

(A) Si se cubre el pico de una botella que tiene vinagre con un globo que contiene bicarbonato de sodio, estas sustancias reaccionan. (B) Como resultado del cambio químico, se produce el gas dióxido de carbono.

Los cambios en los materiales

Los cambios o modificaciones en los materiales pueden producirse con diferente rapidez. Algunos cambios no son evidentes, dado que transcurren en lapsos muy prolongados, como la formación de las montañas. Otros cambios, como el parpadeo de un ojo, se producen en un lapso tan breve que parecen suceder de forma instantánea.

Asimismo, en ocasiones, los materiales que intervienen en un cambio se transforman en otros diferentes a las sustancias originales, por ejemplo, cuando se prende fuego un papel: son los **cambios químicos**.

Otro tipo de cambios no provoca la formación de sustancias nuevas. Por ejemplo, cuando el agua se congela, ocurre un cambio de estado, pero la sustancia sigue siendo agua. Si a pesar de los cambios que se producen, las sustancias siguen siendo las mismas, se habla de **cambios físicos**.

Los cambios físicos y químicos ocurren a nuestro alrededor en forma permanente.

Los cambios físicos

En los cambios físicos, las partículas que conforman un material no varían, sino que se mantiene su composición. Se trata de cambios que ocurren comúnmente en la vida cotidiana: por ejemplo, romper un papel, inflar un globo o amasar una pizza.

Entre los cambios físicos, se encuentran los **cambios de estado**. Ocurren continuamente a nuestro alrededor: el agua de una olla se evapora, y el vapor de agua de la atmósfera se vuelve líquido cerca de un vidrio o de una botella de gaseosa fría y forma gotitas sobre ella. En los días calurosos, la manteca se derrite y se torna sólida si se coloca en la heladera. Es decir, son cambios **reversibles**, dado que es posible obtener nuevamente el estado inicial.

Cada cambio de estado tiene un nombre particular, como podemos ver en el siguiente gráfico.



ar.smsavia.com

Reto integrador:

Nos invitaron a participar en un concurso de inventores. Tenemos que presentar y describir un objeto no conocido hasta el momento y que sea útil en la vida cotidiana. ¡El tiempo y el presupuesto son limitados!

**Ciencias naturales -
Educación artística**

Los cambios químicos

Cada vez que ocurre un cambio químico, aparecen sustancias nuevas, diferentes a las originales. Las sustancias iniciales que intervienen en un cambio químico se llaman **reactivos**, mientras que las sustancias que se forman como consecuencia de la reacción reciben el nombre de **productos**.

Muchas veces, es sencillo reconocer estos cambios, dado que los materiales nuevos se desprenden como gases o se depositan como sólidos.

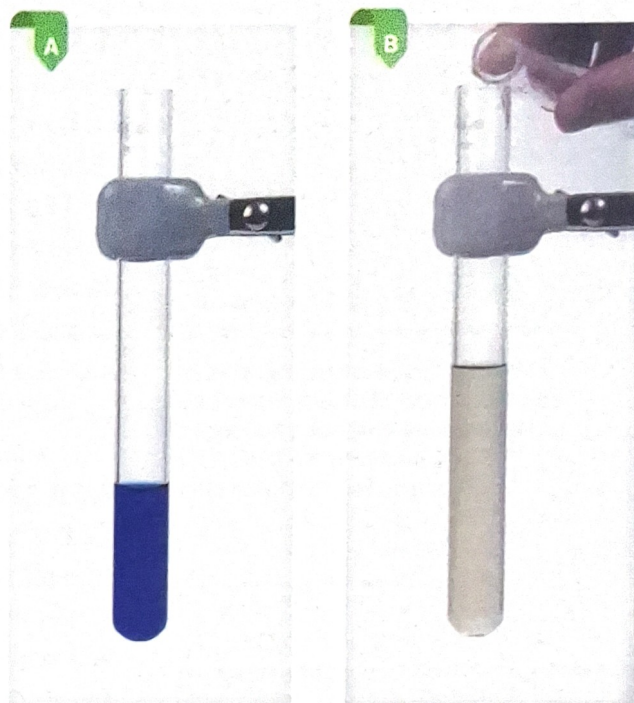
Otras veces, se observan cambios de color por la presencia de las sustancias nuevas. Por ejemplo, cuando cortamos una manzana y la dejamos en contacto con el aire, adquiere un color marrón rojizo. En este caso, el cambio químico recibe el nombre de **oxidación**: el oxígeno del aire se combinó con el hierro de la manzana y se formó una nueva sustancia, óxido de hierro, de color rojizo.

