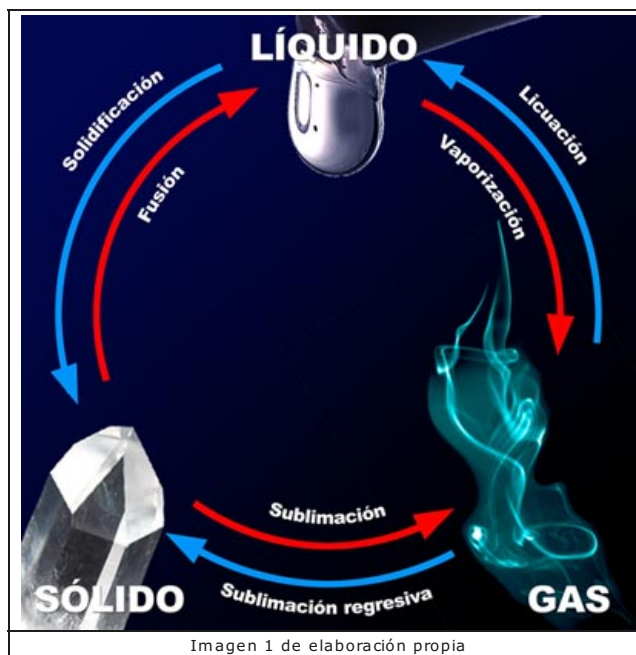


¿Cómo se pueden explicar los cambios de estado? ¿Qué diferencia al hielo del agua líquida y del vapor de agua? ¿Por qué el agua produce hidrógeno y oxígeno al descomponerse por acción de la corriente eléctrica? ¿Qué estructura tiene el agua para "contener" esas otras sustancias?

La observación de las sustancias que existen en la naturaleza, de las propiedades que presentan en los tres estados habituales de la materia y de las características de sus transformaciones en otras diferentes permite proponer un modelo que explica de una forma global y sencilla todos esos hechos.

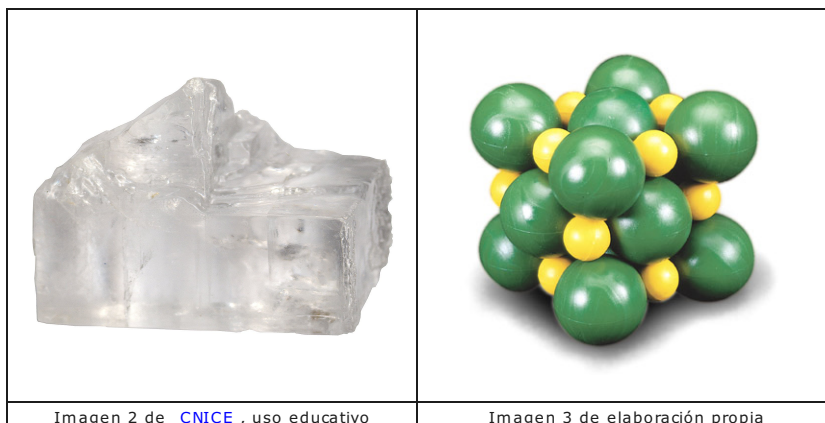


## 1. El modelo de partículas

El estudio de la naturaleza de las sustancias se abordó a finales del siglo XVIII y se desarrolló en la primera mitad del XIX, estudiando de forma sistemática y cuantitativa tanto procesos físicos (expansión de un gas) como químicos (reacción de metales con oxígeno). A partir de los resultados obtenidos, se elaboró un modelo que podía explicar las observaciones realizadas y que daba una visión conjunta de la estructura de las sustancias.

De esta forma, se puede llegar a entender la razón de las propiedades de las sustancias, e incluso existe la posibilidad de diseñar y obtener sustancias que tengan unas propiedades determinadas que resulten interesantes (desarrollo de nuevos materiales como el goretex, el kevlar, la fibra de carbono, etc).

¿Qué llegarías a ver si observases una sustancia como un cristal de sal común (sal gema) con un microscopio suficientemente potente? ¿Verías algo parecido a esto, típico modelo utilizado para representar la estructura de las sustancias? ¿Es cierto que la materia está formada por partículas?



