



# Ciencias y Tecnología. Química

## Tercer grado.

# Índice

Conoce tu libro .....	6
Punto de partida .....	10

## **Bloque 1 Propiedades, cambio y estructura .....** 14

1. Propiedades de la materia .....	16
2. Los materiales y sus usos. ....	28
3. Mezclas .....	40
4. Sistemas físicos y químicos .....	50
5. El cambio químico. ....	60
6. Los átomos y las propiedades de los materiales .....	70
Química en mi vida diaria. ....	82
Ciencia y pseudociencia .....	83
Proyecto: Propiedades, cambio y estructura .....	84
<b>Evaluación .....</b>	<b>86</b>

## **Bloque 2 Estequiometría, rapidez química y periodicidad .....** 88

7. Las sustancias y sus representaciones .....	90
8. La reacción química y la conservación de la materia .....	102
9. La rapidez de las reacciones químicas .....	114
10. Utilidad de modificar la rapidez química .....	124
11. La energía y las reacciones químicas .....	134
12. La tabla periódica de los elementos .....	146
Química en mi vida diaria .....	160
Ciencia y pseudociencia .....	161
Proyecto: Estequiometría, rapidez química y periodicidad .....	162
<b>Evaluación .....</b>	<b>164</b>



# Bloque 2

## Estequiometría, rapidez química y periodicidad

Las interacciones entre átomos dan lugar a la diversidad de la estructura de la materia y a las formas en que reacciona. Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones que dan cuenta de la conservación de la materia y la energía. ¿Cómo podemos explicar y modificar su rapidez para satisfacer nuestras necesidades? Clasificamos los elementos con base en sus propiedades físicas y químicas. ¿Qué es el comportamiento periódico? En este bloque, describirás y analizarás las reacciones químicas; además, clasificarás los elementos en la tabla periódica.

Estado de transición

Reactivos

Endotérmica

Productos

Exotérmica





# 7. Las sustancias y sus representaciones

Sesión  
1

## ■ Para empezar

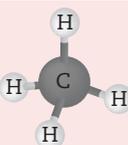
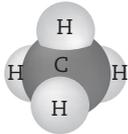
¿De qué forma interactúan los átomos de los elementos para formar compuestos? ¿Cómo se representan estas interacciones? Al estudiar este tema encontrarás respuesta a éstas y otras preguntas.

### Actividad 1

#### Fórmulas químicas

Trabajen en parejas.

1. Investiguen en la biblioteca los símbolos químicos de los elementos hidrógeno, carbono, oxígeno y nitrógeno. 
2. Observen las siguientes imágenes que representan sustancias.

Sustancia 1	Sustancia 2	Sustancia 3	Sustancia 4
			
			

3. ¿Cuáles de ellas representan compuestos? ¿Y cuáles son sustancias elementales? Expliquen sus respuestas. En grupo, y con ayuda del maestro, discutan qué tipo de información proporciona cada representación, por ejemplo: cantidad de átomos o interacción entre ellos. Comenten las ventajas y desventajas de cada una de ellas.
4. Propongan una forma diferente de representar esas sustancias; indiquen el tipo de átomos que las forman y el número de cada uno de ellos. Pueden utilizar sus símbolos químicos.

Guarden las respuestas en su carpeta de trabajo.





## Manos a la obra

### Fórmulas químicas

Sesión  
2

Al conjunto de números y símbolos químicos para representar compuestos se le conoce como *fórmula química*. Es necesario cumplir reglas para garantizar que un compuesto químico sea entendido por cualquier persona sin importar en qué parte del mundo se escriba.

Una fórmula química:

1. Indica el tipo de átomos que forman al compuesto usando **símbolos químicos**. Por ejemplo, en el caso del cloruro de sodio:
2. Especifica la cantidad de cada átomo en un compuesto. Para ello se usan números como subíndices, colocados junto al símbolo químico. En el caso de que haya sólo un átomo, el símbolo del elemento es suficiente y, por lo tanto, no se coloca subíndice. Por ejemplo, en el caso del nitrógeno hay dos átomos, mientras que en el dióxido de azufre hay un átomo de azufre y dos de oxígeno.



Para conocer más acerca de la representación de las sustancias, consulta el audiovisual *Las fórmulas químicas*.



#### Actividad 2

### Las fórmulas químicas

Reúnete con un compañero para realizar la actividad.

1. En la hoja que utilizaron para la actividad 1, anoten la fórmula química de los compuestos representados en la tabla.
2. Comparen sus respuestas con sus compañeros y corrijan si es necesario.
3. Revisen en el tema 6 el concepto de **electrones de valencia**, y comenten cómo representarían las interacciones entre los átomos que forman a estos compuestos.

### Las sustancias y sus interacciones

#### Enlaces químicos

Las sustancias, ya sean elementos o compuestos, están formadas por átomos que tienen interacciones. Éstas se deben a la forma en que se distribuyen los núcleos y los electrones. Los electrones de los niveles más energéticos, o electrones de valencia, son los responsables de dichas interacciones y forman los *enlaces químicos*.

#### Símbolo químico

Es una abreviación del nombre de un elemento químico.

#### Dato interesante

El símbolo químico de algunos elementos no hace referencia al nombre con el que se conocen sino al nombre que se les daba en la antigüedad, por ejemplo, el símbolo químico del mercurio es Hg, que proviene de su nombre en latín *hydrargyrum*, que significa “plata líquida”.



El tipo de enlace químico determina algunas propiedades, como la reactividad química de las sustancias. Hay tres tipos de compuestos:

- Covalentes. Aquellos formados por moléculas, cuyos átomos comparten electrones, tienen *enlaces covalentes*.
- Iónicos. Resultan de las interacciones entre iones a las que se les llama *enlaces iónicos*.
- Metálicos. Se forman por átomos de metales y sus electrones forman *enlaces metálicos*.

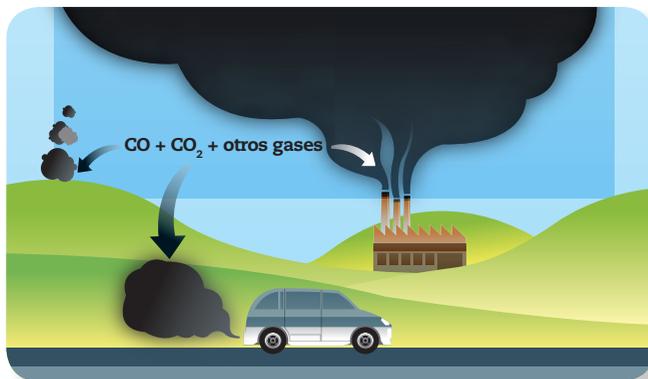
## Sustancias con enlaces covalentes

Los átomos que forman a estas sustancias interactúan compartiendo electrones de valencia. Algunos de estos compuestos se caracterizan por tener temperaturas de fusión y ebullición relativamente bajas, y por ser malos conductores térmicos y eléctricos al estar formados principalmente por elementos no metálicos. Sin embargo, es importante considerar que el tipo de enlace únicamente describe cómo interactúan los átomos, y no explica todas las propiedades de estos compuestos.

Existe un gran número de sustancias con enlaces covalentes, entre las que destacan el monóxido de carbono (CO) (figura 2.1), la doble hélice de las moléculas de ADN (ácido desoxirribonucleico), las cadenas de **polímeros** que forman los plásticos, los derivados del petróleo, los alcoholes, la mayoría de los alimentos, las fibras textiles, los medicamentos, entre otros.

### Polímero

Sustancia constituida por largas cadenas resultantes de la unión de moléculas más sencillas, llamadas *monómeros*. Los plásticos son los ejemplos más conocidos de los polímeros.



**Figura 2.1** Aunque son compuestos covalentes similares, el CO se distingue del CO<sub>2</sub> por su toxicidad, incluso puede provocar la muerte por asfixia.

## El modelo de Lewis

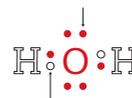
Para formar un enlace covalente entre dos átomos, cada uno aporta un electrón, de modo que cada enlace está constituido por un par de electrones. El número de electrones que un átomo puede compartir depende del número de electrones de valencia. El químico Gilbert N. Lewis (1875-1946) propuso un modelo de representación del enlace químico en el que cada electrón se representa por un punto • y cada par de electrones por una línea —.



En una representación del modelo de Lewis:

- Los átomos completan, dentro de la medida de lo posible, su última capa electrónica con ocho electrones, o con dos, únicamente en el caso del hidrógeno y el helio.

Electrones de valencia del oxígeno: 6



Electrón de valencia del hidrógeno: 1

- Es preferible, en la medida de lo posible, unir átomos de elementos diferentes, aunque esto no siempre se puede en casos como los compuestos del carbono y las moléculas diatómicas.

- El número de electrones debe ser igual a la suma de los electrones de valencia de todos los elementos involucrados. En el caso de los iones, también deben considerarse los electrones que pierden o ganan.

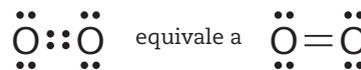
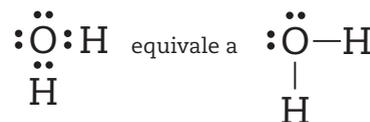
Electrones de valencia del oxígeno: 6



Electrón de valencia del hidrógeno:  $1 \times 2 = 2$

Total de electrones = 8

- Un punto representa un electrón, y una línea, un par de electrones. Para formar un *enlace simple*, cada átomo debe proporcionar un electrón, en cambio, si cada átomo proporciona dos electrones, es decir, cuatro en total, se forma un enlace doble y así sucesivamente.



### Actividad 3

## Representación de estructuras de Lewis

Formen parejas para realizar esta actividad.

- Observen los compuestos de la actividad 1 y de la siguiente tabla.

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
1	2	3	4	5	6	7	8

Cantidad de electrones de valencia por columna.  
El He tiene 2 solamente.

- De su carpeta de trabajo, saquen la hoja que usaron en la actividad 1. Dibujen nuevamente los símbolos químicos de los

compuestos de la actividad 1, pero agreguen puntos que representen los electrones de valencia en cada elemento. Vean el ejemplo del nitrógeno que se presenta a la derecha.



- Identifiquen cuántos electrones faltan para que los elementos tengan su última capa llena. Para cada compuesto, acomoden los elementos de manera que, compartiendo electrones, completen sus capas electrónicas. Usen como guía la representación de esferas y barras. Marquen los enlaces formados entre pares de átomos.

- En grupo, comparen sus resultados y, con ayuda del maestro, aclaren sus dudas.

Guarden sus dibujos en su carpeta de trabajo.



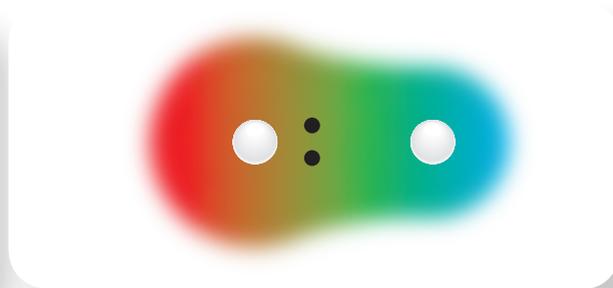
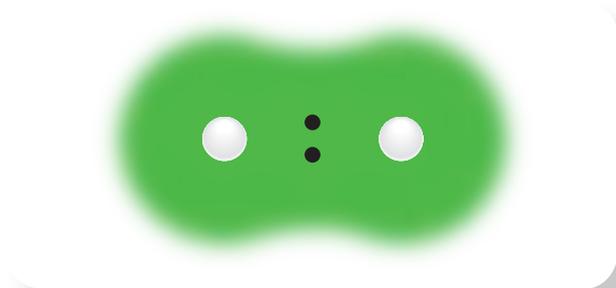


## Moléculas polares y no polares

Un enlace covalente se describe como la interacción de los electrones de un átomo con el núcleo de otro, ya que, al compartir electrones, los núcleos de ambos átomos atraen hacia sí los electrones del enlace.

Cuando ambos núcleos atraen con la misma intensidad a los electrones de enlace, éstos se ubican justo a la mitad de la distancia entre los dos núcleos, resultando en una distribución homogénea de la carga (figura 2.2). A este tipo de enlaces se les conoce como *enlaces covalentes no polares*.

En ocasiones, uno de los núcleos retiene con más fuerza a los electrones que forman el enlace, de manera que los electrones son atraídos más hacia ese núcleo que hacia el otro (figura 2.3), y la distribución de la carga ya no es homogénea, resultando en un enlace *covalente polar*.



**Figura 2.2** Distribución homogénea de carga en un enlace covalente no polar con el par de electrones en medio.

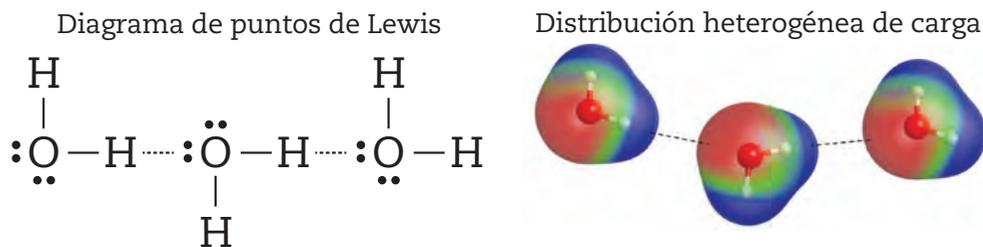
**Figura 2.3** El enlace covalente polar con el par de electrones cargados hacia un núcleo explica la distribución heterogénea de carga.

La distribución de la carga, resultado de la formación de un enlace covalente polar o no polar, tiene consecuencias en las propiedades del compuesto, como aprendiste en el tema anterior.



Para conocer mejor la diferencia entre una molécula polar y otra no polar, consulta el recurso audiovisual [¿Por qué el hielo flota en el agua?](#)

Un ejemplo de cómo la polaridad de las moléculas afecta las propiedades de la sustancia, es el caso de la molécula de agua. Ésta consta de un átomo de oxígeno unido mediante enlaces covalentes polares simples a dos átomos de hidrógeno, dejando dos pares de electrones libres (figura 2.4). La molécula de agua es polar, lo que le permite interactuar con otras moléculas polares, o con iones.



**Figura 2.4** Interacciones entre moléculas de agua.



## Representación geométrica de las moléculas

El modelo de Lewis proporciona información de cómo se enlazan los átomos, pero no de cómo se acomodan en el espacio, es decir, su geometría molecular. Para explicarla, el modelo de repulsión de los pares electrónicos en la capa de valencia o RPECV postula que los electrones de valencia se repelen entre sí. Al minimizar estas repulsiones, una molécula puede adoptar distintas geometrías (tabla 2.1), y ésta se puede representar por medio de barras y esferas.

Pares electrónicos totales	Pares electrónicos compartidos	Pares electrónicos libres	Geometría
2	2	0	Lineal
3	3	0	Trigonal
3	2	1	Angular
4	4	0	Tetraédrica
4	3	1	Piramidal
4	2	2	Angular

**Tabla 2.1** Geometría de las moléculas y su relación con el número de electrones de valencia.

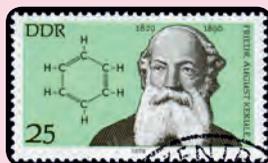
### Actividad 4

#### Representación de moléculas con el modelo de barras y esferas

Trabajen en equipos. Para esta actividad necesitarán papel, plastilina, arcilla o migajón con pegamento, y palitos de madera.

- A partir de la información de la tabla 2.1, y el modelo de Lewis, hagan una predicción de la geometría de las siguientes sustancias:
  - Metano ( $\text{CH}_4$ )
  - Metanol ( $\text{CH}_3\text{O}$ )
  - Benceno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ )
    - Dibújenlas en una hoja.

Augusto Kekulé (1829-1896) fue un químico alemán que determinó la estructura molecular del benceno.



- Construyan modelos tridimensionales de barras y esferas para los compuestos, para ello utilicen los materiales solicitados al inicio de la actividad. En los modelos de barras y esferas, los átomos se representan con el siguiente código de color:



Carbono



Oxígeno



Hidrógeno

- En grupo, comenten las dificultades a las que se enfrentaron y cómo las resolvieron. Expongan sus modelos en una feria de ciencias para la comunidad escolar; úsenlos para explicar a los asistentes cómo son las interacciones que mantienen unidos a los átomos de estos compuestos.

Los compuestos que forman el carbono, así como los que analizaste en la actividad, forman parte de la química orgánica o química del carbono.

Conoce más de la geometría de las moléculas con el audiovisual [Una fórmula y distinta forma](#).





En la siguiente actividad, relaciona las propiedades de un material con la distribución de sus átomos en el espacio.

Actividad 5

### Grafito, grafeno y diamante

- De manera individual, lee el siguiente texto.

Personalidades del carbono

---

**Las personalidades del carbono**

**L**a punta de un lápiz es de grafito. Este material está hecho de láminas superpuestas de átomos de carbono unidos en formación hexagonal, como las celdas de un panal de abejas. Al correr el lápiz sobre el papel, el grafito se va deshojando, dejando atrás una estela gris de carbono cristalino. Desde hace algunos años se llama grafeno a las láminas individuales de grafito, y a veces también a cualquier capa suficientemente delgada de este material.

Pese a ser en esencia la misma sustancia (carbono en hexágonos), el grafito y el grafeno tienen propiedades físicas completamente distintas. Esto es similar a lo que ocurre con el diamante, también hecho únicamente de carbono y sin embargo muy distinto al grafito en propiedades y en usos.

El grafito se usa principalmente en las minas de los lápices, en los reactores nucleares para absorber neutrones y moderar el ritmo de reacción y para fabricar acero. En cambio, los diamantes se utilizan para cortar metales, redirigir rayos láser y proponer matrimonio. Expresado con un aforismo, el diamante es “simple carbono que supo cómo manejar el estrés”, ya que naturalmente sólo se forma si existen presiones de unas 50000 veces la presión atmosférica y temperaturas del orden de 1000 °C.



Estructura molecular del grafito, uno de los alótropos del carbono.



Esta sierra tiene un recubrimiento diamantado.

Murray Tortarolo, Guillermo y Murray Prisant, Guillermo. “Grafeno. ¿La siguiente revolución tecnológica?”, en ¿Cómo ves?

#### Alótropos

Diferentes formas de presentación de un mismo elemento. Por ejemplo, el carbono puede presentarse como grafito, carbón mineral o diamante.

- En parejas, contesten en su cuaderno.
  - ¿Qué tienen en común el grafito, el grafeno y el diamante?
  - ¿Qué propiedad es diferente entre el grafito y el diamante?
  - ¿Cuál es la diferencia estructural entre el grafito y el grafeno?
  - ¿Qué tipo de enlaces hay en los **alótropos** del carbono? Expliquen su respuesta.
  - Investiguen las aplicaciones del grafeno al desarrollo de tecnología.
- Compartan sus respuestas con el resto del grupo y, con ayuda de su maestro, redacten una conclusión.



## Compuestos iónicos y redes cristalinas

Sesión  
8

A diferencia de un enlace covalente, donde los átomos comparten electrones, en el iónico, uno de los átomos es capaz de ganar los electrones de enlace formando un anión, mientras que el átomo que los pierde se convierte en un catión. La interacción entre las cargas negativas de los aniones y las positivas de los cationes da origen al *enlace iónico*.

Las fuerzas de atracción y de repulsión entre los iones dependen del tamaño y la carga de éstos, resultando en un arreglo tridimensional donde cada ion ocupa un lugar en el espacio, a este arreglo se le conoce como *red cristalina*. Por ejemplo, en el cloruro de sodio, un catión de sodio está rodeado por seis aniones de cloruro y, a su vez, cada uno está rodeado por seis cationes de sodio (figura 2.5), es decir, están en relación 1:1. El patrón de repetición de esta unidad da lugar a la estructura cristalina del compuesto (figura 2.6).

Las características de los compuestos iónicos son consecuencia de la red cristalina. Debido a la energía de esta red, la mayoría de los compuestos iónicos tiene temperaturas de ebullición y de fusión relativamente altas. Además, estos compuestos son solubles en agua: sus iones se separan al interactuar con las moléculas de agua superando así la energía de la red cristalina. Sin embargo, su propiedad más representativa es que, al estar formados por partículas cargadas, son capaces de conducir la corriente eléctrica en disolución o fundidos.



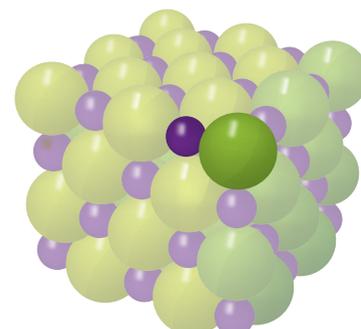
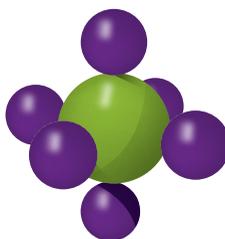
### Todo cambia

Para definir si una sustancia era elemental, desde el siglo xvii se utilizó el método experimental con procesos químicos. Desde principios del siglo xx, la identificación de un elemento químico también es experimental, pero con técnicas de espectroscopía y fluorescencia de rayos X.

a)



b)



**Figura 2.5** Entornos de cargas eléctricas de los tipos de iones en el cloruro de sodio. a) Catión de sodio con 6 aniones de cloro. b) Anión de cloro con 6 cationes de sodio.

**Figura 2.6** Cristal de cloruro de sodio con la relación 1:1 de cloro y de sodio resaltada.

Actividad 6



### Compuestos iónicos y su estructura

Formen equipos para realizar esta actividad.

#### Pregunta inicial

¿Por qué distintos compuestos forman cristales diferentes?

#### Hipótesis

Redáctenla considerando el tipo y tamaño de los átomos que forman a los compuestos.

Sesión  
9





## Materiales

- Una olla o cazuela de 1 L
- Una cuchara
- Una parrilla eléctrica
- 4 tramos de hilo de 10 cm
- Una lupa
- Guantes para manipular la olla o cazuela
- Un trapo o una tela
- 5 ligas
- Papel higiénico
- Frascos desechables o botellas de PET (250 ml), cortadas a 20 cm de la base, dependiendo del número de sales

Dos cucharadas soperas copeteadas de cada una de las siguientes sustancias:

- Alumbre de potasio (pulverizado)
- Sal de mesa
- Sal de Epsom o sal inglesa
- Sulfato de cobre
- Agua purificada

## Procedimiento y resultados

1. Calienten agua hasta que ebullo.
2. En media taza de agua caliente disuelvan cucharada a cucharada una de las sustancias. Repitan el procedimiento para las demás sustancias.

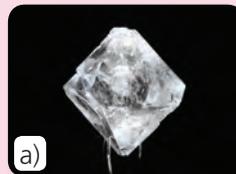
Sigan las indicaciones de su maestro al manipular recipientes calientes y sustancias peligrosas.



3. Coloquen el hilo sobre la superficie de cada disolución, tapen con papel higiénico

y asegúrenlo con una liga; dejen en reposo en un lugar fresco 20 minutos o más.

4. Saquen cada hilo de los recipientes y coloquen los cristales sobre el trapo. Obsérvenlos con la lupa; dibújenlos en su cuaderno.



Cristales de: a) cloruro de sodio, b) sulfato de cobre, c) alumbre de potasio y d) sal de Epsom.

## Análisis y discusión

Anoten en su cuaderno lo siguiente.

- a) Investiguen la fórmula química y la representación de Lewis de cada compuesto utilizado.
- b) La comparación de los compuestos, según su facilidad para disolverse, tipo, número y tamaño de átomos e iones que los forman.



## Conclusión

¿Se confirmó su hipótesis? Para su conclusión, expliquen a qué se deben las diferencias entre los cristales.

## Sustancias con enlaces iónicos

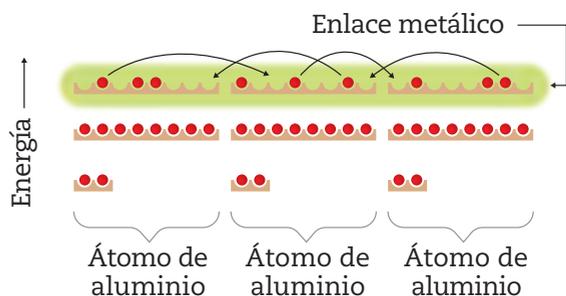
Existen varias sustancias de uso común que poseen enlaces iónicos como el cloruro de sodio o sal de mesa, el fluoruro de calcio del esmalte de los dientes y el hipoclorito de sodio del que se libera el cloro para limpiar y blanquear ropa.