La oxidación es una reacción que se da entre diferentes materiales y el oxígeno del aire. Otros materiales, como el cobre también se oxidan al contacto con el aire. Su óxido tiene un color verdoso. El bronce, en cambio, al oxidarse tiene un color turquesa, como suele apreciarse en los monumentos de este metal que se instalan a la intemperie.

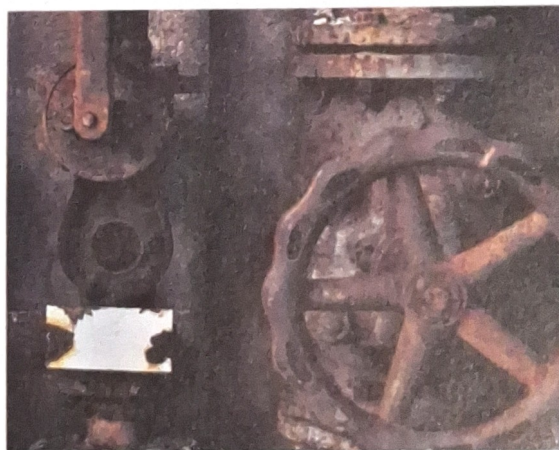
Otra reacción química importante, y que los seres humanos aprovechan desde hace miles de años, es la **combustión**. Las fogatas para calentarse y cocinar alimentos, el fuego o las antorchas para iluminarse, los explosivos para romper rocas y extraer minerales y los motores de los autos, entre otros, son formas de aprovechar la combustión.

En una reacción de combustión, interviene un material llamado **combustible** (como madera, carbón, gas natural, alcohol) y otro llamado **comburente**, que es el oxígeno presente en el aire. El combustible y el comburente son los reactivos.

Durante la combustión, además de aparecer los productos, se desprenden grandes cantidades de energía, por lo general, en forma de luz y calor.



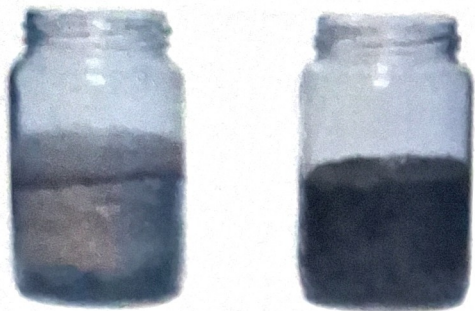
(A) La tinta se mezcla con el agua y la colorea. (B) Pero si luego se agrega lavandina, la tinta ya no es capaz de teñir. Las sustancias iniciales (tinta y lavandina) se transformaron en otras.



El contacto del metal con el oxígeno del aire provoca la oxidación; para evitarla, los objetos se pintan con una pintura especial.

Actividades

1. ¿Qué caracteriza los cambios físicos?
2. Expliquen qué ocurre con los materiales durante un cambio químico.
3. Conversen con un compañero y respondan: ¿todos los cambios físicos son reversibles? Incluyan tres ejemplos.
4. El polvo de hornear es un producto químico que se emplea en la preparación de tortas porque provoca que la masa sea más esponjosa. Escriban un párrafo donde analicen lo que les parece que ocurre y de qué tipo de cambio se trata. Intercambien sus producciones con el resto de la clase.



Las fases de las mezclas groseras, como una mezcla de arena o arcilla y agua, son fáciles de identificar.



Algunas suspensiones son las espumas (aire disperso en un líquido) o el humo (partículas de un sólido suspendidas en un gas).

Los sistemas materiales

Cualquier porción material del universo que se aísla para su estudio es un sistema material.

Los sistemas materiales se clasifican según la posibilidad de distinguir en ellos "partes" con propiedades diferentes, denominadas **fases**. Si es posible distinguir fases, el sistema es **heterogéneo**; cuando estas no pueden reconocerse ni con un microscopio, es un sistema **homogéneo**.

Los sistemas heterogéneos

Los sistemas heterogéneos se caracterizan por tener una o más fases. Cada fase puede estar constituida por uno o más componentes.

En algunos casos, las fases de un sistema heterogéneo pueden ser reconocidas muy fácilmente; por ejemplo, una ensalada de frutas. En otros casos, las fases son más difíciles de identificar y es necesario utilizar un microscopio, como en el caso de la leche que presenta gotitas de grasa.

