más de 2.000.000 de sustancias diferentes de este tipo, a las que se agregan más de 80.000 nuevas por año. La otra razón es que todas ellas tienen propiedades en común.

ACTIVIDAD

La conducta de las sustancias orgánicas

Trataremos de conocer algunas de las propiedades de las sustancias orgánicas. Para ello necesitamos tapitas metálicas, de las que se usan para tapar bebidas gaseosas y una cucharadita de cada una de las siguientes sustancias: naftalina, azúcar, alcohol, cera de vela, aceite, sal de cocina y un trocito de madera. También utilizaremos un calentador o mechero, un soporte y una tela metálica.

Coloquen en cada tapita un tipo de sustancia, apoyen las tapitas en la tela metálica y enciendan el fuego. Observen uno a uno lo que sucede durante la combustión de las sustancias y después de ella. Comparen lo sucedido en cada caso con la sal, que es una sustancia mineral inorgánica.

Habrán observado que estas sustancias se queman por acción del calor. Esto quiere decir que se transforman en otras, o sea, que sucede una reacción química. Puede pasar, como en el caso del azúcar, que primero se funden y luego se produce la **combustión**.

¿Por qué la sal no se funde ni se quema? Esto se puede explicar utilizando nuestros conocimientos del modelo de partículas, pensando en que las atracciones entre partículas en el caso de las sustancias orgánicas son mucho más débiles que en el caso de las sustancias

inorgánicas. Por otro lado, la composición de las sustancias orgánicas permite la combustión. Durante la combustión, la transformación ocurrida se puede representar por medio de una reacción química como la siguiente:



Esta ecuación química expresa que cuando se quema una sustancia orgánica en presencia de oxígeno, se producen CO_2 y H_2O , ambos en estado gaseoso. También puede suceder que quede un residuo de carbono sin quemar, y hemos estudiado en *Química 7* que se puede producir monóxido de carbono (CO) cuando la combustión es incompleta por no recibir suficiente oxígeno.

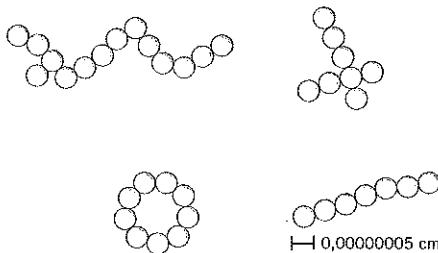
¿QUÉ TIENEN EN COMÚN LAS MOLÉCULAS DE LAS SUSTANCIAS ORGÁNICAS?

Como ya señalamos, el resultado de una combustión es H_2O y CO_2 , puede quedar en ciertos casos residuo de carbón y producirse eventualmente CO . Todas las moléculas de las sustancias orgánicas poseen átomos de carbono; por eso, pueden producir CO_2 al quemarse. Los átomos de **carbono** de la sustancia forman ahora las moléculas de ese gas. Por otro lado, si obtenemos agua, se debe a que todas las sustancias orgánicas tienen también átomos de **hidrógeno**. Además de estos átomos, en las moléculas orgánicas puede haber otros, como los de **oxígeno** y muy frecuentemente los de **nitrógeno**.



Para saber + ¿Qué es un compuesto?

Las sustancias cuyas moléculas están compuestas por varias clases de átomos se llaman **compuestos**. Son compuestos el dióxido de carbono (formado por átomos de carbono y oxígeno), la sal de cocina o cloruro de sodio (contiene átomos de cloro y de sodio). El hierro no es un compuesto, porque está formado por átomos todos iguales entre sí.



Cadenas de átomos de carbono.

Como lo mencionamos anteriormente, los átomos de carbono son muy especiales, ya que a partir de ellos se pueden formar miles y miles de clases distintas de moléculas. Por eso, hay tantos tipos de sustancias orgánicas diferentes. Los átomos de carbono tienen la particularidad de poder unirse a otros átomos iguales y formar cadenas. Así, hay compuestos con número muy variado de átomos de carbono por molécula, que van de uno a varios miles.

LOS HIDROCARBUROS

Existe un grupo de compuestos orgánicos, denominados **hidrocarburos** que, como su nombre lo indica, sólo tienen carbono e hidrógeno en sus moléculas. Todos estos compuestos tienen propiedades similares entre sí. Por ejemplo:

- son materiales no polares y, por lo tanto, insolubles en agua;
- en general son combustibles útiles, porque producen gran cantidad de calor al ser quemados;
- se obtienen del petróleo o el gas natural.

La principal diferencia entre ellos es el tamaño y la forma de sus moléculas, y esto se debe a que difieren en el número de átomos de carbono que tienen.

Algunos de ellos son muy conocidos, como el **metano**, que está presente en el gas de las cocinas, o el **butano**, gas de los encendedores. Muchos de ellos forman parte del querosén, las naftas, los aceites lubricantes y los solventes para pinturas.

Las moléculas de los hidrocarburos tienen un esqueleto de carbonos con hidrógenos unidos.



© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.

Las otras clases de compuestos orgánicos forman otras familias. Las sustancias que forman una *familia orgánica* tienen propiedades químicas parecidas, porque sus moléculas son similares.

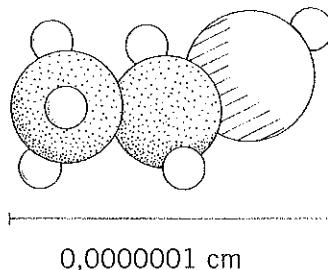
LA FAMILIA DE LOS ALCOHOLRES

Lo que llamamos alcohol es una sustancia orgánica, o sea, que pertenece a la familia de las moléculas con átomos de carbono y su nombre químico es **etanol**. Se lo llama también *alcohol etílico*, porque existen otras sustancias orgánicas que forman parte de la familia del etanol, a las que también se las llama alcoholes. Para no confundirnos, de ahora en adelante, lo llamaremos alcohol etílico.

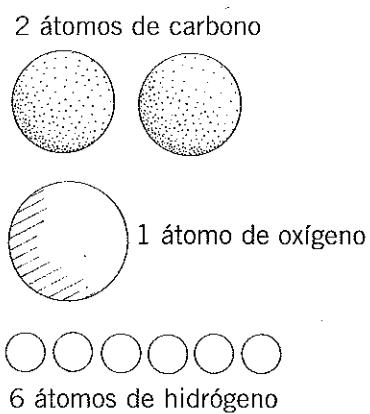
PARA SABER + Una sustancia que causa problemas

La palabra alcohol (pronunciada al-cojí) es de origen árabe. Así se llamaba antiguamente a un mineral oscuro, que se molía hasta que quedaba hecho una especie de talco negro, y lo usaban las mujeres y los hombres para pintarse los ojos. ¿Por qué habrá pasado luego ese nombre al alcohol? Parece que ese polvo negro es tan finito que se mete por todas partes. Cuando alguien consume una bebida alcohólica, el alcohol entra en la sangre muy rápidamente y también *se mete por todas partes*, produciendo efectos en todo el cuerpo, especialmente sobre el sistema nervioso. Como retarda los reflejos y disminuye la capacidad de atención, el consumo ocasional de estas bebidas puede contribuir a provocar accidentes y su consumo prolongado produce daños graves al cerebro, hígado y riñones y, finalmente, muerte. Por otra parte, afecta negativamente la conducta, pues reduce el control sobre la capacidad de agresión y es responsable de comportamientos violentos.

Una molécula de alcohol



Moléculas de etanol.



Átomos que componen la molécula de alcohol.

Esta es su estructura, es decir un modelo de lo que hay en cada molécula de alcohol, dibujado con una ampliación de 1.000.000.000 veces. Si agrandáramos en la misma proporción el punto final de este párrafo tendría un diámetro de 1500 km!

Su fórmula es C_2H_6O , lo que quiere decir que una molécula de alcohol etílico está formada por dos átomos de Carbono (que se abrevia C), 6 átomos de Hidrógeno (que se abrevia H), y un átomo de Oxígeno (que se abrevia O). Por lo tanto, podemos decir que el alcohol etílico es un compuesto.

El alcohol etílico es una sustancia combustible. Podemos usarlo para encender fuego y cocinar. Arde con una llama de color azul y, una vez que se ha quemado todo, no quedan residuos. A pesar de que, como ya vimos, su uso como bebida no es saludable, el alcohol etílico tiene muchos usos valiosos. En el hogar, sirve para desinfectar heridas leves, pero además tiene muchas aplicaciones en la industria como disolvente de pinturas y barnices. Es una materia prima importante para la industria de medicamentos y se usa como combustible en automóviles para sustituir a la nafta.