Una propiedad que distingue a estos compuestos es la conductividad eléctrica en disolución. Cuando una sustancia iónica se disuelve y se separa en iones, el paso de la corriente eléctrica es posible, pues éstos se pueden mover de forma ordenada.



## Compuestos metálicos

Estos compuestos se forman por la interacción entre átomos de elementos metálicos. Cuando muchos átomos del mismo metal se encuentran juntos, como en un alambre de cobre (Cu), forman una red de átomos que tienden a perder y compartir simultáneamente sus electrones. Estos electrones tienen niveles de energía iguales por estar en átomos del mismo tipo (figura 2.7). Se puede pensar, entonces, que en un compuesto metálico los electrones se mueven libremente como en un “mar” que rodea a los iones positivos. El *enlace metálico* es resultado de la facilidad con la que los átomos metálicos pierden electrones y se convierten en iones con carga positiva.



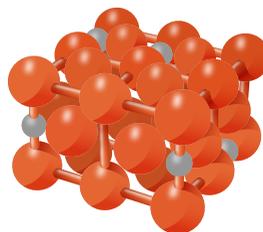
**Figura 2.7** En un metal las capas de valencia de los átomos tienen la misma energía y los electrones pueden moverse libremente entre éstas.

Los compuestos metálicos también forman redes cristalinas que les confieren altas temperaturas de fusión y ebullición, y la mayoría de sus propiedades mecánicas como ductilidad y maleabilidad. Conducen fácilmente la corriente eléctrica en estado sólido y presentan brillo. Algunos metales como el galio (Ga), el rubidio (Rb) y el mercurio (Hg) son excepcionales, ya que son líquidos a temperaturas entre 30 °C y 40 °C.

El estudio de las estructuras cristalinas de los compuestos metálicos permite conocer y así modificar algunas de sus propiedades. Por ejemplo, hay diferentes tipos de acero, el cual es una combinación de hierro (Fe) y carbono (C), y sus propiedades se deben a las cantidades variables de átomos de carbono que se insertan en la estructura cristalina del hierro (figura 2.8).



Ferrita



Austenita

**Figura 2.8** Cristales de dos tipos de acero con diferentes cantidades de átomos de carbono insertados en los huecos intersticiales.

Como puedes ver, la forma de interactuar de los átomos tiene consecuencias en las propiedades de las sustancias. Sin embargo, el modelo de enlace químico pretende explicar las interacciones entre átomos. Aunque los enlaces químicos se relacionan con las propiedades de las sustancias, también es preciso estudiar su estructura para poder explicar y predecir esas propiedades.



## Sesión 11 **Actividad 7**

### Los materiales y su tipo de enlace

Trabajen en equipos.

- Analicen las propiedades de los materiales que se presentan en la tabla.

Características	Muestras de diferentes sustancias			
	1	2	3	4
Temperatura de fusión	1083 °C	801 °C	48 °C	4000 °C
Conduce la corriente en estado sólido	✓	✗	✗	✗
Conduce la corriente fundido	✓	✓	✗	✗
Es soluble en agua	✗	✓	✗	✗
Dúctil y maleable	✓	✗	✗	✗

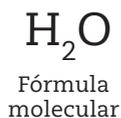
- Determinen qué muestra corresponde a uno de los siguientes tipos de compuestos: covalente, metálico e iónico. Anótenlo en su cuaderno.
- Contesten en su cuaderno lo que se pide:
  - ¿Qué tipo de enlace tienen las sustancias con mejor conductividad?
  - ¿Qué enlace químico presentan las sustancias con menor temperatura de fusión?
- En grupo, y a partir de lo que han estudiado hasta ahora, elaboren en una cartulina un organizador conceptual que incluya los diferentes tipos de compuestos, los enlaces químicos que los caracterizan, así como sus propiedades. Péguenlo en la pared de su salón.

## Las representaciones de las sustancias

En este tema utilizaste diversas representaciones para los compuestos, los elementos que contienen y la forma en que están unidos sus átomos (figura 2.9).

### Fórmula química

Esta representación se compone de símbolos de elementos químicos y expresa la proporción de los átomos que forman un compuesto. Sin embargo, no proporciona información acerca de su estructura o de los enlaces químicos entre átomos.



### Estructuras de Lewis

Se compone de puntos que representan los electrones exteriores o de valencia de cada átomo. Es útil para representar tanto compuestos moleculares como iones agregando “+” y “-” donde corresponda.

### Representación de esferas

Es una representación a escala de los tamaños de los átomos y su distribución espacial, para ello se utilizan colores estandarizados. Con ésta se aprecia la forma molecular o cristalina de los compuestos.

### Representación de esferas y barras

También es tridimensional y similar a la anterior, pero el tamaño de los átomos es proporcionalmente menor y se conectan con otros por medio de barras o cilindros que representan enlaces.

**Figura 2.9** Estas representaciones de la molécula de agua proporcionan distintos tipos de información.



## ■ Para terminar

Sesión  
12

En este tema, ampliaste tu conocimiento acerca de los tipos de enlaces presentes en las sustancias. Aprendiste las diferentes maneras de representar a los iones, los compuestos y las moléculas con modelos y simbología química, como las fórmulas químicas, las estructuras de Lewis y los modelos de esferas y barras que te permiten diferenciar una sustancia de otra. Además, comprobaste que las sustancias presentan diferentes estructuras y que éstas se relacionan con sus propiedades.

### Actividad 8

#### Aplico lo aprendido

Trabaja individualmente.

1. Analiza las fórmulas químicas del oxígeno molecular y del ozono, y contesta las preguntas.



- a) ¿Cuál es la diferencia entre estos alótropos del oxígeno?
- b) ¿Qué tipo de enlaces están presentes en ellos?
- c) ¿Son compuestos o sustancias elementales? Argumenta tu respuesta.

2. Analiza las fórmulas químicas del agua y del peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) y contesta lo que se pide.



- a) ¿Estas sustancias son alótropos? Explica tu respuesta.
- b) ¿Qué tipo de enlace está presente en cada caso?
- c) ¿Son compuestos o sustancias elementales? Explica.

3. En pareja, realicen lo siguiente.

- a) Investiguen qué son los clorofluorocarbonos, su estructura molecular y cómo afectan a la capa de ozono.
- b) Elaboren los modelos de barras y esferas para uno de estos compuestos y escriban su fórmula química.



- c) Organicen una exposición ante su grupo para compartir sus modelos. Expliquen qué información pueden obtener de las representaciones que hicieron.



4. De manera individual, reflexiona acerca de tu desempeño en el estudio de este tema. Marca con una (✓) la casilla correspondiente.

Aspecto	Desempeño		
	Puedo mejorar	Bueno	Muy bueno
Distinguí una molécula de un compuesto.			
Comprendí las diferencias entre tipos de enlaces.			
Colaboré con mis compañeros en el desarrollo de las actividades.			



## 8. La reacción química y la conservación de la materia

Sesión  
1

### ■ Para empezar

En temas anteriores conociste diferentes formas de representar sustancias mediante estructuras de Lewis, fórmulas desarrolladas y químicas, así como por barras y esferas. Sin embargo, éstas por sí mismas no explican cómo sucede un cambio químico. En este tema aprenderás a representar reacciones químicas con base en tus conocimientos de la formación de compuestos; además cuantificarás las proporciones de las sustancias que participan en tales reacciones.

#### Actividad 1

#### Cómo describir una reacción química

Trabajen en equipo la siguiente actividad.

1. Lean el siguiente texto.

Un cambio químico muy llamativo sucede cuando las disoluciones incoloras de yoduro de potasio y de nitrato de plomo; lo que produce yoduro de plomo, (un polvo amarillo) como precipitado, y nitrato de potasio, que permanece disuelto.



2. En su cuaderno, escriban qué información aporta el texto.
3. Discutan qué tipo de información requerirían para determinar la cantidad de sustancias iniciales necesarias para producir un gramo de yoduro de plomo. Compartan sus respuestas con el resto del grupo. Con ayuda de su maestro, analicen cuál sería la forma más adecuada de representar el proceso químico.



## Manos a la obra

### Reacciones y ecuaciones químicas

Las evidencias de los cambios químicos se originan en fenómenos que suceden a niveles atómico y molecular en las sustancias involucradas (figura 2.10). Los científicos, para facilitar su entendimiento, utilizan un modelo de representación conocido como *ecuación química*.

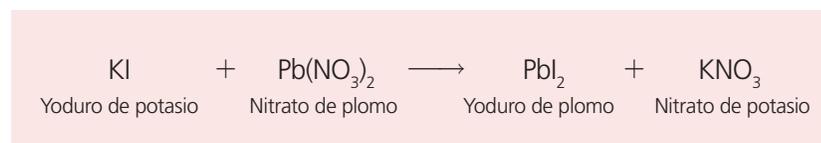
En éste, las sustancias se representan por medio de su fórmula química. Las sustancias iniciales, o *reactivos*, se escriben primero, posteriormente se coloca una flecha de reacción  $\longrightarrow$  que indica el sentido de la transformación; por último, se escriben las sustancias finales, llamadas *productos*.

reactivos  $\longrightarrow$  productos

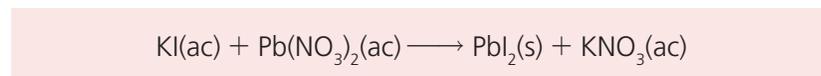
En caso de que haya más de un reactivo o producto, éstos se separan mediante un signo +. Una reacción hipotética en que los reactivos A y B reaccionan para formar los productos C y D se representa de la siguiente forma:



Una primera aproximación para representar la reacción química que revisaste en la actividad 1 es:



A esta forma de representación se le puede agregar cierta información acerca de las sustancias. Por ejemplo, el estado de agregación se suele incluir como una abreviación entre paréntesis, después de cada sustancia. Si la sustancia es un sólido, se usa la letra (s), si es un líquido (l) y si es un gas (g). Las sustancias en disolución acuosa se rotulan como (ac). Con la información de la reacción química descrita en la actividad 1 se puede reescribir la ecuación química:



También es posible incluir información adicional de la reacción encima de la flecha, como se muestra en la siguiente tabla:

Calentar	Luz	Temperatura	Tiempo de reacción
$\Delta$ $\longrightarrow$	$h\nu$ $\longrightarrow$	$5^\circ\text{C}$ $\longrightarrow$	$30\text{ min}$ $\longrightarrow$



Ca  
Calcio

+



O  
Oxígeno



CaO  
Óxido de calcio  
(cal viva)

**Figura 2.10** En la reacción de formación del óxido de calcio (CaO), conocido como *cal viva*, cada átomo de oxígeno transfiere dos electrones a un átomo de calcio.



Finalmente, una ecuación química incluye información acerca de la proporción de partículas que intervienen en el proceso. Por ejemplo, en la reacción de la actividad 1, para producir una unidad de yoduro de plomo ( $\text{PbI}_2$ ), por cada átomo de plomo ( $\text{Pb}$ ) se requieren dos de yodo ( $\text{I}$ ), por lo que se necesita agregar dos unidades de yoduro de potasio ( $\text{KI}$ ) para formar dos unidades de nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ). En la ecuación, el número de partículas de cada sustancia se indica con un dígito que antecede a la fórmula química y recibe el nombre de *coeficiente estequiométrico*.



Sesión  
3

## Actividad 2

### Escribiendo ecuaciones químicas

Formen equipos.

1. Lean las descripciones de las siguientes transformaciones:
  - a) Dos moléculas de hidrógeno diatómico gaseoso ( $\text{H}_2$ ) y una de oxígeno diatómico gaseoso ( $\text{O}_2$ ) dan lugar a dos moléculas de agua en estado líquido ( $\text{H}_2\text{O}$ ).
  - b) El carbono sólido ( $\text{C}$ ) reacciona con el cloro diatómico gaseoso ( $\text{Cl}_2$ ), de tal manera que cada átomo de carbono se une a dos moléculas de cloro para formar una molécula de tetracloruro de carbono ( $\text{CCl}_4$ ) líquido.
  - c) En presencia de luz, dos moléculas de peróxido de hidrógeno líquido ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) se descomponen en dos moléculas de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) en estado líquido y una de oxígeno diatómico gaseoso ( $\text{O}_2$ ).
2. En una hoja aparte, representen la reacción química descrita en cada inciso mediante una ecuación química.
3. Compartan sus ecuaciones con el grupo y, con ayuda de su maestro, lleguen a un acuerdo sobre la manera correcta de escribirlas. Redacten su conclusión.

Guarden su trabajo en su carpeta.



El peróxido de hidrógeno se guarda en botellas opacas para evitar que la luz ocasione su descomposición.



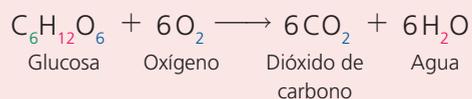
## Conservación de la materia

La *estequiometría* es la rama de la química dedicada a determinar tanto la proporción de las sustancias en las reacciones químicas, como sus correspondientes coeficientes estequiométricos.

Anteriormente estudiaste la Ley de conservación de la masa de Antoine Lavoisier, la cual postula que: *“en una reacción química la materia no se crea ni se destruye”* (figura 2.11). De dicha ley se puede concluir que, durante las reacciones químicas, los átomos no dejan de existir ni surgen de la nada. Antes y después de la reacción química hay la misma cantidad de átomos de cada elemento, es decir, el número de átomos que hay en los reactivos debe ser el mismo que hay en los productos.

Para conocer el número de átomos de cada elemento en una reacción química, se debe multiplicar el subíndice por el coeficiente estequiométrico del compuesto donde está presente el elemento de interés (si no hay coeficiente o subíndice, entonces el valor es 1).

Considera la siguiente ecuación que describe lo que sucede durante la respiración celular:



**Figura 2.11** En su laboratorio, Marie-Anne Paulze y Antoine Lavoisier trabajaban juntos. Ella hacía anotaciones e ilustraciones y traducía manuscritos de su esposo.

El número de átomos de cada elemento, tanto en los reactivos como en los productos se obtiene de la siguiente manera:

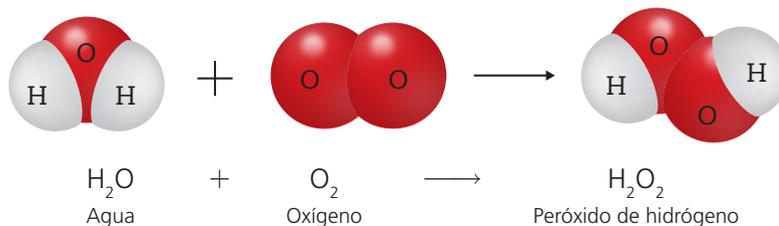
Elementos	Reactivos	Productos
Carbono	6 × 1 de la glucosa = 6 átomos	1 × 6 del dióxido de carbono = 6 átomos
Oxígeno	6 × 1 de la glucosa + 2 × 6 del oxígeno molecular = 18 átomos	2 × 6 del dióxido de carbono + 1 × 6 del agua = 18 átomos
Hidrógeno	12 × 1 de la glucosa = 12 átomos	2 × 6 del agua = 12 átomos



Sesión  
5

De acuerdo con la Ley de conservación de la masa, ¿qué sucede en una reacción química para que los átomos de los reactivos se combinen y den lugar a los productos? Una reacción química se puede entender como la ruptura de todos los enlaces en los reactivos. Así, cada uno de los átomos libres forma enlaces con otros átomos, lo cual da lugar a la formación de nuevas sustancias o productos. Para representar estos cambios se puede utilizar el modelo calotte, donde los átomos se representan como esferas que, al unirse y formar un enlace, se superponen.

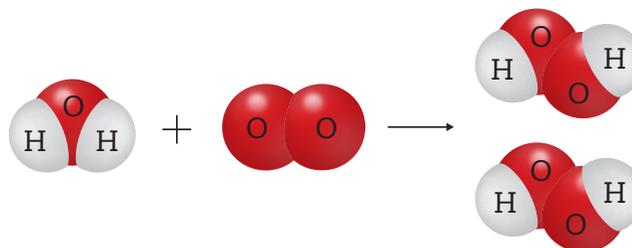
La reacción entre el agua y el oxígeno para producir peróxido de hidrógeno se representa de la siguiente manera:



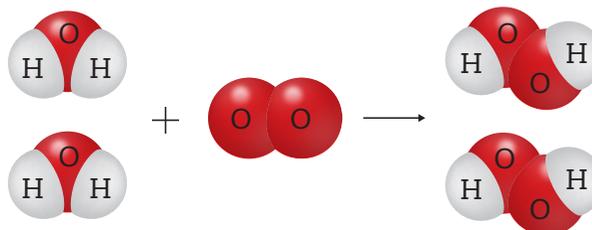
**Dato interesante**

Los modelos actuales para describir la estructura de las moléculas se basan en la probabilidad de encontrar a los electrones en una región del espacio. Esta probabilidad se relaciona con la *densidad electrónica*, y el estudio de ésta permite a los físicos y químicos definir las fronteras de átomos y moléculas, sin tener que verlos.

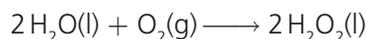
Sin embargo, esta representación no cumple con la Ley de conservación de la masa. ¿Notaste por qué? Analiza la cantidad de átomos en reactivos y productos. En los primeros, hay en total tres átomos de oxígeno, y en los productos sólo dos, por lo que se debe agregar una molécula más de  $\text{H}_2\text{O}_2$ :



Ahora hacen falta dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno en los reactivos, por lo que se agrega otra molécula de agua:



Finalmente, hay cuatro átomos de hidrógeno y cuatro de oxígeno, tanto en los productos como en los reactivos. La ecuación química de este proceso se expresa como:





## Balaneo de ecuaciones químicas

Los coeficientes estequiométricos en las ecuaciones químicas reflejan la Ley de conservación de la masa (figura 2.12). Aquellas ecuaciones cuyos coeficientes garantizan que el número de átomos presente en los reactivos y en los productos sea el mismo se denominan *ecuaciones balanceadas*.

Si conoces la fórmula química de las sustancias que participan en una reacción, puedes determinar sus coeficientes estequiométricos; a este procedimiento se le conoce como *balanceo de ecuaciones químicas*.

Para balancear una ecuación química puedes seguir estos pasos:

1. Anota las sustancias involucradas en la reacción química.
2. Identifica la sustancia más compleja, es decir, aquella que tiene la mayor cantidad de átomos distintos.
3. Escoge el elemento que aparezca en un solo reactivo y un solo producto, si lo hay. Coloca los coeficientes para tener el mismo número de átomos del elemento en ambos lados.
4. Haz el balance de los átomos restantes y deja a la sustancia menos compleja al final.
5. Verifica que en cada lado de la ecuación haya el mismo número de átomos. Si no logras el balance, prueba seleccionando otra sustancia compleja para iniciar el proceso.



**Figura 2.12** En la industria de alimentos se utiliza la estequiometría para saber cuánto reactivo se necesita para obtener la cantidad deseada de producto.

Como ejemplo, se muestra el proceso de balanceo de la reacción de combustión del heptano ( $C_7H_{16}$ ):

1. Se anota la reacción.	$C_7H_{16} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
2. Se identifica que la sustancia más compleja es el $C_7H_{16}$ . Para balancear el número de átomos de carbono (7), coloca un <b>7</b> en $CO_2$ .	$C_7H_{16} + O_2 \longrightarrow 7CO_2 + H_2O$
3. Se prosigue con el hidrógeno; del lado izquierdo de la ecuación (reactivos) hay 16 átomos, por lo que se debe usar <b>8</b> como coeficiente para el $H_2O$ del lado derecho (productos) ( $8 \times 2 = 16$ ).	$C_7H_{16} + O_2 \longrightarrow 7CO_2 + 8H_2O$
4. Hay 22 átomos de oxígeno en el lado derecho, por lo tanto, para que la reacción quede balanceada, se debe colocar <b>11</b> como coeficiente para el $O_2$ en el lado izquierdo.	$C_7H_{16} + 11O_2 \longrightarrow 7CO_2 + 8H_2O$

Para desarrollar mejor esta habilidad, utiliza el recurso informático *Balaneo de ecuaciones químicas*.

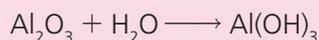




## Representación y balanceo de reacciones químicas

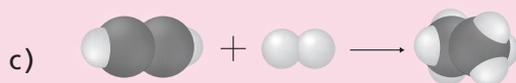
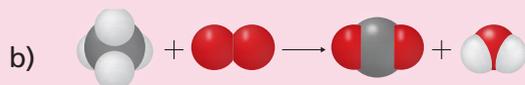
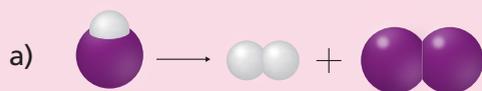
Trabajen en parejas.

1. Balanceen la ecuación química:



2. Escriban en una hoja aparte la fórmula química y la estructura de Lewis de cada una de las sustancias que se muestran a continuación considerando el siguiente código de colores:

Blanco: hidrógeno (H)  
Negro: carbono (C)  
Rojo: oxígeno (O)  
Morado: yodo (I)



3. Ahora, escriban las ecuaciones químicas correspondientes y balancéenlas.
4. Para cada caso, indiquen cuántos enlaces se rompen y cuántos se forman en los reactivos y los productos.
5. Expliquen cuál de las tres representaciones (química, Lewis o calotte) les parece más conveniente para lo siguiente y expliquen por qué.
  - a) Saber cuántos átomos de cada elemento hay en los productos y reactivos.
  - b) Balancear la ecuación química.



Mijaíl Lomonosov (1711-1765), científico ruso que enunció la Ley de conservación de la masa 60 años antes que Lavoisier.

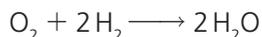
- c) Identificar cuántos enlaces se rompen y cuántos se forman.
6. En grupo, compartan sus respuestas y, con ayuda del maestro, concluyan sobre la importancia de la Ley de conservación de la masa y la estequiometría para el estudio de las reacciones químicas.



## Cantidad de sustancia: mol y masa molar

En la actividad anterior aprendiste a representar y balancear ecuaciones químicas. En ocasiones, los científicos tienen como objetivo determinar relaciones entre las cantidades de las sustancias que participan en una reacción. Para lograrlo, usan ecuaciones químicas.

Por ejemplo, la ecuación química para la formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno es:



Esta ecuación indica que, por cada molécula de oxígeno, se requieren dos de hidrógeno para formar dos moléculas de agua. Así, para que reaccionen cuatro moléculas de oxígeno, se necesitan ocho de hidrógeno y se formarán cuatro de agua. La cantidad de producto que se puede formar depende de la cantidad disponible de reactivos cada vez que se lleva a cabo la reacción, ya sea en la industria, un laboratorio o en la naturaleza.

¿Cuántas moléculas de oxígeno se necesitan para producir medio mililitro de agua? Responder este tipo de preguntas presenta dos problemas importantes:

1. ¿Cómo se puede representar esta cantidad de átomos de manera simple?
2. Ya que no se pueden contar, ¿cómo conocer la cantidad de átomos o moléculas que hay en una muestra?

El italiano Amedeo Avogadro (1776-1856) propuso una solución al analizar el volumen de distintos gases en reacciones químicas, formulando la conocida Ley de Avogadro, la cual afirma que: “en las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gas contienen la misma cantidad de partículas, independientemente de qué sustancia se trate”. (figura 2.13).

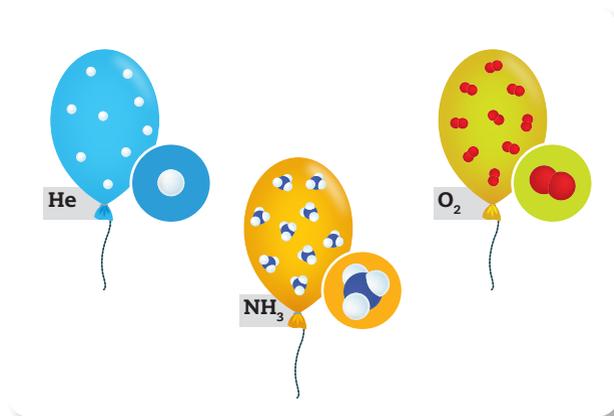


Figura 2.13 Aunque en el mismo volumen de diferentes sustancias gaseosas hay la misma cantidad de partículas, la masa y la densidad son diferentes.