En los sistemas heterogéneos, cada uno de sus componentes mantiene intactas sus propiedades específicas. Por ejemplo, si colocamos en un recipiente un poco de agua y la mezclamos con un poco de aceite comestible hasta obtener pequeñas gotas de ambos líquidos intercaladas, cada gotita seguirá manteniendo el punto de ebullición que el líquido original: las gotitas de agua se evaporarán a 100 °C, mientras que las de aceite lo harán a 150 °C.

Las partículas que componen un sistema heterogéneo pueden tener diferentes tamaños o estar en distintos estados de agregación. Cuando los componentes se observan a simple vista, se trata de **mezclas groseras**. Si una de las fases es sólida o gaseosa y está finamente dividida y repartida en la otra, que puede ser líquida o gaseosa, son **suspensiones**. En otras mezclas, como la leche y la mayonesa, las pequeñísimas gotas de líquido aceitoso están dispersas en toda una fase constituida principalmente por agua, son las **emulsiones**.



(A) La leche es una emulsión. (B) Si se observa una porción al microscopio, se distinguen pequeñas gotas de aceite dispersas en otra fase líquida.

Los sistemas homogéneos

En los sistemas homogéneos, las fases no pueden distinguirse, ni siquiera con un microscopio potente. Los sistemas homogéneos pueden estar constituidos por dos o más componentes, como el agua de la canilla (que tiene agua y sales disueltas); o por uno solo, como el agua destilada.

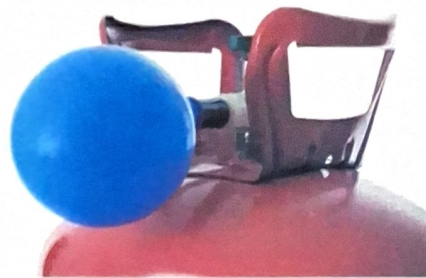
En el primero de los ejemplos, hablamos de **soluciones**; y en el segundo, de **sustancias puras**. Son sustancias el azúcar, la sal o el gas helio con el que comúnmente se inflan los globos.

Las soluciones y las sustancias son sistemas homogéneos, y como tales, tienen las mismas propiedades en toda su masa.

Los componentes de una solución pueden presentarse en todos los estados de agregación. Por ejemplo, dos líquidos como el agua y el alcohol forman una solución de alcohol medicinal; también, un líquido y un sólido, como ocurre con el agua salada. Hay soluciones que son mezclas de distintos gases, como el aire que respiramos, o de líquidos con gases, como el agua natural, que contiene oxígeno disuelto.

En una solución, se denomina **soluto** al componente cuya proporción es menor; y **solvente**, al componente que se halla en mayor proporción. Por ejemplo, en una solución formada por jugo en polvo y agua, el jugo es el soluto y el agua, el solvente. Tanto el soluto como el solvente pueden estar en cualquiera de los tres estados principales de la materia: sólido, líquido o gaseoso. En el ejemplo del jugo, el soluto es sólido, mientras que el solvente es líquido.

Las soluciones presentan propiedades específicas diferentes de las que tiene cada uno de sus componentes por separado. Por ejemplo, el agua pura tiene un punto de ebullición de 100 °C, en tanto que el punto de ebullición del alcohol puro es de 78 °C; en cambio, una solución de agua y alcohol tendrá un punto de ebullición de valor intermedio entre 78 °C y 100 °C, dependiendo de la proporción que haya de cada componente.




El helio es un gas a temperatura ambiente; está formado por un único componente y se usa para inflar globos que se mantienen flotando en el aire.



El aire que respiramos es una solución compuesta por nitrógeno, oxígeno y dióxido de carbono, entre otros gases.

Actividades

1.  **ar.smsavia.com** Lean el texto y señalen las ideas principales y secundarias.
2. ¿El agua con hielo es un sistema homogéneo o heterogéneo? Justifiquen su respuesta.
3. Un sistema formado por agua y sal tiene el mismo aspecto que el agua pura; sin embargo, es una solución. ¿Cómo harían para comprobarlo? Propongan al menos dos maneras.
4. Indiquen cuáles son los componentes de los siguientes sistemas. Reconozcan si son sistemas homogéneos o heterogéneos.
 - a. Alcohol medicinal.
 - b. Humo de leña ardiendo.
 - c. Té con leche.
 - d. Merengue.
 - e. Mayonesa.
 - f. Aliño de aceite y sal.