LA FERMENTACIÓN ALCOHÓLICA

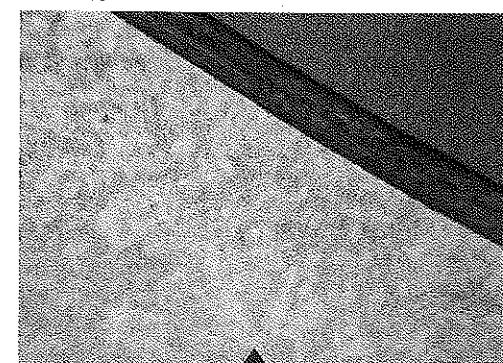
El alcohol etílico no existe en la naturaleza en cantidades importantes; es un producto fabricado por el hom-

bre. La fabricación del alcohol es una industria de más de 5000 años de antigüedad que aprovecha un proceso llamado *fermentación alcohólica*. Este proceso es una transformación química en la cual la materia prima, que es un azúcar, es convertida en dos productos: alcohol etílico y dióxido de carbono. Ustedes ya hicieron esta transformación en la actividad de la página 49. Para que ocurra esta transformación se precisa la colaboración de un *fermento* perteneciente a la familia de sustancias que los químicos llaman *enzimas*. Las enzimas que ayudan en esta transformación son producidas por un tipo de microbio. Estos microbios no se ven a simple vista, pues son muy pequeños (caben unos 100 puestos en fila sobre un milímetro), pero cuando se juntan grandes poblaciones, entonces sí podemos verlos. Esa masa es la *levadura* que usamos en casa para hacer panes o pizzas.

La fermentación alcohólica es un proceso que tiene una larga historia. Ocurre cada vez que se hace vino o cerveza. Cuando se fabrican estas bebidas, el alcohol etílico producido en la fermentación de la uva o la malta de cebada, queda mezclado con bastante agua. La *graduación alcohólica* es una forma de decir qué concentración de alcohol etílico tiene una bebida.

© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.

Cabello



Ejercicio: Mirando la foto, si el diámetro de un cabello humano es aproximadamente de 0,050 mm, ¿qué tamaño tienen las células de la levadura que aquí se ven como circuitos?
(Foto aumentada 100 veces)

Para contestar

Analicen esta definición: un grado equivale a un cm^3 de alcohol etílico cada 100 cm^3 de bebida, y resuelvan las preguntas siguientes:

1. El vino suele tener una graduación alcohólica de 12 grados. Esto quiere decir que en un litro de vino (1000 cm^3) hay cm^3 de alcohol etílico.
2. En una lata de cerveza caben 330 cm^3 . Como la graduación alcohólica de la cerveza es de 4 grados, en la lata hay cm^3 de alcohol etílico.
3. A partir de 250 cm^3 de sidra, cuya graduación alcohólica es 5,5, se podrían extraer... cm^3 de alcohol etílico.

Para obtener alcohol etílico puro a partir de la cerveza, el vino u otra bebida fermentada, hay que separarlo de los demás componentes de la bebida por destilación (ver unidad 2). El alcohol etílico que se vende como antiséptico es de 96 grados, o sea que, aunque la etiqueta diga *puro*, todavía no lo es, porque tiene un pequeño porcentaje de otra sustancia (que, en este caso, es agua).

Para usar el alcohol etílico como combustible para automóviles, ya sea sólo o mezclado con la nafta (en la llamada *alconafta*), hay que eliminar por completo el agua a través de un proceso especial, que da como producto, alcohol etílico puro de 100 grados.

Otra manera de fabricar alcohol etílico utiliza como materia prima el **etileno**, un gas que se obtiene a partir del gas natural. En nuestro país, se utiliza más el proceso de fermentación, porque el costo de las materias primas para hacer la fermentación, más el costo del proceso industrial, resulta más barato que el proceso a partir del etileno. Sin embargo, en otros países en los que hay petróleo o gas natural a bajo precio, es más económico producir el alcohol a partir del etileno; este proceso, además, permite fabricar directamente alcohol etílico puro o de 100 grados, sin necesidad de eliminar agua.

El alcohol etílico no es el único miembro de la familia de los alcoholes. También existe el *metanol* o *alcohol metílico*, que se usa como combustible en los autos de Fórmula 1, y que sirve también como disolvente de pinturas. El alcohol metílico se obtiene a partir del gas natural. Es muy tóxico para el organismo. Si llegamos aingerirlo, puede producir ceguera y trastornos del hígado, que, en muy poco tiempo, producen la muerte.

La *glicerina* es una sustancia que también pertenece a la familia de los alcoholes. Se obtiene a partir de la grasa de animales y de aceites vegetales. Se usa en cosmética para fabricar jabones medicinales y, en la industria farmacéutica, entra en la composición de varios medicamentos.

© A-Z editora. Fotocpiar libros es un delito.

OTRAS FAMILIAS DE SUSTANCIAS ORGÁNICAS

Los ácidos orgánicos

Otras familias de compuestos orgánicos tienen interesantes propiedades. Así, por ejemplo, hay sustancias orgánicas que son ácidas. Las moléculas de los ácidos orgánicos tienen diferentes formas y tamaños, pero todas tienen un sector igual que es el responsable de la acidez. Algunos ácidos orgánicos tienen nombres que recuerdan a los seres vivos de los que se los extrajo por primera vez. Aquí les contamos algunos datos:

Ácido fórmico: se obtuvo de las hormigas y es un líquido irritante, capaz de producir quemaduras y ampollas en la piel. A las hormigas les sirve como arma de defensa.

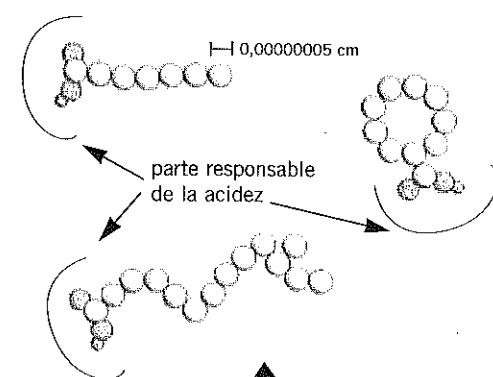
Ácido láctico: se encuentra en la leche *cortada*, pues los microbios que descomponen la leche convierten la lactosa o azúcar natural de la leche, en este ácido.

Ácido butírico: del griego *butyros*: manteca; está presente en la crema de leche, la manteca y el queso, cuando se ponen viejos y causa el mal olor.

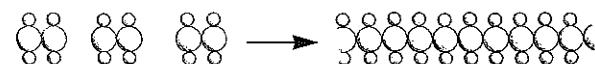
Ácido cítrico: se encuentra en frutas cítricas, como la naranja y el limón.

Ácido acético: se encuentra en el vinagre.

El vinagre es un producto de uso común en la cocina. Debe su sabor ácido al ácido acético que contiene. La palabra *vin-agre*, que significa *vino agrio*, se refiere al método tradicional de fabricación, en el que se deja el vino al aire durante un tiempo para que se transforme en vinagre. En el proceso de transformación, un microorganismo convierte el alcohol etílico que contiene el vino en ácido acético. El ácido acético del vinagre es un buen *antiséptico*: no permite el crecimiento de otros microbios y, por eso, se utiliza para conservar alimentos durante muchos meses (por ejemplo, los pepinos, ajíes y *pickles*). Otros ácidos orgánicos como el *ácido benzoico* también tienen acción antimicrobiana y se agregan como conservantes a alimentos envasados.



La parte de las moléculas que es responsable de su comportamiento químico se llama grupo funcional



Los que se hacen sentir

Hay algunas familias de compuestos orgánicos cuyos nombres pueden resultarnos extraños: *aldehídos*, *cetonas*, *ésteres* y *terpenos*. Sin embargo, nuestro olfato los conoce muy pero muy bien. Estas clases de sustancias orgánicas suelen tener olores agradables y están presentes en los perfumes, desodorantes y aromatizantes. Otros, en cambio, como las *aminas* y los *mercaptanos*, tienen olores muy repulsivos. Ellos son los responsables del olor de la carne y los huevos, cuando se pudren.