Para conocer más de esta ley revisa el recurso audiovisual [Avogadro: de hipótesis a ley](#).



Años más tarde se determinó que en 22.4 L de gas a 0 °C y 1 atm de presión hay  $6.022 \times 10^{23}$  partículas. A este número se le conoce como *número de Avogadro*, y a esa cantidad de partículas como un *mol*.

$$1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

Esta cifra es una aproximación del número exacto definido actualmente, y se usa por practicidad. La cantidad de partículas, expresada en unidades de mol, se denomina *cantidad de sustancia* (*n*), y se usa para representar la cantidad de átomos o moléculas presentes, por ejemplo, en una cucharada de azúcar o en 2 L de agua.



### Todo cambia

En la reacción de electrólisis del agua se midió que en 2 g de  $\text{H}_2$ , es decir, en un mol, hay  $6.022 \times 10^{23}$  moléculas. Actualmente el mol está definido como la cantidad de sustancia que contiene exactamente  $6.022\,141\,29 \times 10^{23}$  partículas de ésta.





**Figura 2.14** Además de las masas molares, el trabajo de Cannizzaro permitió determinar las fórmulas químicas de las sustancias.

En 1858, Stanislao Cannizzaro (1826-1910) midió la masa de un mol para varios gases. Esta cantidad, diferente para cada gas, es conocida como masa molar ( $M$ ) y sus unidades son g/mol (figura 2.14).

La cantidad de sustancia ( $n$ ) depende tanto de la masa de la muestra ( $m$ ) como de la masa molar de la sustancia ( $M$ ), según la fórmula:

$$n = \frac{m}{M}$$

Por ejemplo, ¿qué cantidad de sustancia hay en 300 g de agua si su masa molar es 18.01 g/mol?

$$n = \frac{300 \text{ g}}{18.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 16.66 \text{ mol}$$

¿Cuántas moléculas de agua hay en 16.66 mol? La Ley de Avogadro relaciona la cantidad de sustancia con el número de partículas; así, es posible conocer ese número:

$$\begin{aligned} \text{Número de moléculas} &= (16.66 \text{ mol}) \left( 6.022 \times 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} \right) \\ &= 1 \times 10^{25} \text{ moléculas} \end{aligned}$$

Entonces, 300 g de agua equivalen a 16.66 mol de agua, o a  $1 \times 10^{25}$  moléculas. En una ecuación química, el coeficiente estequiométrico se puede entender como el número de moléculas o de moles de una sustancia.



Para conocer la importancia de los cálculos estequiométricos, consulta el recurso audiovisual [Cálculos matemáticos en la química](#).

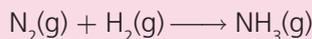
Sesión 9

### Actividad 4

## Cálculos predictivos

Trabajen en parejas.

El amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), fundamental en los fertilizantes, se obtiene a partir de la reacción química:



1. Balanceen la ecuación y anoten el resultado en una hoja aparte.
2. Contesten lo siguiente con ayuda de su maestro:
  - a) Si se considera la ecuación balanceada, ¿cuántos moles de hidrógeno se requieren para que reaccionen dos moles de nitrógeno? ¿Cuántos moles de amoníaco se producen?
3. Calculen la masa molar de cada sustancia. Consideren que  $M_{\text{N}} = 14 \text{ g/mol}$  y  $M_{\text{H}} = 1 \text{ g/mol}$ .
  - a) A partir de la reacción balanceada, ¿en este proceso hay la misma masa en productos que en reactivos? Multipliquen la masa molar de cada compuesto por su coeficiente estequiométrico.
3. En grupo, verifiquen sus resultados y expliquen cómo realizaron sus cálculos.

Guarden sus respuestas en su carpeta de trabajo.





## Reactivo limitante

En una ecuación química balanceada las relaciones entre los coeficientes estequiométricos de dos sustancias participantes involucran números pequeños como 1:2 y 3:4. A continuación se muestra el número de moles que participan en la formación de óxido de aluminio en tres diferentes casos.

	4Al	+	3O <sub>2</sub>	→	2Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
Caso 1	4 mol		3 mol		2 mol
Caso 2	1 mol		0.75 mol		0.5 mol
Caso 3	20 mol		15 mol		10 mol

O lo que es lo mismo:

	4Al	+	3O <sub>2</sub>	→	2Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
Caso 1	108 g		96 g		204 g
Caso 2	27 g		24 g		51 g
Caso 3	540 g		480 g		1020 g

Para cumplir con la Ley de conservación de la masa no es necesario que la cantidad de sustancia sea la que muestran los coeficientes estequiométricos, sino que la relación entre éstos se conserve. A continuación, se muestran las relaciones entre moles del ejemplo anterior.

Relación aluminio-oxígeno	$\frac{4}{3} = \frac{1}{0.75} = \frac{20}{15}$
Relación aluminio-óxido de aluminio	$\frac{4}{2} = \frac{1}{0.5} = \frac{20}{10}$

En muchas ocasiones, las cantidades de los reactivos participantes no son proporcionales a las relaciones estequiométricas obtenidas de la ecuación balanceada. Cuando esto sucede, la reacción se lleva a cabo hasta que uno de los reactivos se acaba, mientras que el otro sobra. El siguiente es un ejemplo de esto.

	4Al	+	3O <sub>2</sub>	→	2Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
Antes de la reacción	4 mol		5 mol		0 mol
Reacción	4 mol		3 mol		2 mol
Después de la reacción	0 mol		2 mol		2 mol

De acuerdo con la relación estequiométrica indicada, en este ejemplo hay proporcionalmente más moles de oxígeno que de aluminio. El oxígeno reacciona mientras haya aluminio disponible, pero al consumirse éste, la reacción se detiene y el oxígeno sobrante permanece sin reaccionar. Al reactivo que se termina y es responsable de que la reacción se detenga, se le conoce como *reactivo limitante*. El resto de reactivos que quedan sin reaccionar son conocidos como *reactivos en exceso*.



## Modelando una reacción química

Formen equipos.

### Pregunta inicial

¿Cómo se puede predecir cuál será el reactivo limitante de una reacción?

### Hipótesis

Para redactarla, reflexionen acerca de cómo usarían los coeficientes estequiométricos, y la cantidad de sustancia para contestar la pregunta inicial.

### Material

- 2 barras rectangulares de plastilina de 180 g: una roja y una negra
- 3 recipientes de plástico
- Una regla de madera o de aluminio

### Procedimiento y resultados

1. Con ayuda de la regla, dividan la barra de plastilina roja, a lo ancho, en tres partes, y a lo largo, en ocho. Obtendrán 24 trozos, con ellos formen pelotitas. Cada una representará un átomo de oxígeno.
2. Unan suavemente las pelotitas rojas de dos en dos para representar moléculas de oxígeno diatómico. Colóquenlas en el recipiente de plástico.
3. Dividan la barra de plastilina negra, a lo ancho, en cuatro piezas, y a lo largo, en ocho. Obtendrán 32 trozos, con ellos formen pelotitas. Cada una representará un átomo de carbono. Colóquenlas en otro recipiente de plástico.
4. Para simular la reacción de combustión del carbono ( $C + O_2 \longrightarrow CO_2$ ) separen dos pelotitas rojas y únanlas a una negra. Repitan este proceso hasta que ya no sea posible formar más  $CO_2$  y coloquen sus representaciones en el tercer recipiente.

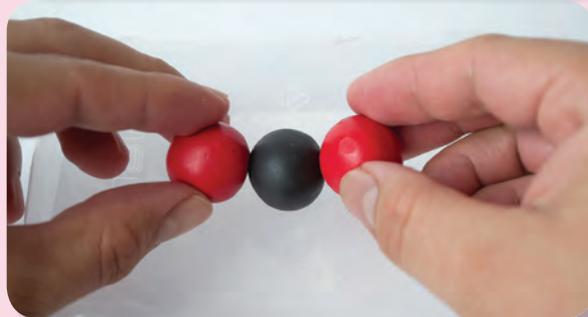
### Análisis

Analicen las siguientes preguntas y anoten sus respuestas en una hoja aparte.

- a) ¿La masa de un reactivo era diferente a la del otro?
- b) ¿Cuál era la proporción entre el número de partículas de cada reactivo?
- c) En caso de que haya sucedido, argumenten por qué sobró alguno de los reactivos, ¿cuál es el reactivo limitante?

### Conclusión

Con ayuda del maestro, expliquen si se confirmó su hipótesis y por qué. Propongan cómo simular otras reacciones, como la de formación de metano a partir de carbono e hidrógeno.





## ■ Para terminar

Sesión  
12

En este tema estudiaste cómo representar las reacciones químicas por medio de ecuaciones, y que la estequiometría es útil para comprobar que las representaciones cumplen con la Ley de conservación de la masa. También conociste qué es la cantidad de sustancia y el reactivo limitante y usaste estos conceptos para analizar distintas reacciones químicas. Realiza la siguiente actividad para aplicar los conocimientos adquiridos.

### Actividad 6

#### Aplico lo aprendido

1. Consigan o elaboren fichas bibliográficas de aproximadamente 107 mm de ancho por 70 mm de alto.
2. En pareja, busquen los conceptos clave de este tema y anoten uno en cada ficha. Revisen los productos de su carpeta de trabajo, así como sus apuntes. Escriban la explicación correspondiente a cada concepto en el lado opuesto de la ficha. Sean claros y concisos. Incluyan ejemplos y esquemas si es necesario.
3. Un miembro de la pareja toma una tarjeta, lee el nombre del concepto y el otro lo explica. Luego cambien de rol.
4. De manera individual, redacta un texto de divulgación científica (una cuartilla como máximo), acerca de la información que proporciona una ecuación química balanceada, por ejemplo, la obtención de metales o la combustión de metano. Con ayuda del maestro, indaga cuáles son las características de este tipo de textos. Puedes ilustrar tu texto con dibujos, tablas o esquemas.
5. Comparte tu texto con un compañero y pídele que te dé una opinión que te ayude mejorarlo. Ajústalo a las observaciones.
6. En grupo, elaboren un cuadernillo con la versión final de los textos de todos. Elaboren una portada y pónganle título. Compártanlo con alumnos de otros cursos para dar a conocer lo aprendido.





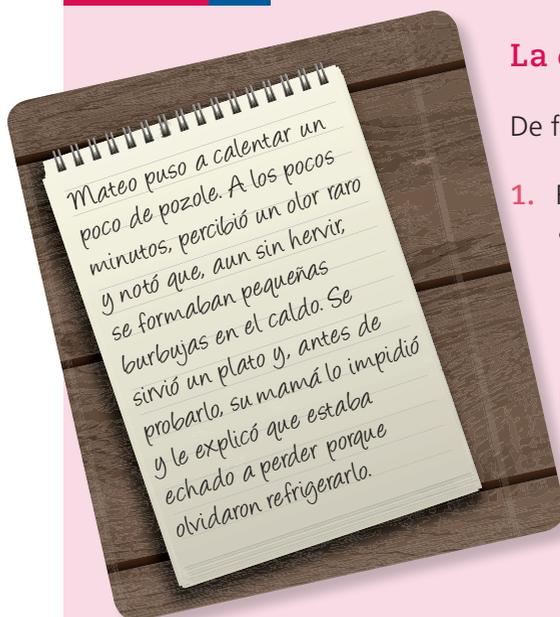
## 9. La rapidez de las reacciones químicas

Sesión  
1

### ■ Para empezar

Cuando haces ejercicio o duermes, se modifica tu respiración y con ella, la cantidad de dióxido de carbono que exhalas por minuto. Al quemar una vela también se genera dióxido de carbono, ¿será posible producir más rápidamente este compuesto?, ¿de qué manera? En este tema estudiarás el efecto de diferentes factores sobre la rapidez de las reacciones químicas y usarás el modelo corpuscular de la materia para explicarlo.

#### Actividad 1



### La descomposición de los alimentos

De forma individual lee el texto de la nota.

1. Responde lo que se te pide.
  - a) Explica por qué la comida se conserva por más tiempo dentro de un refrigerador que al estar expuesta a condiciones ambientales.
  - b) A partir de lo que sabes de concentración, ¿qué se descompone más rápido, un caldo concentrado, como el pozole, o uno diluido? Pregunta a alguien que sepa de cocina para corroborarlo.
2. En equipo, enlisten en su cuaderno otros ejemplos de cambios químicos cotidianos e identifiquen si son más rápidos o más lentos.
3. Compartan sus respuestas y concluyan con la ayuda de su maestro qué factores afectan la rapidez de las reacciones químicas.





## Manos a la obra

### Rapidez de las reacciones químicas

Sesión  
2

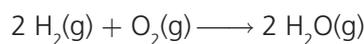
En tu curso de Física aprendiste que la rapidez se mide como la magnitud del cambio en la posición de un objeto respecto al tiempo, en química es posible medir la *rapidez de una reacción* como el cambio en la cantidad de sustancia que reacciona por unidad de tiempo.

La rapidez de una reacción depende de varios factores, por ejemplo, el estado de agregación. Así, las reacciones entre sólidos son lentas (figura 2.15), las reacciones entre líquidos tienen una rapidez media (figura 2.16) y las reacciones entre gases son más rápidas.



**Figura 2.15** Para que el carbón se transforme en diamante es necesario someterlo a altas presiones y temperaturas.

Considera la formación de agua a partir de oxígeno e hidrógeno, la cual se representa de la siguiente manera:



Esto quiere decir que, para producir 1 mol de agua se requiere 1 mol de hidrógeno y 0.5 mol de oxígeno.

Una forma de medir cuánta sustancia hay en cierto medio es calcular su *concentración (C)*, la cual se define como la cantidad de sustancia ( $n$ ) por unidad de volumen ( $V$ ):

$$C = \frac{n}{V}$$

Para medir la rapidez de reacción, se mide el cambio en la concentración de una sustancia por unidad de tiempo. Considera nuevamente el ejemplo de la formación del agua: si en un segundo se produce 1 mol de agua en 1 L, es decir, la concentración de agua pasa de 0 mol/L a 1 mol/L, la rapidez ( $r$ ) de producción de agua es:

$$r_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1 \text{ mol/L}}{\text{s}} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$$

De acuerdo con los coeficientes estequiométricos, la rapidez de descomposición del hidrógeno y del oxígeno es  $-1 \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$  y  $-0.5 \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$ , respectivamente. El signo negativo se usa para indicar que estas sustancias se están descomponiendo.

Con base en lo anterior se puede concluir que la concentración también influye en la rapidez de reacción, pues ésta será más rápida si la cantidad de sustancia en el medio es mayor.



#### Todo cambia

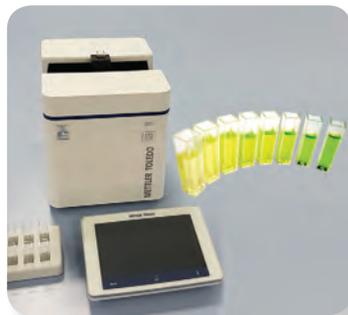
Hace tiempo, el carácter perecedero de las frutas limitaba su consumo a ciertas zonas y temporadas. Actualmente, se sabe que la maduración de las frutas es más rápida si se exponen a una sustancia llamada *etileno*. Esto permite cosecharlas aún verdes y controlar este proceso.



**Figura 2.16** Las reacciones en fase sólida son más lentas, por eso los medicamentos sólidos y secos caducan después que los que están en disolución acuosa.



Sesión  
3



**Figura 2.17** Los espectrofotómetros miden la cantidad de luz, de determinado color, que absorbe una disolución, con base en lo cual se puede calcular su concentración.



Cuando es complicado medir la concentración o la cantidad de una sustancia, se sigue el curso de la reacción mediante otras propiedades, como el volumen o el color, si una de las sustancias que participan en la misma es colorada (figura 2.17).

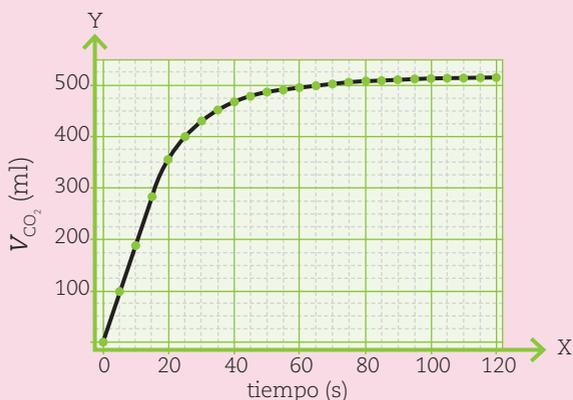
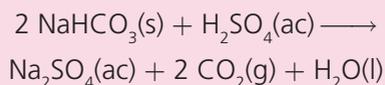
Para saber más sobre la relación entre la concentración de las disoluciones y su color, revisa el recurso audiovisual [La espectrofotometría](#).

## Actividad 2

### Rapidez de eferescencia

Trabajen esta actividad en equipo.

La siguiente gráfica muestra la producción de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) de la reacción de eferescencia entre el bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ) y el ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) para producir sulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ), dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ).



Los volúmenes de  $\text{CO}_2$  obtenidos en ciertos intervalos de tiempo se registran en la tabla siguiente.

Tiempo (s)	Volumen (ml)	Cantidad de sustancia (mol)	Rapidez de reacción (mol/s)
0 a 5	100		
30 a 35	25		
115 a 120	4		

1. Con ayuda del maestro, calculen lo siguiente: si en las condiciones de la reacción 1 mol de gas ocupa 22.4 L, es decir, 22 400 ml, ¿a qué cantidad de moles de  $\text{CO}_2$  corresponden estos volúmenes? Copien la tabla en una hoja aparte para anotar sus respuestas.
2. Para calcular la rapidez de producción de  $\text{CO}_2$ , dividan la cantidad de sustancia entre el lapso requerido para producirlo,  $t$  (s). Usen los datos de la tabla para graficar la rapidez de reacción (mol/s) en relación con el tiempo (s).
3. Contesten: ¿la rapidez de reacción aumenta o disminuye al paso del tiempo? Elaboren una hipótesis para explicar a qué se debe esto considerando para ello lo que le sucede a los reactivos durante la reacción.



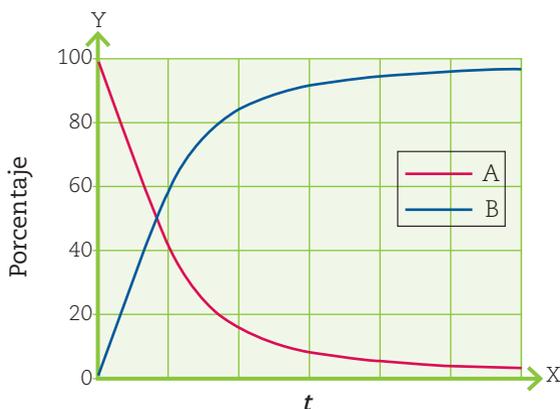
En los laboratorios se utilizan diferentes técnicas para medir con precisión el volumen de gas producido por una reacción.



## Efecto de la concentración en la rapidez de las reacciones químicas

Sesión  
4

La llama de una vela es del mismo tamaño casi todo el tiempo porque la rapidez de la combustión es constante, pero si se cubre la vela con un vaso invertido, la llama se hará cada vez más pequeña hasta apagarse. ¿Por qué sucede esto? ¿Qué supones que le pasa al oxígeno dentro del vaso durante la combustión? Al inicio de la reacción, cuando hay una mayor cantidad de reactivos, la rapidez es mayor; a medida que éstos se consumen y su cantidad disminuye, también lo hace la rapidez de la reacción (gráfica 2.1).



**Gráfica 2.1** En la reacción hipotética  $A \rightarrow B$  (A se transforma en B) la disminución en la cantidad del reactivo A es igual al aumento en la cantidad del producto B.

La rapidez de las reacciones depende de la concentración de los reactivos. En disolución y en fase gaseosa, las partículas tienen movimiento, así es más probable que se encuentren unas con otras y se lleve a cabo la reacción química. A mayor cantidad de partículas por unidad de volumen, su encuentro será más frecuente y provocará que la reacción sea más rápida.

En la actividad 2 observaste que la rapidez de reacción es mayor al inicio de la misma (el volumen de  $\text{CO}_2$  aumenta rápidamente), y disminuye conforme pasa el tiempo.

Considera nuevamente el ejemplo con la vela y el vaso: al poner el vaso sobre la vela lo que sucede es que la cantidad de oxígeno dentro de él es limitada, y éste se consume por la combustión hasta acabarse, lo que provoca que la vela se apague (figura 2.18).



**Figura 2.18** a) La combustión de la vela sucede a rapidez constante porque la concentración del oxígeno en el ambiente es alta y no se ve afectada por el proceso, pero b) al cubrirla con un vaso, las condiciones cambian.

### Actividad 3



#### Predice cuál reacción será la más rápida

Formen equipos.

#### Pregunta inicial

¿Cómo determinas la rapidez de una reacción y el efecto de la concentración si la evidencia del cambio químico es la efervescencia?

#### Hipótesis

Para redactarla, consideren lo que saben hasta ahora acerca de los factores que influyen en la rapidez de reacción, y de las evidencias del cambio químico.

#### Material

- Bicarbonato de sodio
- Vinagre blanco

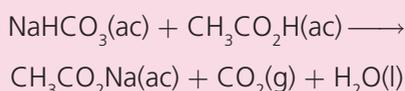


## Sesión 5

- 4 vasos de vidrio
- Balanza granataria o báscula digital de cocina con sensibilidad de 1 g
- Agua purificada
- 2 cucharas soperas metálicas
- Taza medidora
- Jeringa de plástico de 10 ml

### Procedimiento

En esta actividad realizarán la reacción química representada por la ecuación:



La reacción entre el bicarbonato de sodio y el vinagre produce dióxido de carbono, que se libera en forma de gas.

1. Preparen las disoluciones con ayuda del maestro.
  - A1: 10 g de bicarbonato de sodio en agua para un volumen final de 100 ml\*.
  - A2: 5 g de bicarbonato de sodio en agua para un volumen final de 100 ml.
  - B1: 10 ml de vinagre blanco comercial\*\*.
  - B2: 5 ml de vinagre blanco en agua para un volumen final de 10 ml.

2. Con ayuda del maestro, llenen la tabla utilizando la siguiente información.

Cantidad de sustancia:  $n = m/M$

Masas molares:  $M_{\text{NaHCO}_3} = 84 \text{ g/mol}$ ;

$M_{\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}} = 60 \text{ g/mol}$

Concentración molar:  $C = n/V$

Disolución	m (g)	n (mol)	V (L)	C (mol/L)
A1	10		0.1	
A2	5		0.1	
B1	0.4		0.01	
B2	0.2		0.01	

\* Si no cuentan con balanza o báscula, consideren que una cucharada sobera rasa equivale aproximadamente a 5 g de bicarbonato de sodio.

\*\* El vinagre es una disolución acuosa con aproximadamente 4 g de ácido acético por cada 100 ml de disolución.

3. Elijan la combinación de disoluciones (A y B) tal que, al mezclarlas, produzcan la reacción de efervescencia más rápida.
4. Agreguen la disolución A (1 o 2) seleccionada a la B (1 o 2) y, al mismo tiempo, mezclen las disoluciones A y B restantes. Registren cuál reacción fue más rápida.



### Análisis y discusión

Comparen sus resultados con los de otros equipos y, si es necesario, repitan procedimientos para determinar la combinación correcta de disoluciones. Expliquen por qué esa combinación produce la reacción más rápida.

### Conclusión

¿Se confirmó su hipótesis? ¿Por qué? A partir de sus experiencias, expliquen cómo se relaciona la rapidez de las reacciones con la concentración de las disoluciones.



## Rapidez de reacción y temperatura

Como viste al inicio de este tema, la temperatura influye en la rapidez de descomposición de los alimentos, razón por la cual, someterlos a bajas temperaturas es uno de los métodos de conservación más utilizado (figura 2.19).



**Figura 2.19** En los refrigeradores comunes, a 4 °C, la carne puede conservarse en buen estado por días, y en los congeladores, a -18 °C, por meses.

Otro ejemplo de la relación entre temperatura y rapidez de las reacciones químicas está en el cuerpo humano: en condiciones normales, la temperatura corporal se encuentra entre los 35 °C y 37 °C. A esa temperatura, las reacciones de nuestro metabolismo son lo suficientemente rápidas para que el cuerpo funcione correctamente (figura 2.20). Sin embargo, es peligroso que la temperatura corporal aumente más allá de los 40 °C porque puede producirse daño celular.