### 1.1 El movimiento browniano

La idea de que la materia está formada por partículas muy pequeñas es consecuencia de la simple observación experimental: como un trozo de hierro se puede pulverizar y obtener así trozos de hierro más pequeños, por sucesivas divisiones podemos imaginar que llegaremos a tener un trozo extraordinariamente pequeño, pero que sigue siendo de hierro; es decir, una **partícula** de hierro.

Esas partículas que constituyen la materia se mueven desordenadamente, tal y como descubrió Brown en 1827, por lo que su

movimiento se llama **browniano** . Existen muchas pruebas de que ese planteamiento es correcto, observables sobre todo en sustancias gaseosas o líquidas.

Video 1 de <a href="#">Raindrop21</a> , uso libre	Video 2 de <a href="#">Inductan</a> , uso libre

Fíjate en el primer video en cómo se mueven las pequeñas partículas que hay en suspensión en la gota de agua. ¿Qué las hace moverse de esa forma tan desordenada? En el segundo video tienes la respuesta: son las partículas de agua, mucho más pequeñas y que se mueven más deprisa, las que las hacen moverse cuando chocan con ellas.

Ahora vas a utilizar un simulador para modificar algunos parámetros de las partículas y ver cómo afectan a su movimiento.

Animación 1 de [Fu-Kwun Hwang](#) , uso educativo

Inicialmente hay 100 partículas de gas en el recipiente, y la masa de la partícula roja es 27 veces mayor que la de cada una de las otras. Además, está activada la opción de dejar la traza de la trayectoria que sigue la bola roja.

Experimenta con el simulador modificando la relación de masas, el número de partículas y, especialmente, la velocidad de las partículas (pulsando + o -). Fíjate en que todas las partículas no llevan la misma velocidad, sino que hay algunas muy rápidas, otras muy lentas, y la mayoría alrededor de una velocidad media, que es la que aumenta al calentar el gas (eso es lo que haces al pulsar la tecla +).

Cuando aumenta la temperatura, la partículas de las sustancias se mueven más deprisa, chocando más veces y con más intensidad entre ellas y con las paredes del recipiente que las contiene. Es decir, la temperatura es la manifestación macroscópica de la energía cinética (masa y velocidad) de las partículas que se mueven, propiedad que podemos medir simplemente con un termómetro.

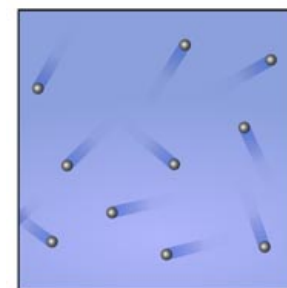


Imagen 4 de [Sharayanan](#) , Creative commons

## Importante

Aspectos fundamentales del modelo de partículas:

- La materia está formada por partículas, muy pequeñas e iguales entre sí para cada sustancia.
- Hay grandes espacios vacíos entre ellas, por el que se mueven desordenadamente, con velocidades que dependen del estado físico (mayores en el gaseoso y pequeñas en el sólido).
- La temperatura es la manifestación macroscópica del movimiento de las partículas: al aumentar la temperatura, también lo hace la velocidad de las partículas.

## 1.2 Explicación de hechos experimentales

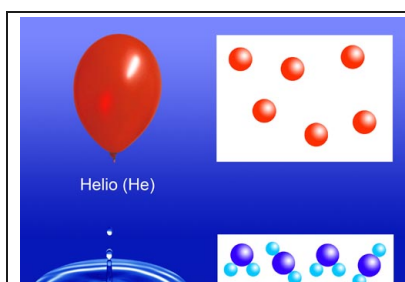


Utilizando este modelo tan sencillo es posible explicar una gran cantidad de fenómenos que suceden en nuestro entorno.

Fíjate en la imagen de la derecha: el helio es un gas, y sus partículas están muy alejadas entre sí. Por tanto, la **densidad** del helio, como la de todos los gases, es baja.

El agua es líquida, y las partículas de agua están bastante más cerca entre sí, por lo que la densidad de los líquidos es mucho mayor que la de los gases.

Por último, las partículas que forman el cloruro de sodio, sólido, se encuentran muy cerca entre sí, por lo que la densidad es la mayor. Metales como el iridio o el platino tienen densidades del orden de  $22 \text{ g/cm}^3$ , mientras que la del agua es de  $1$

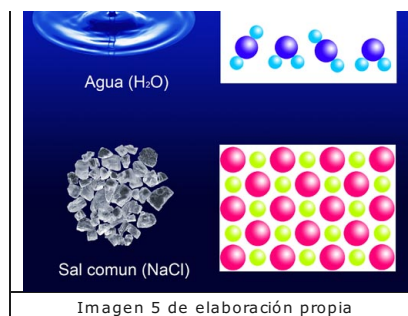


$\text{g/cm}^3$ , y la del aire es de  $0.0013 \text{ g/cm}^3$ .