Las industrias de la cosmética y de la alimentación experimentan con diferentes mezclas de estas sustancias para producir con ellas perfumes y aromatizantes para los alimentos. Los perfumes se obtenían de las flores y las hojas de algunas plantas, pero la cantidad de esencia perfumada que rinde una planta es muy pequeña. Los químicos aprendieron a analizar los perfumes naturales y, una vez que supieron qué sustancia es la responsable del olor de una planta, se ocuparon de fabricarla industrialmente para poder producirla en grandes cantidades. Así, por ejemplo, el *mentol*, que pertenece a la familia orgánica de los alcoholes y que le da su olor característico a la menta, puede fabricarse con los residuos de la destilación del carbón como materia prima. La *vainillina*, componente principal del extracto de vainilla, se obtiene en algunas industrias a partir de los líquidos de desecho de la fabricación del papel.

© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.

POLÍMEROS

En determinadas condiciones, algunas clases de moléculas orgánicas pueden unirse para formar moléculas mucho más grandes. Los materiales formados por estas moléculas grandes reciben el nombre de *polímeros*. El nombre de muchos polímeros empieza con el prefijo *poli* (del griego *muchos*), porque sus moléculas están compuestas por la unión de muchas unidades pequeñas, los *monómeros*. Así, seguramente habrán oido ha-

blar del polietileno, formado por muchas unidades del monómero etileno, o el poliuretano, integrado por muchas unidades de uretano.

Algunos polímeros se han inventado en los laboratorios y luego se empezaron a fabricar a gran escala. Hoy la importancia comercial de los polímeros es enorme y a varios de ellos no los conocemos por su nombre químico, sino por la marca de fábrica que popularizaron sus productores, como el Telgopor, la Fórmica y el Teflón. Pero no todos los polímeros son producto de la industria. Muchas moléculas muy importantes para la vida son polímeros y todos los seres vivos las ingerimos en los alimentos, y las usamos para armar nuestras estructuras corporales. Las *proteínas* que forman nuestras células, los *carbohidratos complejos*, que nos aportan energía y los *ácidos nucleicos*, como el ADN, que contienen la información genética, son algunas clases de polímeros de importancia vital.

Los plásticos

Los objetos de *plástico* nos rodean por todos lados. ¿Pero a qué clase de materiales les decimos *plásticos*?

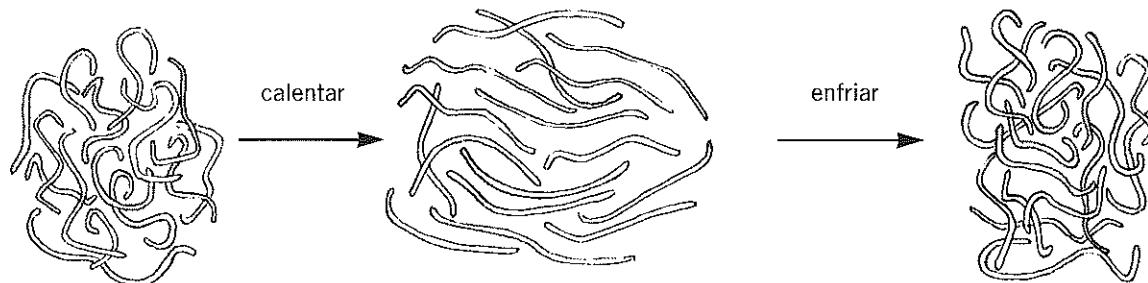
Para contestar

Busquen en el diccionario una definición de la palabra *plástico*. ¿Qué cualidades menciona?

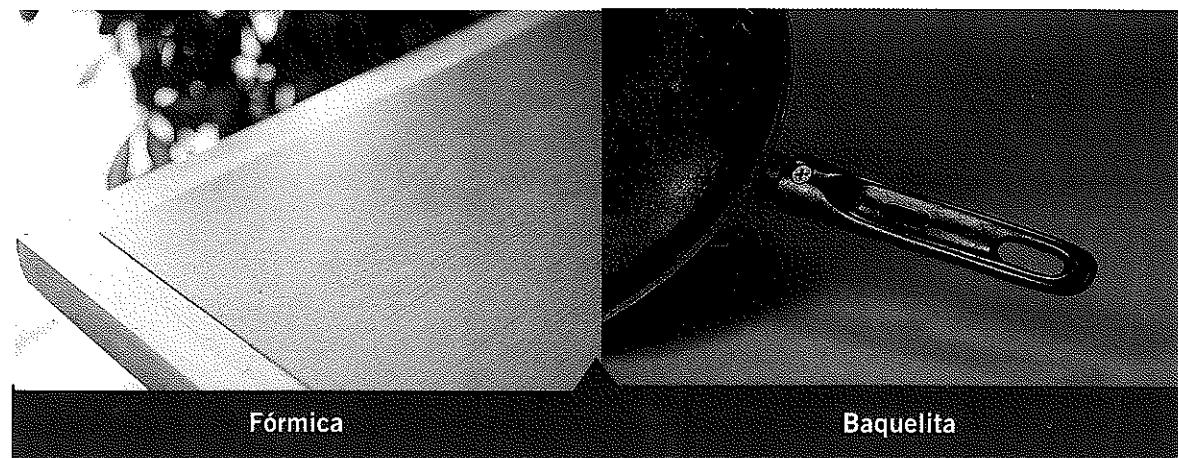
Los materiales plásticos son varias clases de polímeros que comparten una característica importante: es posible darles forma con diferentes tipos de moldes mientras están calientes. Un mismo material plástico se puede moldear para hacer manijas de puertas, tanques de bolígrafo, hilo de pesca, bolsas para residuos o recipientes para guardar líquidos. Esta posibilidad de que un mismo material sirva para múltiples usos permite que nuestra civilización emplee ampliamente los plásticos. Al darles for-



ma por calor, se aumenta la facilidad de movimiento de las largas moléculas que normalmente están *enredadas* y así es posible reacomodarlas para que el material se adapte a la nueva forma.



A hand-drawn sketch of a complex network of intersecting lines forming a grid-like pattern, representing a map or a circuit board layout.



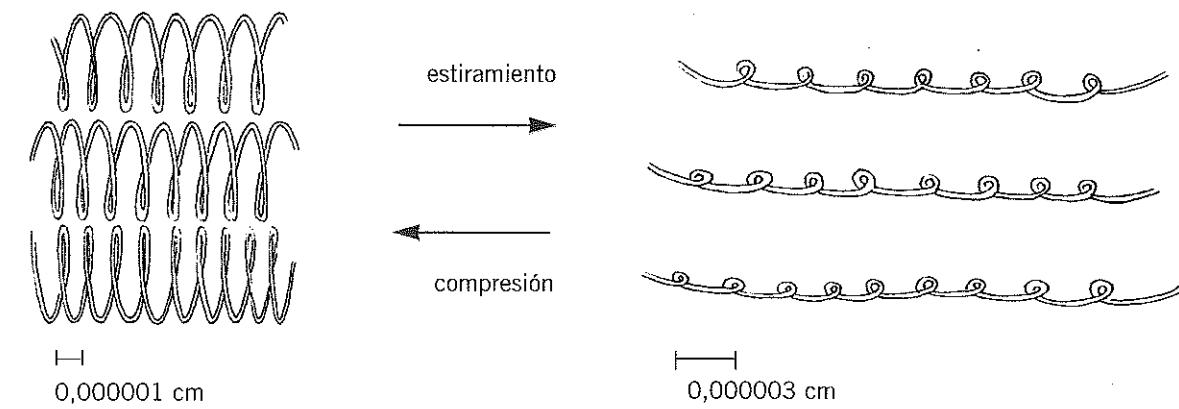
Fórmica

Baquelita

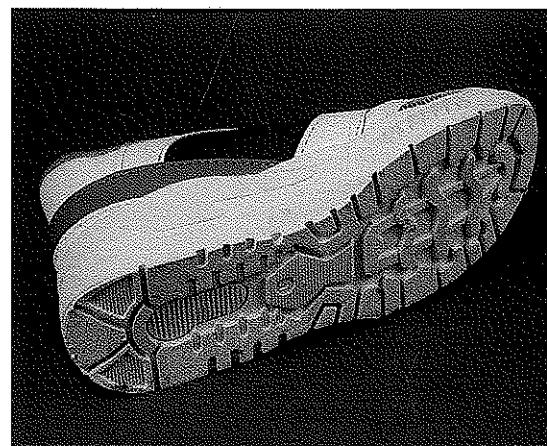
Algunas moléculas de polímero tienden a estar enroscadas. Si aplicamos fuerza en los dos extremos del material, la fuerza desenrolla parcialmente a algunas moléculas, pero si bien dejamos de hacer fuerza, las moléculas del polímero recuperan su enroscamiento original. Estos materiales, por lo tanto, son *elásticos* y tienen muchas aplicaciones cuando hay que amortiguar el efecto de una fuerza, como sucede con la suela de las zapatillas, que por esta razón pueden absorber parte de la fuerza que hacemos al apoyar de golpe nuestro peso en cada pie, cuando caminamos, saltamos o corremos.