Independientemente de que una reacción absorba o libere energía, el aumento de la temperatura incrementa su rapidez. Considera el proceso de combustión: para que inicie, es necesario calentar con fuego o una chispa. Una vez iniciada la reacción, el mismo proceso libera tal cantidad de calor que la reacción continúa. La temperatura de la flama es tan grande (> 400 °C), que las variaciones de la temperatura ambiental no afectan de forma evidente la rapidez de la combustión.

El modelo de partículas ayuda a entender por qué la rapidez de las reacciones aumenta con la temperatura. A mayor temperatura, la velocidad promedio de las partículas será mayor e incrementará la probabilidad de interacción entre éstas y, por ende, la rapidez de reacción.

### Dato interesante

Una explosión es una reacción química que libera gran cantidad de energía en muy poco tiempo. Para que la reacción inicie es necesario suministrar energía. En estas reacciones, la mayoría de los productos son gaseosos y el calor liberado provoca su expansión a gran velocidad.



**Figura 2.20** El frío extremo disminuye la temperatura corporal y, por ende, la rapidez de los procesos metabólicos, lo cual pone en riesgo la vida.

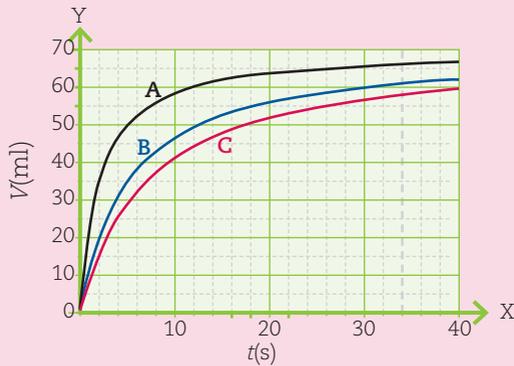
La temperatura influye en todos los procesos químicos. Realiza la siguiente actividad para que pongas en práctica la relación entre rapidez de reacción y temperatura.

Actividad 4

Rapidez en la efervescencia y temperatura

Trabaja individualmente. Analiza el siguiente reporte de laboratorio.

Se realizaron tres experimentos para determinar el efecto de la temperatura en la rapidez de una reacción de efervescencia. Para ello, se colocaron tres tabletas efervescentes en tres vasos con agua a distintas temperaturas: 0 °C, 20 °C y 70 °C. Se graficó el volumen de gas desprendido en función del tiempo en cada caso.



Volumen de gas desprendido por la reacción de efervescencia a medida que pasa el tiempo.

1. Con base en la gráfica, contesta: ¿a qué temperatura corresponde cada línea en la gráfica? Copia la tabla en tu cuaderno y argumenta tu respuesta.

Experimento	Temperatura (°C)
A	
B	
C	

- ¿En qué momento consideras que finaliza cada reacción? Puedes apoyarte en la gráfica para contestarlo. ¿Qué evidencias físicas te permitirían determinar el fin de la reacción?
- En grupo, comparen sus respuestas y, si hubo discrepancias, discutan a qué se debieron.
- Consigan tres tabletas efervescentes, tres vasos de vidrio o tazas, cada uno con el mismo volumen de agua helada, agua al tiempo, y agua muy caliente, y un cronómetro o reloj.
- En equipo, disuelvan las tabletas en cada uno de los vasos y establezcan cuál es la relación entre la temperatura del agua y la rapidez de la reacción. Con ayuda de su maestro, comprueben sus respuestas a los puntos uno y dos.
- En grupo, redacten una conclusión de lo que aprendieron. Incluyan una explicación acerca de cómo aprendieron eso a partir de lo que observaron, lo que midieron y lo que analizaron en la gráfica.



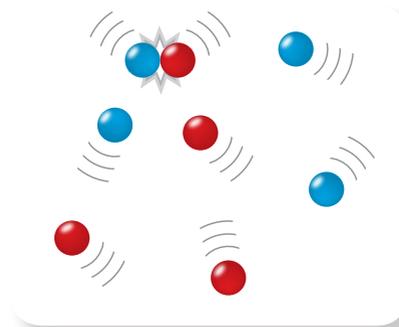


## Las reacciones químicas y el modelo de partículas

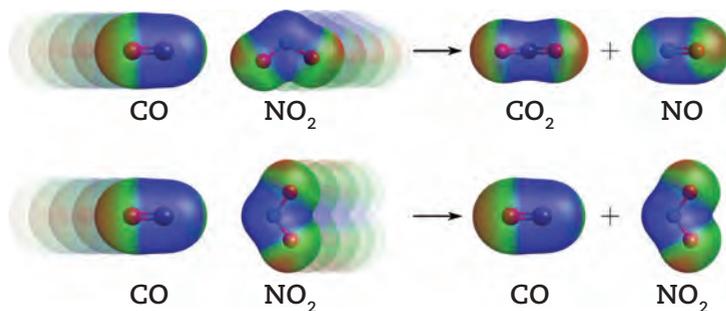
Sesión  
8

Un grupo de científicos, como Max Trautz (1880-1960) y Gilbert N. Lewis (1875-1946), investigaron de qué manera influye la interacción de las partículas en la rapidez de las reacciones químicas. A principios del siglo xx propusieron la Teoría de colisiones, la cual establece, entre otras cosas, que:

1. Para que se lleve a cabo una reacción química entre dos sustancias, sus partículas deben colisionar, o chocar (figura 2.21).
2. Para que una colisión entre dos partículas resulte en una reacción química, las partículas deben tener cierta cantidad de energía cinética, llamada **energía de activación**.
3. La colisión debe producirse con la orientación adecuada: los átomos que terminarán unidos deben chocar directamente (figura 2.22).



**Figura 2.21** La rapidez de las reacciones químicas es proporcional al número de colisiones entre las partículas de los reactivos.



**Figura 2.22** Sólo en la reacción superior, el monóxido de carbono (CO) y el dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ) producen dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y monóxido de nitrógeno (NO), pues sus moléculas chocan adecuadamente.

**Energía de activación**  
Cantidad de energía necesaria para que inicie una reacción química.

Para saber más sobre este tema, revisa el recurso audiovisual [La Teoría de colisiones](#).



## Las colisiones y las reacciones en los diferentes estados de agregación

Las partículas de una sustancia sólida tienen movimiento de vibración, pero no de cambio de posición en el espacio, por lo que es poco probable que partículas de dos sólidos choquen de manera efectiva. En consecuencia, las reacciones entre sólidos son muy lentas o no suceden.

En los líquidos, las partículas tienen movimiento de traslación, por lo que chocan y las reacciones químicas ocurren con mayor rapidez. En el estado gaseoso el movimiento es mayor, por lo que los choques son más frecuentes, aumenta la cantidad de colisiones y la rapidez de la reacción química correspondiente.

También es posible que las partículas de un líquido o de un gas colisionen con las de un sólido y, mientras mayor sea el área superficial del sólido en contacto con el gas, más frecuentes serán estas colisiones.





## Sesión 9

Es posible describir el efecto de variables como concentración y temperatura, por medio del modelo de partículas.

### Efecto de la concentración

Una alta concentración de una sustancia implica que hay más partículas por unidad de volumen. A mayor concentración, los choques serán más frecuentes y aumentará la probabilidad del número de colisiones efectivas, por lo tanto, la rapidez de la reacción.

### Efecto de la temperatura

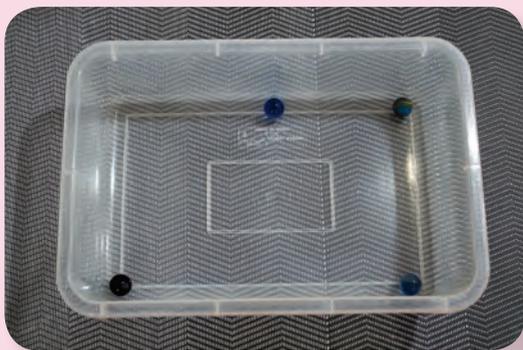
El aumento de la temperatura implica una mayor cantidad de colisiones al incrementarse la velocidad promedio de las partículas. Esto resulta en el aumento de colisiones efectivas y de la rapidez de reacción.

## Actividad 5

### Modelando una reacción química

Formen parejas.

1. Consigan un cronómetro, cuatro canicas y una caja pequeña como la de la imagen. La usarán como charola.



2. Pongan dos canicas en esquinas opuestas de la charola, sujétela y hagan movimientos circulares, amplios y lentos.
3. Registren el tiempo transcurrido para que las canicas choquen diez veces. Anótenlo en una hoja aparte.

4. Repitan el proceso con tres y luego con cuatro canicas. Mantengan el ritmo de movimiento.
5. Repítanlo nuevamente, pero ahora con movimientos más rápidos.
6. Compartan sus observaciones con el grupo y, con apoyo del maestro, realicen lo que se indica en su hoja.
  - a) Calculen las frecuencias de las colisiones para cada caso. Dividan el número de colisiones entre el tiempo. Organicen sus datos en una tabla.
  - b) ¿En cuál caso es mayor la frecuencia? ¿En cuál menor? ¿A qué se debe?
  - c) Redacten una conclusión para explicar cómo afecta la concentración de partículas a la frecuencia de las colisiones y ésta a la rapidez de las reacciones químicas. Incorporen el efecto de la temperatura, recuerden la relación entre temperatura y rapidez de las partículas.

Guarden su reporte en su carpeta de trabajo.





## ■ Para terminar

En este tema aprendiste que las reacciones químicas se llevan a cabo con diferente rapidez, dependiendo de varios factores, algunos de ellos propios de la reacción, como el estado de agregación y la energía de activación, y otros externos como la concentración de los reactivos y la temperatura. También obtuviste evidencia experimental que usaste para comprender el efecto de estos factores en la rapidez de las reacciones químicas.

### Actividad 6

#### Aplico lo aprendido

Realicen esta actividad en parejas.

1. Elaboren un mapa conceptual con el fin de organizar la información acerca de los factores que influyen en la rapidez de las reacciones químicas.
2. Expliquen las consecuencias de las siguientes acciones con base en la relación entre la rapidez de reacción y la concentración de los reactivos y la temperatura.
  - a) A algunos pacientes con afecciones en las vías respiratorias se les hace inhalar oxígeno. Recuerda cuál es la función del oxígeno en nuestro metabolismo.
  - b) Para que los embriones se desarrollen adecuadamente, las aves empollan sus huevos.
3. En grupo, compartan sus explicaciones y, con ayuda de su maestro, lleguen a una conclusión.
4. De forma individual, reflexiona acerca de lo que aprendiste en este tema y en tu cuaderno describe en un párrafo cómo fue tu desempeño. Puedes utilizar las expresiones: "aprendí que...", "me gustaría saber más acerca de...", "puedo mejorar lo que sé si...".
5. Pide a tu maestro que lea tu reflexión y te retroalimente, escribe un compromiso en el que indiques una acción que llevarás a cabo para mejorar tu desempeño.





# 10. Utilidad de modificar la rapidez química

Sesión  
1

## ■ Para empezar

Aun sin saberlo, desde la prehistoria, el ser humano ha modificado la rapidez de las reacciones químicas para su beneficio, por ejemplo, al avivar el fuego. Con el conocimiento científico actual, ahora lo hace de manera más eficiente y sofisticada. En este tema conocerás la utilidad de modificar la rapidez de las reacciones químicas en diversos ámbitos de tu vida diaria.

### Actividad 1

#### Utilidad de aumentar la rapidez de reacción

Formen equipos para realizar esta actividad. Anoten en su cuaderno lo que se pide.

1. Observen la imagen, identifiquen qué reacción química se muestra en ella y cómo se modifica la rapidez de reacción.



2. Mencionen cuál es la utilidad de identificar y conocer los sucesos que se llevan a cabo durante una reacción química al:
  - a) consumirse los reactivos
  - b) formarse los productos
  - c) liberarse o absorberse calor
3. ¿Cómo se alteran los procesos indicados en el punto 2 al aumentar la rapidez de las reacciones químicas? ¿Se puede obtener algún beneficio de ello?
4. En grupo y con ayuda de su maestro, comparen sus respuestas y redacten una conclusión grupal.
5. A partir de sus respuestas, mencionen otro proceso de la vida diaria en el cual requieran aumentar la rapidez de una reacción química.



## ■ Manos a la obra

Ahora conocerás algunos ejemplos de la utilidad de modificar la rapidez de las reacciones químicas en la vida diaria.

### Conservación de alimentos

La descomposición de los alimentos por acción de microorganismos se debe a los productos de las reacciones químicas de su metabolismo. Por eso es necesario limitar o detener estas reacciones, y eso se logra, en parte, al disminuir el número de microorganismos presentes. Esto se consigue sometiendo a los alimentos a diferentes procesos de conservación (tabla 2.2). La carne seca, conocida en el norte del país como *machaca*, es un ejemplo. Ésta suele empacarse al vacío para ser transportada y vendida en todo el país, así como la mayoría de los productos encurtidos (figura 2.23).



#### Conserva alimenticia

Alimento manipulado para ser preservado por largo tiempo y atenuar las pérdidas de su calidad, de sus valores nutricionales y otras cualidades que permiten ingerirlos.

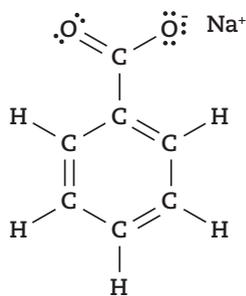
**Figura 2.23** Las **conservas alimenticias** caseras se preparan generalmente para almacenar productos de temporada.

Método	Cómo funciona	Ejemplos
Enfriamiento	Los alimentos se almacenan a bajas temperaturas.	Alimentos congelados
Encurtidos	Los alimentos se sumergen en una disolución de vinagre, sal y especias que incrementa su acidez y además les da sabor.	Chiles en escabeche
Conservadores	Se adicionan sustancias naturales o producidas por el ser humano para frenar el deterioro del alimento.	Carne y pescado ahumados, mermeladas y frutas cristalizadas
Enlatado	El alimento es esterilizado después de ponerlo dentro de una lata herméticamente sellada.	Verduras, atún, frutas, sopas y productos lácteos enlatados
Envasado al vacío	Se extrae el aire del envase que contiene el alimento y se sella herméticamente.	Embutidos, carne y pescado empacados al vacío
Deshidratación	Se elimina la mayor parte del agua del alimento para evitar reacciones químicas no deseadas.	Carne seca, frutas deshidratadas
Escaldado	El alimento se somete a altas temperaturas por un periodo corto de tiempo y así también se detiene su proceso de envejecimiento.	Cocción rápida de algunas verduras

**Tabla 2.2** Métodos de conservación de alimentos que inhiben el desarrollo de microorganismos dañinos.



## Sesión 3



**Figura 2.24** El benzoato de sodio es un compuesto iónico cuyo anión está formado por átomos no metálicos unidos por enlaces covalentes. Su fórmula química es  $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2\text{Na}$ .

### Dato interesante

Los vikingos lograron evitar los efectos del raquitismo, enfermedad que causa deformaciones en los huesos. Esto fue posible gracias al consumo de bacalao, que contiene vitamina D, esencial para la calcificación de los huesos. Desde entonces, existen conservas de bacalao como la carne seca.



**Figura 2.25** Tras una catástrofe natural, se reúnen alimentos no perecederos, artículos de higiene personal y medicamentos para apoyar a los afectados.

## Actividad 2

### Conservación de alimentos

Contesta en tu cuaderno.

- De manera individual, pregunta a tus familiares sobre alguna conserva alimenticia que se prepare en tu comunidad. Investiga por cuánto tiempo se suele almacenar este producto para que siga en condiciones aptas para su consumo. Recuerda que en el curso de Biología conociste cómo se preparan las frutas en conserva.
- Reúnanse en equipo y comenten sus resultados. Elijan la conserva más duradera e investiguen su método de preparación. Relaciónenlo con alguno de los métodos de la tabla 2.2.
- En grupo, elaboren una conclusión sobre la importancia de modificar la rapidez de descomposición de los alimentos en las conservas alimenticias en su comunidad.
- Organicen una conferencia dirigida a la comunidad escolar para dar a conocer los métodos de preparación de conservas analizadas. Utilicen cartulinas para apoyar su exposición; si es posible, lleven algunas de las conservas envasadas o realicen una demostración de su preparación.



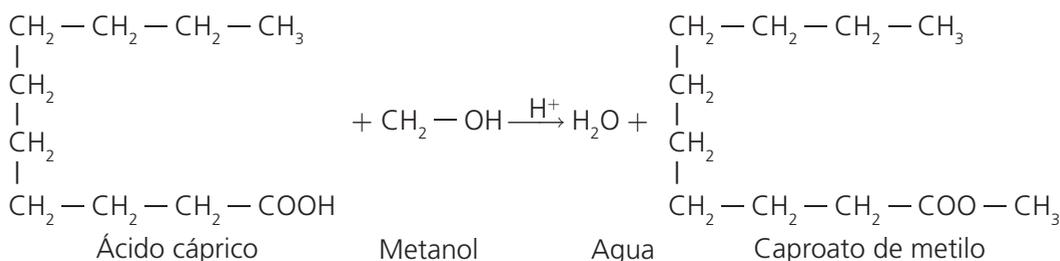
## Otra manera de aumentar la rapidez de reacción

Los catalizadores son sustancias que modifican la rapidez de una reacción química sin ser un reactivo o un producto de la misma. Una concentración pequeña de catalizador aumenta considerablemente la rapidez de una reacción química. Algunos son sencillos, como los iones hidrógeno ( $\text{H}^+$ ) o hidróxido ( $\text{OH}^-$ ), mientras que otros son unidades formadas por varias proteínas.

El ion hidrógeno es capaz de aumentar la rapidez de reacciones, como en la producción de **biodiesel** a partir de aceites usados y grasas animales que se hacen reaccionar con alcoholes. Otro ejemplo de estas reacciones, llamadas *de esterificación*, es la producción de caproato de metilo, sustancia empleada en la industria alimenticia para dar sabor a frutas tropicales.

### Biodiesel

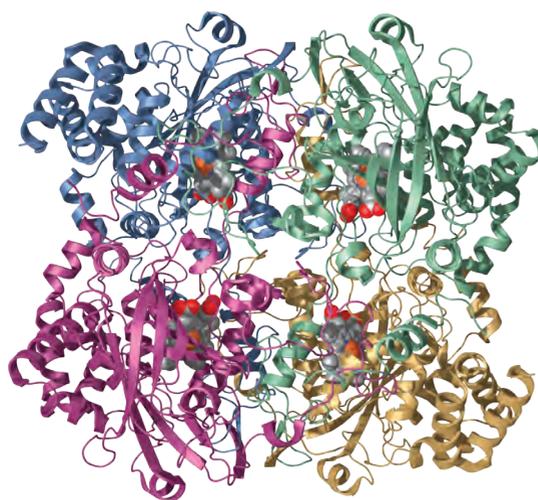
Mezcla de sustancias líquidas obtenida industrialmente a partir de grasas naturales y que se puede utilizar como combustible.



Por convención, la presencia del catalizador en una ecuación química se indica escribiendo su nombre o su fórmula química encima de la flecha de reacción. Algunos catalizadores, como el ion hidrógeno, pueden modificar la rapidez de distintas reacciones, y otros son capaces de modificar una reacción específica. La importancia de los catalizadores radica en que su presencia permite llevar a cabo una reacción en un periodo de tiempo mucho más corto que si no se utilizaran.

## Las enzimas: catalizadores biológicos

La mayoría de las reacciones químicas que se llevan a cabo en las células no son, por sí mismas, lo suficientemente rápidas para cumplir los requerimientos metabólicos de un organismo. Dentro de ellos existen proteínas que actúan como catalizadores naturales, las cuales se llaman *enzimas*. Un ejemplo es la *catalasa* (figura 2.26), enzima encargada de eliminar el peróxido de hidrógeno ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ), que se produce en el metabolismo celular y que es tóxico para el organismo.



**Figura 2.26** La catalasa consta de cuatro moléculas proteicas unidas entre sí (representadas por colores diferentes) y a su vez a otra molécula conocida como *grupo hemo* (en rojo).



## La catalasa en el hígado de pollo

Formen equipos para realizar esta actividad.

### Pregunta inicial

¿El hígado contiene enzimas?

### Hipótesis

Para contestar la pregunta inicial investiguen la función del hígado, y a partir de ello, redacten su hipótesis.

### Material

- Un hígado de pollo fresco
- 10 ml de agua oxigenada
- 1 L de agua purificada
- Un tazón
- Un cuchillo
- Una cuchara
- Un plato
- Una gasa o trapo
- Un frasco pequeño
- Un vaso transparente
- Una jeringa de plástico de 5 ml
- Cronómetro

### Procedimiento y resultados

1. En un tazón, piquen finamente 5 g de hígado de pollo, aproximadamente la sexta parte del hígado completo. Corten el hígado bajo la supervisión de su maestro. 
2. Agreguen 20 ml de agua purificada y maceren el hígado picado.
3. Con una gasa o trapo limpio filtren la mezcla sobre un frasco pequeño.
4. Viertan 5 ml de agua oxigenada en un vaso, observen y describan su aspecto en una hoja aparte. Añadan 1 ml de macerado de pollo filtrado, observen qué sucede, y con el cronómetro midan el tiempo que dura la reacción. Anoten sus resultados.

5. Los desechos producidos no son tóxicos, pero sí ligeramente irritantes y corrosivos. Si los diluyen con 1 L de agua, pueden desecharlos al drenaje.



### Análisis y discusión

Investiguen cuánto tarda el agua oxigenada en descomponerse cuando se guarda. Comparen el dato con la duración de la reacción observada en esta actividad.  ¿Hubo diferencias en la apariencia del agua oxigenada antes y después de agregarle el macerado? ¿A qué se deben? Discutan sus respuestas.

### Conclusión

¿Se confirmó su hipótesis? Contesten nuevamente la pregunta inicial. Propongan experimentos similares con otros tejidos (corazón, molleja, músculo) o con otros seres vivos (plantas) para saber si contienen tanta catalasa como el hígado.

Guarden su reporte en su carpeta de trabajo. 



## La industria petroquímica

Todos los días se utilizan productos derivados del petróleo, como gasolina, asfalto, fertilizantes, plásticos y telas. Desde la extracción del petróleo hasta que estos productos llegan al usuario final, ocurren diversas transformaciones químicas, cuya rapidez es modificada alterando la temperatura, la presión, la concentración o utilizando catalizadores. Algunas de estas transformaciones son:

### Petróleo crudo

Nombre que recibe el petróleo sin procesar.

### Craqueo

Consiste en fragmentar químicamente los componentes de mayor tamaño del **petróleo crudo** y así producir moléculas más pequeñas.

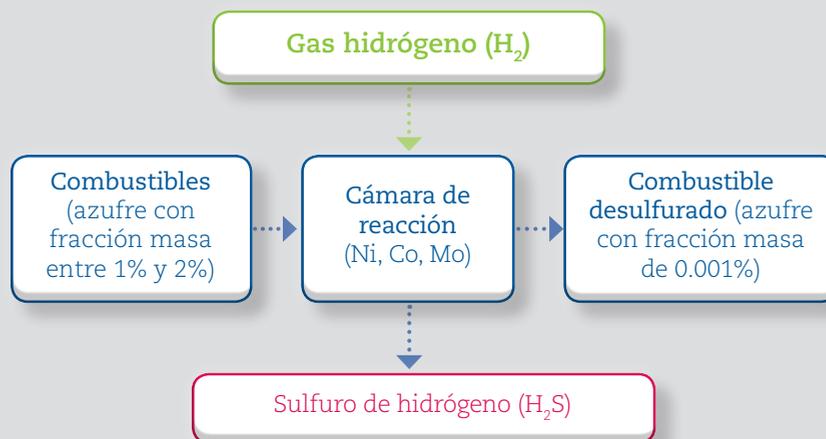
El craqueo térmico utiliza calor y presión, mientras que el craqueo catalítico además utiliza catalizadores, con lo que las reacciones químicas se aceleran y se reducen los costos y tiempos de producción (figura 2.27). A partir del craqueo catalítico se obtienen compuestos como el etileno, usado en la producción de detergentes, anticongelantes y el PET con que se fabrican algunas botellas.



**Figura 2.27** El craqueo catalítico se lleva a cabo en torres con controles electrónicos que regulan presión, temperatura, flujos y catalizadores.