ME COMPROMETO

Los detectores del monóxido de carbono, un gas tóxico, en el aire encienden una alarma cuando el nivel de este gas es superior al recomendado para los humanos.

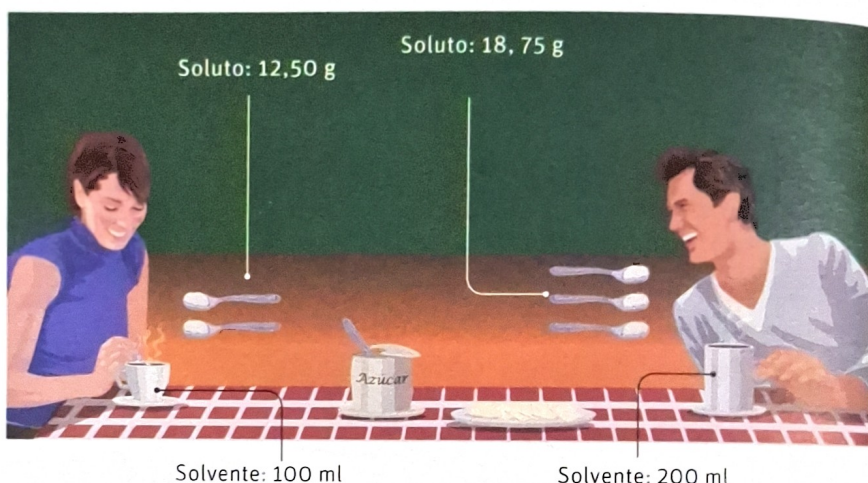
- ¿Cuáles son los síntomas de la intoxicación por monóxido de carbono? ¿Cómo puede evitarse este riesgo?

Investigá y compartí tu opinión en el foro. ar.smsavia.com

La concentración de las soluciones

Imaginemos la siguiente situación: Ana y Juan piden un café. Ana lo pide en un pocillo chico de 100 ml y Juan, en un jarrito de 200 ml. Cuando reciben el pedido, Ana endulza su café con 2 cucharas de azúcar, mientras que Juan usa 3 cucharadas. Considerando que cada cucharada equivale a 6,25 g de azúcar, Ana habrá usado $2 \times 6,25 \text{ g} = 12,50 \text{ g}$ y Juan, $3 \times 6,25 \text{ g} = 18,75 \text{ g}$.

En ambos casos, se generaron soluciones donde el azúcar es el soluto y el café disuelto en agua es el solvente, y es evidente que Juan puso mayor cantidad de soluto; pero ¿cuál de los dos cafés será más dulce?



El jarrito de Juan contiene mayor cantidad de azúcar, pero también, más volumen de solución.

El pocillo de Ana contiene 12,50 g de azúcar por cada 100 ml de solución. Y si Juan tomara solo la mitad de su jarrito (100 ml de solución), ingeriría $18,75 \text{ g} / 2 = 9,375 \text{ g}$ de azúcar, o sea que la solución de Juan es menos dulce.

La **concentración** de una solución es la relación entre la cantidad de soluto y el total de la solución. Este valor puede expresarse de diferentes maneras, según cómo se presenten el soluto y el solvente. Por ejemplo, el porcentaje masa en volumen (% m/v) se calcula a partir de los gramos de soluto cada 100 mililitros o centímetros cúbicos de solución. Así, el pocillo de Ana tiene una concentración de 12,50% m/v, mientras que el jarrito de Juan, de 9,375 % m/v.

Otra manera de expresar la concentración de una solución es mediante el porcentaje masa en masa (% m/m), que son los gramos de soluto cada 100 gramos de solución.

A veces, la concentración se expresa en partes por millón, que equivale a miligramos de soluto por cada un litro de solución. Así, una concentración de 10 ppm de sodio en un agua mineral significa que 1 litro de solución contiene 10 mg de sodio.