Algunos polímeros son llamados plásticos, pero ese nombre no les corresponde. Si intentamos derretirlos o ablandarlos por calor, no logramos cambiar su forma y se descomponen antes de poderlos moldear. Estos materiales son *rígidos*, porque, durante el proceso de fabricación se forman uniones entre las cadenas del polímero y la estructura que se forma está entrecruzada y *trabada* por adentro. Los polímeros rígidos son más adecuados para hacer objetos donde la dureza y la resistencia al desgaste sean importantes. Tal el caso de la fórmica, que sirve para recubrir la superficie de mesas, bancos y mostradores, o de la baquelita, con la que se hacen los mangos resistentes al calor de cacerolas y planchas.

卷之三



Las cadenas de polímero de los plásticos no son biodegradables; de manera que si tiramos objetos de material plástico, pueden pasar muchos miles de años sin descomponerse. Los plásticos que pueden ser derretidos por acción del calor pueden volverse a usar varias veces, es decir, son *reciclables*. Como el petróleo es un recurso no renovable, si se reciclan los plásticos hechos con él, se obtienen dos ventajas: no desecharmos residuos que perjudican el ambiente y, además, hacemos rendir más un recurso escaso. Los plásticos que pueden ser reciclados suelen tener una señal que indica el tipo de polímero que los forma.



	PET (PolíEtilenTereftalato) se usa en envases retornables para gaseosas.
	Polietileno de alta densidad, se usa para hacer envases y bolsas plásticas.
	PVC (PolivinilCloruro), se usa en envases de aceite y en las suelas de goma de zapatillas.
	Polietileno de baja densidad, se usa para bolsas plásticas de baja calidad.
	Polipropileno, se usa para hacer bidones y recipientes.
	Poliestireno, utilizado para hacer recipientes para helado, tazas de café descartables.
	Cualquiera de los otros tipos de plástico.



ACTIVIDAD

¿De qué plástico está hecho esto?

Ensayemos plásticos para tratar de identificar cuáles son. Haremos dos tipos de pruebas: quemarlos y ver si flotan en diferentes líquidos. Con los datos que obtenemos, podemos usar la tabla de identificación para averiguar qué material es.

Necesitamos una pinza o un gancho de alambre para sujetar el plástico y algunos trocitos muy pequeños de distintos plásticos, por ejemplo, trozos de bolsa, pedacitos de recipiente, fragmentos de una botella de gaseosa, hilo de pesca, etcétera.

Parte 1: Ensayo de quemado.

Advertencia: Los trozos de plástico tienen que ser **pequeños** para ver bien los resultados del experimento.

Sujeten el trozo de plástico con la pinza, acérquenlo apenas a la llama de una hornalla y sáquenlo del fuego. Presten atención a los siguientes:

- ¿Se ablanda al calentarlo?
- ¿Arde, se pone marrón o se carboniza?
- ¿Se producen humos u hollín?
- ¿Sigue encendido por sí solo al sacarlo del fuego?
- ¿Chorrea mientras se quema?
- ¿Qué aspecto tiene el residuo que queda después de que se apaga?

Parte 2: Ensayo de flotación

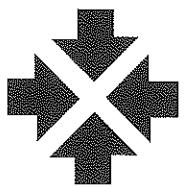
Este ensayo se basa en que los plásticos tienen diferente *densidad*. Aquí probaremos si flotan o se hunden en dos líquidos de distinta densidad. Hundan con ayuda de la pinza dos pedacitos iguales del plástico en dos vasos que contengan:

Vaso 1: agua;

Vaso 2: solución formada mezclando 50 cm³ de agua + 50 g de azúcar.

Tabla de identificación

Nombre del polímero	Combustión	Flotación
Polietileno	Parecida a la cera de vela.	Agua sí. Solución sí.
PVC	Se apaga solo.	Aqua no. Solución no.
Poliestireno	Llama que hace humo negro.	Aqua no. Solución sí.
PET	Llama con humo. Se derrite y se carboniza.	Aqua no. Solución no.



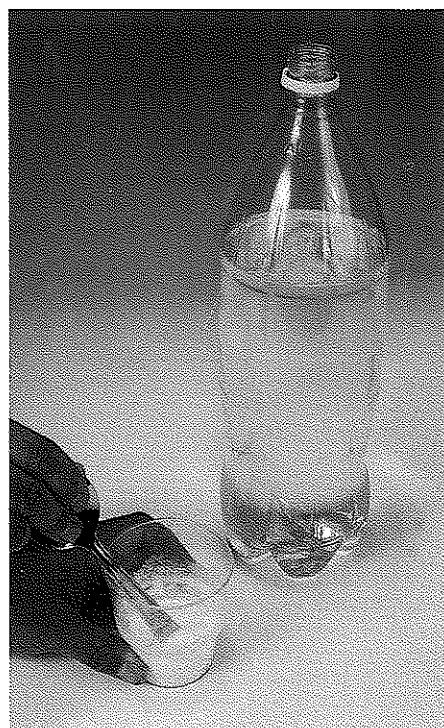
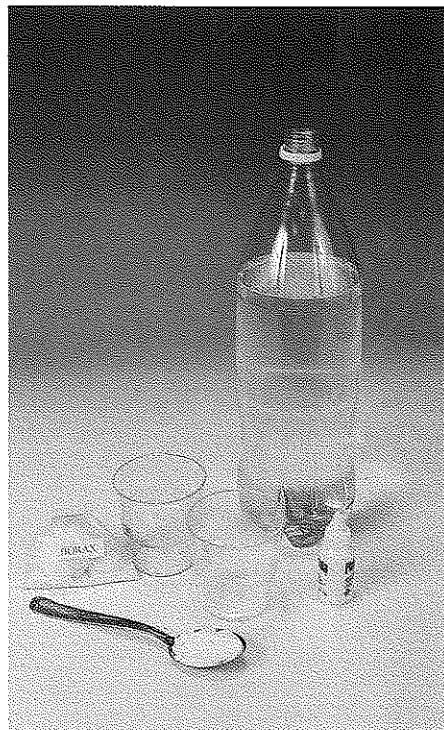
Trabajos de integración

Realicen la siguiente actividad

Van a preparar un polímero con 2 materiales muy fáciles de conseguir: bórax, un sólido en forma de polvo que se vende en las farmacias, y cola para pegar líquida, blanca o transparente. Entre estos dos materiales, se produce una reacción química de polimerización y originan una sustancia plástica.

Necesitan un sobrecito de bórax (una cucharada sopera al ras), un frasco pequeño de cola para pegar (adhesivo vinílico), agua, dos vasos y una cuchara sopera.

Coloquen en uno de los vasos toda la cola, agréguelen aproximadamente una cucharada de agua y revuelvan bien. Aparte preparen una solución saturada de bórax, colocando el bórax en un recipiente y agregándole la menor cantidad posible de agua para que se disuelva. Por último, agreguen sobre la cola preparada una cucharada sopera de la solución de bórax. Mezclen energicamente con el mango de la cuchara y retiren del vaso la sustancia formada. Tómenla con la mano y amásenla. Observen y anoten sus propiedades. Si en la preparación se usa mucha agua, quedará un plástico blando y si se usa menos será más duro. Las pelotitas hechas con el plástico más duro rebotan mucho. Para conservar el plástico preparado, guárdenlo en bolsas de polietileno.



Nylon	Se derrite y se oscurece. Humo blanco. Se apaga sólo al sacarlo de la llama.	Agua no. Solución sí.
Caucho natural	Se ablanda y se enciende. Si está vulcanizado (*), el humo huele a azufre.	Si no está vulcanizado, flota en agua y en la solución. De lo contrario, agua no. Solución sí.
Acrílico	Le cuesta encenderse, quema lentamente, con olor a formol. Hace humo cuando se apaga.	Aqua no. Solución no.
Poliuretano	Se ablanda y gotea cerca de la llama. Se carboniza. Algunas clases se apagan solas.	Aqua no. Solución sí.
Melamina-formol (Fórmica)	Se carboniza y se cuartea. Olor fuerte, a veces, humos.	Aqua no. Solución no.