¿Cómo se producen los cambios de estado? Al comunicar energía en forma de calor a un sólido, las partículas se mueven más deprisa, con lo que se alejan entre ellas y van venciendo las fuerzas que las mantienen cerca en el estado sólido. Llega un momento en que el estado físico es el líquido.

Algo similar sucede al pasar los líquidos al estado gaseoso.

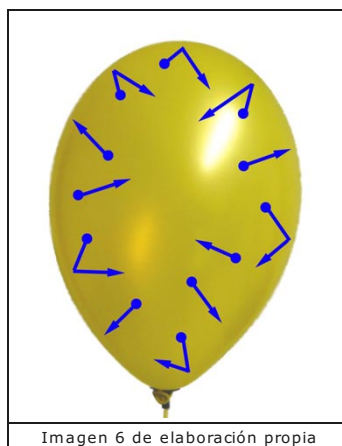
En la animación siguiente puedes ver una **simulación de los cambios de estado**. Observa el movimiento de las partículas, cómo se va modificando a medida que se va aportando calor y cómo se mantiene constante la temperatura mientras se produce el cambio de estado.



## Reflexiona

Los globos se llenan habitualmente de aire. Si tienes dos globos idénticos rellenos con la misma masa de aire, uno de aire frío y otro de aire caliente, ¿cómo podrás saber cuál es cuál, sin tocarlos ni medir su temperatura?

**Pulse aquí**



Para saber más

### " ¡Pero si esto es más sencillo que el mecanismo de un botijo! "

Seguramente habrás oído esa frase alguna vez. Se utiliza para referirse a algo de extrema sencillez, pero resulta que no es tan fácil explicar cómo funciona un botijo.



Imagen 7 de [Acero](#) , uso educativo

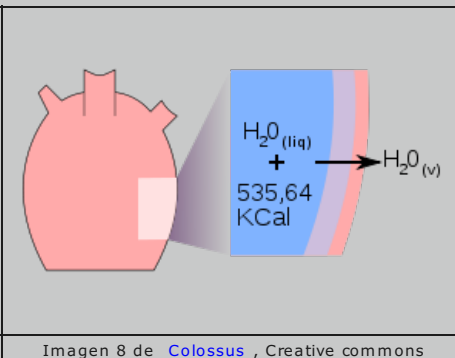


Imagen 8 de [Colossus](#) , Creative commons

Cuando el botijo tiene agua, una parte se evapora a través de la pared porosa del material de que está hecho. Como para evaporarse el agua necesita energía, la extrae del mismo líquido, con lo que su temperatura disminuye. Es decir, es imprescindible que el material sea poroso: un botijo de plástico es absolutamente inútil.

¿Te has fijado en que los botijos se dejan en un plato, en el que se va acumulando el agua que pasa a través de la pared y no se evapora, así como la que condensa después de la evaporación? Como se suele decir, los botijos tienen que "mear".

## 2. Leyes ponderales de las reacciones químicas



Cuando varias sustancias se ponen en contacto y se observa que disminuye la cantidad de unas sustancias ( **reactivos** ), mientras que aumenta la de otras ( **productos** ), se dice que se ha producido una **reacción química** . Es decir, hay una **transformación de unas sustancias en otras** , que puede llegar a resultar sorprendente: a partir de un sólido y una disolución se produce gas, a partir de dos disoluciones se forma un sólido, etc.

Sin embargo, en los **procesos físicos** no hay cambio en la naturaleza de las sustancias, aunque pueda variar alguna de sus propiedades, como, por ejemplo, su posición, su temperatura o su energía.



Video 3 de [proinhuelin](#) , uso libre

Imagen 9 de [Hunt](#) , Creative commons

Las sustancias se clasifican en **elementales ( o simples )** y sustancias **compuestas** : a partir de las primeras no es posible obtener otras más sencillas, mientras que a partir de las segundas sí. Ejemplos de sustancias elementales son el oxígeno, el magnesio, el azufre,... Y de sustancias compuestas, el agua, el dióxido de carbono, el carbonato de calcio, etc.