### Hidrodesulfuración (HDS)

Se emplea en la producción de combustibles para eliminar el azufre; en el proceso intervienen hidrógeno y catalizadores de níquel, cobalto y molibdeno. Gracias a este proceso la quema de combustibles produce cantidades bajas de óxidos de azufre, lo cual mitiga la contaminación atmosférica (diagrama 2.1).



**Diagrama 2.1** Pasos en el proceso de hidrodesulfuración de un combustible.

Para aprender sobre el proceso de separación de los componentes del petróleo, consulta el recurso audiovisual [La destilación del petróleo](#).





## Derivados del petróleo

- De manera individual, investiga algunos de los productos derivados del petróleo y, en una hoja aparte, enlista los que hayas utilizado.
  - En pareja, comparen sus listas y elijan un producto. Expliquen la importancia que tiene en su comunidad y qué sucedería si no tuviesen acceso a él. Anótenlo en su hoja.
  - En grupo y con ayuda de su maestro, comenten acerca de la utilidad de modificar la rapidez de las reacciones químicas en la industria petrolera. Con base en ello, redacten una conclusión.
- Guarden sus escritos en su carpeta de trabajo.



## Cuidado del medio ambiente

### Hidrocarburos

Compuestos químicos formados únicamente por los elementos carbono e hidrógeno.



Los automóviles modernos contaminan menos porque sus motores son más eficientes y porque tienen incorporada una tecnología especial que reduce sus emisiones contaminantes. Se trata de un dispositivo llamado *convertidor catalítico*.

Con él, las emisiones contaminantes producidas en el motor disminuyen hasta 80%. En la tabla 2.3 se muestran las principales reacciones que se llevan a cabo con los convertidores catalíticos.

Ecuación química	Nombre de la reacción
<b>Hidrocarburos</b> + O <sub>2</sub> → CO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	Combustión de hidrocarburos
CO + O <sub>2</sub> → CO <sub>2</sub>	Oxidación de monóxido de carbono
NO <sub>x</sub> + Hidrocarburos → CO <sub>2</sub> + N <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	Eliminación de hidrocarburos y monóxido de nitrógeno
CO + H <sub>2</sub> O → CO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub>	Oxidación de monóxido de carbono
NO <sub>x</sub> + H <sub>2</sub> → N <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	Eliminación de óxidos de nitrógeno
NO <sub>x</sub> + CO → N <sub>2</sub> + CO <sub>2</sub>	Oxidación de monóxido de carbono y eliminación de óxidos de nitrógeno

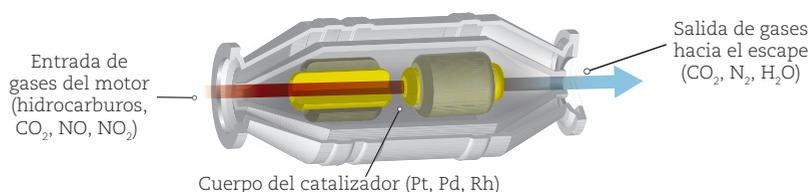
**Tabla 2.3** Algunas reacciones que ocurren al interior del convertidor catalítico.

### Todo cambia

Desde mediados del siglo XIX el petróleo tomó mayor importancia en la industria. En esa época se consideraba inofensivo el CO<sub>2</sub>, producto de la combustión de los hidrocarburos. Ahora se sabe que este gas es uno de los responsables del calentamiento atmosférico, que causa sequías e inundaciones.



El convertidor catalítico (figura 2.28) consta de un tubo que en su interior tiene partículas diminutas de los elementos metálicos platino, paladio y rodio. Estos metales catalizan la transformación de los gases contaminantes en sustancias que no son tóxicas (CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O y N<sub>2</sub>). A través del tubo pasan los gases que emanan del motor antes de salir al ambiente.



**Figura 2.28** Partes de un convertidor catalítico y los elementos químicos que catalizan las reacciones en su interior.



## Actividad 5

### La química en el cuidado del medio ambiente

Trabajen en equipo y escriban las respuestas en su cuaderno.

1. Investiguen qué es la remediación de suelos y cómo beneficia a la agricultura. Pregunten a sus conocidos cuáles técnicas de remediación de suelos se emplean en su localidad, o bien acudan a un vivero para averiguarlo.
2. Pregunten a los campesinos de su localidad qué es el compostaje y de qué tipos hay, o investiguenlo en la biblioteca.
3. Compartan sus resultados con el grupo. Identifiquen si en los procesos investigados



se modifica la rapidez de las reacciones químicas y qué ventajas aportan.

4. En grupo, redacten una conclusión con ayuda de su maestro.

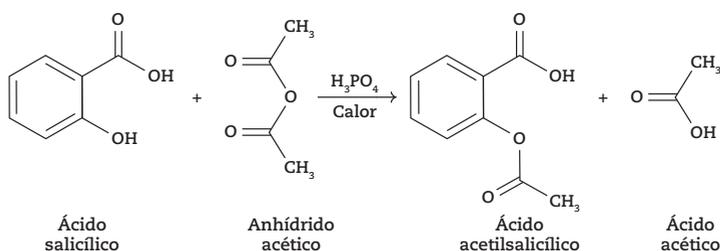


La descomposición de materia orgánica en una composta tradicional puede ser lenta, pero es más rápida en un tanque de fermentación.

## Cuidado de la salud

Aunque muchos medicamentos son mezclas, su efecto curativo suele deberse a una sola sustancia, que recibe el nombre de *principio activo*. La mayoría de éstos proviene de un producto natural, el cual puede extraerse y purificarse. En ocasiones, un producto de la medicina herbolaria contiene la misma sustancia que un medicamento, sólo que en menor cantidad.

El volumen de medicamentos utilizado actualmente es tal que la cantidad de principio activo extraíble de los productos naturales no es suficiente, por lo que éstos son sintetizados en laboratorios por medio de reacciones químicas, como en el caso de la aspirina, un **analgésico**, **antipirético** y **antiinflamatorio** (figura 2.29). Además, su efectividad puede aumentar considerablemente con ligeras modificaciones a su estructura química, por lo que las compañías farmacéuticas invierten mucho dinero en investigación y desarrollo de nuevos medicamentos. En estos procesos es necesario modificar la rapidez de las reacciones químicas mediante cambios en la temperatura y en la concentración de los reactivos, o por medio de catalizadores.



### Analgésico

Medicamento que disminuye el dolor.

### Antipirético

Medicamento que hace disminuir la fiebre.

### Antiinflamatorio

Medicamento que reduce la inflamación.

Figura 2.29 Reacción catalizada por ácido fosfórico y calor para sintetizar ácido acetilsalicílico, principio activo de la aspirina.



## Sesión 9

Al actuar sobre un tejido, un medicamento se une a moléculas de la membrana celular, llamadas *receptores*, y así modifica la rapidez de algunas reacciones químicas dentro de la célula. Esto provoca un efecto determinado en el organismo, como disminuir la temperatura corporal (figura 2.30).

**Figura 2.30** El proceso metabólico de la inflamación produce fiebre y dolor; muchos medicamentos combaten estos tres síntomas al mismo tiempo.



Algunos medicamentos aumentan la rapidez de reacciones en el organismo, por lo que reciben el nombre de *estimulantes*. Otros medicamentos, como los que se utilizan para tratar las etapas iniciales de la enfermedad de Alzheimer, hacen más lentas algunas reacciones, por lo que reciben el nombre de *inhibidores*.



Para conocer más acerca del funcionamiento de estimulantes e inhibidores, y sobre cómo prevenir la adicción a los mismos, revisa el recurso audiovisual [¿Medicamentos o drogas?](#)

Otros medicamentos, como los antibióticos, interfieren con los catalizadores que permiten el desarrollo de la pared celular de las bacterias, lo que impide su proliferación.

### Actividad 6

#### Evaluar el uso de medicamentos

1. De forma individual, pregunta a tus familiares qué medicamentos han utilizado en el último año y para qué los emplearon. Escribe la información en tu cuaderno.
2. En equipo, recopilen la información en una sola lista. Determinen cuáles fueron los tres medicamentos más usados e investiguen cómo funcionan en el organismo.
3. En grupo y con apoyo del maestro, discutan la utilidad de modificar la rapidez de reacciones en el organismo por medio de medicamentos y su impacto en la salud.
4. Organicen una exposición a la comunidad escolar para dar a conocer lo que aprendieron. Utilicen cartulinas y muestren gráficas de sus resultados y fichas informativas de los medicamentos.

Recuerda que consumir medicamentos que no han sido prescritos por un médico pone en riesgo tu salud.





## ■ Para terminar

En este tema aprendiste que es posible aumentar o disminuir la velocidad de las reacciones químicas en diversos procesos para obtener beneficios, como la conservación de alimentos, la protección del medio ambiente y para mejorar nuestra salud. Además, conociste que una forma de modificar la rapidez de las reacciones químicas es por medio del uso de catalizadores.

### Actividad 7

#### Aplico lo aprendido

Trabajen en equipos.

- Copien en su cuaderno la tabla 2.2 de la página 47 y agreguen una columna de "Factores que inciden en la rapidez de reacción", como se muestra en la tabla de ejemplo, en ella añadan la información con base en aspectos como concentración de reactivos, tamaño de partículas y frecuencia de colisiones.
- de modificar la rapidez de las reacciones químicas.
- Al finalizar, comenten en grupo sus experiencias y opiniones de la exposición. Enlisten las cualidades de su cartel, de la presentación y del trabajo en equipo, así como de sus áreas de oportunidad. Mencionen de qué manera podrían mejorar su trabajo.

Nombre	Cómo funciona	Ejemplo	Factor que incide en la rapidez de reacción
Enfriamiento	Se controla la temperatura a la que se almacena un alimento	Alimentos congelados	Disminución de la velocidad de las colisiones de las partículas

- Revisen los productos de las actividades realizadas en este tema. Seleccionen un tema para elaborar un cartel y exponerlo a la comunidad escolar.
- Con ayuda del maestro, organicen la información para que sea accesible a estudiantes de otros grados. Propongan un título para el cartel, por ejemplo: "Síntesis de medicamentos".
- Complementen con información de libros o revistas.
- Organícense para presentar a los visitantes la información del cartel, ensayen la exposición con apoyo de su maestro y comenten aspectos que puedan mejorar. En su presentación, resalten la utilidad





# 11. La energía y las reacciones químicas

Sesión  
1

## ■ Para empezar

Durante el curso, has aprendido que las reacciones químicas involucran un intercambio de energía, es decir, pueden liberar energía, como en la combustión, o absorberla, como en la cocción de alimentos. En este tema aprenderás por qué algunas reacciones liberan energía mientras otras la absorben.

### Actividad 1

#### ¿Cuál es el origen de la energía liberada en una reacción?

Trabajen en parejas.

1. Observen las imágenes que muestran lo que sucede cuando se pone un trozo de sodio en agua.



2. Contesten en una hoja aparte.
  - a) ¿Qué cambio se lleva a cabo?
  - b) ¿Qué evidencias hay de que ocurrió un cambio?
3. En grupo y con la ayuda de su maestro, comenten lo siguiente:
  - a) Al agregar sodio al agua, ¿cómo se puede saber si el sistema absorbe o libera energía?
  - b) ¿De dónde proviene la energía que se ha transferido?
4. Mencionen otros ejemplos en los que identifiquen una reacción química a partir de la liberación de energía que ocurre en ella. Pueden ilustrar sus ejemplos con dibujos.
5. Con base en lo que han aprendido hasta ahora, propongan una forma de medir la energía que absorbe o libera una reacción química.

Guarden sus respuestas en la carpeta de trabajo.



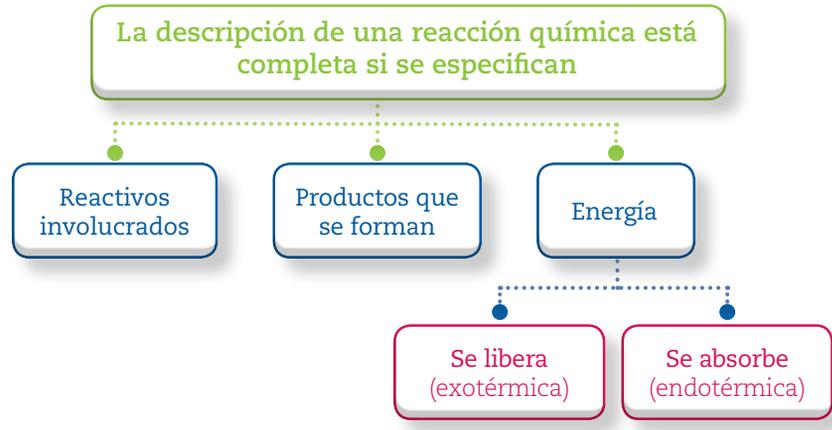


# Manos a la obra

## La energía y las reacciones químicas

La importancia de las reacciones químicas radica en la obtención de nuevas sustancias, pero también en la transferencia de energía que ocurre en ellas. Como resultado de algunas reacciones se puede obtener energía, como en la quema de combustibles fósiles. En otras, es necesario transferir energía al sistema para que se lleven a cabo, por ejemplo, cuando se hornea masa, compuesta entre otros ingredientes por **carbohidratos**, para obtener pan.

Los intercambios de energía se especifican en las reacciones químicas como lo indica el diagrama.



### Carbohidratos

Compuestos que contienen una molécula de agua por cada átomo de carbono.

### Calorimetría

Proceso mediante el cual se mide la cantidad de calor que libera o absorbe una reacción química por medio del cambio en la temperatura de una sustancia que participa en la reacción.

Para representar la energía en una ecuación química se coloca  $E$  en los productos si ésta se libera (reacción exotérmica) y en los reactivos, si se absorbe (reacción endotérmica).

Tipo de reacción	Representación	Ejemplo
Exotérmica	reactivos $\longrightarrow$ productos + $E$	Producción de agua $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + E$
Endotérmica	reactivos + $E \longrightarrow$ productos	Descomposición del carbonato de calcio $\text{CaCO}_3 + E \longrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

Este tipo de representaciones es únicamente un modelo que permite saber si la reacción absorbe o libera energía; sin embargo, no se debe confundir con que la energía sea un reactivo o producto de la reacción.

Se puede saber si una reacción es endo o exotérmica con la ayuda de técnicas especializadas, como la **calorimetría** (figura 2.31).



**Figura 2.31** Con este calorímetro se puede medir la energía térmica liberada en una reacción.



## Representación de la energía en las reacciones químicas

Utiliza una hoja para contestar lo que se pide.

1. Considera las afirmaciones que se dan a continuación acerca del intercambio de energía en algunas reacciones químicas, y con base en ellas, coloca *E* donde corresponda en las siguientes ecuaciones químicas. No olvides balancear las ecuaciones que así lo requieran.
  - Las reacciones de combustión siempre son exotérmicas.
  - Al disolver una sal en agua, la temperatura del sistema disminuye.

Reacciones:

- a)  $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b)  $\text{KNO}_3(\text{s}) \longrightarrow \text{K}^+(\text{ac}) + \text{NO}_3^-(\text{ac})$
- c)  $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d) harina cruda  $\longrightarrow$  harina horneada
- e)  $\text{O}_2 + \text{Na} \longrightarrow \text{Na}_2\text{O}$

2. En grupo, compartan sus respuestas y aclaren sus dudas.

Guarden las respuestas de esta actividad en su carpeta de trabajo.



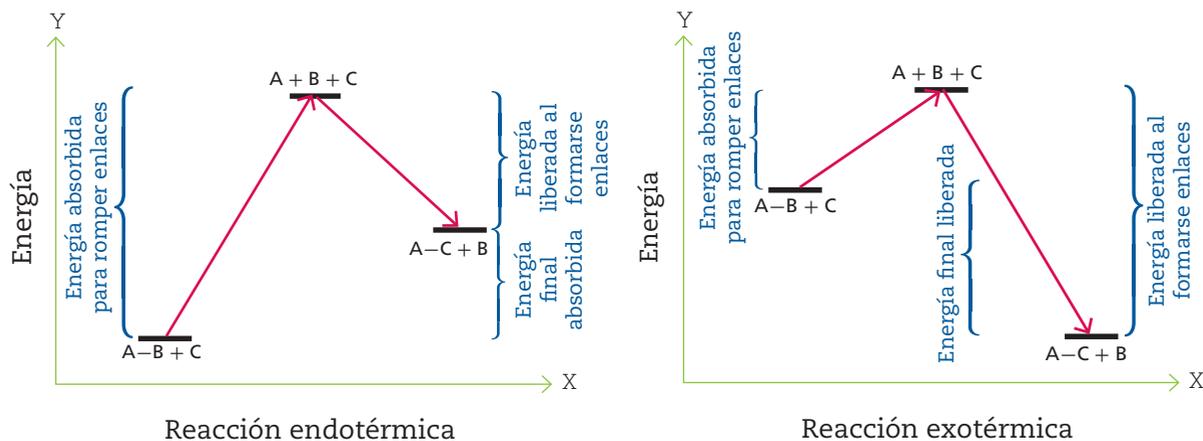
## Conservación de la energía

En los procesos físicos, químicos y biológicos, la energía no se crea ni se destruye, pero puede transformarse, o bien transferirse entre el sistema y sus alrededores. A esta afirmación se le conoce como *Ley de la conservación de la energía*.

Esta ley se cumple en una reacción química, por lo que la energía en el estado final debe ser la misma que en el estado inicial. En ocasiones, como en la combustión, no es evidente que la energía que se obtiene de ésta es la misma que tienen los reactivos al inicio. Por eso, para explicar el balance de energía en una reacción química, se debe considerar a la *energía química*. La energía química de una sustancia equivale a la suma de la energía necesaria para romper cada uno de los enlaces entre sus átomos. En una reacción química se deben romper enlaces en los compuestos de los reactivos para que se formen enlaces nuevos en los productos.



Para que se rompa un enlace es necesario que el compuesto absorba la cantidad de energía asociada con la energía del enlace correspondiente. Cuando se forman los nuevos enlaces se libera la energía correspondiente a los enlaces formados, como se muestra en la figura 2.32.

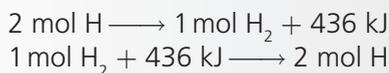


**Figura 2.32** Gráficas de energía durante una reacción química hipotética  $A-B + C \rightarrow A-C + B$ . En las reacciones endotérmicas se nota cómo los productos ocupan una posición más alta que los reactivos, mientras que en las exotérmicas esto se invierte.

Si la energía liberada por la formación de enlaces es mayor a la energía consumida por la ruptura de enlaces, al final habrá un excedente de energía que se liberará: la reacción será exotérmica.

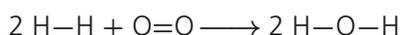
Por el contrario, si la energía necesaria para romper enlaces es mayor que la que se produce al formar enlaces, el sistema deberá absorber energía de los alrededores y la reacción será endotérmica.

Se han realizado experimentos para calcular la energía característica de los diferentes enlaces, la cual suele reportarse en kilojulios por cada mol de enlaces (kJ/mol). A esta energía se le llama *energía de enlace*, y tiene el mismo valor si se absorbe para romper el enlace o si se libera al formarlo, lo único que cambia es la posición en la reacción química. Por ejemplo, para la formación y separación del hidrógeno molecular.



Para calcular cuánta energía se absorbe o libera en una reacción es necesario conocer cuántos enlaces se rompen o forman, así como la energía de enlace de cada uno de ellos.

Ahora, con los datos que se te proporcionan, calcula la energía de la reacción de formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno.





## Sesión 5

Enlace	Energía de enlace (kJ/mol)
H—H	436
O=O	498
H—O	463

El primer paso es calcular la energía necesaria para romper enlaces de los reactivos.

Energía para romper dos moles de enlaces H—H (kJ)	$2 \times 436 = 872$
Energía para romper un mol de enlaces O=O (kJ)	+ 498
Total (kJ)	<u>1370</u>

A continuación, se calcula la energía liberada por la formación de enlaces en los productos.

Energía liberada al formarse cuatro moles de enlaces H—O (kJ)	$4 \times 463 = 1852$
---	-----------------------

Cuando la energía absorbida es mayor que la liberada, la reacción es endotérmica y se calcula restando la liberada de la absorbida.

Si la energía liberada es mayor que la absorbida, como en este caso, la reacción es exotérmica y la energía emitida se calcula restando la energía ganada de la liberada.

$$1852 \text{ kJ} - 1370 \text{ kJ} = 482 \text{ kJ}$$

Este valor corresponde a la formación de dos moles de agua a partir de dos moles de hidrógeno y uno de oxígeno. La formación de un solo mol de agua, entonces, libera la mitad de la energía.

$$482 \text{ kJ}/2 \text{ mol} = 241 \text{ kJ/mol}$$

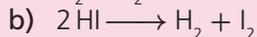
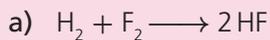
### Actividad 3

#### Predicción de energía de reacciones

Formen parejas y realicen lo que se les pide en su cuaderno.

- Utilicen la información sobre la energía del enlace H—H y la que se presenta en la siguiente tabla. Calculen cuánta energía produce o requiere cada una de las reacciones que se indican y determinen si son exo o endotérmicas.

Reacciones:



- En grupo, y con la guía de su maestro, comenten sus resultados y corrijanlos si es necesario.
- Discutan cómo podrían emplear la energía liberada en las reacciones químicas.

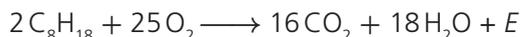
Enlace	Energía de enlace (kJ/mol)	Enlace	Energía de enlace (kJ/mol)
F—F	154	H—F	565
I—I	149	H—I	295



## Tipos de energía asociados a las reacciones químicas

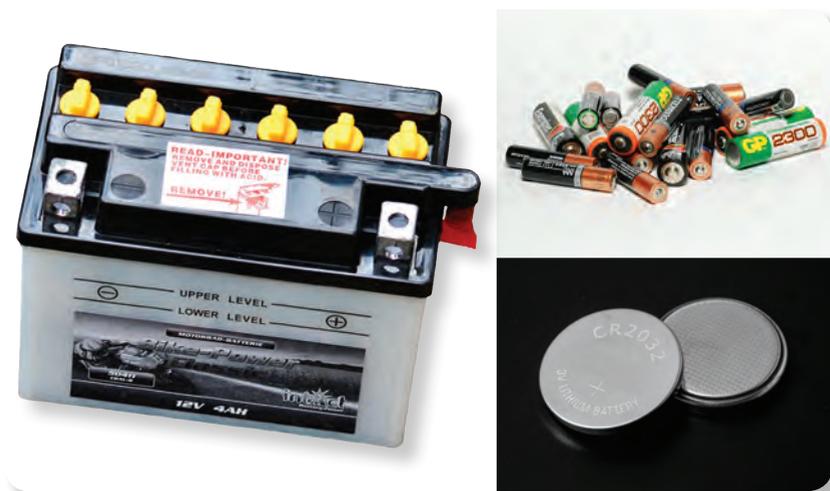
La energía liberada en una reacción química puede ser de distintos tipos. Conocer las características específicas de una reacción química permite aprovechar al máximo la energía que se libera. El uso de la energía térmica liberada en una reacción de combustión es el mejor ejemplo de aplicación del conocimiento de los intercambios de energía en las reacciones químicas.

A continuación, se muestra la reacción de combustión del compuesto llamado isooctano, el componente principal de la gasolina:



La combustión libera energía térmica, pero también emite energía luminosa. Por ello, es posible utilizar combustibles sólidos, como las parafinas (utilizadas para fabricar velas), que son compuestos de carbono e hidrógeno, para iluminar un espacio.

Además de la energía térmica, algunas reacciones químicas, como las que ocurren dentro de una batería eléctrica, también pueden producir otro tipo de energía: la eléctrica. Pero, a diferencia de la combustión, en la que la energía se libera apenas en minutos, las reacciones dentro de una batería liberan la energía muy lentamente, lo que las hace útiles hasta por un par de años (figura 2.33).



**Figura 2.33** Aunque estos objetos tienen formas distintas, en todos ellos se aprovecha la energía generada por una reacción química.

En el interior de la batería hay dos materiales, pues se llevan a cabo dos procesos diferentes de forma simultánea. En uno de ellos, los átomos pierden electrones, lo cual es un proceso de *oxidación*, y en el otro los ganan, es decir, pasan por un proceso de *reducción*; al fenómeno total se le conoce como proceso *redox*. La batería está diseñada para que los electrones que liberan un material puedan moverse hacia el que los recibirá a través de un material conductor, generando así energía eléctrica en forma de corriente.