(*) Se denomina caucho *vulcanizado*, cuando se le agregó azufre para hacerlo menos pegajoso y más duro.

Unidad 5

QUÍMICA PARA EL CONSUMIDOR



Lo que van a aprender

Materiales sintéticos.
Derivados del petróleo.
Combustibles.
Productos de uso doméstico.

- ¿Por qué hay tantas clases de materiales sintéticos?
- ¿Para qué se utilizan los distintos tipos de combustibles?
- ¿A qué se llama la química del petróleo?
- Sin darnos cuenta, los productos de la química nos rodean.
- Demos una mirada a varios de ellos que forman parte de nuestra vida cotidiana.

LOS MATERIALES SINTÉTICOS

Si decidieran sacar por la puerta de la habitación todas aquellas cosas en las que ha participado directa o indirectamente una industria química, al poco rato verían que no quedaría nada en su interior. ¡Ni pensar qué sucedería si hicieramos lo mismo con la ropa que llevamos puesta!

ACTIVIDAD

El origen de los materiales

Recordemos que los *materiales sintéticos* son aquellos preparados por el hombre, o sea, que no existen naturales. En esta actividad, trataremos de enumerar qué cantidad de los materiales propuestos son de origen sintético.

Observen la siguiente foto y confeccionen primero una lista de los objetos que se ven, luego una lista de los materiales que forman esos objetos y, por último, indiquen al lado de cada material si es sintético o natural.

Ejemplo:

OBJETO	MATERIALES	CLASE
Camisa	Tela: poliéster	Sintético
	Botones: plástico	Sintético
	Hilos: algodón	Sintético

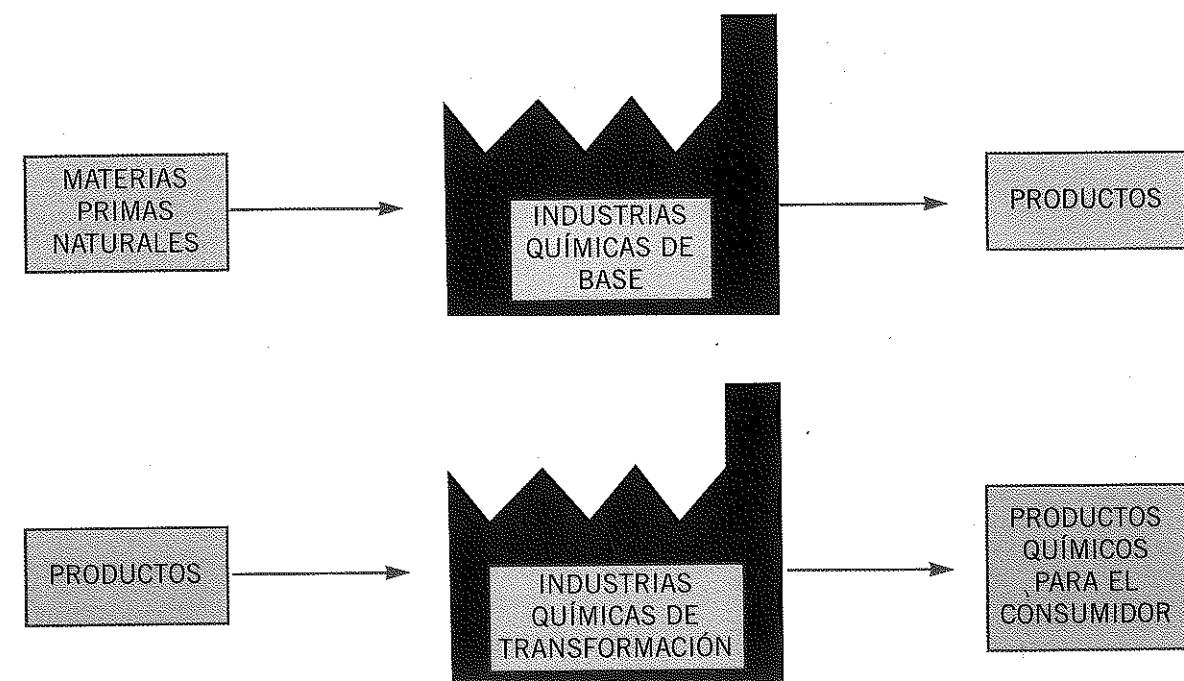
Habrán encontrado muy pocos materiales que no sean *sintéticos*. La mayoría de los objetos que aparecen en la foto se fabrican con materiales que tienen su origen en un único material natural: el **petróleo**. Dicho de otra forma, esto significa que a partir del petróleo se obtie-

nen diversos materiales básicos, que son las *materias primas* con las que se prepara gran cantidad de los objetos que usamos en casa.

Aquí nombraremos algunas de las familias de materiales sintéticos con ejemplos de sus distintos usos:

- Fibras textiles, como el *acrílico* con que se hacen las alfombras.
- Caucho sintético, como el que forma las gomas de los autos y las suelas de *zapatillas*.
- Plásticos como el *polietileno*, usado para hacer cosas como las bolsas para residuos.
- Solventes, como el *xileno*, usado en limpiapisos y pinturas.
- Medicamentos, como el *cloruro de benzalconio*, un desinfectante.
- Detergentes, por ejemplo *lauril-sulfato de sodio*.

Como vemos, los productos sintéticos que podemos utilizar para cuidar nuestro cuerpo, de nuestra casa, nuestro automóvil son muchos. Cada uno de esos productos ha sido fabricado por una industria química, con materias primas que tal vez haya fabricado otra industria química o que se extraigan de la naturaleza.



PETRÓLEO, EL PUNTO DE PARTIDA

Posiblemente, en diferentes medios de comunicación, hayamos visto qué aspecto tiene el petróleo; de manera que cualquier persona podría dar una descripción del mismo, pero no todos podrían decir cómo se originó y por qué se dice que es un recurso no renovable.

CONEXIONES
Pueden averiguar más sobre los recursos renovables y no renovables del planeta en el libro **Geología 9** de esta colección.

Desde el punto de vista de los químicos, al hablar de un material siempre nos referimos a sus propiedades. Por eso, se puede decir que el petróleo es un líquido viscoso con colores que varían de marrón a negro con reflejos verdes. Además, flota sobre el agua. Por lo que sabemos, que sea viscoso quiere decir que tiene dificultad para deslizarse. Por otro lado, que flote en el agua significa que tiene menor densidad que el agua.

CONEXIONES
La densidad es una magnitud física característica de cada material. Pueden aprender más sobre ella leyendo el libro **Física 8** de esta colección.

Además, desde el punto de vista de las partículas que lo forman, el petróleo es un material no polar y, por lo tanto, no se disuelve en el agua. Químicamente hablando, el petróleo es una solución de varios hidrocarburos. Los usos del petróleo son muy diversos, pero básicamente podemos mencionar dos: una parte del petróleo se emplea para producir combustibles, mientras que el resto se usa como materia prima para fabricar otros productos químicos. Empezaremos a analizar los combustibles que pueden obtenerse a partir del petróleo.

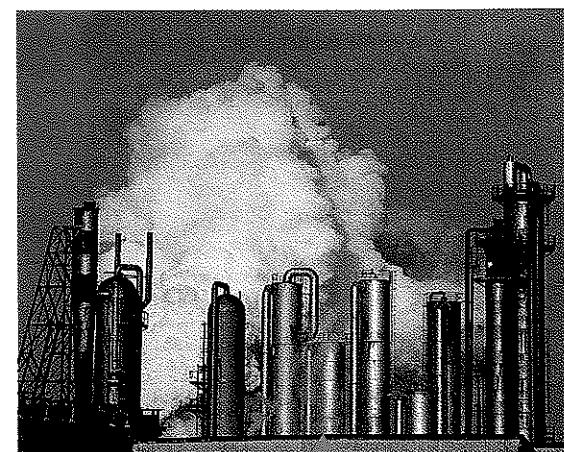
Tipos de combustible

Aunque parezca mentira, el petróleo tal cual se lo extrae de los pozos no sirve como combustible, ya que necesita altas temperaturas para empezar a quemarse. Esto se debe a que está formado por diferentes moléculas y a algunas de ellas hay que darles mucha energía para que puedan quemarse. Por lo tanto, para aprovecharlo mejor hay que separarlo en diferentes *porciones*, que contengan distintas moléculas y que formarán los combustibles conocidos.