A finales del siglo XVIII y principios del XIX se establecieron tres relaciones experimentales midiendo las masas de sustancias elementales que se combinaban para formar sustancias compuestas: **las leyes ponderales**.

### Curiosidad

La **American Chemical Society** tiene activado el [registro CAS](#) , base de datos de las sustancias químicas conocidas, que se actualiza diariamente.

Desde esa página podrás ver las sustancias conocidas a fecha de hoy ( "*organic and inorganic substances* " ) . Es interesante que sepas que el 7 de septiembre de 2003 eran algo más de 22 millones, el 14 de diciembre de 2004 eran casi 25 millones y el 20 de diciembre de 2006, 30 millones y medio. ¿Cuántas hay hoy? ¿Qué te parece el ritmo anual de patente de nuevas sustancias?

## 2.1 Conservación de la masa

En 1789 Lavoisier, el padre de la Química moderna, publicó su "*Tratado elemental de Química*", en la que detalló que había medido las masas de las sustancias que intervenían en una reacción química, y comprobado que aunque cambiaba la masa de cada una de ellas, la masa total no lo hacía, permaneciendo constante. Es decir, **la masa que desaparece de reactivos es la misma que se forma de productos**.



Imagen 10 de Rama, uso libre

### Ejercicio resuelto

En un recipiente hermético que contiene 2.8 g de nitrógeno se inyectan 3.2 g de oxígeno, con lo que reaccionan formando un óxido de nitrógeno. Se determina mediante análisis químico que no sobra ninguno de los dos reactivos. ¿Qué masa de producto se habrá formado?

**Mostrar retroalimentación**

### Para saber más

Desde el sitio web del departamento de Física y Química del IES Aguilar y Cano puedes acceder a la biografía de Lavoisier, simular algunas experiencias para comprobar el cumplimiento de la [ley de conservación de la masa](#) y resolver problemas sencillos.

### Curiosidad

#### La alquimia

Lavoisier provocó el final de la [alquimia](#). La química experimental, que explicaba la naturaleza de la materia sobre la base de datos obtenidos en el laboratorio, terminó con 2500 años de trabajo en busca de la piedra filosofal y la transmutación de los metales en oro.

Uno de los alquimistas más famosos fue Nicolás Flamel (siglo XIV). Incluso se ha convertido en uno de los personajes que aparecen en *Harry Potter y la piedra filosofal*, como amigo del profesor Dumbledore.

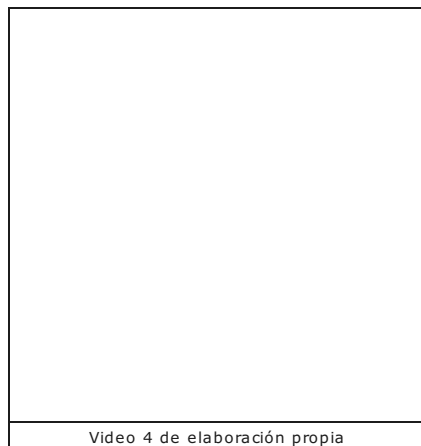


Imagen 11 de Flip, Creative commons

## 2.2 Proporciones constantes

Entre 1794 y 1804, Proust comprobó que cuando dos sustancias se combinan entre sí para formar una tercera, **la proporción de combinación en masas entre ellas siempre tiene el mismo valor**.

### Ejercicio resuelto



Video 4 de elaboración propia

Observa el vídeo. Cuando el metal magnesio reacciona con oxígeno, se forma una sustancia blanca pulverulenta, llamada óxido de magnesio. Partiendo de diferentes cantidades de magnesio, se observa que se obtienen distintas cantidades de óxido.

En la tabla se recogen las masas medidas en diferentes experimentos, en los que al realizarse la combustión al aire siempre hay exceso de oxígeno. Así se garantiza que el magnesio se queme totalmente.

m(magnesio) g	m(óxido de magnesio) g
1.27	2.11
1.98	3.28
2.35	3.90
2.83	4.69
3.24	5.37

Comprueba que se cumple la ley de las proporciones constantes e interpreta el resultado obtenido.