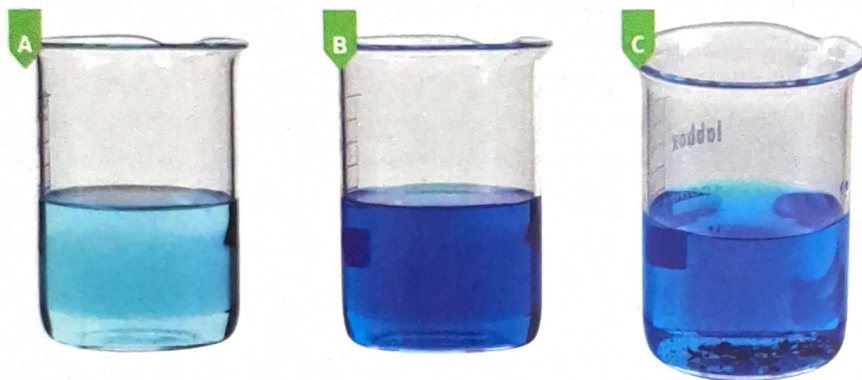
Análisis/Análise Químico (mg/l):	
Bicarbonato	13,2
Calcio/Cálcio	2,2
Sodio/Sódio	4,7
Magnesio/Magnésio	2,3
Sulfato	3,7
Cloruro	6,8
Residuo/Resíduo seco (a 180°C)	40
Agua Mineral Natural de mineralización muy débil.	
Agua Mineral Natural muito pouco mineralizada.	

En las botellas de agua mineral, la información de la concentración de los minerales disueltos se expresa en ppm (mg/l).

La solubilidad

Seguramente, habrán notado que, al agregarle azúcar al té, llega un punto en que esta deja de disolverse y comienza a acumularse en el fondo de la taza. O que resulta más fácil disolver una cucharada de azúcar en un café bien caliente que en uno tibio.

La **solubilidad** es la máxima cantidad de soluto que se puede disolver en cierta cantidad de solvente a una temperatura dada. Si una solución contiene muy poca cantidad de soluto, se dice que está **diluida**. Cuando se ha disuelto el máximo de soluto en un volumen determinado de solvente, se dice que la solución está **saturada**. Si se adiciona mayor cantidad de soluto a una solución saturada, el agregado ya no se disolverá, se dice que es una solución **concentrada**.



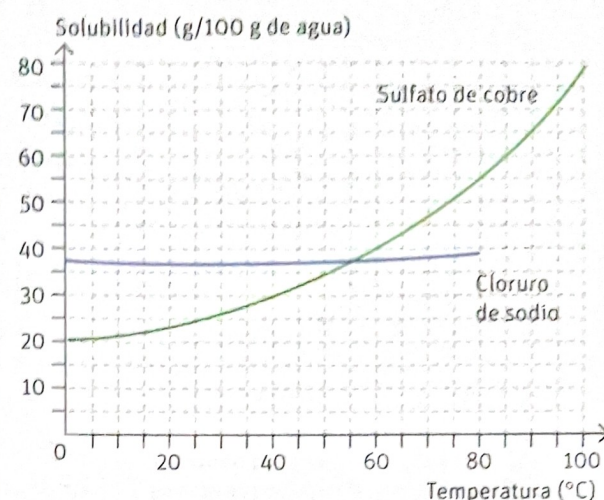
(A) Solución diluida de sulfato de cobre. (B) Solución saturada de sulfato de cobre. (C) Solución concentrada de sulfato de cobre.

Esta propiedad depende de tres factores: el soluto, el solvente y la temperatura. Así, por ejemplo, como se observa en el gráfico de la derecha, una sal como el cloruro de sodio (sal de mesa), a 20 °C, es más soluble en agua que el sulfato de cobre (una sal usada en piletas para evitar el crecimiento de algas). Pero a mayor temperatura (luego de los 60 °C), el sulfato de cobre es mucho más soluble que el cloruro de sodio.

A partir de los datos de solubilidad de una sustancia, es posible realizar diferentes estimaciones. Por ejemplo, teniendo en cuenta los valores de solubilidad del sulfato de cobre, se puede calcular la masa de soluto máxima que puede disolverse en 2 kg de agua a 80 °C. Para esto, se plantea la siguiente regla de tres simple: si en 100 g de agua a 80 °C se disuelve un máximo de 55 g de sal, en 2.000 g (2 kg) de agua se disolverán:

$$X = \frac{55 \text{ g} \cdot 2.000 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 1.100 \text{ g de sal}$$

Solubilidad de sales



Solubilidad de las sales cloruro de sodio y sulfato de cobre según la temperatura.

Actividades

1. ¿La concentración de una solución es una propiedad extensiva o intensiva? Justifiquen.
2. Calculen la masa de cloruro de sodio máxima que puede disolverse en 3 kg de agua a 20 °C.
3. Debatan con un compañero y respondan: ¿Qué ocurrirá si se prepara una solución saturada de sulfato de cobre y luego se la coloca en la heladera?
4. Relean los temas de esta doble página y subrayen las ideas principales con un color y las ideas secundarias con otro.