Como estudiamos en la unidad 2, cuando se calienta una solución, se pueden separar los distintos componentes. Por destilación del petróleo a distintas temperaturas se obtienen así diferentes combustibles. En este proceso de destilación, llamado fraccionamiento, se calienta todo el petróleo a casi 400° C y los componentes del petróleo que a esa temperatura estén en forma gaseosa, se enfrián lentamente. El primero en condensarse, o sea, en volver a quedar líquido, es la primera fracción de combustible más pesado, llamada *gasoil pesado*. Se sigue enfriando la mezcla gaseosa y se obtiene el *gasoil liviano*; le siguen el *querósén*, la *nafta común* y la *nafta especial*. Este proceso se realiza en una **torre de fraccionamiento**, en la que se procesan muchas toneladas de petróleo por día.

En el petróleo, existe gas disuelto y otros gases. De estos gases, el más importante es el *metano* que es componente principal del **gas natural** que sale en nuestras cocinas. El **gas licuado** es el que se distribuye en tanques para uso doméstico. Está compuesto por propano y butano, que son gases a temperatura ambiente, pero que pueden mantenerse en estado líquido, si se les aplica presión. De este modo, es posible tenerlos encerrados en una garrafa; al abrir la válvula, la mezcla de butano y propano líquidos se evapora rápidamente pasando al estado gaseoso.

Las naftas especial y común se usan para automóviles principalmente; el querósén se utiliza preferentemente



En destilerías de petróleo como ésta, se obtienen múltiples productos.

para obtener a partir de él combustible para aviones en otro proceso de fraccionamiento. El gasoil sirve como combustible de algunos motores de automóvil (motores Diesel) y es el combustible de barcos, locomotoras y camiones. El residuo que queda en la torre de fraccionamiento se denomina *fuel oil* y se usa como combustible en centrales termoeléctricas y calderas.

La nafta

Los motores que usan nafta queman una mezcla de aire y nafta; los gases producidos en la combustión (agua y dióxido de carbono) se expulsan al exterior a través del escape. La combustión de la mezcla se inicia mediante una chispa eléctrica; en ese momento, se produce una explosión y se dilatan los gases de la combustión, es decir, que ocupan más volumen. Esto provoca el movimiento de ciertas partes del motor que hacen funcionar al automóvil. Si la explosión no es suave se producirán movimientos irregulares no deseados, que hacen perder potencia al motor. Cuando esto sucede, se produce un ruido característico como de cascabeles; esto puede ocurrir por dos razones: está mal regulada la entrada de aire o la nafta es de *mala calidad*.

PARA CONTESTAR

Trataremos de conocer los diferentes tipos de naftas que existen y determinar en qué se diferencian. Para ello, diríjanse a distintas estaciones de servicio. Consulten en cada una cuántos tipos de naftas venden y en qué se diferencian.

Hacia 1950, se descubrió que había un hidrocarburo de la nafta, llamado **heptano**, que producía la detonación fuera de tiempo del motor. A la vez se comprobó que otro hidrocarburo presente en la nafta, llamado **isoctano**, provoca la menor detonación.

© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.

Las naftas obtenidas por fraccionamiento directo del petróleo no serían de buena calidad como combustible, porque tienen alto contenido de heptano, y los motores fallan al usarla. Por otro lado, el petróleo natural no contiene suficiente nafta para satisfacer el requerimiento de la gran cantidad de automóviles.

Fue así que los químicos se preocuparon para mejorar las naftas. Tenían que lograr que la nafta tuviera mayor proporción de hidrocarburos parecidos al isoctano. Para ello, se diseñaron dos procesos de *reformado* de la nafta: una desintegración térmica y una desintegración catalítica. En el primero, se calienta la nafta cruda ayudando al proceso con un aumento de presión. En el segundo, se calienta la nafta en presencia de **catalizadores**, que son sustancias que permiten que la transformación ocurra a menor temperatura y a mayor velocidad.

Para saber + **Los antidetonantes**

Posiblemente en su visita a la estación de servicio les hayan dicho que las naftas son distintas según el tipo de **antidetonante** que tengan.

En la actualidad, se pueden obtener naftas de muy buena calidad, ya que los procesos de reformado e isomerización mejoran las propiedades de combustión de los compuestos. Pero también se puede utilizar un método más simple para mejorar las naftas: se les agrega unas sustancias *antidetonantes* como el *tetraetilplomo*.

La cantidad máxima y suficiente por agregar es de 3 ml cada 3,8 l de nafta (¿qué concentración será, expresada en %?). El uso de antidetonantes trae un problema: la toxicidad del plomo que los vehículos descargan en la atmósfera. Pero las naftas sin plomo son más caras que las que tienen antidetonantes, porque tienen una etapa más de procesamiento que les agrega compuestos producidos en el reformado.

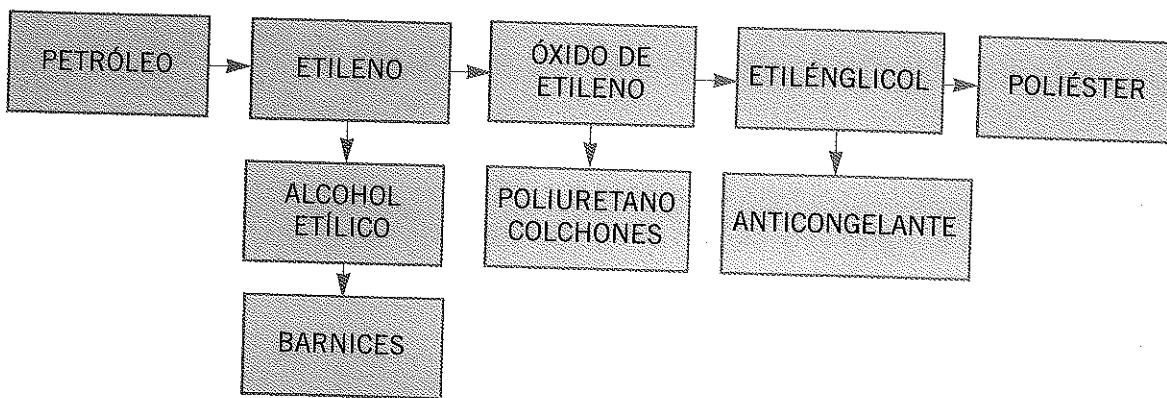
PETROQUÍMICA

La petroquímica es una rama de la actividad de la industria química que se ocupa de elaborar todos los productos que se obtienen transformando químicamente los hidrocarburos del petróleo.

Hoy en día, muchos de esos productos se pueden fabricar con materias primas diferentes del petróleo; sin embargo, a esos productos se los sigue llamando petroquímicos. También existen otros productos que se obtienen de otras materias primas y por otros procesos, pero actualmente se obtienen en su totalidad por vía petroquímica.

Veamos algunos ejemplos: a partir del metano, un hidrocarburo presente en el petróleo, se obtiene amoníaco (NH_3). En la fabricación del amoníaco, se produce además dióxido de carbono (CO_2) que se utiliza para fabricar hielo seco y bebidas gaseosas; también se lo utiliza para formar bicarbonato de sodio (NaHCO_3) usado en los polvos de hornear y carbonato de sodio (Na_2CO_3), que sirve para fabricar vidrio.

La cantidad de productos que se pueden obtener del petróleo es muy variada. Una forma gráfica de mostrar algunos de ellos es en forma de diagrama de bloques. Cada bloque representa un material y, para pasar de un bloque a otro, hay que efectuar una reacción química. Así vemos que para llegar al poliéster, que forma la tela de nuestra camisa, hubo que transformar el petróleo en cuatro etapas.



© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.

En la unidad anterior conocimos a una gran familia de materiales sintéticos provenientes del petróleo, la de los plásticos. Vayamos ahora a distintos comercios en los que se venden productos que también provienen de la industria petroquímica, para conocer algunas de las características y los usos de esos productos. Empecemos con una visita al negocio de artículos de limpieza.