## Transformación de energía química en eléctrica

Formen equipos para realizar esta actividad.

### Pregunta inicial

¿Cómo funciona una batería eléctrica?

### Hipótesis

Elaboren su hipótesis con base en la pregunta inicial y lo que saben de las reacciones químicas y de la corriente eléctrica.

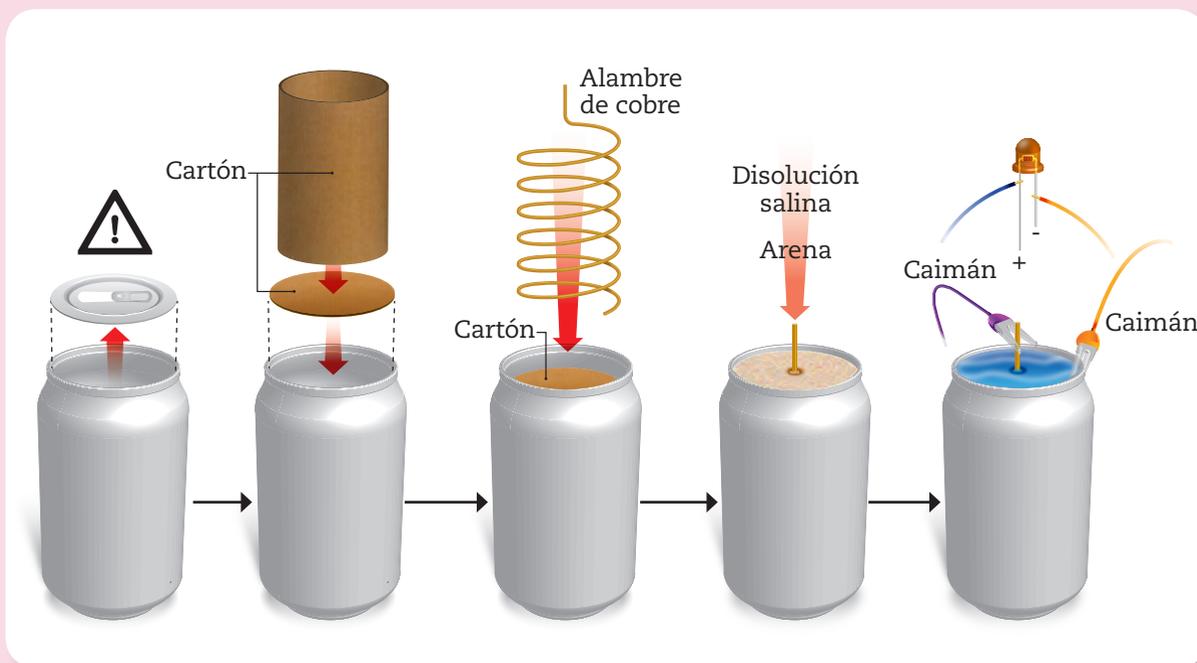
### Material

- 2 latas de aluminio
- 2 m de alambre de cobre, calibre 10
- 4 pinzas tipo caimán
- Sal de mesa
- ½ litro de agua
- Una lata pequeña de arena
- Alicates
- Abrelatas
- Un led de luz visible
- Una lija de grano fino
- Una caja de cartón
- Una cuchara

### Procedimiento y resultados



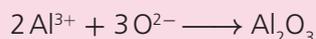
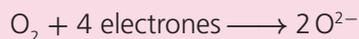
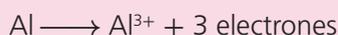
1. Con la supervisión de su maestro, corten la tapa superior de las latas de aluminio y lijén su interior.
2. De la caja de cartón, corten círculos para cubrir el fondo de las latas, y un rectángulo para cubrir la pared interior.
3. Con el alambre previamente lijado, hagan una forma helicoidal como la que se muestra en la figura, de al menos cinco vueltas lo más amplias posible, y hagan que quepa dentro de la lata, de tal forma que uno de los extremos sobresalga un poco, cuidando que no toque al aluminio.
4. Llenen la lata con arena hasta 3 cm antes del borde.
5. Disuelvan completamente dos cucharadas grandes de sal en ½ litro de agua y añadan la disolución a las latas, hasta cubrir la arena.
6. Con ayuda de los caimanes y el alambre, conecten las terminales del led con el borde de la lata. Observen qué le sucede al led y describanlo en una hoja aparte.





### Análisis y discusión

Consideren las siguientes reacciones, sin olvidar que las latas son de aluminio.



Comenten en equipo; utilicen sus apuntes de temas anteriores para ello.

- a) ¿Cuál de los metales utilizados se oxida más rápido?

- b) ¿Qué les ocurre a los electrones de un material que se oxida fácilmente?  
c) ¿De qué terminal salen los electrones y cuál los recibe?  
d) ¿Qué función cumple la disolución de sal?  
e) Argumenten si la reacción es endotérmica o exotérmica.

### Conclusión

Para redactarla, expliquen cómo funciona la pila con base en las características del aluminio y del cobre y los intercambios de energía ocurridos. ¿Consideran que hubiera funcionado con un alambre de aluminio? ¿Por qué?

## Calor de reacción

En una reacción exotérmica se libera energía en forma de calor, esto se ve reflejado como un aumento en la temperatura del sistema. En cambio, en una reacción endotérmica, el sistema está a una temperatura menor que los alrededores y entonces absorbe o gana calor.

La cantidad de calor liberada depende del tipo de reacción, por ejemplo, la quema de combustibles fósiles es suficiente como para constituir una fuente de energía en sí. La combustión del acetileno, por ejemplo, es tan exotérmica que la flama permanece encendida aún bajo el agua (figura 2.34).

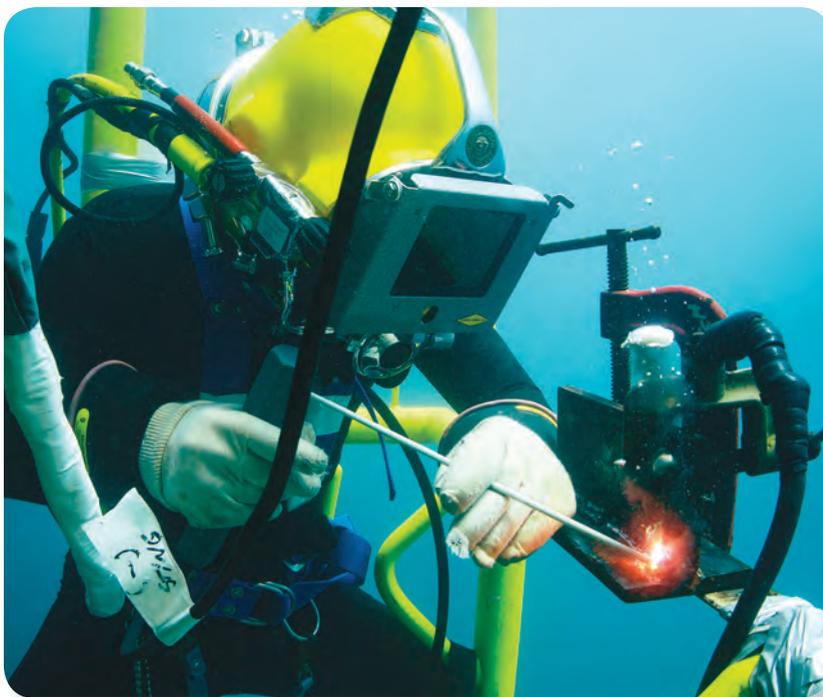


Figura 2.34 El acetileno se utiliza para soldar metales bajo el agua.

Para conocer más acerca de reacciones muy exotérmicas, consulta el recurso audiovisual [Los combustibles aeroespaciales](#).



Es posible calcular la cantidad de

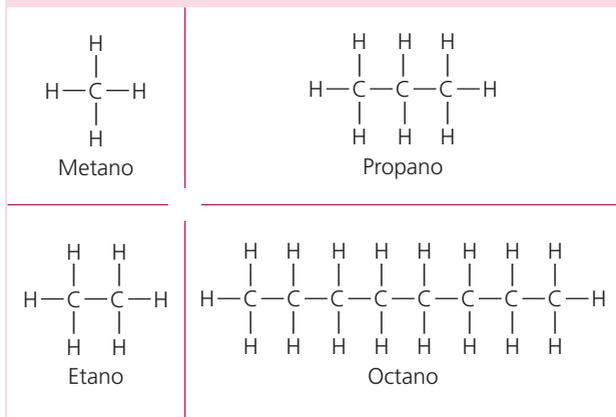
calor transferido y el cambio en la temperatura que producirá una reacción química. Esta información se puede usar para calcular las energías de enlace entre los átomos de las moléculas que participan en la reacción, y así caracterizar sustancias en una muestra desconocida.



## El calor de combustión

Reúnete con un compañero para realizar la actividad, utilicen una hoja aparte para contestar.

1. Observen las siguientes estructuras desarrolladas de compuestos usados como combustibles. Escriban su fórmula química.



2. Planteen y hagan el balanceo de las reacciones de combustión de cada una de ellas.
3. Para cada una de las reacciones, cuenten los enlaces que se rompen y los enlaces que se forman.
4. En grupo y con la ayuda de su maestro, discutan por qué la energía de combustión de estas sustancias crece conforme aumenta

el número de carbonos en ella, como se muestra en la siguiente tabla.

Sustancia	Energía liberada durante la combustión (kJ/mol)
Metano	890.35
Etano	1 559.88
Propano	2 220.05
Octano	5 512.21

5. Averigüen cuál es el combustible más utilizado en su localidad y qué beneficios aporta para su comunidad, así como las posibles desventajas de su uso.

Guarden los resultados en su carpeta de trabajo.



### Todo cambia

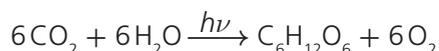
Aunque el carbón se ha extraído y utilizado desde hace más de 5000 años, cobró verdadera importancia como combustible en la Revolución Industrial. Hoy debemos esforzarnos por incluir energías renovables y sostenibles para cuidar el medio ambiente.

## Absorción de luz en las reacciones químicas

Algunas reacciones absorben energía en forma de luz. Tal es el caso de la *fotosíntesis*, proceso a través del cual las plantas verdes y otros organismos, como algunas bacterias, transforman la energía de la luz solar en energía química que se almacena en compuestos llamados *carbohidratos*. Las plantas utilizan la energía de la luz para producir, a partir de agua y dióxido de carbono, el carbohidrato más importante en la naturaleza, la glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ), ya que es la principal fuente de energía para la mayoría de los seres vivos. La importancia de la fotosíntesis radica en que, gracias a ella, la energía solar ingresa a las cadenas alimenticias y, así, los seres vivos cuentan con una fuente de energía que impulsa los procesos metabólicos.



El proceso para la obtención de la glucosa en las plantas, partiendo del dióxido de carbono y agua, se puede representar de la siguiente forma.



Una consecuencia de la fotosíntesis es que retira el dióxido de carbono del ambiente, un gas de efecto invernadero producto de la respiración y de la combustión, y, además, libera oxígeno al ambiente, prácticamente todo el oxígeno presente en nuestra atmósfera proviene de este proceso biológico (figura 2.35).

La fotosíntesis también es importante porque de ella depende la existencia de los bosques, de las selvas y de los ecosistemas marinos.

Para conocer más sobre la importancia de la fotosíntesis en la vida moderna, consulta el recurso audiovisual [Evolución de la atmósfera](#).



**Figura 2.35** En los océanos abundan las cianobacterias, organismos fotosintéticos que oxigenaron la atmósfera terrestre hace unos 2 400 millones de años.

### Actividad 6

#### Transformación de la energía

Contesta en una hoja aparte lo que se pide.

1. De manera individual, escribe en qué formas podemos transformar la energía química almacenada en la biomasa de origen vegetal (madera, almidón, aceites).
2. ¿Qué beneficios tendría para el país si todas las industrias funcionaran como las plantas aprovechando la energía lumínica proveniente del Sol?
3. En parejas, intercambien sus respuestas con algún compañero y aclaren las dudas que tengan.
4. Con ayuda de su maestro, organicen un debate por equipos. En él, aborden los siguientes temas: a) los pros y los contras de obtener energía a partir de los combustibles fósiles y b) las alternativas energéticas que están disponibles actualmente. Al finalizar el debate, escriban en cartulinas los argumentos formulados y péguenlos en su salón.
5. En grupo, redacten una conclusión acerca de la importancia de la energía lumínica en la obtención de otros tipos de energía.

Guarden sus escritos en su carpeta de trabajo.

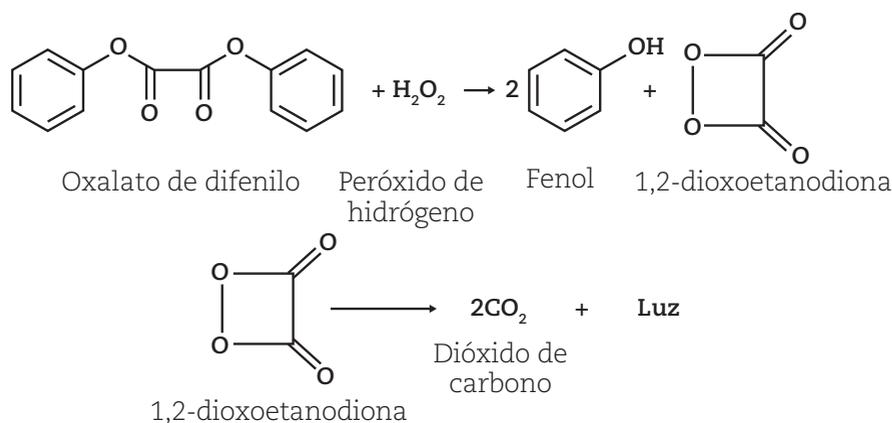




## Emisión de luz en las reacciones químicas

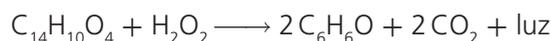
Como viste en un tema anterior, existen reacciones que liberan energía en forma de luz y una cantidad pequeña de calor, fenómeno conocido como *luminiscencia*.

Esta luz se genera de manera muy distinta a la de las bombillas eléctricas o de la combustión. Un ejemplo son las barras luminosas, en las cuales la liberación de luz incluye dos reacciones químicas consecutivas (figura 2.36).



**Figura 2.36** El oxalato de difenilo y el peróxido de hidrógeno reaccionan produciendo fenol y 1,2-dioxoetanodiona, la cual da lugar a dos moléculas de dióxido de carbono, liberando luz en el proceso.

El proceso puede representarse de forma resumida como:



### Dato interesante

La reacción química en una barrita luminosa libera energía en forma de luz, pero no es una reacción exotérmica, ya que no libera calor. Aún así, la temperatura influye en esta reacción química: si se coloca en el refrigerador, la luz emitida puede durar más tiempo, ¿qué sucederá si se coloca en agua caliente?

Uno de los productos de la reacción química que hace posible la luminiscencia de las barritas luminosas, el fenol, es altamente tóxico para la salud. Por ello es importante tomar precauciones al manipular estos objetos y acudir con algún adulto en caso de que se rompan o se derrame la sustancia en su interior.

Algunos seres vivos también son capaces de llevar a cabo reacciones químicas que emiten luz. El ejemplo más conocido es el de la luciérnaga, aunque los científicos calculan que 90% de los seres vivos que habitan a más de 500 m de profundidad en los océanos también realizan este tipo de reacciones. Al fenómeno se le llama *bioluminiscencia* y sus consecuencias son diversas: para algunos seres vivos esta luz atrae presas (figura 2.37); en otros casos, confunde a los depredadores y, en otros más, como el de las luciérnagas, se usa en la comunicación entre individuos, principalmente para encontrar pareja.



**Figura 2.37** En el rape abisal, la luz emitida por bacterias luminiscentes que viven en la punta de la espina de su cabeza llama la atención de sus presas.



## ■ Para terminar

Sesión  
12

En este tema reconociste que un resultado de las reacciones químicas es la liberación de energía, e identificaste el tipo de energía que se produce en ellas. También aprendiste a cuantificar y representar los intercambios de energía en las reacciones químicas y reconociste que, al transformarse, la energía química tiene un papel importante como fuente de otros tipos de energía.

### Actividad 7

#### Aplico lo aprendido

Trabajen en equipos.

1. Revisen los productos de este tema que están en su carpeta de trabajo y en su cuaderno. Seleccionen aquellos que les resulten más interesantes.
2. Lleguen a un acuerdo para seleccionar un tema. A partir de éste, realizarán una sesión informativa para la comunidad escolar. Con ayuda del maestro, organicen y complementen la información.
3. La sesión informativa tendrá un solo título, referente a lo que aprendieron, por ejemplo: "La importancia de la química en la generación de energía".
4. Cada equipo expondrá su tema en una sesión de 5 a 10 minutos. Al final de ésta, permitan que el público haga preguntas a las cuales responderán ustedes. Hagan un ensayo en su salón de clases.
5. Después de la sesión, reúnanse en grupo para comentar sus experiencias y opiniones acerca de las cualidades de la exposición y qué pueden mejorar. También hagan una lista de lo que más les agradó de las exposiciones de sus compañeros.
6. En parejas, platiquen de lo que aprendieron al estudiar este tema. Identifiquen qué les interesó y qué les causó dificultad y, a partir de ello, mencionen habilidades logradas y áreas de oportunidad para mejorar. Aclaren sus dudas, si lo requieren, soliciten ayuda de su maestro.





## 12. La tabla periódica de los elementos

Sesión  
1

### ■ Para empezar

Como ya sabes, las sustancias se clasifican atendiendo a su composición química y sus propiedades. En este tema integrarás los conocimientos acerca de la estructura y propiedades de los elementos y los usarás para conocer cómo se clasifican en un sistema de organización conocido como tabla periódica, de la cual puedes consultar información que te permitirá comprender mejor las características de las sustancias elementales.



#### Actividad 1

#### La clasificación de las sustancias

1. En parejas, observen los materiales que aparecen en las imágenes y en una hoja aparte anoten lo que se pide:
  - a) ¿Cuáles materiales son mezclas, compuestos o sustancias elementales?
  - b) Propongan tres maneras de clasificarlos con base en sus propiedades.
2. En grupo, comenten sus propuestas de clasificación.
3. Con ayuda de su maestro concluyan si con alguna de sus propuestas es posible distinguir a las sustancias elementales del resto. ¿Qué datos les permitirían proponer una mejor clasificación? Enlístenlos.

Guarden sus respuestas en la carpeta de trabajo.





# Manos a la obra

## La historia de la tabla periódica

La tabla periódica es un arreglo en el que se ubican los elementos químicos. Se trata de una herramienta que facilita la relación de las propiedades de un elemento químico con su posición en la tabla y su estructura atómica. Este arreglo fue producto de los esfuerzos de varios científicos a lo largo de muchos años.

### a) Propuestas previas

En 1789, Antoine Lavoisier presentó una lista de las 33 sustancias elementales que se conocían hasta ese momento y sirvió de base para comenzar a clasificarlas (figura 2.38).

En la primera mitad del siglo XIX el descubrimiento de nuevos elementos y la necesidad de sistematizar las observaciones realizadas motivó a varios investigadores a desarrollar diversas propuestas de clasificación. Por ejemplo, en 1830 el químico alemán Johann Döbereiner (1780-1849) propuso organizar a los elementos en triadas; éstas se basaban en el tipo de compuestos que formaban, y en su peso atómico. Sin embargo, no todos los elementos conocidos se ajustaban a este orden.

John Newlands (1837-1898), químico inglés, organizó los elementos conocidos en siete columnas a partir de sus masas. Reconoció que ciertas propiedades se repetían cada siete elementos, pero no pudo explicar las de todos los elementos conocidos.

Casi al mismo tiempo, el francés Alexandre-Émile Béguyer de Chancourtois (1820-1886) propuso organizar a los elementos considerando su peso atómico en una gráfica cilíndrica (figura 2.39). Esta clasificación ya ponía de manifiesto la regularidad en las propiedades de los elementos, pero no fue bien recibida por estar enfocada a la geología y por ser complicada en su uso, transporte y publicación.

### Todo cambia

En la década de 1860 a 1870 sucedieron dos hechos importantes: la primera reunión de químicos en Karlsruhe, Alemania, y la aparición de la primera versión de la tabla periódica moderna. Después de éstos, el conocimiento sistemático y racional sobre la estructura y reactividad de las sustancias comenzó a consolidarse.



Figura 2.38 Tabla de organización de sustancias elementales de Lavoisier en su libro *Tratado de Química Elemental* de 1789.

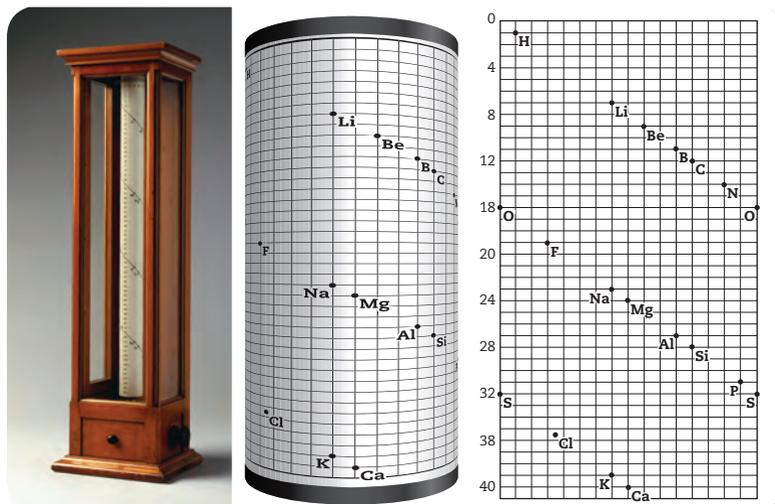


Figura 2.39 El tornillo telúrico es un cilindro sobre el cual de Chancourtois organizó gráficamente a los elementos.



### Dato interesante

La Unesco declaró el año 2019 como el Año Internacional de la Tabla Periódica para recordar la importancia de esta herramienta, no sólo en la química, sino en todas las ciencias naturales. En muchos lugares del mundo hubo eventos conmemorativos y México no fue la excepción.



Figura 2.40 Borrador manuscrito de Mendeléiev en donde se aprecian filas, columnas y huecos para organizar a los elementos.

## b) El trabajo de Mendeléiev

El químico ruso Dmitri Mendeléiev (1834-1907) propuso en 1869 una clasificación de los elementos con base en sus pesos atómicos y otras propiedades (figura 2.40). Pensó que si agrupaba los elementos de acuerdo con las regularidades de sus propiedades, se le facilitaría exponer su cátedra a los estudiantes. Elaboró tarjetas con información de los elementos conocidos y las ordenó en grupos con propiedades similares. Si una tendencia no se cumplía, argumentaba que se debía a que faltaba un elemento no descubierto aún. Su explicación fue altamente predictiva: reservó esos "huecos" a elementos faltantes, como el galio y el germanio, que efectivamente se descubrieron poco después.

## c) La tabla periódica moderna

Desde la propuesta de Mendeléiev hasta ahora se han generado más de 100 formas de la tabla periódica, incluso conjuntando la divulgación de la ciencia con la expresión artística (figura 2.41). Actualmente es una herramienta científica importante cuya información permite hacer predicciones de estructura y reactividad de la materia.

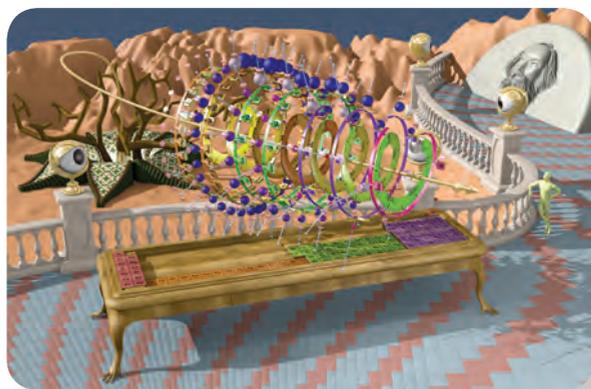


Figura 2.41 El químico mexicano Víctor Duarte obtuvo el primer lugar a nivel mundial en el concurso científico artístico organizado por la Unesco en 2019.