**Mostrar retroalimentación**

### Ejercicio resuelto

Cuando el cinc se hace reaccionar con ácido clorhídrico, se forma cloruro de cinc. Partiendo de 1.48 g de cinc, que reacciona totalmente con exceso de ácido, se obtienen 3.09 g de cloruro de cinc. ¿Qué cantidad de cloro se combinará con 2.96 g de cinc para formar cloruro de cinc? ¿Qué masa se habrá formado de producto?

**Mostrar retroalimentación**

### Importante

Como los elementos se combinan en una proporción constante, la composición de cada sustancia es fija, y el



porcentaje en masa que hay en ella de cada elemento (su **composición centesimal**) también.

A partir de los datos de actividades anteriores, determina la composición centesimal en el óxido de magnesio.

**Mostrar retroalimentación**

### *Comprueba lo aprendido*

¿Cuál es la composición centesimal en el cloruro de cinc? Utiliza datos de ejercicios anteriores

- ☐ 52.1% de cloro y 47.9% de cinc.
- ☐ 52.1% de cinc y 47.9% de cloro.
- ☐ 65.1% de cloro y 44.9% de cinc

Desde el sitio web del departamento de Física y Química del IES Aguilar y Cano puedes acceder a la biografía de Proust, simular algunas experiencias para comprobar el cumplimiento de la [ley de las proporciones constantes](#) y resolver problemas sencillos.

## 2.3 Proporciones múltiples



En 1803, Dalton demostró que cuando dos sustancias simples se combinan para originar diferentes compuestos, con una cantidad fija de una de ellas se combinan cantidades diferentes de la otra, pero que están en una relación de números enteros sencillos.

El carbono forma dos óxidos diferentes. Se combinan 20.3 g de carbono con 54.1 g de oxígeno en una experiencia, mientras que en otra la combinación es de 27.6 g de carbono con 36.8 g de oxígeno. ¿Se forma el mismo óxido?

**Mostrar retroalimentación**

## 3. Teoría atómica de Dalton



Dalton retomó el concepto de átomo de la Grecia clásica e hizo una serie de suposiciones sobre la estructura y composición de la materia con el fin de explicar las leyes ponderales. La **teoría atómica de Dalton**, publicada en 1808, indica que:

- Las sustancias están formadas por **partículas indivisibles** y muy pequeñas llamadas **átomos**.
- Todos los **átomos de una sustancia simple son iguales entre sí**; en particular, tienen la misma masa.
- Los átomos se unen entre sí, formando **sustancias simples** si se unen átomos iguales o **compuestas** si se unen átomos distintos, pero siempre en una proporción fija para cada sustancia.
- En **las reacciones químicas los átomos no cambian**: simplemente, se unen de forma diferente en los reactivos y en los productos, pero el número de cada tipo de átomos no se modifica.

Dalton representó cada tipo de átomos por un símbolo gráfico, como se ve en la imagen. Posteriormente, se les ha ido dando un símbolo formado por una o dos letras, mayúscula la primera, relacionado con las iniciales de su nombre, a veces latino (Fe de ferrum, Ag de argentum, ...).





ELEMENTS				
	Hydrogen	1		Strontian <sup>56</sup> 46
	Azote	5		Barytes 68
	Carbon	5		Iron 50
	Oxygen	7		Zinc 56
	Phosphorus	9		Copper 56
	Sulphur	13		Lead 90
	Magnesia	20		Silver 190
	Lime	24		Gold 190
	Soda	28		Platina 190
	Potash	42		Mercury 167

Imagen 12 de Dalton, dominio público

## Para saber más

### La Tabla Periódica

Como ya sabes, los símbolos de todos los elementos químicos conocidos se recogen en la tabla periódica. Además, se indican o deducen muchos otros datos que la convierten en un elemento de trabajo fundamental en Química.

Una de las tablas más sencillas y completas está en el sitio web de [Educaplus](http://educaplus.es).

Imagen 13 de elaboración propia

## 3.1 Interpretación de las leyes ponderales



Observa la animación siguiente. Fíjate en que se mezclan dos gases, formados por partículas biatómicas de dos átomos de oxígeno ( $O_2$ ) o de nitrógeno ( $N_2$ ). Cuando se produce la reacción de formación de NO, se rompen uniones entre átomos de oxígeno por un lado y de nitrógeno por otro, formándose uniones entre ellos para obtener el nuevo gas.