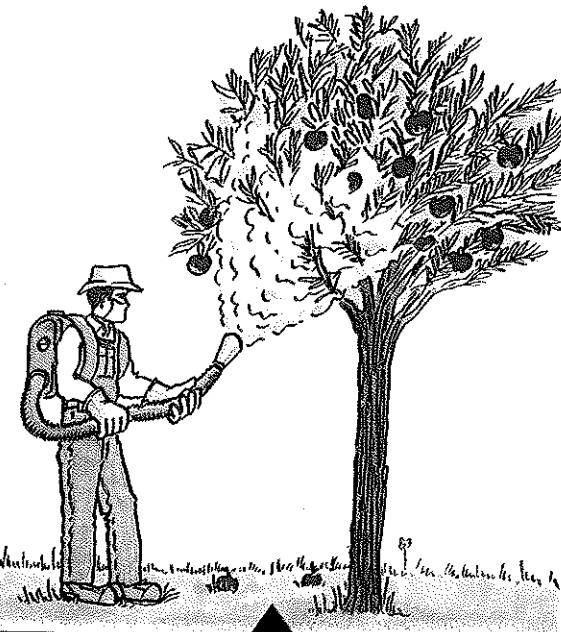
Los insecticidas y los plaguicidas

La producción de sustancias que sirven como insecticidas, o sea, exterminadoras de insectos, creció mundialmente a partir del siglo pasado, cuando los investigadores descubrieron que muchas enfermedades humanas, como el paludismo, la fiebre amarilla o el mal de Chagas, eran transmitidas por insectos que viven cerca de los seres humanos: como mosquitos, moscas o vinchuca. Los insecticidas, cuando se los utiliza adecuadamente sobre los lugares en que se crían o se alojan los insectos, permiten reducir las poblaciones de insectos transmisores de enfermedades y, así, mantenerlas bajo control.

Hay insectos que no transmiten enfermedades, pero que se comen los cultivos de cereales, frutas y hortalizas. Los productos químicos empleados para combatirlos se llaman *plaguicidas*, y son una familia de insecticidas especiales que se pulveriza sobre las plantas que se quiere proteger.

Los insecticidas y los plaguicidas contribuyen a mejorar la salud humana evitando la transmisión de enfermedades y facilitando la producción de alimentos. Pero si se abusa de los insecticidas, pueden producirse varias consecuencias riesgosas para el ambiente y los seres humanos:

- Los insectos desarrollan tolerancia al veneno y ya no es tan fácil combatirlos con dosis moderadas.
- El insecticida mata a otros insectos que no son riesgosos y que son necesarios para cumplir determinadas funciones en el ecosistema.
- El insecticida acumulado en el cuerpo de los insectos pasa a los animales que se alimentan de ellos, y si



Las personas expuestas a grandes cantidades de insecticidas o que absorben pequeñas dosis bastante tiempo, pueden sufrir serios problemas de salud como efecto de la intoxicación. Al usar insecticidas y plaguicidas, es necesario protegerse adecuadamente, y vestir ropa impermeables que impidan el contacto del insecticida con la piel.

comemos esos animales o sus huevos, podemos intoxicarnos.

Los insecticidas son sustancias *sintéticas*. Sus moléculas no existen en la naturaleza; son producidas industrialmente a partir de productos extraídos del petróleo y del carbón. Los primeros insecticidas eran productos *clorados*, es decir que en sus moléculas participaban átomos de cloro. Estos insecticidas ya no se usan, porque son tóxicos para las aves y los insectos no perjudiciales. Con el tiempo, se han inventado insecticidas *fosforados*, que contienen átomos de fósforo en sus moléculas. No son tan tóxicos como los clorados, pero igualmente hay que usarlos con muchísima precaución y respetando las dosis que indica el fabricante.

CÓMO HACER BRILLAR LAS COSAS

Los productos de limpieza

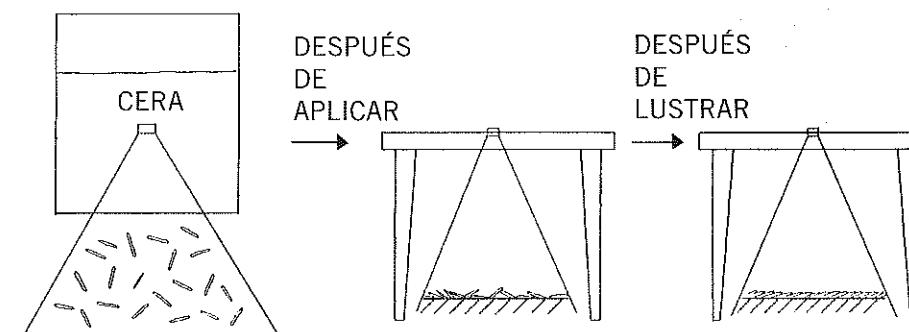
Los objetos que brillan nos dan la sensación de que están más limpios. Tal vez será por eso que en los negocios que venden productos de limpieza hay tantas cosas que sirven para dar brillo a los objetos de la casa. Los objetos de metal, si están bien pulidos, brillan por sí solos, pero pierden el aspecto brillante cuando su superficie se oxida. Por eso, los limpiametales son productos químicos que disuelven y arrastran el óxido y los demás materiales que se forman sobre el metal cuando está expuesto a la atmósfera. Junto con el agente *desoxidante*, los limpiametales contienen además un *abrasivo*, es decir, un polvillo molido muy fino que actúa raspando la superficie del metal, como los granitos de una lija y así se desprende con más facilidad la película de materiales que oscurece el metal. Las superficies de madera, de cerámica o de cuero no tienen brillo propio, porque su superficie no es nunca tan lisa como la que puede tener un metal y, entonces, no reflejan tan bien la luz.

© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.

CONEXIONES

Pueden aprender más sobre la forma en que se refleja la luz en el libro *Física 7* de esta colección.

Para lograr que estas superficies brillen, depositamos sobre ellas un material que al ser aplastado pasándole una franela o un cepillo forma una capa lisa y reflectante. Estos materiales se llaman *ceras*. Las ceras son el ingrediente principal de los lustramuebles, las pomadas para zapatos, el lustre para pisos de cerámica o de madera. Las ceras son sólidas; para facilitar su aplicación sobre las superficies, se las mezcla con un líquido y así podemos esparcirlas mejor, por ejemplo, con un trapo. Luego, el líquido se evapora y las moléculas de la cera quedan adheridas a la superficie. Las moléculas de la cera son largas, con forma de varilla y quedan desordenadas cuando se evapora el líquido. Al frotar la superficie encerada con un paño, logramos que se acomoden en forma de fina capa, que es como mejor reflejan la luz, y así aparece el brillo.



Algunas ceras son de origen natural, como la producida por las abejas y la que se extrae de algunos árboles. Los mamíferos, las aves y los insectos producen también pequeñas cantidades de cera que les sirve para impermeabilizar sus pelos, plumas o cutículas, ya que tienen la propiedad de no atraerse con el agua.

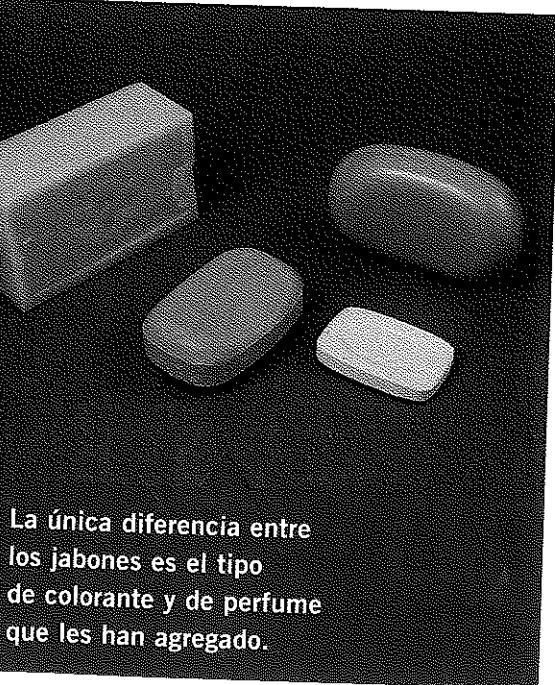
Las ceras de origen natural se usan para lustrar muebles muy finos. Pero lo más común es que las ceras que usamos provengan del petróleo y que hayan sido procesadas por industrias químicas para mejorar sus propiedades de brillo y de no atracción con el agua.

Para contestar

¿La cera será un material polar o no polar?, ¿qué les parece? ¿Por qué?