### Actividad 2

#### Aportaciones a la clasificación de los elementos

Formen equipos para realizar esta actividad.

1. Sobre un papel tracen una línea de tiempo desde 1789 hasta nuestros días. Marquen divisiones verticalmente en tres niveles. Investiguen en la biblioteca o en internet la información necesaria para realizar lo siguiente:
  - a) Coloquen información de los elementos conocidos hasta 1789.



- b) En el primer nivel incluyan por lo menos cinco de las principales propuestas de clasificación de los elementos químicos. Ilústrenlas.
  - c) En el segundo nivel coloquen nombres y símbolos de los elementos en el año en que fueron descubiertos.
  - d) En el tercer nivel añadan etiquetas de los principales eventos de la historia de México.
2. Expongan sus líneas del tiempo a compañeros de otros grupos, expliquen su contenido y atiendan sus preguntas.



## Un catálogo de elementos: la tabla periódica

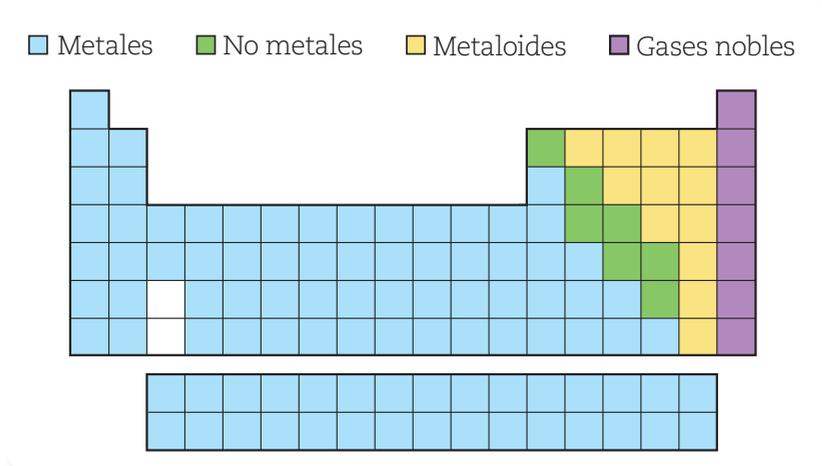
En la actualidad se conocen 118 elementos químicos. En la tabla periódica moderna que aparece en la página 72, los elementos están organizados de manera secuencial de acuerdo con su número atómico, o número de protones que tiene el átomo de un elemento. A los renglones de la tabla periódica se les da el nombre de *periodos* y a las columnas, *familias* o *grupos*. Los *elementos químicos representativos* se encuentran en los grupos 1, 2 y del 13 al 18.

En la tabla periódica puedes distinguir cuatro conjuntos de elementos con características comunes que se representan con color diferente: en color azul los metales, en verde los no metales, los metaloides en amarillo y los gases inertes o nobles en morado (figura 2.42). La mayoría de los elementos son metales, y sus propiedades contrastan con las de los no metales (tabla 2.4).

Metales	No metales
La mayoría son sólidos a temperatura ambiente.	Se presentan como sólidos, líquidos o gases a temperatura ambiente.
Tienen brillo.	Son opacos.
Son maleables y dúctiles.	Son frágiles y quebradizos.
Son buenos conductores del calor y la electricidad.	No son buenos conductores del calor ni de la electricidad.
La mayoría forma óxidos básicos al disolverse en agua.	La mayoría forma óxidos ácidos al disolverse en agua.

**Tabla 2.4** Propiedades físicas y químicas de los metales y no metales.

Los metaloides, en cambio, poseen propiedades intermedias; por ejemplo, son sólidos a temperatura ambiente, frágiles y quebradizos, pero pueden conducir la electricidad. Finalmente, los gases nobles o gases inertes son poco reactivos y por lo general son gases *monoatómicos*, formados por un solo tipo de átomos que se mueven de manera independiente unos de otros.



**Figura 2.42** Clasificación de los elementos basada en sus propiedades.





Ahora estudiarás algunas propiedades de los elementos químicos de la tabla periódica que presentan regularidades.

## Temperaturas de fusión y de ebullición

Recordarás que las temperaturas de fusión y ebullición son diferentes para cada sustancia. Estas propiedades también difieren para cada elemento químico, y esto depende de su número atómico y de las interacciones entre los átomos del elemento.

### Actividad 3

#### ¿Cómo varían las temperaturas de fusión y de ebullición en la tabla periódica?

Reúnanse en equipos para realizar la actividad.

- Analicen el siguiente fragmento de la tabla periódica y realicen lo que se pide:

Temperatura de fusión y de ebullición en kelvin de algunos elementos representativos

		Grupos																	
		1	2	13	14	15	16	17	18										
Periodos	2	3 <b>Li</b> 454 1615	4 <b>Be</b> 1560 2742	5 <b>B</b> 2300 4200	6 <b>C</b> 3823 5100	7 <b>N</b> 63 77	8 <b>O</b> 50 90	9 <b>F</b> 53 85	10 <b>Ne</b> 88 27										
	3	11 <b>Na</b> 371 1156	12 <b>Mg</b> 925 1363	13 <b>Al</b> 933 2792	14 <b>Si</b> 1687 3538	15 <b>P</b> 317 550	16 <b>S</b> 388 718	17 <b>Cl</b> 172 239	18 <b>Ar</b> 88 87										
	4	19 <b>K</b> 336 1032							35 <b>Br</b> 266 332										
	5	37 <b>Rb</b> 312 961							53 <b>I</b> 387 458										
	6	55 <b>Cs</b> 301 944																	

- Observen los elementos del grupo 1 y describan cómo son las tendencias de los valores de temperaturas de fusión.
- Hagan lo mismo para los elementos del grupo 17, ¿qué diferencias observan?

- En una hoja de papel cuadriculado elaboren una gráfica de las temperaturas de fusión y ebullición (en el eje vertical) en función del número atómico (en el eje horizontal) de los elementos químicos de los periodos 2 y 3. Realicen lo que se indica a continuación:

- ¿Observan alguna tendencia en su gráfica? Expliquen.
- Describan en qué difieren o se parecen las dos propiedades.

- Conviertan los datos de temperatura que están en kelvin a grados centígrados (°C) y después realicen lo que se pide:

- Con base en los valores de las temperaturas de ebullición, ¿qué sustancias podrían encontrar en estado gaseoso dada la temperatura de su salón de clases?
- Investiguen en internet o en la biblioteca cuáles elementos de la tabla periódica se encuentran en forma gaseosa en la naturaleza.

- En grupo, compartan sus respuestas, discútanlas y elaboren una conclusión acerca de las regularidades de estas propiedades.

Guarden las respuestas en su carpeta de trabajo.



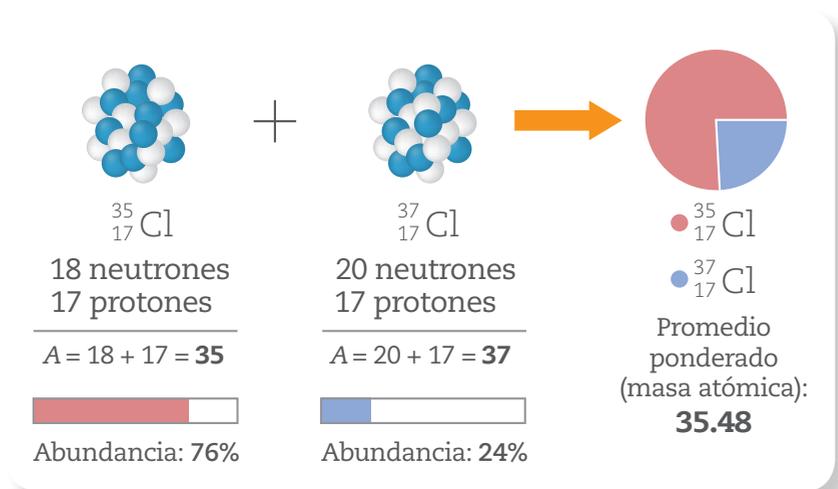


## El número atómico y la masa de los átomos

Recuerda que las partículas que conforman los átomos son los protones, los neutrones y los electrones. El número de protones constituye el *número atómico* ( $Z$ ), mientras que el de neutrones define al isótopo de dicho elemento. Debido a que la masa de los electrones es menor a la de protones y neutrones, ésta no se considera para definir al *número másico* ( $A$ ) de un átomo, que se expresa como la suma de las partículas subatómicas en el núcleo. Con la información previa, un isótopo se representa así:



La diferencia  $A - Z$  permite conocer el número de neutrones en un isótopo. Un elemento puede tener varios isótopos, y su abundancia en la naturaleza es variable. Por ejemplo, si se tomaran 100 átomos de cloro, 76 serían de  ${}^{35}\text{Cl}$  y sólo 24 de  ${}^{37}\text{Cl}$  (figura 2.43).



**Figura 2.43** Isótopos del cloro y cálculo de su masa atómica.

A partir de estos valores se calcula la *masa atómica* del cloro ( $M_{\text{Cl}}$ ) y lo mismo es posible con los demás elementos ( $M_X$ ). La masa atómica es un promedio de los números másicos de los isótopos ponderado por sus abundancias, como se muestra para el caso del cloro:

$$\text{Promedio ponderado} = 35 * (76/100) + 37 * (24/100) = 35.48$$

El valor de la masa atómica puede reportarse de dos maneras:

$$M_{\text{Cl}} = \begin{cases} 35.48 \text{ u} & \Rightarrow \text{Masa de un átomo de cloro en unidades de masa atómica (1 u = 1.66} \times 10^{-27} \text{ kg)} \\ 35.48 \text{ g/mol} & \Rightarrow \text{Masa de 1 mol de átomos de cloro (masa molar)} \end{cases}$$



Para saber más del tema, consulta el recurso audiovisual [Los isótopos](#).



## Periodicidad

En la actividad 3 de este tema reconociste regularidades en las propiedades de algunos elementos de la tabla periódica. Observa el movimiento de la pelota en la figura 2.44: en el tiempo  $t_1$  estuvo a una altura  $h$ , en los tiempos  $t_2$  y  $t_3$ , a la misma altura, y así sucesivamente.

El movimiento de la pelota es repetitivo o periódico y la diferencia entre tiempos consecutivos es el ciclo o periodo. Otras propiedades de los elementos químicos también son periódicas.

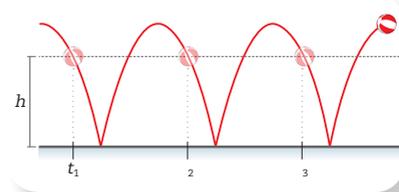


Figura 2.44 Pelota elástica que bota en una superficie dura.

## Las capas electrónicas de los átomos

Como ya sabes, los electrones se mueven alrededor del núcleo dependiendo de ciertos valores de energía. Éstos son característicos para cada elemento y se conocen como niveles de energía o capas electrónicas. En la actividad 3, relacionaste temperaturas de fusión y ebullición de algunos elementos con su arreglo en la tabla periódica, ¿esta clasificación se relacionará también con la distribución de electrones en los niveles de energía?

Sesión  
7

### Actividad 4

#### Clasificación de los niveles de energía de los electrones

Formen parejas para realizar la siguiente actividad.

1. Elaboren 18 tarjetas de aproximadamente 9 cm de ancho por 9 cm de altura como la que se muestra en seguida:

Nombre del elemento: \_\_\_\_\_

Símbolo del elemento: \_\_\_\_\_

Número atómico: \_\_\_\_\_

Cantidad de electrones de valencia: \_\_\_\_\_

Cantidad de electrones internos: \_\_\_\_\_

2. Llenen cada tarjeta con la información indicada de los primeros 18 elementos de

la tabla periódica. Llenen con círculos los niveles de energía, según corresponda a cada elemento; en caso de duda, revisen sus notas del tema 6 del bloque 1, "Los átomos y las propiedades de los materiales".

3. Acomoden la tarjeta de cada elemento sobre una mesa de la misma forma que en la tabla periódica.
4. Contesten las siguientes preguntas en una hoja aparte:
  - a) En cada columna, ¿aumenta o disminuye la cantidad total de electrones? ¿Y en cada renglón?
  - b) ¿Qué le sucede a la cantidad de electrones internos a lo largo de cada renglón?
  - c) ¿Sucede lo mismo con la cantidad de electrones externos, o de valencia, a lo largo de cada renglón?
  - d) Numeren los renglones de arriba hacia abajo, ¿cuál es la relación entre estos números y los niveles de energía ocupados por los electrones para cada elemento?

Guarden sus tarjetas y sus respuestas en su carpeta de trabajo.





## Propiedades atómicas de los elementos

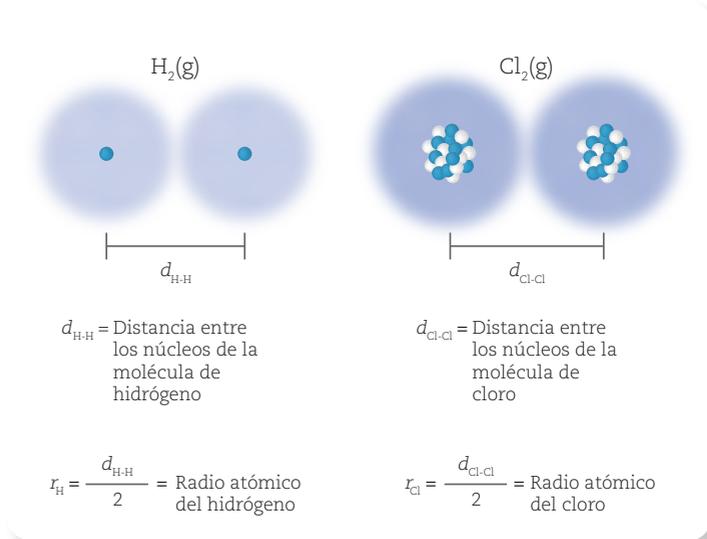
Recuerda que los electrones se mueven en torno al núcleo. Cada electrón es atraído por el núcleo, pero a su vez rechazado por los demás electrones y esto conlleva una distribución electrónica espacial, de la cual depende el tamaño del átomo y la facilidad con la que se puede extraer un electrón de él.

### a) Tamaño de los átomos

Es difícil medir el tamaño de un átomo, ya que siempre se encuentra unido a otros, pero una forma de aproximarse a ello es definiendo un *radio atómico* ( $r$ ), que se considera como la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales unidos (figura 2.45).

### b) Energía de ionización

La energía necesaria para arrancar un electrón externo de un átomo formando un catión y un electrón libre es la *energía de ionización* ( $E_i$ ). Este dato es de utilidad en química para conocer cuantitativamente la facilidad con que un átomo se transforma en un catión en una reacción química donde éste participe.



**Figura 2.45** El tamaño del radio atómico depende de la cantidad de protones y de la distribución de carga electrónica. Si hay más electrones, el radio atómico será mayor.

### Actividad 5

#### Comportamiento de las propiedades atómicas

Realicen la siguiente actividad en parejas.

La tabla siguiente incluye datos del radio atómico y la energía de ionización de algunos elementos.

- Con los datos de la tabla, elaboren dos gráficas en papel cuadrulado, coloquen en el eje horizontal el número atómico. En la primera gráfica pongan en el eje vertical el radio atómico y grafiquen los valores. Hagan lo mismo para la segunda gráfica, pero ahora en el eje vertical van los datos de energía de ionización. Anoten el símbolo del elemento que corresponda encima de cada punto de las gráficas.

Símbolo químico	Número atómico $Z$	$r$ (pm)	$E_i$ (eV)
H	1	53	13.6
He	2	31	24.6
Li	3	167	5.4
C	6	67	11.3
O	8	48	13.6
Ne	10	38	21.6
Na	11	190	5.1
Si	14	111	8.2
S	16	88	10.4
Ar	18	71	15.8



2. Completen en una hoja aparte la numeración secuencial del 1 al 18 en la siguiente cuadrícula y coloquen los símbolos de los elementos en la casilla que contenga el valor de  $Z$  correspondiente.

1						2
3	4	B	6			10
	12			P	16	18

3. Contesten las siguientes preguntas:

- a) A partir de las gráficas que elaboraron, ¿consideran que estas propiedades son periódicas? Argumenten su respuesta.

- b) ¿En qué lado de la cuadrícula se ubican los elementos que están en los picos más bajos de la gráfica de radio atómico y en los más altos de la energía de ionización?
- c) ¿Cómo cambian el radio atómico y la energía de ionización a lo largo de cada renglón de la cuadrícula? ¿Y por columnas?
- d) ¿Qué valores de radio atómico y de energía de ionización estiman para el boro (B)?

4. Discutan sus hallazgos en grupo con ayuda del maestro.

Guarden sus respuestas en su carpeta de trabajo.



### c) Carácter metálico

Hay elementos que son más metálicos que otros. Al avanzar en un periodo de izquierda a derecha, el carácter metálico disminuye, mientras que, al ir de arriba hacia abajo en un grupo, aumenta. Por eso, los elementos más metálicos ocupan la región inferior izquierda de la tabla periódica, y hay una transición gradual hacia la zona de los metaloides que concluye arriba a la derecha con los no metales (figura 2.46). Por sus propiedades intermedias, los metaloides se aprovechan en el desarrollo de tecnología. Por ejemplo, el silicio (Si) es un semiconductor que se utiliza para fabricar partes electrónicas y celdas fotovoltaicas (figura 2.47).

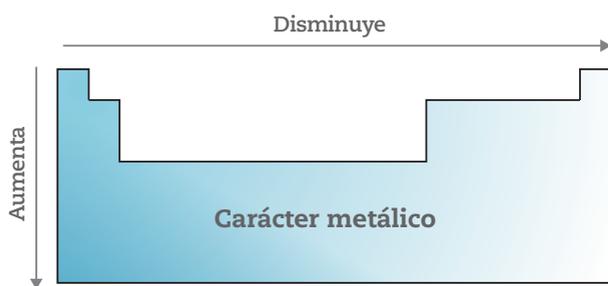


Figura 2.46 Tendencia del carácter metálico.



Figura 2.47 Las celdas fotovoltaicas captan la luz del Sol y la transforman en energía eléctrica.





## d) Afinidad electrónica

Cuando un átomo adquiere un electrón, libera cierta cantidad de energía, esta propiedad se conoce como *afinidad electrónica*, y el resultado es la formación de un anión. En la tabla periódica la afinidad electrónica aumenta al avanzar a la derecha en un periodo, mientras que disminuye al bajar en un grupo (figura 2.48). Los elementos que liberan más energía son los más propensos a ganar electrones, por eso, los no metales forman aniones con facilidad.

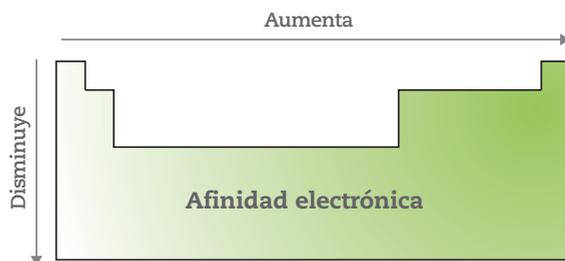


Figura 2.48 Tendencia de la afinidad electrónica.

Para conocer más sobre reactividad y la relación que tiene con la tabla periódica, consulta el recurso audiovisual [Reactividad de los elementos alcalinos](#).



## e) Electronegatividad

La *electronegatividad* es la facilidad con la que un átomo retiene el par de electrones del enlace químico formado cuando se une a otro. Esta propiedad aumenta de izquierda a derecha en los periodos y disminuye de arriba hacia abajo en los grupos de la tabla periódica (figura 2.49). Un elemento muy electronegativo tendrá afinidad electrónica y energía de ionización alta, es decir, atraerá con facilidad electrones de otros átomos y, difícilmente, perderá los suyos.

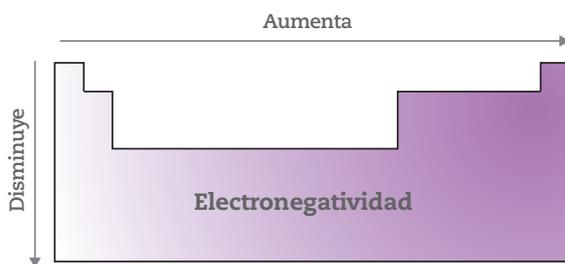


Figura 2.49 Tendencia de la electronegatividad.

Hasta ahora, has estudiado las regularidades de varias propiedades atómicas de los elementos: el radio atómico, la energía de ionización, la estructura electrónica, el carácter metálico, la afinidad electrónica y la electronegatividad. La periodicidad de estas propiedades consiste en que se repiten aproximadamente al cambiar de un periodo a otro en la tabla periódica.

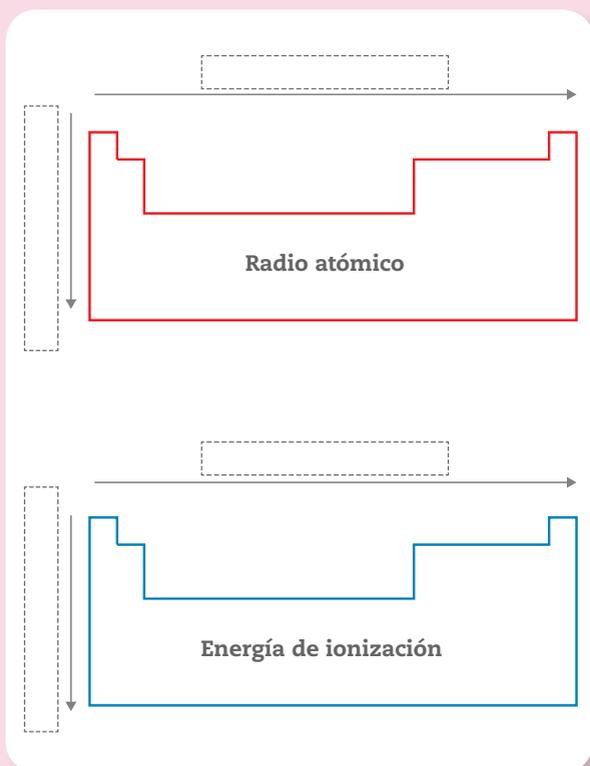
En la siguiente actividad, aplicarás estos conocimientos y usarás la tabla periódica para trabajar con algunos ejemplos de elementos.



### Ubicar y reconocer elementos en la tabla periódica

Trabajen en parejas la siguiente actividad.

1. En una hoja de papel, copien las siguientes figuras.



Escriban en ellas las tendencias de las propiedades indicadas de acuerdo con lo que observaron en la actividad 5. Pueden apoyarse en las figuras 2.47 y 2.48.

2. Escriban en una hoja lo que se pide.
  - a) En la tabla periódica, localicen los elementos químicos que se muestran.
  - b) Para cada elemento, anoten el número atómico, la masa atómica, el periodo y el grupo en el que se localiza.
3. Investiguen en la biblioteca o en internet lo siguiente:



	
Au	Na
	
Hg	S
	
C	Ne
	
Al	

- a) ¿Qué elementos son líquidos a temperatura ambiente?
  - b) Las tendencias del radio atómico y la energía de ionización en la tabla periódica. Compárenlas con sus respuestas al punto 1.
4. Comenten sus respuestas en grupo. Redacten una conclusión acerca de la importancia de la tabla periódica como sistema de clasificación de los elementos. Para hacerlo, apóyense en la utilidad que representó para ustedes contar con esta herramienta durante el estudio de este tema.

Guarden las respuestas en su carpeta de trabajo.





## ■ Para terminar

En este tema estudiaste las tendencias periódicas de algunas propiedades de los elementos y las relacionaste con su estructura atómica, su comportamiento químico y los compuestos que forman. También reconociste el trabajo de varios científicos en el desarrollo de la clasificación de los elementos en un arreglo conocido como la *tabla periódica moderna*.

### Actividad 8

#### Aplico lo aprendido

Trabajen en parejas. Consulten sus apuntes, los productos en su carpeta de trabajo y la tabla periódica.