Como puedes ver, el número total de átomos no cambia desde la situación inicial a la final: simplemente, están unidos de una forma diferente. Por tanto, la masa total tampoco varía, y se cumple **la ley de conservación de la masa** . En este caso, sobra nitrógeno, que es el reactivo en exceso.

Fíjate también en que siempre se une un átomo de nitrógeno con uno de oxígeno para formar este óxido de nitrógeno, con lo que la fórmula del óxido es  $\text{NO}$ ; por tanto, la proporción de combinación en masa corresponderá siempre al cociente entre las masas de ambos átomos. En resumen, **la proporción de combinación es constante** .

Sin embargo, el nitrógeno puede unirse con el oxígeno para formar diferentes óxidos; por ejemplo,  $\text{NO}$  y  $\text{NO}_2$  . La proporción de combinación es diferente en ambos casos, ya que hay el doble de oxígeno en el segundo que en el primero para la misma cantidad de nitrógeno.

Precisamente **las fórmulas de las sustancias se establecieron por aplicación de las leyes ponderales** , junto con una ley específica de los gases, como verás en temas posteriores. La **fórmula empírica** indica la proporción de átomos de cada tipo que hay en el compuesto.

Fíjate en el diagrama de partículas del amoníaco, sustancia en que la relación de combinación es de 4.67 g de nitrógeno por cada gramo de hidrógeno. Determina su composición centesimal y la masa de amoníaco formada al reaccionar totalmente 50 g de nitrógeno.

**Pulse aquí**

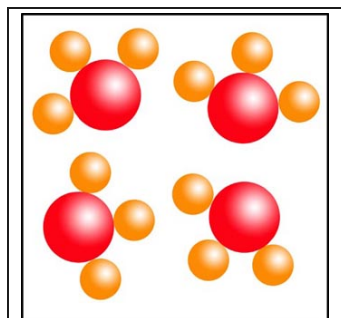


Imagen 14 de elaboración propia

### 3.2 Tipos de partículas



Hay tres tipos de partículas, cuya masa se puede determinar y que producen reacciones químicas observables: átomos, moléculas e iones.

El caso más sencillo es el de los **átomos** libres (gas neón, por ejemplo). También se pueden formar estructuras gigantes a partir de átomos, como es el caso del diamante, formado por átomos de carbono, o de los metales.

Además existen conjuntos de átomos unidos entre sí de una forma concreta, produciendo partículas individuales iguales entre ellas llamadas **moléculas** , como la molécula de agua. Estas moléculas pueden ser muy pequeñas, formadas por dos o tres átomos ( $\text{O}_2$  ,  $\text{H}_2\text{O}$  ) ó formadas por miles de átomos (ADN).

Los átomos pueden adquirir carga eléctrica, positiva o negativa, formando **iones** . Estos iones interaccionan entre sí formando **estructuras gigantes** , muy ordenadas ya que el estado físico es sólido ( $\text{NaCl}$  ,  $\text{CaSO}_4$  ). No hay partículas individuales: un trozo de sal común será más grande cuantos más iones haya.

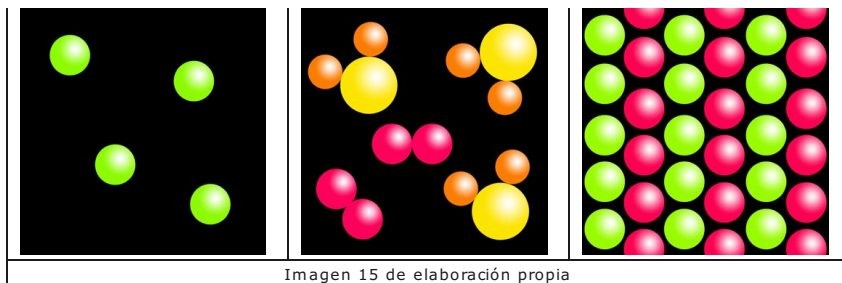


Imagen 15 de elaboración propia

Observa la imagen: el diagrama de la izquierda corresponde a una sustancia formada por átomos libres, en estado gaseoso; la central, es una mezcla de dos sustancias formadas por moléculas, una de ellas compuesta y la otra simple (por ejemplo, podrían ser  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{N}_2$ ); la de la derecha es una estructura gigante, como NaCl por ejemplo.

En unidades siguientes verás cómo se unen los átomos entre sí, por qué se forman unas u otras partículas, qué estructuras se originan y qué propiedades tienen las sustancias formadas.