PARA LAVARTE MEJOR

Productos para la higiene personal

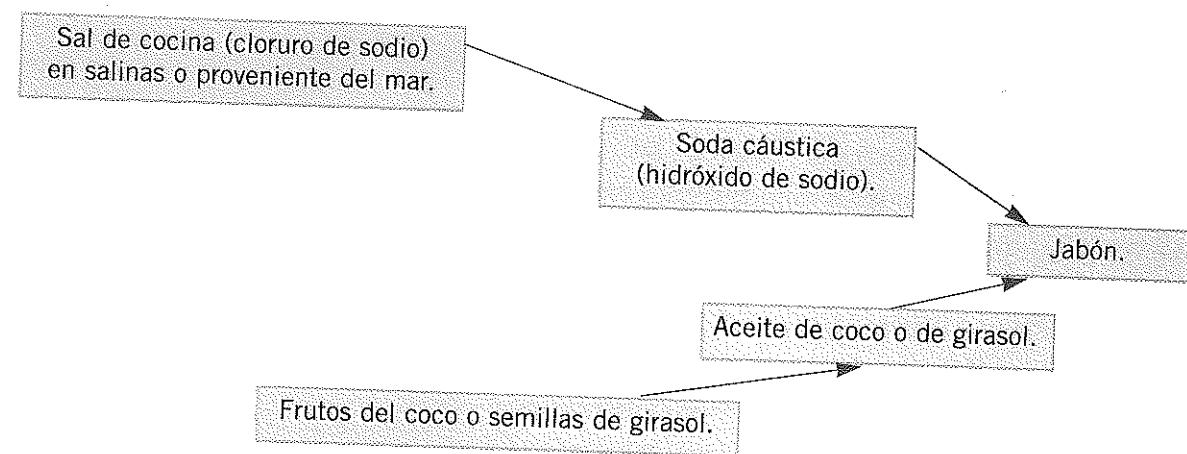


La única diferencia entre los jabones es el tipo de colorante y de perfume que les han agregado.

Ya aprendimos algo sobre la acción de los jabones y los detergentes en la unidad 1 y probamos a obtener jabón en la unidad 3. Aquí te contaremos algo más sobre ellos y su producción.

La fabricación de jabón es una industria muy antigua. Se cree que los inventores fueron los romanos, que hace ya más de 2500 años lo preparaban calentando grasa de animales con cenizas de madera. Hoy en día, los dos ingredientes principales para fabricar jabón (una sustancia grasa y una solución básica) se obtienen de otras fuentes. La sustancia grasa es, por lo general, un aceite vegetal, como el de coco o el de girasol, y la solución básica se obtiene al disolver en agua una base fuerte como la soda cáustica (cuyo nombre químico es hidróxido de sodio), que se obtiene industrialmente a partir de la sal común (cloruro de sodio).

© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.



Los detergentes son productos que cumplen la misma función que el jabón, pero en lugar de una materia grasa procedente de fuentes naturales se utiliza en su reemplazo una familia de productos que se obtienen a partir del petróleo.

Según el uso, los detergentes y los jabones pueden venderse de distintas formas:

- sólidos moldeados en barras, como el que usamos para bañarnos;
- sólidos molidos en polvo, como los que se usan para lavar la ropa;
- soluciones en agua, como el que se utiliza para lavar los platos.

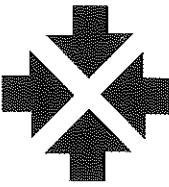
Los jabones en polvo, además de jabón o detergente, contienen una serie de materiales agregados para facilitar el lavado y para que la ropa quede con color más blanco. Los jabones "de tocador" llevan aditivos como perfumes, desodorantes, agentes desinfectantes y colorantes, para darles mejor aspecto y hacerlos atractivos al comprador.

Los detergentes líquidos se venden siempre con la indicación en la etiqueta del porcentaje de *materia activa* que contienen. Al observar ese número, podemos saber si el producto que vamos a comprar tiene mucho detergente y poca agua, es decir, si es concentrado, porque entonces con muy poca cantidad de producto se pueden lavar muchas cosas.

PARA CONTESTAR

A partir de la información que acabamos de discutir, ¿qué les parece que conviene comprar: un detergente con 18% de materia activa a \$1,25 el litro o un detergente con 30% de materia activa a \$2,50 el litro?

Expliquen cómo llegan a la conclusión.



Trabajos de integración

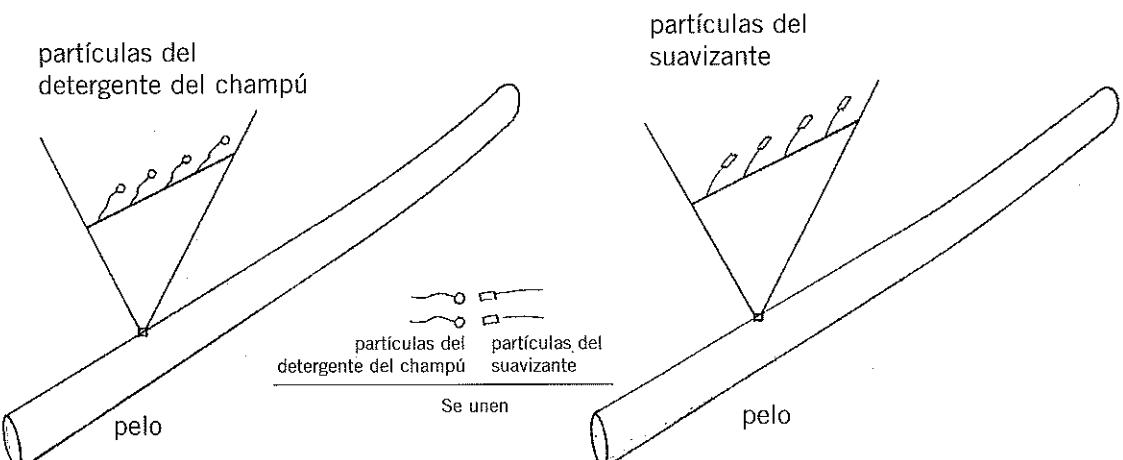
Representen gráficamente

Estos son datos de composición de algunos petróleos argentinos. Construyan con los datos del petróleo de Neuquén y de Chubut, diagramas de sectores y de barras. Les damos como ejemplo algunas formas posibles para el primero de los petróleos.

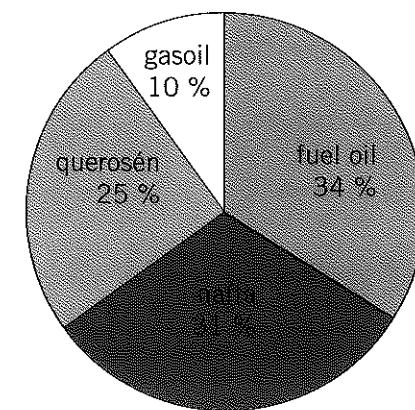
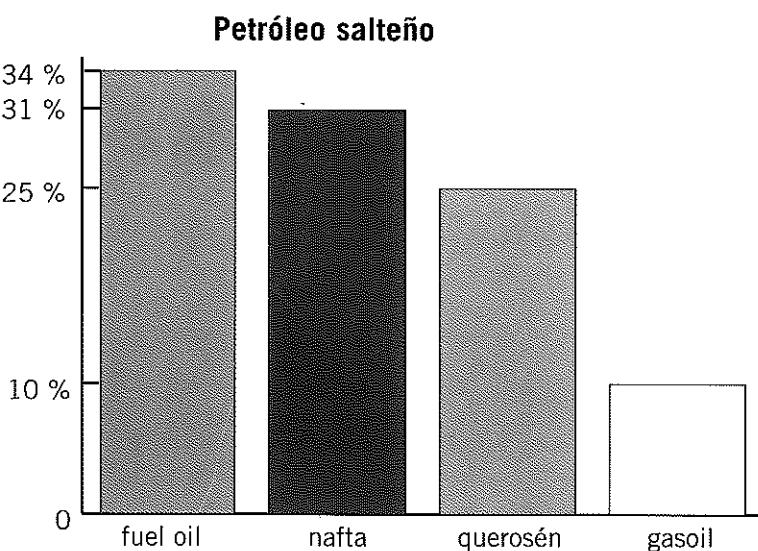
Salta: 31% nafta, 25% querosén, 10% gasoil, 34% fuel oil.

Neuquén: 18% nafta, 20% querosén, 10% gasoil, 52% fuel oil.

Chubut: 5% nafta, 7% kerosene, 10% gasoil, 75% fuel oil



© A-Z editora. Fotocopiar libros es un delito.



A-Z editora ha dado término a la impresión de esta obra
en los talleres gráficos de Editorial Antártica S. A., Calles 8 y 3,
Parque Industrial Pilar, (1629) Pilar, provincia de Buenos Aires
República Argentina - en el mes de diciembre de 1997

CONSEJO PROVINCIAL EDUCACION
BIBLIOTECA ESCOLAR
C.E.M. 36
JOSE M. ESTRADA
ALBAÑASIN 234 3600 CARILOCHE