- En la naturaleza se encuentran los siguientes isótopos del neón con su respectiva abundancia:  $^{20}\text{Ne}$  90.48%,  $^{21}\text{Ne}$  0.27% y  $^{22}\text{Ne}$  9.25%. Calculen su masa atómica y compárenla con su valor en la tabla periódica.
- Con la información de la actividad 2, estimen los valores del radio atómico y la energía de ionización para el fósforo (P). Investiguen después sus valores y compárenlos con sus estimaciones. A partir de esto, argumenten la importancia de la tabla periódica como herramienta predictiva.
- Elijan un elemento de los primeros periodos del grupo 2 y otro similar del grupo 13. Teniendo en cuenta sus electrones de valencia, ¿cuál tiene una energía de ionización más alta? Fundamenten su respuesta.
- Expliquen cuál de los elementos con números atómicos de 12 y 14 tiene un radio atómico mayor. Con base en su carácter metálico, determinen qué tipos de elementos son.
- En un experimento, el producto de la oxidación de estroncio se mezcla con agua. Considerando las propiedades de los elementos involucrados, respondan: ¿de qué color sería la mezcla si se agregaran unas gotas de indicador de color morada?, ¿de qué carácter sería la mezcla de acuerdo con la escala de color?
- De manera individual, reflexiona acerca de lo que aprendiste y llena la siguiente tabla.

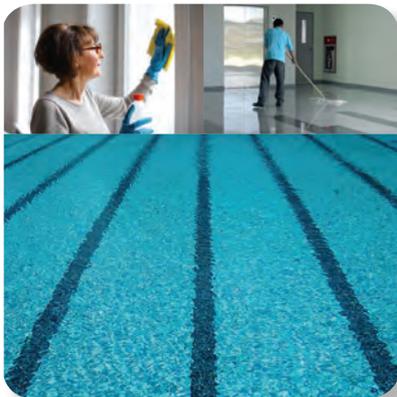
Aspecto	Desempeño		
	Puedo mejorar	Bueno	Muy bueno
Reconozco las propiedades periódicas de los elementos.			
Logro entender la forma en que los elementos se organizan en la tabla periódica.			
Deduzco el comportamiento de algunos elementos con base en su estructura atómica.			
Colaboro con mis compañeros para el desarrollo de las actividades.			





# Química en mi vida diaria

## Productos químicos y prevención de enfermedades

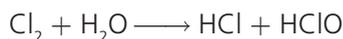


**Figura 2.50** La limpieza con hipoclorito de sodio elimina los microorganismos que se pueden desarrollar en el agua y en diversas superficies.

Las enfermedades son un problema para la humanidad e impedir su propagación ha representado un reto que se ha ido superando gracias a las investigaciones científicas. Muchas de ellas son generadas por microorganismos, por lo que su control resulta imprescindible.

El hipoclorito de sodio ( $\text{NaClO}$ ), conocido comúnmente como *cloro*, es un poderoso desinfectante que se ha usado desde finales del siglo XIX como agente blanqueador de textiles.

Se le llama cloro porque al burbujear gas cloro en agua se obtiene ácido hipocloroso ( $\text{HClO}$ ), que posteriormente se neutraliza con hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ) para su distribución como producto:



El cloro que forma parte del hipoclorito de sodio ( $\text{NaClO}$ ) se evapora fácilmente si se deja al aire libre, o si se hierve. Esta disolución tiene un color ligeramente amarillento y un olor muy particular que corresponde al del  $\text{Cl}_2$ .

El hipoclorito de sodio elimina microorganismos como bacterias y virus. Habitualmente se utiliza en la desinfección de superficies y objetos en el hogar pero también en la de instrumentos médicos, desechos y ropa hospitalaria, así como para la eliminación de olores (figura 2.50). En situaciones de emergencia se puede usar una disolución de hipoclorito de sodio para potabilizar agua.

La capacidad desinfectante del cloro proviene de los compuestos que forma, principalmente el ácido hipocloroso ( $\text{HClO}$ ) y el ion hipoclorito ( $\text{ClO}^-$ ), que son agentes oxidantes, es decir, tienden a ganar electrones. El primero se une a las proteínas de membrana de los microorganismos patógenos y provoca cambios en el paso de iones y moléculas a través de ella. Esto a su vez reduce la viabilidad del microorganismo.

Sin embargo, el hipoclorito de sodio y sus derivados tienen efectos tóxicos para el ser humano. Si una persona se expone continuamente a éstos, afecta a sus mucosas de la nariz, garganta y los ojos, lo que provoca irritación. Esta sustancia no se debe mezclar con otros limpiadores, como ácido muriático, pues esta combinación libera cloro en forma de gas, y al respirarlo, los pulmones se llenan de líquido provocando una fuerte sensación de ahogo y poniendo en grave riesgo la salud.

No cabe duda de que este producto químico ha aportado beneficios y ha ayudado a mantener, en muchos casos, mejores condiciones de vida. Sin embargo, como en el caso de otras sustancias tóxicas, para lograr su uso adecuado es preciso conocer y seguir las medidas de precaución (figura 2.51).



**Figura 2.51** Ahora que conoces la información incluida en los rombos de seguridad, identifica cuál de las botellas contiene hipoclorito de sodio.



# Ciencia y pseudociencia

## La medicina tradicional herbolaria

Debido a la variedad cultural de los pueblos mesoamericanos y a la diversidad biológica del territorio mexicano, la medicina tradicional herbolaria mexicana goza de reconocimiento mundial. En 1552, Martín de la Cruz y Juan Badiano, sabios y escribas indígenas, elaboraron el *Códice Badiano*, un tratado de las plantas medicinales utilizadas en Mesoamérica (figura 2.52). Una vez terminado fue enviado como regalo al rey Felipe II de España. En 1902, se trasladó a la Biblioteca Apostólica Vaticana y en 1991 fue devuelto a México para ser depositado en la Biblioteca Nacional de Antropología e Historia.

La medicina herbolaria se basa en la experiencia de muchas generaciones que han comprobado sus efectos, mientras que la medicina moderna utiliza medicamentos desarrollados a partir de principios activos estudiados con rigurosos protocolos de investigación científica, así como métodos estadísticos para probar su efectividad y conocer sus efectos secundarios (figura 2.53).

La mayoría de los principios activos son extraídos o sintetizados de productos naturales. Por ejemplo, la cortisona es un medicamento importante en el tratamiento de la artritis reumatoide. Su síntesis se realizó en México a partir de la diosgenina, una sustancia contenida en la planta de barbasco, que es endémica del país.

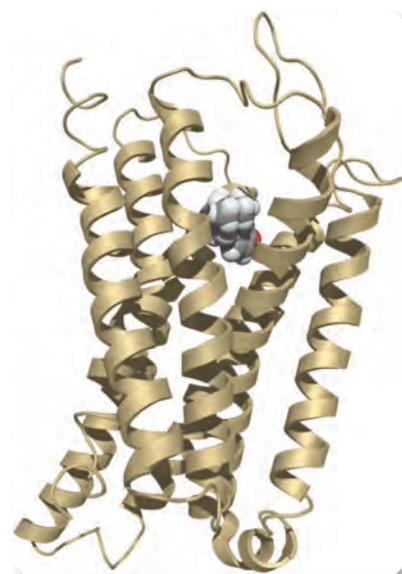
En nuestro país existe una fuerte herencia de medicina tradicional herbolaria y gran cantidad de gente recurre a las plantas que se venden en mercados y locales especialmente dedicados a este fin. Por ello, la Comisión Federal para la Protección contra Riesgos Sanitarios (Cofepris) especifica qué sustancias pueden ser utilizadas con fines medicinales y cuáles no, basándose en estudios sobre los efectos que éstos provocan.

Aprovechándose de las propiedades curativas que algunas plantas poseen por las sustancias químicas que contienen, se han desarrollado en la industria los llamados productos *milagro*, los cuales se caracterizan por exagerar las cualidades terapéuticas y curativas de estas plantas. En su publicidad se incluye la promesa de curar padecimientos crónicos de forma rápida, ofrecen mejoras estéticas e incluso la reducción de peso corporal sin esfuerzo. Son productos elaborados sin fundamento en información sistematizada y probada rigurosamente, son de dudosa calidad, carecen de control sanitario y no cuentan con registro ni autorización oficiales como medicamentos tradicionales, por lo que es importante tomar precauciones e informarse antes de consumirlos.

¿Qué considerarías necesario hacer para diferenciar la medicina herbolaria de los productos milagro?



**Figura 2.52** La planta de toloache, documentada en el código, contiene escopolamina. En dosis bajas, ésta puede reducir el mareo, pero a dosis altas, tiene efectos muy tóxicos.



**Figura 2.53** Representación de una proteína del sistema nervioso y el fármaco *herkinorina*, usado para reducir el dolor. El estudio científico que llevó a este desarrollo médico se realizó en México.





# Proyecto: Estequiometría, rapidez química y periodicidad

## Introducción

Con los temas que estudiaste y las actividades que realizaste, aprendiste no sólo a representar reacciones químicas sino a interpretar la información que se puede obtener de las ecuaciones químicas. Por ejemplo, las relaciones de masa y energía entre las sustancias participantes y la rapidez de reacción. Además, buscaste dar una explicación a dichos fenómenos basada en las propiedades periódicas y la estructura de los átomos que forman a los reactivos y productos. Ahora te toca aplicar todo el conocimiento que adquiriste en la elaboración de un proyecto. Éste, además de permitirte continuar con el desarrollo del trabajo colaborativo y de habilidades de resolución de problemas, te dará la oportunidad de aportar tu conocimiento a tu comunidad.



**Figura 2.54** Desarrollar un proyecto fortalecerá sus habilidades para trabajar de manera colaborativa.

## Planeación

Elijan en equipo un proyecto para poner en práctica los conocimientos adquiridos. En la siguiente tabla se incluyen algunas sugerencias:

Proyecto	Relación con los contenidos estudiados
• Obtención de destapacaños usando cenizas.	Reacciones químicas de oxidación y reducción, estequiometría.
• Dilución de una solución comercial de hipoclorito de sodio para potabilizar agua.	Estequiometría, concentración, cantidad de sustancia.
• Electrólisis de agua para la producción de hidrógeno y oxígeno.	Enlaces químicos y propiedades de las sustancias.
• Métodos de conservación de alimentos sin refrigerar.	
• Maduración acelerada de frutas con diversas sustancias químicas.	Rapidez de reacción química.
• Elaboración de <i>boligoma</i> .	Propiedades de las sustancias, mezclas homogéneas.

- Asegúrense de que la elección del tema a desarrollar sea resultado de las ideas de todos los participantes. Una vez seleccionado el tema, propongan y escriban las ideas que les permitan desarrollar el proyecto de manera estructurada y organizada (figura 2.54). Para ello formulen preguntas a las que les gustaría dar respuesta y escriban los objetivos del proyecto.
- Elaboren una lista de las actividades y de los materiales que requieren para lograr sus objetivos. Después, distribuyan de forma equitativa entre los miembros del equipo las actividades y los materiales.



- Fijen la fecha límite para la realización de tareas de modo que puedan verificar su avance.

## Desarrollo

Lleven a cabo las actividades que establecieron en la planeación y que les permitan responder a las preguntas que se plantearon. Cada miembro del equipo lleve una bitácora, esto permitirá realizar un seguimiento puntual del proyecto y registrar los avances logrados.

Registren todas sus actividades, por ejemplo, buscar información en diferentes fuentes, realizar experimentos, aplicar encuestas o entrevistas, visitar lugares específicos, realizar modelos y maquetas, entre otras. Consideren que su maestro siempre puede orientarlos acerca de cómo analizar información o datos, así como para hacer ajustes en las actividades.

## Comunicación

La comunicación de los resultados y conclusiones de una investigación es un aspecto importante en la ciencia moderna. Elijan una forma creativa de dar a conocer los resultados y las conclusiones de sus proyectos al resto de la comunidad escolar, puede ser mediante una conferencia, la edición de una revista científica que compile los ensayos de todos los equipos, una exposición, una mesa redonda o una feria de ciencia (figura 2.55).

Deben tener en cuenta que, para comunicar sus resultados, es importante que consideren a las personas a quienes van a dirigir la información: padres de familia, compañeros de la escuela o vecinos de la comunidad. No olviden incluir en su presentación una pregunta inicial, una hipótesis, los experimentos, los resultados y la discusión que los llevó a las conclusiones a las que llegaron. Incluyan los beneficios que su proyecto aporta a la comunidad y las perspectivas del mismo.

## Evaluación

En grupo, analicen: ¿lograron sus objetivos iniciales?, ¿su propuesta ayuda a resolver algún problema en su escuela o localidad?, ¿surgieron nuevas preguntas?, ¿cómo las solucionaron?

Después, de manera individual, reflexiona acerca de los logros obtenidos en el desarrollo de este proyecto y completa en tu cuaderno las siguientes oraciones:

- Mi participación fue...
- Al realizar las tareas asignadas aprendí...
- Puedo mejorar en...



**Figura 2.55** La escucha y el respeto a las opiniones de otros promueven la participación de todos los integrantes del equipo y la toma de decisiones.



# Evaluación



Antes de comenzar, revisa los productos incluidos en tu carpeta de trabajo y úsalos como apoyo para realizar esta evaluación.

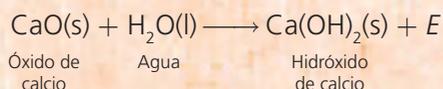
1. Lee el siguiente texto:

## El nixtamal

Genaro, el primo de Norberto, trabaja en una tortillería y le pidieron que fuera al molino por un encargo, así que pasó por él para que lo acompañara. En el camino al molino, Genaro le dijo a Norberto que iban a recoger 5 kg de nixtamal para hacer las tortillas. —¡Pero las tortillas se hacen con masa!— exclamó Norberto. —Sí. Las tortillas de maíz y otros alimentos, como el atole, los salbutes y tamales,

se preparan con masa hecha de nixtamal— le respondió su primo. Al llegar al molino, Norberto le preguntó a Don Rafa, el encargado, si sabía qué era el nixtamal y Don Rafa le explicó que la palabra *nixtamal* viene del náhuatl *nixtli* (ceniza) y *tamalli* (masa). También le dijo que se prepara cociendo los granos de maíz a temperaturas entre 70 °C y 100 °C, en una disolución que contiene una proporción en masa de 1% de “cal apagada” (Ca(OH)<sub>2</sub>) y que a este proceso se le conoce como nixtamalización. Genaro interrumpió diciendo que se usa para ablandar los granos, eliminar la cáscara y darle textura adecuada a la masa. El maíz nixtamalizado puede usarse para elaborar pozole o se puede triturar en un molino para producir la masa y hacer tortillas, sopes y tamales. —Antes se molía en metate— terminó diciendo Genaro mientras pagaba el encargo.

Al día siguiente, Norberto compartió con su maestro Carlos y con sus compañeros lo que Don Rafa le contó, y pensaron que sería buena idea averiguar un poco más al respecto. Su maestro comentó que la cal apagada (hidróxido de calcio) que se usa para el nixtamal se obtiene a partir de una reacción química que escribió en el pizarrón:



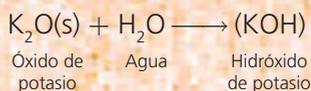
2. A partir de la reacción que el maestro Carlos escribió, realiza lo que se te solicita en cada inciso, para ello, utiliza lo que aprendiste en este bloque:
- ¿Cuántos elementos están presentes en esta reacción?
  - ¿Cuántas sustancias están presentes en esta reacción? Justifica tu respuesta.



- c) Clasifica cada una de las sustancias como iónicas o covalentes.
- d) Representa los compuestos moleculares que participan en esta reacción mediante modelos de barras y esferas.
- e) ¿En cuál de las sustancias de la reacción están presentes todos los elementos que intervienen en la reacción?
- f) Determina si la reacción química está balanceada. Si no, balancéala.
- g) Los cambios físicos en los granos de maíz durante la nixtamalización ocurren con mayor rapidez si se calientan y se aumenta la concentración de cal, ¿a qué se debe esta diferencia?
  - Observa la siguiente tabla, ordena los experimentos de menor a mayor a partir de las combinaciones de la concentración de cal y de la temperatura. Argumenta tu respuesta con base en el modelo de partículas.

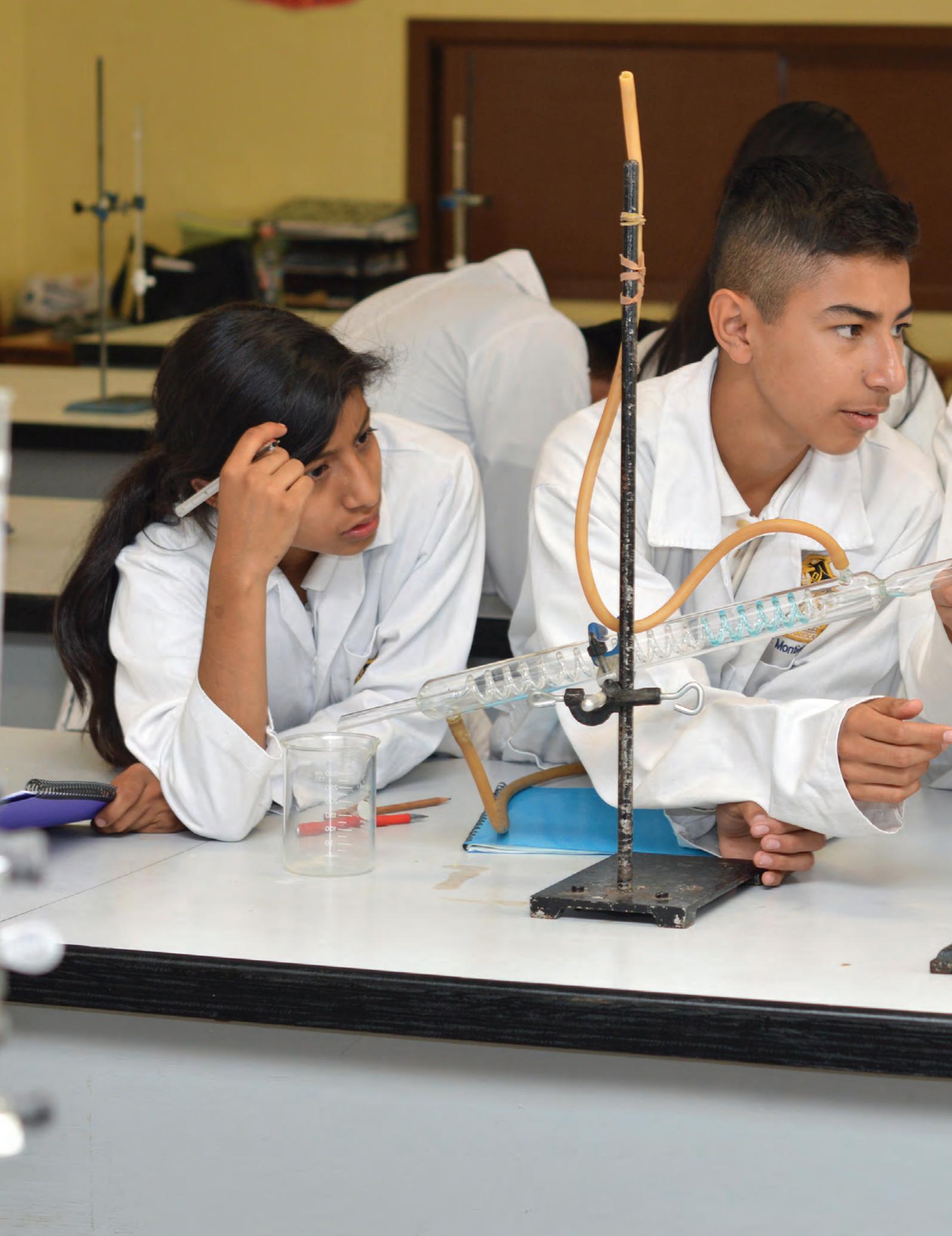
Experimento	Proporción en masa de cal (%)	Temperatura (°C)
A	1	100
B	1	70
C	2	100

- h) En la nixtamalización los iones hidróxido provocan el cambio físico en los granos de maíz. Considerando los óxidos  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$  y  $\text{SO}_3$ , y recordando la reacción de formación de cal apagada, ¿cuál de ellos produciría compuestos útiles para el proceso de nixtamalización?, ¿cuáles corresponden a óxidos de metales y cuáles a no metales? Puedes utilizar la tabla periódica para responder.
- i) Al preparar cal apagada aumenta la temperatura del sistema, ¿de qué tipo de reacción se trata?
- j) Si en vez de cal ( $\text{CaO}$ ) se usa óxido de potasio, se lleva a cabo la siguiente reacción:



- Balancea esta reacción.
  - ¿Cuántos gramos de agua se necesitan para transformar 30 g de óxido de potasio ( $\text{K}_2\text{O}$ ) en hidróxido de potasio ( $\text{KOH}$ )? Utiliza las fórmulas químicas de los compuestos y los datos de las masas atómicas de los elementos para obtener las masas molares que ocuparás en los cálculos.
3. Escribe en un párrafo qué aprendiste a lo largo de este bloque y cómo podrías aplicarlo a alguna situación de tu vida diaria o incluso en tu comunidad.







# Anexo

Química en mi comunidad



## 5. Elaboración de queso

En el tema “Reacciones químicas en el entorno” reconociste la utilidad de las reacciones químicas en la vida cotidiana y en los procesos de la industria alimentaria, y en “La energía de los alimentos” analizaste el aporte calórico de algunos alimentos. Con esta actividad podrás identificar algunas de las reacciones químicas involucradas en la elaboración de queso.

### ¿Qué es el queso?

El queso es un alimento sólido elaborado a partir de leche cuajada. Sus características pueden variar según la leche empleada (vaca, cabra, oveja) y el procedimiento de fabricación. El queso es un alimento rico en calcio, proteínas y fósforo.

Existen varios procedimientos para elaborar queso, en esta ocasión se muestra uno de ellos.



**Figura 4.15** Espera unos minutos para observar cómo se corta la leche.

### Material

- 200 ml de leche (de preferencia entera)
- 4 cucharadas soperas de vinagre o el jugo de un limón
- Sal
- Una cacerola mediana (3/4 L)
- Un colador
- Un pedazo de tela limpio (manta de cielo)
- Dos recipientes medianos
- Una pala de madera o cuchara de cocina
- Una parrilla o estufa
- Un termómetro de cocina

### Procedimiento

1. Coloca la leche en la cacerola; calienta la leche agitando suavemente. Mide la temperatura con el termómetro y suspende el calentamiento cuando el termómetro registre 40 °C.
2. Una vez que alcance la temperatura indicada, apaga la parrilla; agrega el vinagre o el limón. No olvides manejar con precaución los objetos calientes. 
3. Revuelve con la cuchara, tapa la cacerola y deja reposar 15 minutos. Observa que la leche ha cambiado, como se muestra en la figura 4.15.
4. Por otro lado, coloca la tela sobre el colador y este último, sobre el otro recipiente (figura 4.16).
5. Transcurridos los 15 minutos, con ayuda de la cuchara vacía el contenido al colador con la tela (figura 4.17).



**Figura 4.16** Prepara con antelación todos los utensilios que usarás en cada paso.



**Figura 4.17** Al vaciar el contenido pide ayuda a un adulto o maestro para evitar derrames.

6. Deja enfriar y guarda el contenido en el refrigerador aproximadamente por una hora.
7. Pasado el tiempo, observa que se ha formado el queso; agrega sal y mezcla.
8. Colócalo en un recipiente que tenga la forma que desees (figura 4.18).



**Figura 4.18** Usa un plato cuando quieras degustar el queso elaborado.

## Difusión en la escuela y la comunidad

En equipos, realicen un periódico mural donde muestren los pasos que siguieron en la elaboración del queso y expliquen qué cambios ocurrieron en la leche durante el procedimiento que siguieron. Además del queso, otros alimentos pueden obtenerse a partir de la leche usando procesos como la fermentación; investiguen cuáles son y expliquen cómo se lleva a cabo; no olviden utilizar los conceptos que se relacionen con la química (cambios físicos y químicos, biomoléculas, contenido energético). Compartan sus productos con la comunidad.

## Evaluación

En grupo, realicen lo siguiente:

- Investiguen las diferencias y similitudes entre el proceso que realizaron y el usado en la industria alimentaria para producir queso y cuáles son las reacciones químicas que se llevan a cabo en ambos casos. Anótenlas e identifiquen a qué tipo de reacciones corresponden.
- Expliquen cuál es la función del vinagre o del limón en la elaboración del queso.
- Si en su localidad elaboran queso, investiguen el proceso y compárenlo con el método sugerido en esta sección.
- Expliquen las dificultades que tuvieron en la elaboración de estos productos y cómo las resolvieron, por ejemplo, si no cuentan con termómetro, ¿en qué momento apagarían la estufa?